

¿Qué nos dice **LA QUÍMICA?**

Herramienta práctica para educadores



AUTORES

Inés Bernal de Ramírez.
José A. Muñoz Castillo.

Colección Luis Duque Gómez No. 34



Academia Colombiana de
Ciencias Exactas, Físicas y Naturales.



Consejo
Profesional de Química.

ACADEMIA COLOMBIANA DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICAS Y NATURALES
COLECCIÓN LUIS DUQUE GÓMEZ No. 34

EDICIÓN FINANCIADA POR EL
CONSEJO PROFESIONAL DE QUÍMICA



¿QUÉ NOS DICE LA QUÍMICA?

Inés Bernal de Ramírez

Miembro de número de la Academia
Colombiana de Ciencias Exactas Físicas y Naturales
Profesor Titular de la Universidad Nacional de Colombia
Facultad de Ciencias. Departamento de Química

José Antino Muñoz Castillo

Profesor Honorario de la Universidad Nacional de Colombia
Facultad de Ciencias. Departamento de Química

Bogotá D.C., 2024

**Catalogación en la publicación de la Academia Colombiana
de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales**

Flor Inés Bernal de Ramírez & José Antino Muñoz Castillo. ¿Qué nos dice la Química? Herramienta práctica para educadores. Bogotá: Academia Colombiana de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales, 2024.

470 p. il (Colección Luis Duque Gómez No. 34)

ISBN: 978-628-96074-4-4

Palabras clave: 1. Herramientas para la educación básica en química. 2. Propiedades fisicoquímicas del agua. 3. Solubilidad de sustancias en agua. 4. Reacciones químicas en medio acuoso (Ácido-Base) (Oxidación Reducción). 5. Historia de la Química. 6. Ejercicios sencillos en el laboratorio de Química. 7. Aplicaciones industriales de la Química.

¿QUÉ NOS DICE LA QUÍMICA?

- © Academia Colombiana de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales
Carrera 28A No. 39A-63, Apartado 44763, Bogotá, D.C. Colombia
- © Consejo Profesional de Química
Carrera 13ª No. 89-38 Oficina 713. Edificio Nippon Center. Bogotá Colombia.
- © Inés Bernal de Ramírez, José A. Muñoz Castillo
2024

Diagramación

Luz Mery Avendaño

Fotografías

Germán Roberto Zwinggi

Diseño carátula

Mauricio Muñoz

Impresión:

Editorial Gente Nueva

Pbx: 320 28 40



MINEDUCACIÓN



**GOBIERNO
DE COLOMBIA**

La publicación virtual se ha financiado mediante la transferencia de recursos del Gobierno Nacional a la Academia Colombiana de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales

El Ministerio de Educación Nacional no es responsable de las opiniones aquí expresadas

La publicación impresa ha sido financiada con recursos propios del Consejo Profesional de Química

Derechos reservados. Este libro o partes del mismo pueden ser reproducidos sólo con fines educativos no comerciales, dando crédito explícito a su origen y autores.



Agradecimientos

Esta obra nació de las inquietudes surgidas en nosotros a través de muchísimas discusiones y trabajos realizados, en los varios años que participamos en el Comité de Educación de la Academia Colombiana de Ciencias Exactas Físicas y Naturales entidad que la aceptó y finalmente realiza la edición virtual y propone una difusión especializada en grupos de estudio de la Educación en nuestro país, por lo cual nos sentimos especialmente agradecidos

Al Consejo Profesional de Química que con una gran visión propone el uso de esta obra para hacer conocer las múltiples facetas con que la profesión química hace presencia en la vida diaria del ciudadano común y patrocina la primera edición en papel que facilitará su conocimiento y uso aún en sitios donde sea difícil su uso virtual.

A los Académicos químicos Moises Wassemann, quien primero la conoció y enriqueció con su valiosa intervención en el Prólogo y a Edgar Páez Mozo y Héctor Fabio Zuluaga quienes valoraron la obra inédita, la enriquecieron con sus valiosas sugerencias y permitieron que la Academia la aceptara como una de sus publicaciones especiales.

Finalmente a todas aquellas personas que, en una u otra forma, animaron nuestro empeño y valoraron el trabajo sincero, sencillo y cuidadoso que por largos años nos propusimos y que finalmente nos permite ofrecer la obra para ayuda de quienes se dedican a la enseñanza de la ciencia química.

Cordialmente.
Los Autores



Contenido

Agradecimientos	iii
Prólogo	xvii
Presentación general	xxi
Motivación	xxi
Presentación de la obra	xxii
Contenido de la obra	xxiii

BLOQUE I Algunas propiedades fisicoquímicas del agua

Introducción	3
--------------	---

Módulo 1. Presión de vapor / 5

Introducción	5
Descripción	6
Actividades	6
Experiencia No. 1. Observación. ¿Qué se hizo el líquido?	6
Experiencia No. 2. Observación: ¿De dónde sale el vapor?	7
Lectura complementaria 1. Presión de vapor y temperatura	8
Lectura complementaria 2. Acerca de la presión de vapor – humedad relativa	10
Lectura complementaria 3. El pájaro bebedor. Presión de vapor y temperatura	13
Lectura complementaria 4. Sublimación y presión de vapor	14
Lectura complementaria 5. Acerca de la Presión de Vapor y la olla a presión	15
Lectura complementaria 6. Acerca de Presión de vapor y cafetera	16
ANEXO. Unidades de presión	18
Bibliografía	18
Marco conceptual. Presión de vapor	19



Módulo 2. Ebullición / 21

Introducción	21
Descripción	21
Actividades	22
Experiencia No. 1. Ebullición y presión	22
Experiencia No. 2. Relación Temperatura – Presión y Ebullición.	24
Experiencia No. 3. Determinación del punto de ebullición - método del tubo capilar	25
Experiencia No. 4. Calor latente de vaporización - Temperatura de ebullición	26
Lectura complementaria 1. Proceso de ebullición	28
Lectura complementaria 2. Destilación – productos de consumo	32
Lectura complementaria 3. Líquidos en ebullición - burbujas	34
Lectura complementaria 4. Temperatura de ebullición y presión	36
Lectura complementaria 5. Temperatura de ebullición – Punto de ebullición – Corrección	37
Bibliografía	37
Marco teórico. Temperatura de ebullición	38

Módulo 3. Tensión superficial / 39

Introducción	39
Descripción	40
Actividades	40
Experiencia No. 1. Fósforos flotantes	40
Experiencia No. 2. La aguja flotante	42
Experiencia No. 3. Halando el agua	43
Experiencia No. 4. Bombas de agua jabonosa	44
Experiencia No. 5. Película misteriosa	45
Lectura complementaria 1: Tensión superficial	46
Lectura complementaria 2. Tensión superficial y respiración	49
Bibliografía	50
Marco conceptual. Tensión superficial	51

Módulo 4. Viscosidad / 53

Introducción	53
Descripción	53
Actividades	54

Experiencia No. 1. Velocidad de escape	54
Experiencia No. 2. Viscosidad y velocidad de desplazamiento	55
Experiencia No. 3. Esferas caprichosas	57
Lectura complementaria 1. Estructura de la materia y Viscosidad	58
Lectura complementaria 2. Aceites lubricantes	60
Lectura complementaria 3. Viscosidad de otros tipos de fluidos	62
Bibliografía	63
Marco conceptual. Viscosidad	64

Módulo 5. Capilaridad / 65

Introducción	65
Descripción	65
Actividades	66
Experiencia No. 1. Colorear flores	66
Experiencia No. 2. El color viajero	67
Experiencia No. 3. El sobre que se abre	68
Experiencia No. 4. Separación de colores	69
Lectura complementaria 1. Capilaridad	71
Lectura complementaria 2. Altura de columna y tensión superficial	73
Lectura complementaria 3. Cromatografía de papel	75
Bibliografía	75
Marco conceptual. Capilaridad	76

Módulo 6. Humectación / 77

Introducción	77
Descripción	77
Actividades	78
Experiencia No. 1. ¿Qué moja más?	78
Experiencia No. 2. ¿El agua siempre moja?	79
Experiencia No. 3. ¿Por qué no se quieren?	80
Experiencia No. 4. Acción limpiadora	81
Experiencia No. 5. Lavado – Eficiencia en el lavado	81
Lectura complementaria 1. Humectación	83
Lectura complementaria 2. Lavado	84
Lectura complementaria 3. Otras sustancias importantes	86
Bibliografía	87
Marco conceptual. Humectación	88



Módulo 7. Densidad / 89

Introducción	89
Descripción	89
Actividades	89
Experiencia No. 1. ¿Flotará o se hundirá?	90
Experiencia No. 2. ¿Por qué no se quieren?	91
Experiencia No. 3. ¿Importa la forma?	92
Experiencia No. 4. Flotación	93
Experiencia No. 5. ¿Importa el tamaño?	93
Lectura complementaria 1. Densidad	96
Lectura complementaria 2. La solución de Arquímedes	98
Bibliografía	99
Marco conceptual. Densidad	100

BLOQUE II

¿Es el agua el disolvente universal? Disoluciones

Introducción	103
--------------	-----

Módulo 1. ¿El agua disolvente universal? / 105

Introducción	105
Descripción	106
Actividades	106
Experiencia No. 1. Disoluciones	106
Experiencia No. 2. Gases en agua	108
Lectura complementaria 1. Disoluciones	110
Lectura complementaria 2. ¿Qué hace al agua tan particular?	112
Bibliografía	113
Marco conceptual. Disoluciones y suspensiones	114

Módulo 2. ¿Son los gases solubles en agua? / 115

¿Por qué la lluvia es ácida?	115
Introducción	115
Descripción	116
Actividades	116

Experiencia No. 1. La botella caprichosa. Disoluciones gas en líquido	116
Lectura complementaria 1. Fundamentos de la experiencia	119
Lectura complementaria 2. Gases en disolución acuosa	120
Lectura complementaria 3. “El lago asesino”. (Chang, 1999)	122
Bibliografía	124
Marco conceptual. Gases en agua	125

Módulo 3. ¿Son todos los líquidos solubles en agua? / 127

Líquidos en líquidos	127
Introducción	127
Descripción	127
Experiencia. Disolución de líquido en líquido	128
Lectura complementaria 1. Disoluciones Acuosas	130
Lectura complementaria 2. Emulsiones. Coloides	132
Bibliografía	136
Marco conceptual. Disolución líquido-líquido	137

Módulo 4. ¿Son todos los sólidos solubles en agua? / 139

Disoluciones sólido en líquido - concentración	139
Introducción	139
Descripción	140
Actividades	140
Experiencia No. 1. ¿Solubiliza el agua todos los sólidos?	140
Experiencia No. 2. ¿Qué entiende por concentración de una solución?	142
Experiencia No. 3. ¿Sabe usted qué es una solución molar?	143
Lectura complementaria. Mol – Molaridad	145
Bibliografía	150
Marco conceptual. Disoluciones acuosas sólido-líquido. Concentración.	151

Módulo 5. ¿Podemos disolver más sal en el agua de mar? / 153

Saturación – insaturación	153
Introducción	153
Descripción	153
Experiencia No. 1. Límite de saturación	154
Experiencia No. 2. ¿Cómo se afecta la solubilidad por variación de la temperatura?	156



Lectura complementaria 1. Solubilidad y temperatura.	157
Bibliografía	162
Marco conceptual. Saturación	163

Módulo 6. Dilución – disoluciones patrón / 165

Introducción	165
Descripción	166
Actividades	166
Experiencia No. 1 Proceso: Dilución simple	167
Experiencia No. 2. Dilución progresiva o seriada	168
Experiencia No. 3. Serie Patrón por dilución simple. Disolución desconocida	171
Lectura complementaria 1. ¿Qué se entiende por dilución?	173
Lectura complementaria 2. Descripción de la Dilución según McElroy.	
Trabajo docente	175
Lectura complementaria 3. Patrón de medida	178
Apéndice	179
Bibliografía	179
Marco conceptual. Dilución	181

BLOQUE III

Reacciones químicas en medio acuoso

Introducción	185
--------------	-----

Módulo 1. Disoluciones – Disociación – Conductividad Eléctrica / 189

Introducción	189
Descripción	190
Actividades	190
Experiencia. Disoluciones y conducción eléctrica	190
Lectura complementaria 1. Disoluciones y conducción eléctrica	192
Lectura complementaria 2. Constante dieléctrica	195
Lectura complementaria 3. Elementos de conductividad	197
Bibliografía	197
Marco conceptual. Disoluciones conductoras	198

Módulo 2. Ácidos y Bases / 199

Introducción	199
Descripción	200
Actividades	200
Experiencia. Comportamientos misteriosos.	200
Lectura complementaria 1. ¿Qué es un ácido? ¿Qué es una base?	203
Lectura complementaria 2. Ejemplo de modelo de representación	207
Lectura complementaria 3. Desarrollo histórico de los conceptos Ácido y Base	209
Bibliografía	210
Marco conceptual. Ácidos y bases	211

Módulo 3. Hidrólisis. Comportamiento de las sales en agua / 213

Introducción	213
Descripción	214
Actividades	214
Experiencia. Reactividad de sales en medio acuoso	215
Lectura complementaria 1. Hidrólisis de sales	218
Lectura complementaria 2. Efecto del tamaño del ion metálico	225
Lectura complementaria 3. Hidrólisis de compuestos orgánicos	226
Bibliografía	227
Marco conceptual. Sales en medio acuoso. Hidrólisis	228

Módulo 4. ¿Qué es pH? / 229

Introducción	229
Descripción	229
Actividades	230
Experiencia No. 1. Preparación de una escala patrón	230
Experiencia No. 2. Visualización del pH	232
Lectura complementaria 1. Fundamento del pH	234
Lectura complementaria 2. ¿Cómo puede visualizarse el carácter ácido – base de una disolución?	236
Lectura complementaria 3. Algunas aplicaciones prácticas del pH.	
El pH y el medioambiente	239
Bibliografía	244
Marco conceptual. Escala pH	246



Módulo 5. Intervalo de viraje de indicadores ácido–base / 247

Introducción	247
Descripción	247
Actividades	248
Experiencia. Intervalo de viraje de algunos indicadores	248
Lectura complementaria 1. ¿Qué es y cómo funciona un indicador ácido-base	251
Lectura Complementaria 2. Pigmentos vegetales	253
Bibliografía	255
Marco conceptual. Intervalo de viraje de pH	256

Módulo 6. Disoluciones reguladoras de pH. Efecto de ion común / 257

Introducción	257
Descripción	258
Actividades	258
Experiencia. Disoluciones reguladoras	258
Lectura complementaria 1. Disoluciones reguladoras de pH, Buffer o Tampones	261
Lectura complementaria 2. Algunas aplicaciones de las disoluciones reguladoras de pH	264
Bibliografía	267
Marco conceptual. Disolución reguladora de pH	268

Módulo 7. Estequiometría. Neutralización ácido–base / 269

Introducción	269
Descripción	270
Actividades	270
Experiencia No. 1. Visualización de la estequiometría de la neutralización	271
Experiencia No. 2. Comportamiento estequiométrico comparativo de dos sistemas ácido-base.	273
Experiencia No. 3. Neutralización ácido–base. Estequiometría.	274
Actividad complementaria 1. Cálculo de la concentración por neutralización de dos disoluciones ácidas	275
Actividad complementaria 2. Evaluación de precisión y exactitud y precisión de los resultados analíticos.	275
Lectura complementaria 1. Comentarios sobre valoraciones volumétricas	276
Lectura complementaria 2. Reacción de neutralización ácido – base.	277

Lectura complementaria 3 . Exactitud y Precisión	278
Lectura complementaria 4. La Estequiometría y el desarrollo de la Química	280
Lectura complementaria 5. La Ley de volúmenes de combinación de Gay Lussac y la Hipótesis de Avogadro. Representación en aula.	
Impacto histórico	284
Bibliografía	285
Marco conceptual. Neutralización - Estequiometría	286

Módulo 8. Valoración potenciométrica ácido - base / 287

Introducción	287
Descripción	287
Actividades	288
Experiencia. Valoración ácido–base. Neutralización	288
Lectura complementaria 1. Aspectos básicos de la titulación potenciométrica	291
Lectura complementaria 2. Preparación de disoluciones para uso cuantitativo	293
Bibliografía	294
Marco conceptual. Valoración ácido–base	295

BLOQUE IV

Procesos de oxidación-reducción Redox

Introducción	299
--------------	-----

Módulo 1. Observación de procesos Redox. Balance de ecuaciones / 303

Introducción	303
Descripción	303
Experiencia No. 1. Algunos ejemplos de procesos de oxidación-reducción	304
Experiencia No. 2. Acción redox del cloro	306
Lectura complementaria 1. Fundamentos de los procesos redox	307
Lectura complementaria 2. Proceso de Corrosión	311
Lectura complementaria 3. Protección contra la corrosión: Galvanizado	312
Trabajo pedagógico 2. Propuestas de aplicación	314
Trabajo pedagógico 3. Balanceo de ecuaciones de oxidación reducción	316
Bibliografía	317
Marco conceptual. Oxidación reducción	318



Módulo 2. Comportamiento de metales en disoluciones de iones metálicos / 319

Introducción	319
Descripción	319
Experiencia No. 1. Reacciones de oxidación reducción y corriente eléctrica	320
Experiencia No. 2. Tabla de desplazamientos relativos	321
Lectura complementaria 1. Oxidación reducción y producción de corriente	323
Lectura complementaria 2. Observaciones sobre reacciones de desplazamiento	324
Lectura complementaria 3. Conductividad-Resistividad en metales	326
Lectura complementaria 4. Capacidad de desplazamiento	328
Bibliografía	330
Marco conceptual. Desplazamiento. Oxidación–reducción	331

Módulo 3. Celdas galvánicas o pilas. Generación de corriente eléctrica por reacciones químicas / 333

Introducción	333
Descripción	334
Experiencia No. 1. Construcción de celdas galvánicas sencillas	334
Experiencia No. 2. Construcción de una pila con recursos caseros	336
Lectura complementaria 1. Fundamento de las celdas galvánicas	337
Lectura complementaria 2. Características de las celdas galvánicas o pilas	338
Lectura complementaria 3. Pila clásica	339
Bibliografía	340
Marco conceptual. Celda galvánica Pila	341

Módulo 4. Determinación del potencial de una pila / 343

Introducción	343
Descripción	343
Experiencia No. 1. Medida del voltaje en una pila	344
Lectura complementaria 1. Medida del Potencial de reducción	346
Lectura complementaria 2. Tabla de potenciales de reducción	347
Lectura complementaria 3 . Las pilas en la vida diaria	349
Bibliografía	351
Marco conceptual. Celda galvánica	352

**Módulo 5. Celdas electrolíticas. Generación de reacciones químicas
por corriente eléctrica / 353**

Introducción	353
Descripción	354
Experiencia No. 1. Obtención de halógenos yodo, cloro y bromo elemental a partir de sus sales alcalinas	354
Experiencia No. 2. Descripción del proceso electrolítico. Obtención de halógenos a partir de electrolitos en disolución	356
Experiencia No. 3. Recolección de gas producido en el cátodo en la electrólisis y comprobación del proceso	360
Lectura complementaria 1. Algunos elementos básicos de electrólisis	362
Lectura complementaria 2. Aspectos generales de los procesos electrolíticos realizados	363
Bibliografía	364
Marco conceptual. Oxidación reducción celda electrolítica	365

Módulo 6. Procesos electrolíticos industriales. Leyes de Faraday / 367

Introducción	367
Descripción	367
Experiencia No. 1. Recubrimiento con película de cobre – Cobrisado	367
Experiencia No. 2. Electrodeposición de níquel sobre cobre	369
Experiencia No. 3. Leyes de Faraday	371
Lectura complementaria 1. Fundamentos de la electrólisis	372
Lectura complementaria 2. Leyes de Faraday	374
Lectura complementaria 3. Trabajo pedagógico sobre las Leyes de Faraday	375
Lectura complementaria 4. Recubrimientos. Anodizado	377
Lectura complementaria 5. Obtención de elementos y compuestos químicos	379
Bibliografía	381
Marco conceptual. Electrólisis. Leyes de Faraday	383

Módulo 7. Descomposición electrolítica del agua / 385

Introducción	385
Descripción	385
Experiencia No. 1. Electrólisis del agua	386
Experiencia No. 2. Un ejemplo de reacción exotérmica. El cañón de hidrógeno	388
Lectura complementaria 1. Voltámetro de Hofmann	394



Lectura complementaria 2. Comentarios sobre la experiencia del cañón de hidrógeno	396
Bibliografía	397
Marco conceptual. Celdas	398

Módulo 8. Combustión / 399

Introducción	399
Descripción	399
Experiencia No. 1. Combustión de una vela sumergida en aceite	400
Experiencia No. 2. ¿Qué es una llama?	401
Experiencia No. 3. Efecto de algunos gases sobre la llama	404
Lectura complementaria 1. Combustión	406
Lectura complementaria 2. La llama	406
Lectura complementaria 3. Combustión y medio ambiente	407
Lectura complementaria 4. Mitología e industria	408
Lectura complementaria 5. Breve Reseña histórica sobre la investigación de la combustión y el nacimiento de la química	409
Bibliografía	414
Marco conceptual. Combustión	415

Módulo 9. Oxidación reducción en reacciones orgánicas / 417

Introducción	417
Descripción	418
Actividades	418
Experiencia No. 1. Espejo de plata. Azúcares reductores. Reactivo de Tollen's	418
Experiencia No. 2. Comportamiento del azúcar común (SACAROSA) vs. Otros azúcares. Reactivo de Fehling	420
Experiencia No. 3. Rancidez de aceites y grasas comestibles. Prueba de Kreiss	423
Lectura complementaria 1. Procesos de oxidación reducción en compuestos orgánicos	424
Lectura complementaria 2. Procesos redox en los seres vivos. Aplicaciones varias.	427
Lectura complementaria 3. Trabajo pedagógico. Balance de ecuaciones redox con compuestos orgánicos	429
Bibliografía	432
Marco conceptual. Azúcares reductores	433

Índice Temático e Histórico	434
------------------------------------	------------



Prólogo

¿La química nos dice algo? Definitivamente sí. Como todas las ciencias de la naturaleza la química transmite mensajes claros e importantes y, como en todas, hay que tener un oído afinado, que sabe escucharlos, y un intelecto entrenado, que permite comprenderlos.

Nuestra educación enfrenta retos importantes (la colombiana, pero podríamos extender la afirmación a la mayoría de países de América latina). No es este el lugar para detallarlos; hay grandes problemas de equidad: diferencias fuertes entre educación urbana y rural, pública y privada, regiones ricas y pobres. Hay también problemas de calidad: una baja calificación en las pruebas internacionales en las que nos hemos medido (pruebas PISA de la Oede), y en las nacionales (Saber 3, 5, 9 y 11). Nuestros estudiantes se comparan mal con los de otras latitudes, y esos indicadores parecen no moverse en el tiempo a pesar de los esfuerzos. Todo sugiere que lo que hemos hecho no basta, que son necesarias nuevas intervenciones.

Las pruebas mencionadas no son malas. No miden, como algunos creen, la capacidad de los estudiantes de aprender de memoria largas lecciones, sino sus competencias interpretativas, sus capacidades para entender textos de alguna complejidad, y para enfrentar problemas básicos en matemáticas y en ciencias. Todo parecería indicar, entonces, que es eso lo que debemos fortalecer: más criterio, más libertad de pensamiento, mejor comprensión de los fenómenos que encuentran diariamente en su vida y en su trabajo.

Se han hecho un gran número de diagnósticos. Como sucede con todo problema complejo, las causas son muchas, y por tanto habrá que asumir, igualmente, muchas estrategias en su solución. Pero, uno de los factores que aparece en todos los diagnósticos, y que surge siempre en los estudios y análisis, es la necesidad de mejorar la formación de los maestros. No se trata de una crítica a quienes ejercen tan importante profesión, sino el reconocimiento de que se necesita un refuerzo, un fortalecimiento que les permita ejercer mejor su función. Esfuerzos como el que se presenta acá son los más adecuados. Reforzarán la capacidad de los maestros y les darán instrumentos para optimizar su labor.



Una vieja discusión (que se renueva constantemente) es la que quiere decidir en qué punto se debe poner el acento de esa formación de maestros que se quiere mejorar. Hay quienes piensan que la preparación en pedagogía es insuficiente, de forma que sus lecciones terminan no impactando a los educandos. Algunos consideran que el conocimiento disciplinar es el deficiente, y nadie puede enseñar bien lo que no sabe o no entiende. Otros se inclinan por buscar soluciones en la mejora de los instrumentos didácticos, en fortalecer el ‘oficio diario’ de enseñar.

La enseñanza de la ciencia es especialmente problemática. Es difícil para un maestro dominar con propiedad varias disciplinas. Es difícil también mantenerse alerta ante los cambios y las novedades, y distinguir lo que permanece, lo que se ha convertido ya en un consenso fuerte, en un ‘hecho’, de aquellas noticias pasajeras, que a veces resultan atractivas para los jóvenes. Los profesores de ciencia se pueden ver entonces presionados para complacer las tendencias y modas dominantes.

Así, quien hoy asiste a las ferias escolares de ciencias (donde las hay, ojalá hubiera más) verá una presencia muy alta de proyectos de reciclaje de residuos y conservación del ambiente y el paisaje, y de otros de construcción de artefactos, especialmente robots, drones y algunos cohetes. Estas iniciativas son positivas, pero no deben ser dominantes. Si su número es abrumadoramente superior al de aquellos que se dirigen a la comprensión de los fenómenos fundamentales de la naturaleza, pueden terminar imponiendo concepciones equivocadas e induciendo limitaciones y sesgos a la visión de mundo de los estudiantes.

Este libro, o mejor este ‘baúl de herramientas’, pretende ayudar a los maestros para compensar esas deficiencias. Tiene cuatro bloques sobre temas centrales necesarios para entender los fundamentos de la química. Es importante advertir que están dirigidos al maestro, no a los estudiantes. Constituyen un apoyo, para que ese maestro prepare muy bien su abordaje del tema, logre interesar a sus estudiantes, y ayudarlos a apropiarse esos conocimientos.

Cada bloque tiene varios módulos, organizados con un mismo patrón lógico. Empezan con una introducción breve pero rigurosa. Los autores (y creo que se les debe agradecer) no comprometen la seriedad del texto con recursos facilistas y esos símiles imperfectos, que a veces pareciera que facilitan la tarea, pero a la larga deforman los conceptos e inducen al error. La introducción va al grano; explica conceptos previos, plantea algunas de las preguntas básicas que el buen maestro induce en sus educandos, y propone una o varias experiencias prácticas que permiten apropiarse el conocimiento de la mejor forma, es decir construyéndolo, con pensamiento propio, a partir de las conclusiones que se sacan de un experimento bien diseñado para confrontar hipótesis fundamentales.

El módulo sugiere (y ofrece) lecturas complementarias (nuevamente, están dirigidas al maestro, a su mejor ilustración; lo que no obsta para que las use en la preparación de sus explicaciones) e induce a una discusión colectiva que produzca conclusiones. Finalmente, la actividad se apoya con un esquema organizador.

Todas las actividades se pueden realizar con objetos de muy fácil consecución, que se encuentran en las casas, o que se usan en la vida cotidiana. El alumno debe sentirlos como problemas que surgen en la realidad, en su vida, y que para resolverlos no tiene necesidad de equipos sofisticados, ni de grandes laboratorios. Eso hace, además, que las experiencias sean replicables en cualquier instalación educativa, incluso en instituciones rurales o de la ruralidad dispersa, sin exigir inversiones limitantes.

Yo encuentro en este ‘baúl de herramientas’ algunos elementos más, que no se hacen explícitos, porque éste no pretende ser un libro de ‘teoría pedagógica’, pero que son de gran importancia para el proceso formativo del estudiante, que va más allá del conocimiento científico.

Uno de estos elementos, tal vez el más importante es la generación de una ‘actitud científica’ por parte del estudiante. Ha habido muchas discusiones sobre la necesidad de enseñar el ‘método científico’. Eso, que era algo que parecía muy bien establecido hace relativamente poco tiempo, hoy lo es mucho menos. Resulta cada vez más claro que el método no es único sino plural, y que a veces las variantes producen mejores resultados que la ortodoxia.

En cambio, la construcción de una ‘actitud científica’ parece cada vez más central para la formación de la persona. La actitud científica incluye curiosidad, capacidad de plantearse preguntas en forma clara, intentos de responder esas preguntas, y una buena capacidad crítica, que le permita al estudiante distinguir lo relevante de lo irrelevante y lo central de lo superfluo. Una actitud que lo arma con instrumentos que le permiten reconocer las falacias lógicas y distinguir las simples asociaciones de las relaciones de causalidad, y todo eso al nivel de su cotidianidad, no en un mundo diferente, el ‘lejano y extraño mundo de la ciencia’.

En los tiempos que vivimos, sobre todo entre los jóvenes, hay una fuerte tendencia a lo virtual, que a veces se acompaña con facilismo y con un desprendimiento de la realidad física (que, para sorpresa de muchos, aún existe). Quisiera creer que a pesar de eso (o tal vez por eso mismo) el rescate del rigor, y del conocimiento sólido de la naturaleza y de su funcionamiento, es importante para lograr personas bien formadas, que en el fondo serán más felices, porque vivirán en un mundo físico real y porque entenderán, al menos parcialmente, como funcionan algunos de sus misterios.

Esta obra es un aporte significativo en esa dirección. Sus autores son dos profesores universitarios, que toda la vida enseñaron en el Departamento de Química de la



Universidad Nacional de Colombia, la primera escuela de la materia del país (primera en cronología y, hay que decirlo, en importancia). Recogen su experiencia y su saber-hacer en estas recomendaciones que, todos esperamos, caigan siempre en las mejores manos, las manos de los maestros de ciencias.

Moisés Wasserman



Presentación general

Motivación

Con el desarrollo de la Ciencia y su impacto en la vida de la sociedad, es innegable la importancia que tiene la educación en Ciencia desde los primeros cursos de formación; sin embargo, como el volumen de información se ha ampliado notablemente, las comunidades educativas han estructurado procesos para que sus miembros accedan a ella y se apropien de sus fundamentos como base para posteriores desarrollos.

Recientemente grupos de trabajo académico, basados en la amplia información sobre el aprendizaje y enseñanza de las ciencias, han desarrollado propuestas orientadas a un aprendizaje con mayor impacto y que conlleven no solamente el manejo de conceptos, sino a comprender su utilidad para dar razón de lo que sucede a nuestro alrededor y destacar su definitivo aporte al desarrollo de las comunidades.

De esas propuestas se pueden mencionar dos: una que podríamos llamar global plantea que “La meta de la educación en Ciencias no es un cuerpo de hechos y teorías, es mas bien una progresión hacia ideas claves que permitan entender eventos y fenómenos de relevancia para la vida del estudiante”.¹ Una segunda, que se está implementando, es la propuesta STEAM que constituye un enfoque educativo que integra aspectos científicos y matemáticos con el diseño de la ingeniería y elementos artísticos, con el fin de desarrollar a través del trabajo en equipo y el uso de la tecnología, soluciones a problemas del mundo real.

Recientemente el Ministerio de Ciencia y Tecnología de Colombia propuso el proyecto “Apropiación social del conocimiento” que se fundamenta en un diálogo **entre el conocimiento no formal, que se adquiere mediante la interacción con el entorno y el conocimiento formal adquirido en el paso por instituciones educativas**, donde se inicia la preparación del ciudadano, a partir del conocimiento científico aplicado.

1 BIG IDEAS of Science Education, IAP the global network of science academies. Wynne Harlen, 2015.



Presentación de la obra

Desde hace ya algunos años, los autores, basados en su larga experiencia como profesores universitarios, conscientes de la importancia de la labor educativa en la educación básica y media en Ciencias, han trabajado en la formulación de esta obra, dirigida a los Educadores, con el ánimo de contribuir a su labor en el aula, tendiente a fomentar la curiosidad, canalizándola para favorecer el conocimiento formal de sus educandos, teniendo en cuenta algunas consideraciones generales así:

- La construcción de cuerpos conceptuales se hace a partir de la observación y el análisis de situaciones, en lo posible, relacionados con la vida diaria.
- Como no es fácil comprender lo que no se ve, es básico establecer relaciones entre la teoría y una realidad tangible. Por esto sugerimos que en los temas tratados se acuda a la observación de fenómenos físicos como color, olor, desprendimiento de gases, formación de sólidos, que son manifestaciones de la actividad química.
- Otra fuente útil es la relación con numerosas aplicaciones comunes como crecimiento de plantas, corrosión de metales, cambios en la cocción de los alimentos, incandescencia de algunos materiales, protección de superficies, uso de pilas para aprovechar la electricidad fácilmente y muchas más que permiten que el alumno le dé significado real al conocimiento que enfrenta.
- Cuando el tema está contextualizado en un momento histórico y dentro de una inquietud intelectual por comprender la naturaleza de los fenómenos, suscita más interés por abordar la temática.
- Las experiencias de laboratorio se escogieron y adaptaron por su sencillez de aplicación y teniendo en cuenta los criterios de la “Química verde o Química sostenible” de: economía en los materiales e insumos, empleo de disolventes seguros, disminución de los residuos y minimización de accidentes químicos, que, aunque formulados inicialmente para la síntesis de compuestos, son generales en cualquier aplicación química.
- La bibliografía ofrece artículos seleccionados para ampliar fácilmente el tema, si se considera pertinente.

En resumen, esta obra pensada como una sencilla herramienta de enseñanza aprendizaje, ofrece una colección de actividades prácticas, fáciles de aplicar en el aula, para que el Profesor disponga de una oportuna y eficaz ayuda, para captar la atención de los estudiantes en temas importantes y de preferencia con proyección a la formulación de explicaciones del por qué suceden determinadas situaciones reales.

Consideramos que su contenido puede aportar elementos para que el profesor, al coordinar su trabajo de aula, pueda simultáneamente dirigir tanto el trabajo práctico,

como la identificación y manejo de un marco conceptual que sustente el comportamiento observado.

El objetivo primordial es lograr que finalmente, el estudiante se apropie del conocimiento y su aplicación, para lograr construir una explicación lógica, y desarrollar formas de trabajo que realmente lo capaciten para actuar coherentemente cuando sea necesario, y para que, así sea su desarrollo a nivel introductorio, pueda aportar a la forma de vivir de las comunidades.

El material que se propone se aparta de la presentación tradicional de los textos y manuales de laboratorio. El manejo conceptual se centra en la observación de fenómenos, su explicación inicial por los estudiantes y el material básico que apoyará al Profesor para guiar la discusión y posterior planteamiento de las conclusiones. Como puede verse, no es un material para desarrollar en forma continua (curricular), sino para trabajarse en aspectos particulares, según se considere conveniente, durante el desarrollo del trabajo con los estudiantes, quienes para el desarrollo de la actividad seleccionada, deben disponer de una información previa básica.

Estas actividades pueden aplicarse para promover la comprensión de los conceptos, independientemente de la metodología seleccionada para el desarrollo del currículo.

Contenido de la obra

El material se ha agrupado en cuatro grandes temas seleccionados por los autores, considerando que los conceptos involucrados deben ser del conocimiento general para un ciudadano común.

El tratamiento de cada tema se hace en varios módulos que presentan experiencias de laboratorio, fundamentos teóricos y acercamientos de aplicación, como elementos fundamentales para abordar la temática correspondiente.

Los temas son:

BLOQUE I. Algunas Propiedades Físicoquímicas del agua. (7 módulos)

BLOQUE II. ¿Es el agua el disolvente universal? (6 módulos).

BLOQUE III. Reacciones químicas en medio acuoso. (8 módulos).

BLOQUE IV. Procesos de oxidación reducción o Redox. (9 módulos).

En total son 30 módulos precedidos, cada uno, de una breve introducción al tema y acompañados de una propuesta de contexto conceptual.

Cada módulo tiene el siguiente formato.



- Título
- Introducción.
- Descripción.
- Conceptos previos.
- Actividades.
 - ◆ Cuestionario inicial.
 - ◆ Exploración.
 - Experiencia.
 - Materiales.
 - Desarrollo.
 - ◆ Registro de lo observado.
 - ◆ Explicación.
 - ◆ Discusión.
 - ◆ Aplicación.
- Lectura (s) complementaria(s).
- Contexto conceptual.

Título

Hace referencia al concepto, conceptos o situaciones base para el desarrollo del módulo.

Introducción

En un breve texto se plantea la importancia de conocer sobre el tema, para aclarar situaciones o resolver problemas, con el fin de despertar la curiosidad y acercarse a los preconceptos existentes, verdaderos o falsos. En ocasiones está sustentado por una corta introducción a su historia.

Conceptos previos

Se plantean los que deben manejar los alumnos para lograr un lenguaje común que ayude a la discusión y comprensión. Si no se cuenta con ellos o su manejo eficiente, es necesario trabajarlos previamente. En algunas experiencias es necesario acudir a las Matemáticas, la Física y/o Biología. Es claro que para el desarrollo de cada actividad, los alumnos deben disponer de una información básica previa que les permita plantear sus explicaciones iniciales.

Actividades

Esta parte engloba toda la práctica: cuestionario inicial, actividad previa o sugerencias específicas cuando se considera necesario, exploración y aplicación.

Cuestionario inicial

Se sugieren algunas preguntas orientadoras, con el propósito de aportar elementos al Profesor, para despertar la curiosidad planteando situaciones en las cuales se aplica

la temática e identificando concepciones deficientes o erradas, que permiten orientar el desarrollo de la actividad.

Exploración

Las 72 experiencias planteadas tienen como base varias fuentes: la práctica docente de los autores y la selección y adaptación que hicieron de ellas, a partir de numerosas publicaciones, por considerarlas apropiadas por su sencillez y facilidad de aplicación a nivel de aula en educación básica y media.

En general, con todas las experiencias se busca que el estudiante analice una situación con ojo crítico, la contextualice y finalmente plantee unas conclusiones, según su experiencia y conocimiento.

El Profesor orientará y promoverá la realización de la experiencia con el objetivo de que se comprenda el comportamiento y se de la apropiación del conocimiento del sistema y su aplicación en el esclarecimiento o resolución del problema propuesto, si es éste el objetivo práctico perseguido.

En cada experiencia se indican los **materiales y reactivos**, el **desarrollo** o protocolo que debe seguirse en el laboratorio o aula, las precauciones y cuidados, sugerencias y recomendaciones generales para el trabajo de aula cuando se considere necesario.

Con la meta de apoyar al Profesor para lograr el mejor aprovechamiento del material y fomentar en los estudiantes la disciplina del trabajo científico, se sugieren formas de efectuar **el registro de lo observado** y de la **explicación** o formulación de hipótesis, anotando las posibles causas del comportamiento identificado, utilizando el cuaderno de laboratorio.

Se proponen sugerencias para el proceso de **discusión**, puesto que este se debe llevar a cabo con base en las explicaciones propuestas, los aportes de los alumnos, del educador y el adecuado manejo de los conceptos identificados, tanto los previos como los aportados durante el desarrollo de la actividad; en tal forma que a medida que se avance, se va concretando una explicación razonable sobre el fenómeno estudiado. En este proceso se aclaran dudas conceptuales y se reconocen las concepciones erróneas que se hayan presentado y se puede concluir si las explicaciones iniciales eran o no pertinentes.

Aplicación

Se sugieren algunos interrogantes o temas de consulta que susciten curiosidad en los estudiantes, para que logren transferir a situaciones reales lo que han aprendido, y los capacite en la aplicación de los conceptos trabajados en otros contextos.



Lecturas complementarias. (93)

Tienen como objetivo ofrecer una síntesis sencilla de elementos teóricos, sobre aspectos conceptuales del sistema trabajado, así como para describir procesos y aplicaciones donde se ve que es fundamental su uso, contextualizándolos en la historia o en la realidad cotidiana, para ampliar su accionar en la vida real y facilitar su comprensión y apropiación.

Por su contenido se podrían describir como:

- *Fundamentos científicos* de la o las experiencias. (53).
- *Históricas*. Se presenta la evolución del concepto en el tiempo y quienes fueron sus autores y aportes principales. (3)
- *Aplicación en el aula*. En algunos módulos se sugieren actividades que pueden ser los llamados trabajos pedagógicos que permiten trabajar el concepto en el aula, con ayuda de la Física y/o las matemáticas, como se sugiere en el proyecto STEAM.(19).
- *Aplicaciones industriales*. Se muestra brevemente, cómo se está utilizando normalmente el concepto en actividades de la sociedad. (8).
- *Aporte al conocimiento de la naturaleza*. Se indican algunas situaciones en las cuales el o los conceptos trabajados permiten dar explicaciones sobre el comportamiento de la naturaleza. (6).
- *Referencias prácticas*. Donde se considera importante se incluyen: Tablas de patrones de medida. Escalas normales de medida. Ejemplos de algunas características y normas.(4).

Contexto conceptual

Al finalizar cada módulo se presenta una propuesta de **contexto conceptual** que son diagramas de la génesis y las relaciones del concepto principal, que pueden ser utilizados como punto de partida en la contextualización con los estudiantes, y permiten localizar los conceptos dentro del contexto pertinente; es decir, son una herramienta valiosa para conectar los conceptos que se quieren trabajar, con las variables que los describen y orientar sobre su relación con el problema o situación que se trabaja.

El Profesor también puede utilizarlo como punto de partida para que los estudiantes lo amplíen con los aspectos que van surgiendo en la experiencia, dando origen a una red explicativa de los elementos del problema o situación estudiada, y utilizarlo como medio de evaluación de la comprensión lograda.

Evaluación

Para este proceso se sugieren dos aspectos: el primero una evaluación diagnóstica continua, con base en criterios claros como apoyo al desarrollo de la actividad. En

la literatura se encuentran propuestas para la aplicación de este tipo de evaluación. El segundo es la evaluación sumativa, en la que se busca que el alumno muestre el manejo conceptual logrado y sus implicaciones, acorde con el nivel del trabajo.

Bibliografía

En el texto se encuentran cuatro tipos de citas bibliográficas.

- Las tomadas como referencia en el trabajo y que se citan al final de cada módulo.
- Complementarias. Citadas al final de cada módulo y que se considera permiten ampliar el tema trabajado. Generalmente son publicaciones correspondientes a libros o revistas conocidas.
- Las correspondientes a notas docentes, de la experiencia de clase de los autores a través de su ejercicio profesional.
- Las tomadas de Internet, seleccionadas por considerarlas útiles para quienes deseen profundizar o ampliar el tema tratado.

Recomendaciones

Las específicas, para el desarrollo de algunos módulos, se encuentran explícitamente en ellos. Sin embargo, por considerarlas de gran importancia, aquí se reúnen algunas generales para que se tengan en cuenta en la realización de los trabajos.

- Antes de realizar las experiencias debe destacarse la importancia que tiene el proceso de observación para describir el fenómeno objeto de estudio.
- Durante el desarrollo del proceso educativo debe mantenerse una dinámica que favorezca el permanente cuestionamiento.
- Por la naturaleza de algunas experiencias es necesario contar con elementos de protección como: blusa de laboratorio o delantal, extinguidor y elementos resistentes al calor, para protección personal y de las instalaciones.
- El trabajo de aula puede realizarse en diversas modalidades: por ejemplo, cuando son experiencias sencillas que se pueden realizar simultáneamente, los alumnos pueden dividirse en grupos de máximo 5 integrantes y encargar a cada grupo de una experiencia. En este caso es conveniente que se escoja previamente un alumno de cada grupo que pueda asumir el rol de monitor, con orientación previa del Profesor.
- Las experiencias también pueden ser demostrativas, planeando la actividad de tal forma, que los alumnos puedan realizar adecuadamente el **registro de sus observaciones**, enfatizando que esta acción es fundamental para los procesos de **explicación y discusión**.



Finalmente, los autores aspiran a que el interrogante expresado en el título ¿QUÉ NOS DICE LA QUÍMICA?, sea un motor de inspiración que anime al conocimiento y aplicación de su contenido, y constituya un punto de partida para que las nuevas generaciones se entusiasmen en transitar por los senderos de esta ciencia.

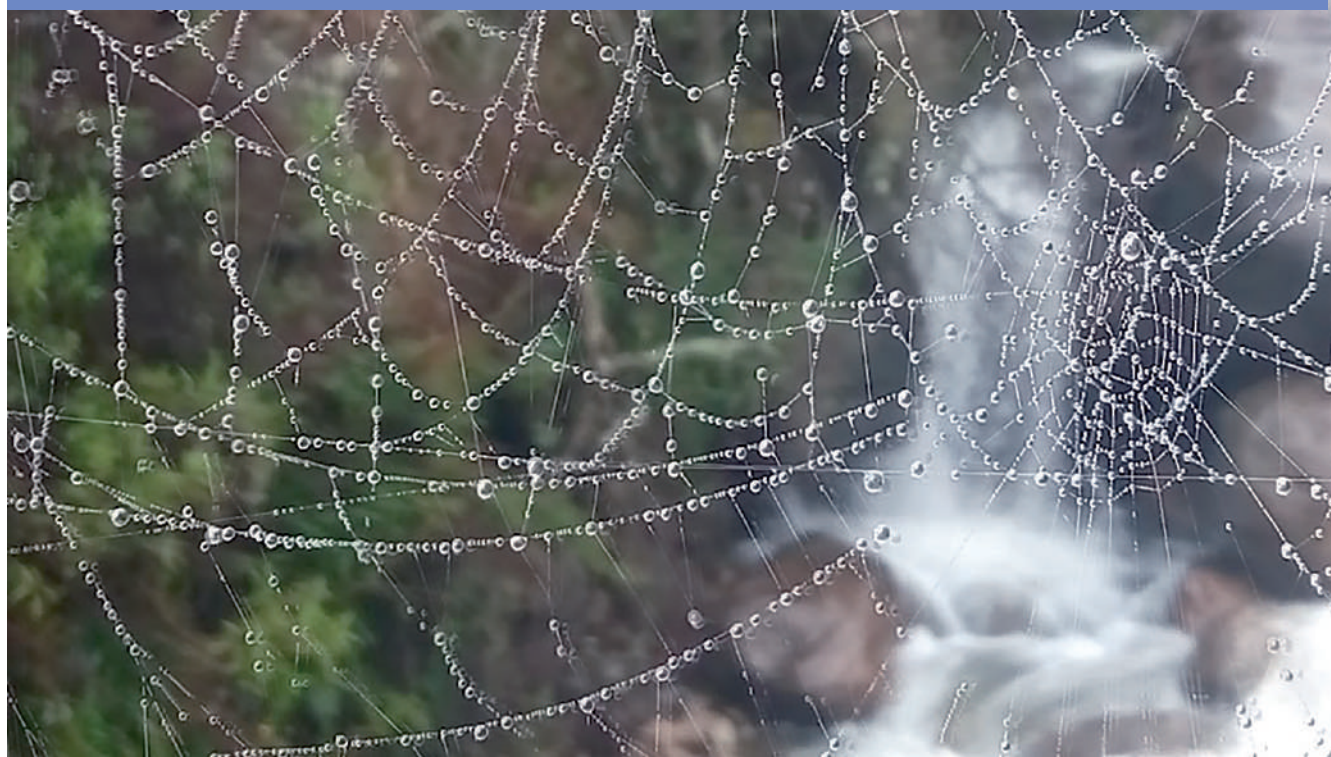
Para facilidad de consulta se incluyen dos Índices: el GENERAL de la obra y el TEMÁTICO e HISTÓRICO.



BLOQUE I

Algunas propiedades fisicoquímicas del agua

Módulos – 7 • Experiencias – 28





Introducción

Esta primera parte tiene como eje central algunas de las propiedades del agua, observables fácilmente, como son: **tensión superficial, presión de vapor, temperatura de ebullición, densidad, capilaridad, viscosidad y humectación** y sus aplicaciones más conocidas, para contextualizar el conocimiento de los líquidos comunes en situaciones de la vida diaria.

Se escoge el agua como eje central, puesto que se considera que es un compuesto muy especial en nuestro sistema terráqueo y es determinante para la vida que conocemos. Sus propiedades químicas y físicas influyen en numerosas circunstancias y por eso ha sido objeto tradicional de investigación científica, y como resultado actualmente disponemos de gran cantidad de información sobre sus características y comportamientos físicos y químicos frente a elementos, compuestos, minerales, seres vivos y su relación con el ambiente y con las actividades diarias de diferente tipo, donde su uso es imprescindible.

Como es bien sabido el hombre aprecia más lo que más conoce, y como en la actualidad es tarea primordial que el desarrollo de las actividades humanas en todas las escalas y tipos posibles contribuyan, efectivamente a la preservación del agua, el trabajo propuesto y su soporte teórico pueden ayudar efectivamente a este propósito.

Además, el agua por ser líquida en condiciones normales de presión y de temperatura, permite que el conocimiento de estas propiedades se pueda extrapolar, con las debidas limitaciones, a numerosos compuestos existentes en este estado y a sus usos en diversos procesos como: la producción de alimentos, destilación de bebidas fermentadas, lavado, lubricación y producción de diversos artículos que van desde juguetes para niños y utensilios de cocina, a enormes embarcaciones.

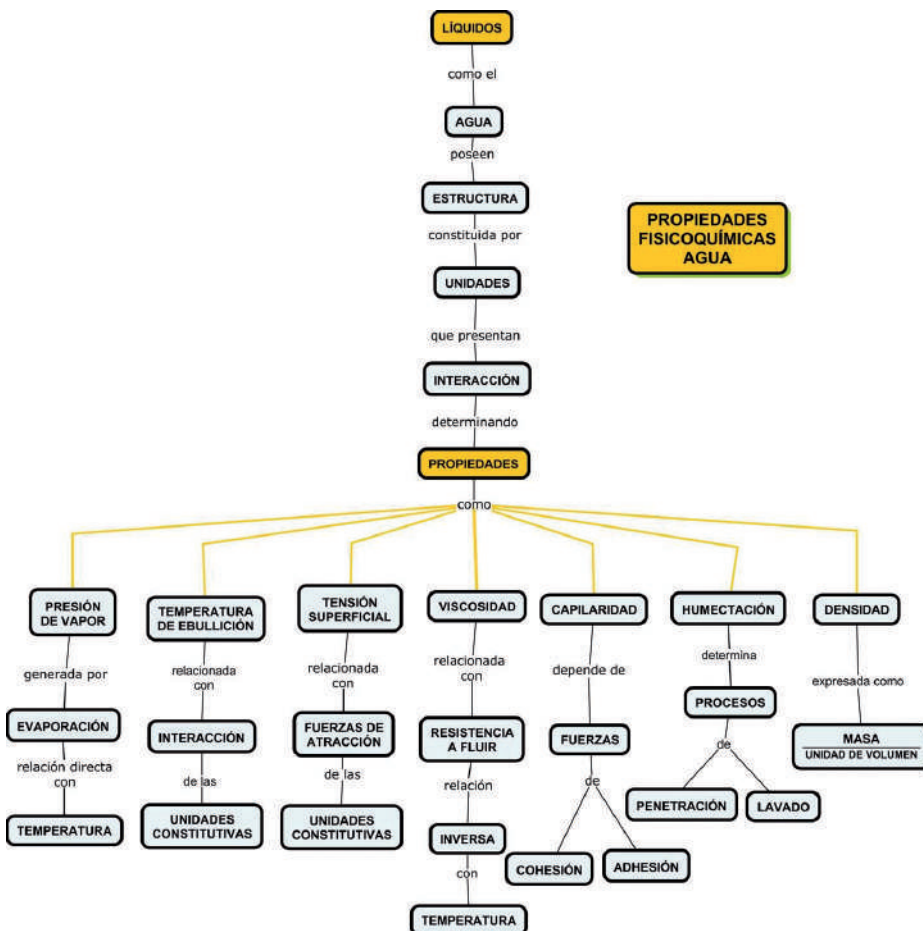
La metodología propuesta ofrece a consideración una situación específica que el estudiante debe observar, reproducir e intentar el planteo de explicaciones nacidas de su propia experiencia y conocimiento, en tal forma que se promueva en él la comprensión y apropiación de los conceptos en que se fundamentan dichas propiedades.



En este bloque se trabajan los siguientes temas:

1. Presión de vapor.
2. Temperatura de ebullición.
3. Tension superficial.
4. Viscosidad.
5. Capilaridad.
6. Humectación.
7. Densidad.

En el marco que se propone a continuación se presenta de forma esquemática la estructura general de esta primera parte.





1

Presión de vapor

Introducción

En nuestra vida diaria estamos en contacto con numerosas manifestaciones de la naturaleza que prácticamente nos pasan desapercibidas.

Por ejemplo, cuando pasamos cerca de la cocina en la que están preparando algún alimento, inmediatamente identificamos los olores de los condimentos y de los preparados; además si venimos de un ambiente frío percibimos a la entrada una sensación de calor.

Cuando tenemos sed, decidimos servir una gaseosa y al destaparla oímos un sonido característico y vemos subir la espuma que tiende a salir de la botella. Al verter la bebida en un vaso de vidrio y añadir unos cubos de hielo percibimos humedad en su superficie exterior.

Si estamos viendo televisión y casualmente están presentando una película que muestra un tren de pasajeros que atraviesa a cierta velocidad una comarca brumosa, los vidrios de los vagones se ven empañados. Las sensaciones tan diversas inquietan la imaginación y surge la pregunta: ¿acaso no tienen que ver todas ellas con el vapor de agua?

Apreciamos así que el vapor de los líquidos y especialmente del agua, siempre está presente en nuestro medio aun cuando no somos conscientes de ello.

Las experiencias propuestas relacionadas con la “presión de vapor” nos permitirán disponer de información sobre su existencia y algunas de sus propiedades, de lo que sucede en el equilibrio del vapor con la sustancia que lo produce (líquido o sólido) y enriquece nuestra forma de ver y apreciar el mundo en que vivimos y sus grandes posibilidades.



Descripción

Se proponen dos experiencias sencillas de observación, que permiten dirigir la atención sobre lo que sucede en la superficie de contacto de un vapor con el líquido que lo genera, y avanzar en la comprensión de la propiedad que se conoce como “presión de vapor”. Se formulan unos interrogantes que permiten contextualizar el concepto y se finaliza con seis lecturas que ilustran los fundamentos en forma condensada y sencilla, y permiten explicar el funcionamiento de algunas aplicaciones conocidas de la presión de vapor. Se plantea una propuesta de marco conceptual de referencia

Conceptos previos. Modelo corpuscular de la materia, fuerzas intermoleculares, presión, presión atmosférica, difusión gaseosa, evaporación, sistema abierto, sistema cerrado, temperatura, volumen, gas, equilibrio dinámico, estados de la materia.

Durante el desarrollo de las observaciones y experiencias propuestas pueden aparecer otros conceptos que complementan la base para plantear la explicación del fenómeno observado.

Actividades

Cuestionario inicial.

- ¿Para Ud. qué es un vapor?
- ¿Para Ud. qué es volatilidad en el contexto de los líquidos?
- ¿Vapor es lo mismo que gas?
- ¿Qué entiende por presión de un vapor?



Exploración

Experiencia No. 1. Observación. ¿Qué se hizo el líquido?

Materiales

- 3 vidrios de reloj pequeños. (aprox. 5 cm de diámetro)
- Termómetro de 0°C – 120°C.
- 3 frascos gotero.
- Acetona.
- Alcohol etílico.
- Agua.



Desarrollo

Actividad previa. Se propone que en función de los cambios de estado se planteen las posibilidades de comportamiento y se sugiera un orden de volatilidad por parte de los alumnos.



- ❖ Vierta unas gotas de cada líquido en su respectivo vidrio de reloj.
- ❖ Realice la lectura de temperatura en el ambiente cercano a los vidrios de reloj.
- ❖ Observe el nivel de cada líquido.
- ❖ Pasados unos 10 minutos observe e identifique los posibles cambios presentados.
- ❖ Cuidadosamente levante cada vidrio de reloj y con los dedos toque la superficie inferior de cada vidrio.

Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones y comentarios.



- ❖ Para identificar los cambios tenga en cuenta el estado inicial de la experimentación.
- ❖ Identifique las variables relacionadas con el cambio observado.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio escriba su interpretación sobre los cambios observados.



Discusión. Llamar la atención sobre el origen del calor que produce el cambio de estado. Plantear por parte de los alumnos hipótesis sobre la facilidad o no del paso de líquido a vapor y lo que se podría concluir sobre la interacción de las unidades de los líquidos.

Experiencia No. 2. Observación: ¿De dónde sale el vapor?

Actividad previa

Reflexionar sobre el hecho de que todos en algún momento hemos pasado por una cocina y en la preparación de un arroz, la etapa final es tapar la olla para que termine de cocinarse. Inicialmente la superficie interna de la tapa está limpia y seca, pero con el paso del tiempo sobre esta superficie aparecen gotas de agua. ¿De dónde sale esta agua?

Materiales.

Una representación esquemática del proceso descrito puede ser:



Registro de lo observado.

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones.

- ❖ Descripción de cada uno de los estados representados.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio proponga una hipótesis sobre el origen de la presencia de gotas de agua en la tapa.



Discusión. Se sugiere que se inicie con un reforzamiento de los estados de la materia. Se propone analizar el calor y su influencia en los cambios de estado y analizar el porqué de la presencia de gotas de agua en la tapa. Si no hay tapa discutir qué se hace el vapor.

Aplicación

- ❖ Además de las planteadas en las lecturas complementarias, se sugiere realizar consulta sobre la función del vapor en la etapa final de la cocción del arroz.
- ❖ Otros temas interesantes de consulta son: el fenómeno de las heladas que afectan los cultivos y la refrigeración de motores de explosión.
- ❖ Consulta sobre el uso de la presión de vapor a nivel industrial y su contribución a la llamada revolución industrial.



Lectura complementaria 1. Presión de vapor y temperatura

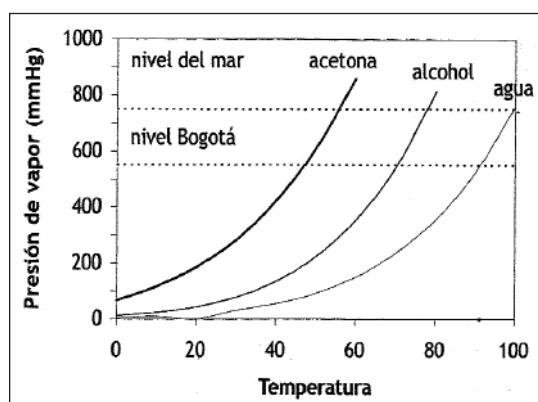


La experiencia de la vida diaria muestra que, al dejar un líquido en un recipiente abierto, al cabo de un tiempo el líquido ha desaparecido; decimos que el líquido se evaporó o simplemente se secó el recipiente que lo contenía. La primera actividad propuesta se basa en una experiencia muy conocida, que propone dejar en recipientes pequeños abiertos el mismo volumen de agua, alcohol, acetona y éter. Después de un tiempo su volumen se ve disminuido y en el caso del éter puede rápidamente

secarse; es decir se evaporó, pero al mismo tiempo se tiene todavía agua, alcohol y posiblemente acetona líquida. Se dice entonces que el éter es más volátil que el agua, el alcohol y la acetona. Si rodeamos con la mano el recipiente donde se encuentra el éter líquido experimentaremos una sensación algo intensa de frío, con la acetona algo menos y con el agua es mínima esta sensación.

Con base en las experiencias u observaciones realizadas, se puede suponer que ocurre un fenómeno que no vemos y que toma el calor de una fuente térmica convencional o de la mano en el caso de los vidrios de reloj y por eso la sensación de frío. ¿Qué se hace el vapor producido? Pasa a la atmósfera y allí se comporta como cualquier gas: se mezcla con los demás gases presentes y ejerce su propia presión parcial de acuerdo con la temperatura del medio y la masa presente del gas. Pero si las condiciones son tales que no se permite la evaporación continua del líquido mediante una barrera como en la olla a presión, a la temperatura de trabajo el líquido se evapora, pero se alcanza un estado en el cual el espacio sobre la superficie del líquido se “satura”¹ del vapor, pero el proceso de evaporación continúa y para que esto ocurra las moléculas del gas pasan al líquido y se establece un equilibrio dinámico en el proceso líquido - gas. En estas condiciones la masa del gas proveniente del líquido es constante a la temperatura dada y por tanto la presión que ejerce es constante; esta es la **presión de vapor**. Si la temperatura del sistema se aumentara 10°C el espacio sobre el líquido puede recibir más moléculas de gas hasta alcanzar un nuevo equilibrio en el cual la masa gaseosa es constante, a esta nueva temperatura es mayor y por tanto la presión de vapor (P_v) que ejerce es mayor.

Este comportamiento de los líquidos ha sido ampliamente estudiado y se describe mediante una gráfica de P_v vs. Temperatura. En la figura (Cáceres y Muñoz, 2006, 49) se muestran tres ejemplos de líquidos en equilibrio con su vapor en función de la temperatura.



1 Se llena la capacidad del espacio disponible para albergar gas a las condiciones dadas de temperatura.



Las gráficas muestran la dependencia entre P_v y temperatura. Un punto importante es la temperatura a la cual la presión de vapor se hace igual a la presión atmosférica. A nivel del mar (1 atm. de presión) las temperaturas son 56°C, 78°C y 100°C para acetona, alcohol y agua, correspondientes a las temperaturas de ebullición de estos líquidos.

Influencia de la pureza de la sustancia

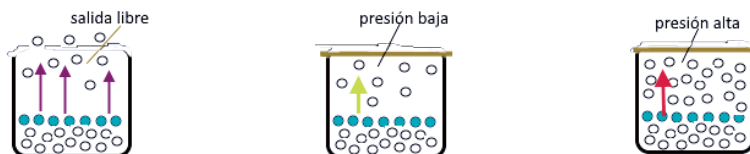
Por su gran capacidad como disolvente, hasta el agua destilada normalmente contiene algunas sustancias disueltas y para obtenerla totalmente pura es necesario someterla a tratamientos más refinados; sin embargo se ha determinado que cuando se agrega un soluto no electrolítico a un disolvente y se forma una disolución, se produce una reducción en la presión de vapor del disolvente por efecto de las moléculas del soluto, que ocupan posiciones en la superficie del disolvente y disminuyen el número de moléculas del disolvente en posibilidad de pasar al estado de vapor y por consiguiente la presión de vapor. Por esta razón se requiere aumentar la temperatura para promover el paso al estado de vapor de moléculas del disolvente y alcanzar el nuevo equilibrio.

Lectura complementaria 2. Acerca de la presión de vapor – humedad relativa



La presión de vapor de los líquidos, además de ser referencia para estructurar el concepto de temperatura de ebullición (que se trabajará en otra experiencia), permite construir explicaciones para diversas situaciones del diario vivir.

Para aportar a una mejor comprensión de la propiedad llamada “presión de vapor”, observemos en las figuras adjuntas un esquema representativo sobre la generación del vapor de un líquido y su comportamiento respecto a su superficie.



En la primera, las unidades del vapor del líquido tienen plena libertad de movimiento, el recipiente está abierto. En las siguientes, el recipiente está cerrado y se representa el efecto de aumentar la temperatura sobre la evaporación y el comportamiento de las unidades en estado de vapor entre la superficie del líquido y la fase gaseosa.

En la primera, el vapor del líquido tiende a desplazarse en contra de la presión que ejercen las unidades componentes del aire, presión atmosférica, pero tienen cierta libertad de movimiento, lo cual permite que el vapor de agua se difunda por el aire en cantidades que dependen de las condiciones ambientales, provocando un aumento del contenido de humedad en el ambiente próximo. Con el tiempo todo el líquido se ha evaporado, es decir el proceso descrito se ha llevado a cabo en una sola dirección, no se presenta ningún tipo de equilibrio en el proceso.

En la segunda, se ha colocado una barrera que restringe el movimiento de las unidades del vapor, que al estar en movimiento generan una presión al chocar con las paredes del recipiente y la superficie del líquido. Además, la temperatura en el estado 3 es mayor que la del estado 2. En los dos estados la evaporación no se suspende, pero se alcanzará una situación de equilibrio cuando las unidades del líquido que pasan a vapor, es igual a las de vapor que pasan a líquido; en este estado la cantidad de vapor permanece constante, así como en cada caso la presión que ejerce a la temperatura a la cual se encuentre el sistema. Si se aumenta la temperatura se presentará un aumento inicial de la evaporación, pero nuevamente se llegará a un estado de equilibrio y la presión será constante a la nueva temperatura. Como la cantidad de vapor es mayor en este nuevo estado la presión ejercida también será mayor.

¿Qué tiene que ver la presión vapor y el aire o ambiente?

Antes de proponer una explicación es pertinente mencionar dos situaciones de la vida diaria.

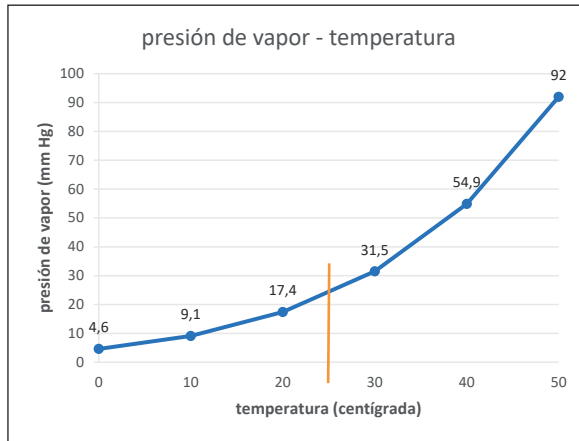
- ❖ Un vaso de vidrio o metal con una cerveza fría. Al cabo de un tiempo sobre la superficie externa del vaso aparece una película de agua.
- ❖ En un día frío sobre la superficie interna de los vidrios en un automóvil ocupado y cerrado, se observa la formación de una película de agua.

¿En los dos casos de dónde procede el agua?

La respuesta lógica es: del aire que rodea el vaso o del que está dentro del automóvil.

El concepto de presión de vapor puede aportar elementos para construir una explicación a estos fenómenos tan familiares. Para esto utilizaremos una forma gráfica para mostrar la relación entre presión de vapor y temperatura.

Por ejemplo, la gráfica muestra la relación entre la presión de vapor y la temperatura, en la que a cada valor de temperatura (variable independiente) le corresponde un valor de presión de vapor (variable dependiente). Cada uno de los estados descritos por la gráfica corresponde a un **estado de saturación del ambiente en vapor de agua**.



En un ambiente determinado encontramos que a una temperatura de 25°C se encuentra que la presión de vapor es aproximadamente 12 mm Hg; pero de la gráfica se deduce que a la temperatura indicada la presión de vapor en el ambiente saturado es aproximadamente 24 mm de Hg. Con esta información se calcula la **humedad relativa**:

24 mm de Hg es el 100%

12 mm de Hg es el X \longrightarrow X = 50 %

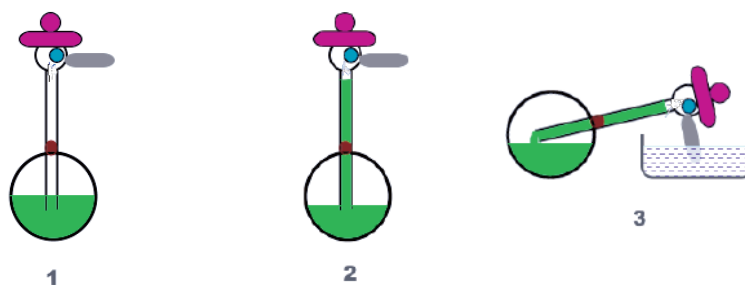
Es decir, el ambiente contiene la mitad de vapor de agua que puede contener a la temperatura indicada.

En los reportes meteorológicos siempre se menciona la **humedad relativa**; si ésta es baja el ambiente puede recibir agua (en estado de vapor) y si el clima es cálido podemos perder agua (deshidratarnos) y no nos damos cuenta. Si la humedad relativa es alta el ambiente se saturará más fácilmente y cuando eso ocurre el vapor de agua que el organismo produce se condensa y se presentan las gotas de sudor.

Se menciona igualmente la **humedad absoluta** que se define como la cantidad de vapor de agua presente en un metro cúbico de aire y se expresa en g/m^3 , diferente de la máxima cantidad de vapor de agua que el aire puede contener a una temperatura y volumen dados. Si el aire está saturado, al enfriarse baja su capacidad de contener vapor de agua y el exceso se condensa.

Otra característica es el **punto de rocío**, temperatura a la cual se presenta condensación; depende de la cantidad de vapor presente, de la humedad relativa y de la temperatura. Este el fenómeno se presenta generalmente a la madrugada cuando al bajar la temperatura se alcanza el punto de rocío y se aprecian pequeñas gotas de agua en la superficie de las hojas de las plantas.

Lectura complementaria 3. El pájaro bebedor. Presión de vapor y temperatura



Desde hace muchos años se ve en algunas vitrinas de almacenes, variados montajes que muestran comportamientos aparentemente extraordinarios o fuera de lo común, pero que observados y analizados pueden explicarse mediante la aplicación de características y propiedades de sus componentes. Uno de estos montajes es el “pájaro bebedor” que presenta movimientos, que al parecer dependen de que su pico se sumerja parcialmente en agua. En el proceso se “balancea” entre una posición vertical y una casi horizontal.

Este juguete se muestra esquemáticamente en la figura. Básicamente consta de dos espacios o cámaras conectados por un tubo, un líquido (CH_2Cl_2) cloruro de metileno con una presión de vapor que varía “significativamente”(Robert,1973) bajo pequeñas variaciones de temperatura. El montaje tiene un eje adecuadamente ubicado y sobre el cual se presenta el balanceo. El comportamiento de este juguete puede analizarse desde varias ópticas; para nuestro caso únicamente se hará una descripción cualitativa del proceso con base en algunas de las variables trabajadas en el módulo. La figura muestra tres estados del movimiento adaptados de (Arlyne,2005).

- ❖ En la primera posición (fig. 1) se tiene temperatura uniforme en todo el sistema, la presión de vapor es igual tanto en la parte superior como en la inferior. El vapor del líquido llena todo el espacio disponible.
- ❖ Cuando el pico se humedece con agua, esta comienza a evaporarse (proceso endotérmico) y como resultado la temperatura en la cámara superior disminuye e igual sucede con la presión del vapor. Como en la cámara inferior la temperatura no ha variado la presión de vapor es mayor y empuja el líquido por el tubo conector (fig. 2).
- ❖ Al subir el líquido también lo hace el centro de gravedad y se llega a un punto donde se altera el equilibrio y el pájaro se inclina (fig. 3) por la masa de líquido en el tubo conector. Simultáneamente con la inclinación del pájaro, el extremo inferior del tubo conector sobresale del líquido remanente en la cámara inferior.



El líquido dentro del tubo vuelve a la cámara inferior, la presión de vapor en las dos cámaras vuelve a ser la misma y el sistema regresa a su posición vertical (fig.1). Como en la inclinación se humedece el pico se repite el proceso descrito y el sistema continúa su movimiento de balanceo indefinidamente.

Este es un ejemplo de la aplicación de la propiedad estudiada, presión de vapor y su dependencia de la temperatura y de las leyes de los gases. Este mismo ejemplo lo desarrolla (Castellón,2014) aplicando la segunda ley de la Termodinámica para explicar el trabajo realizado.

NOTA. Como el montaje presenta un movimiento de balanceo sobre un eje, una aplicación de elementos de Física (Mecánica) permite trabajar con fuerzas y equilibrio de fuerzas para explicar el movimiento del pájaro bebedor.

Lectura complementaria 4. Sublimación y presión de vapor



La experiencia diaria nos familiariza con los estados de la materia, sólido, líquido, gaseoso y las condiciones para pasar de un estado a otro. En las experiencias realizadas la atención se centró en las fases líquida y gaseosa destacando la relación presión de vapor – temperatura y algunos elementos que la describen. El modelo explicativo propuesto tiene como bases generales la naturaleza corpuscular de la materia, los conceptos de átomo, molécula y su interacción, equilibrio líquido vapor y presión de vapor.

Con estos elementos, es posible plantear una primera aproximación para explicar el hecho que podamos percibir olores, situación que implica que el causante del olor ha “viajado” por el aire y llega a los centros detectores del sistema olfatorio humano. En el caso de los líquidos (aromas) se plantea que se presentó una evaporación y las unidades en estado gaseoso se difundieron. Recordemos que la difusión puede describirse como el movimiento de partículas de gases a través del aire cumpliendo al menos tres condiciones:

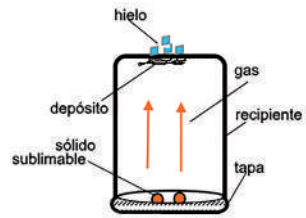
- ❖ Salen o desprenden de donde se hallan pasando al estado gaseoso.
- ❖ Se desplazan a través del aire (difusión).
- ❖ Su movimiento es aleatorio (al azar).

En la vida diaria se dispone también de ambientadores “sólidos” o al menos esa es su forma de presentación. Después de un tiempo el aroma se ha extendido por todo el ambiente donde está ubicado, indicativo de la presencia de una sustancia en estado gaseoso que se difunde, pero no está presente en el proceso el estado líquido. Un ejemplo diario es el hielo seco en el que el $\text{CO}_{2(s)}$ pasa directamente a gas en un proceso a temperatura ambiente.

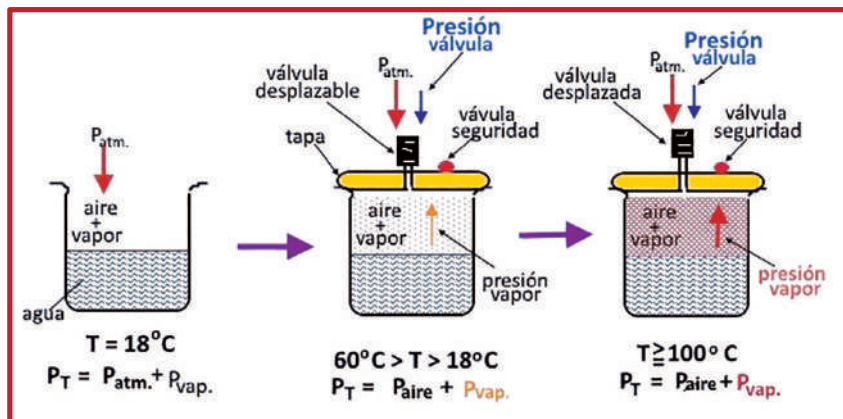
Esto lleva a plantear que un componente del sólido pasó directamente al estado gaseoso, en un proceso que se llama sublimación y por tanto se puede asumir que algunos sólidos (los que subliman) presentan presión de vapor; el proceso inverso se llama deposición.



Este proceso se puede ilustrar mediante experiencias sencillas (John, 2000) en las que en un recipiente de vidrio se promueve la sublimación y sobre una superficie fría se hace la deposición (cristalización). El autor citado sugiere o plantea un montaje muy sencillo² para ilustrar el proceso y que básicamente es un recipiente de vidrio con tapa (mermelada o mayonesa) como se muestra en el esquema adjunto. La muestra al sublimar, asciende y al chocar con la superficie fría en la parte superior se deposita. Un ejemplo de la vida diaria son las bolitas de naftalina que se colocan en los armarios para proteger de las polillas la ropa u otros textiles



Lectura complementaria 5. Acerca de la Presión de Vapor y la olla a presión



En la lectura complementaria 2 se planteó una forma de describir la propiedad de los líquidos llamada **Presión de Vapor** (P_v), mediante tres esquemas o figuras: una en la que el vapor del líquido sale libremente al medio y se difunde; una segunda en la cual se restringe la salida del vapor generándose una presión de vapor y una tercera

2 Este tipo de montaje se encuentra en varias publicaciones sobre sublimación y procesos de purificación.



en la que por un mayor incremento de la temperatura se acumula mayor cantidad de vapor de agua en contacto con la superficie del líquido, lo que conlleva un aumento de la presión de vapor.

En la vida diaria es de uso frecuente la llamada olla a presión para cocinar alimentos en menor tiempo. En la olla se tiene un sistema similar al que se ilustró en la lectura complementaria 2 y que se puede representar por las figuras adjuntas.

- ❖ En la primera, se tiene la olla con agua, destapada y una fase gaseosa en equilibrio con el líquido, conformada por aire y vapor de agua a las condiciones del medio, donde cada uno ejerce una presión parcial.
- ❖ En la segunda, el volumen se ha restringido y además a la presión atmosférica se adiciona la presión ejercida por la válvula que está calibrada para cada tipo de olla. Al calentar, la fase gaseosa tendrá una mayor cantidad de vapor de agua y por tanto una presión total mayor, igual a la del aire más la del vapor de agua generado. La válvula desplazable permanece en su posición porque la presión interna no es suficiente para superar la atmosférica y la que ejerce la válvula.
- ❖ En la tercera se tiene una mayor temperatura y por tanto mayor masa de vapor de agua, mayor presión de vapor y presión total mayor. Estas condiciones permiten que el agua alcance la ebullición a mayor temperatura generalmente por encima de 93°C (Bogotá) o 100°C (a nivel del mar).
- ❖ Cuando la presión interna es superior a la externa, la válvula se desplaza y se escapa una masa gaseosa rica en vapor de agua, hasta que la presión interna es tal que la válvula vuelve a su sitio. El proceso descrito se puede repetir varias veces, siempre y cuando haya agua en la olla. Cuando se presenta escape de masa gaseosa y la válvula vuelve a su posición original, la olla no se puede destapar inmediatamente, lo que indica que aun la presión interna es alta. Es necesario dejar enfriar la olla para proceder a destaparla.

Lectura complementaria 6. Acerca de Presión de vapor y cafetera



Son ampliamente conocidos los modelos de cafeteras para preparar rápidamente un “tinto” a partir de agua y café molido³.

Este tipo de cafeteras constan básicamente de tres partes: una inferior donde se coloca el agua, una intermedia donde se coloca

3 Los esquemas que se encuentran en numerosas publicaciones y folletos de información comercial son generales. La identificación de las partes y los indicativos del proceso que ocurre se indican para aportar claridad sobre su funcionamiento.

el café molido y una superior donde se recoge el café ya preparado y que está permanentemente a la presión atmosférica.

La pregunta es: ¿qué hace posible que el agua ascienda, pase por entre el café molido y llegue al recipiente superior, disponiendo de calor como única fuente de energía?

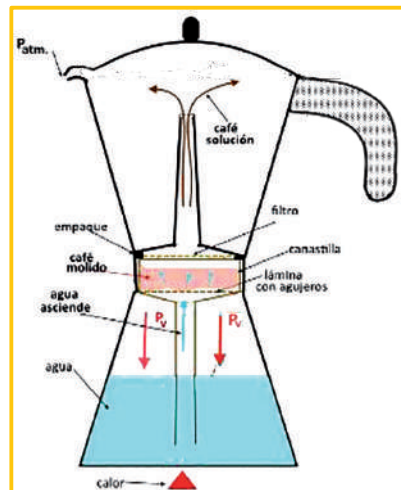
El diseño de este tipo de cafeteras se puede considerar muy sencillo y hace uso de las propiedades de los líquidos fundamentadas en su estructura y de elementos básicos de la Física.

Para explicar el funcionamiento del sistema se puede hacer uso de un esquema sencillo del acoplamiento de las diferentes partes de la cafetera y algunas de sus características.

- ❖ Depósito inferior para colocar el agua.
- ❖ Depósito superior para recibir el café preparado
- ❖ Canastilla para colocar el café molido que tiene una base con pequeños agujeros.
- ❖ Filtro metálico ubicado en la base del depósito superior.
- ❖ Empaque para ajuste de los dos depósitos.
- ❖ En el esquema se identifican los elementos de la cafetera y procesos que se llevan a cabo cuando se suministra calor al sistema.

El depósito inferior y la canastilla se ajustan herméticamente con el depósito superior y el único canal de comunicación es a través del tubo inferior de la canastilla y el tubo superior.

Al calentar el agua el vapor de agua se acumula en la parte inferior y ejerce una presión sobre la superficie del agua (P_v) que al superar la atmosférica empuja el agua caliente que sube por el tubo central, pasa a través del café en la canastilla y el producto sale por el extremo superior.





ANEXO. Unidades de presión

La presión se define como fuerza por unidad de área (F/A), donde la fuerza se expresa en Newtons (N) y el área en metros cuadrados (m^2): $\text{Presión} = N/m^2$. Sistema internacional de unidades.

Sin embargo, la unidad de presión utilizada con frecuencia es la atmósfera, definida como “la ejercida por una columna de mercurio (Hg) de 76 cm (760 mm) sobre un área de 1 cm^2 al nivel del mar y 0°C .”

El sistema internacional de unidades tiene el kg como unidad de masa, el metro (m) como unidad de longitud; el segundo (s) como unidad de tiempo y el Pascal (Pa) como unidad de presión, con:

$$1\text{ Pa} = 1\text{ kg/ms}^2.$$

Para evitar confusiones se tienen unas equivalencias.

$$1\text{ atm.} = 760\text{ mm Hg} = 1,01 \times 10^5\text{ Pa} = 14,7\text{ psi.}$$

$$1\text{ torr.} = 1\text{ mm Hg} = 133,3\text{ Pa}$$

La unidad psi (libras por pulgada cuadrada) es la que se utiliza en la presión de los neumáticos de los automotores.

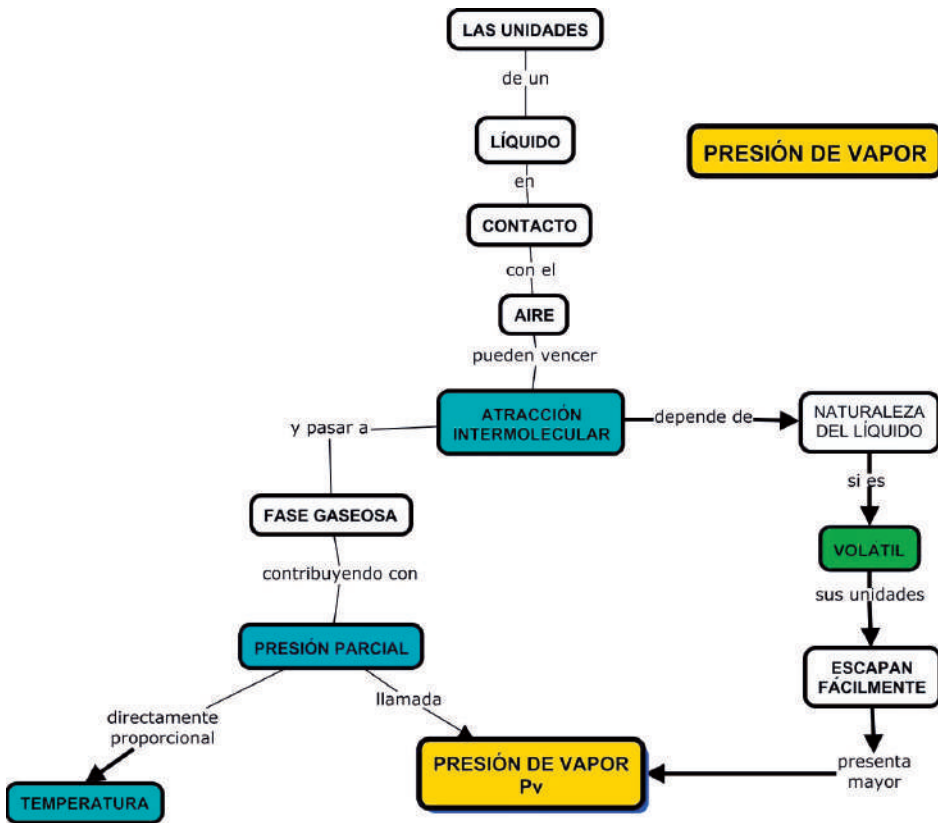
NOTA. Es muy importante conocer las unidades del sistema internacional y sus equivalencias, porque la bibliografía utiliza cada vez más este sistema.

Bibliografía

- Cáceres, D., & Muñoz, J. (2006). *La química al alcance de todos*. Bogotá: Editorial Universidad Nacional de Colombia.
- Jaramillo, O. (2007). *Presión de vapor*. <https://www.cie.unam.mx/~ojs/pub/Liquid3/node6.html> Consultado: 24-05-22.
- Vollmer, J. (2000). *Crystals Out of “Thin Air”*. *Journal of Chemical Education*, 77(4), 486
- Caldas, F. (1966). *Obras completas de Francisco José Caldas*. Bogotá: Universidad Nacional de Colombia.
- Castellón, E. (2014). *Aplicación de la Segunda Ley de la Termodinámica para Explicar el Funcionamiento de los Juguetes*. *Journal of Chemical Education*, 91 (5), 687-691.
- Sarquis, J., y Sarquis, A. (2000). *Juguetes en el Aula*. *Journal of Chemical Education*, 82 (10), 1450. doi: 10.1021/ed082p1450.
- Plumb, R. y Wagner, R. (1973). *Química física del pato bebedor*. *Journal of Chemical Education*, 50 (3), 213. doi: 10.1021/ed050p213.1

Vollmer, J. (2000). *Crystals Out of the Thin Air*. *Journal of Chemical Education*, 77(4), 488A.

Wagner, Robert. (2000). Physical Chemistry of the Thinking Duck. *Journal of Chemical Education*, 50, 3, 213.





2

Ebullición

Introducción

Ampliando un poco el panorama sobre las características de los líquidos, la más familiar por su frecuencia en la vida diaria es la ebullición en expresiones como: “ponga a hervir el agua para el café”; “hay que hervir la leche” ¡cuidado que eso está hirviendo! y muchas más, la ebullición entra a formar parte del lenguaje cotidiano desde edades tempranas, porque en el diario vivir la asociamos con la producción de burbujas cuando el líquido se calienta. Pero: ¿Sabemos acaso cuál es el punto de ebullición del agua en la ciudad donde vivimos? ¿Qué son las burbujas que se forman al calentar el líquido? ¿Por qué se producen? ¿Por qué se cocinan los alimentos más rápido en una “olla a presión” que en una común? ¿Si se calienta una olla con llama más fuerte logramos que aumente su temperatura de ebullición? ¿Qué explicación tiene el hecho que al calentar agua en un horno microondas puede “estallar” y quemarnos a pesar de no verse burbujas?

Los elementos que se propone trabajar en las experiencias propuestas y su análisis permitirán dar una respuesta a estos interrogantes.

Descripción

Se presentan cuatro experiencias sencillas que tienen como meta trabajar elementos conceptuales y procedimientos que permiten contextualizar, la propiedad del agua y líquidos en general, denominada **temperatura de ebullición**. Se plantea un cuestionario previo para hacer una conceptualización de la propiedad y disponer, tanto de aspectos básicos que describen el fenómeno y los que serían necesarios para plantear una hipótesis sobre lo observado y que en el análisis y discusión se complementan, para una adecuada descripción y elaboración de un modelo explicativo. Se enumera el material necesario para cada experiencia y se finaliza con 4 lecturas complementarias sobre importantes fundamentos de la propiedad estudiada y algunas aplicaciones, así como una propuesta de marco conceptual de referencia.



Conceptos previos: modelo corpuscular de la materia, fuerzas intermoleculares, presión, presión atmosférica, energía calórica, temperatura, escalas termométricas, evaporación, relación V-P, P-T, V-T, sistema cerrado, sistema abierto, equilibrio de fuerzas.

Durante el desarrollo de las experiencias propuestas es necesario identificar conceptos que complementan la base para construir la explicación sobre el fenómeno observado.

Actividades

Cuestionario inicial. En el cuaderno de laboratorio desarrolle el cuestionario propuesto.

- ¿Qué entiende por temperatura de ebullición?
- ¿Es lo mismo que punto de ebullición?
- Averigüe el valor de la temperatura de ebullición del agua en la ciudad donde reside.
- ¿Puede hervir el agua localmente a otras temperaturas?



Exploración

Recomendaciones

Por la naturaleza de las experiencias es necesario contar con elementos de protección: gafas, blusa de laboratorio, extinguidor y elementos resistentes al calor para protección de los alumnos y los muebles; se debe trabajar sobre superficies inertes y lejos de cualquier sustancia combustible e ilustrar a los alumnos sobre las precauciones que deben observar para evitar quemaduras.

Experiencia No. 1. Ebullición y presión

Materiales. Si trabaja por grupos cada uno debe disponer de:

- 1 vaso de precipitados de 250ml.
- 1 tubo de ensayo de 5 o 10 ml.
- Varilla agitadora de vidrio.
- 1 termómetro de laboratorio hasta 120° C.
- 1 jeringa de 20 ml. Con su aguja.
- 1 tapón para la punta de la jeringa.
- 1 soporte metálico con pinza.

- 1 Trípode con su malla o difusor de calor
- 1 Mechero de gas u otro medio calefactor. (Puede ser una plancha de calentamiento)
- Agua (preferiblemente destilada)



Desarrollo

Actividad previa. Consignar en cartelera la opinión del grupo sobre sobre criterios para afirmar que un líquido hierve.

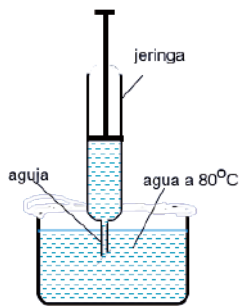


Figura 1

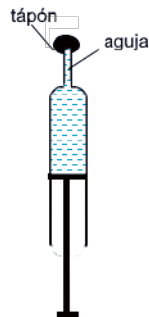


Figura 2

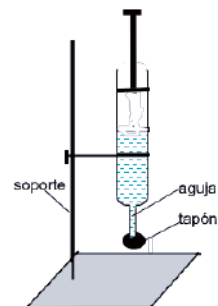


Figura 3

- ❖ Tomar con una jeringa agua, (previamente calentada a unos 80°C) hasta la mitad de su capacidad (Fig. 1).
- ❖ Desplazar el aire remanente y sellarla con un tapón de caucho (Fig. 2).
- ❖ Fijar la jeringa al soporte por medio de una pinza adecuada y halar el émbolo (Fig. 3).

Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones en cada paso.



- ❖ Describa la información teniendo en cuenta los pasos.
- ❖ En cada paso identificar las variables del sistema.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anoten las posibles causas del comportamiento observado y sus comentarios.



Discusión. Se puede iniciar con la descripción del sistema (abierto, cerrado, aislado) y las posibles variables para describirlo. **¿qué pasa al halar el émbolo de la jeringa?** Aplicando el criterio visual de ebullición (burbujas), indagar si hubo o no variación de la temperatura de ebullición respecto de la reportada para el sitio.



Experiencia No. 2. Relación Temperatura – Presión y Ebullición.

Materiales

- 1 balón de fondo redondo de 250 ml con tapón de caucho.
- Termómetro hasta 120°C.
- 1 soporte metálico con pinza.
- Trípode con su malla u otro medio difusor de calor.
- 1 mechero a gas o alcohol, u otro medio calefactor.
- Bolsa plástica para colocar pequeños trozos de hielo.
- Agua (preferiblemente destilada).

Desarrollo

- ❖ Tomar un recipiente de fondo redondo (balón de 250 mL.) y adicionar alrededor de 125 mL. de agua.

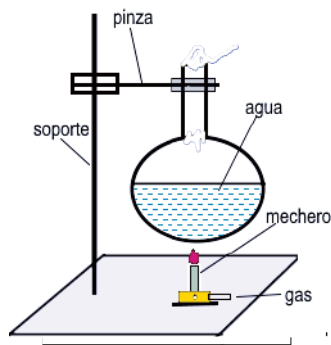


Figura A

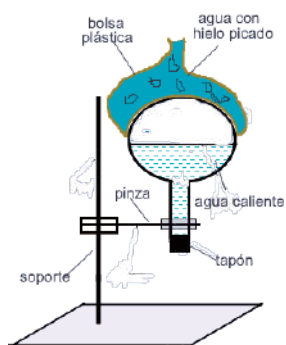


Figura B

- ❖ Fijar el balón a un soporte y calentar el agua hasta aproximadamente 80°C. (Fig A).
- ❖ Tapar el balón e invertirlo y sobre la parte no ocupada por el agua, cubrir con una bolsa de plástico que contenga hielo picado. (Fig. B).

Registro de lo observado

Anote en el cuaderno de laboratorio sus observaciones y comentarios.

- ❖ Sea cuidadoso en identificar las variables del sistema.





Explicación. Escriba su interpretación sobre el comportamiento del sistema observado.

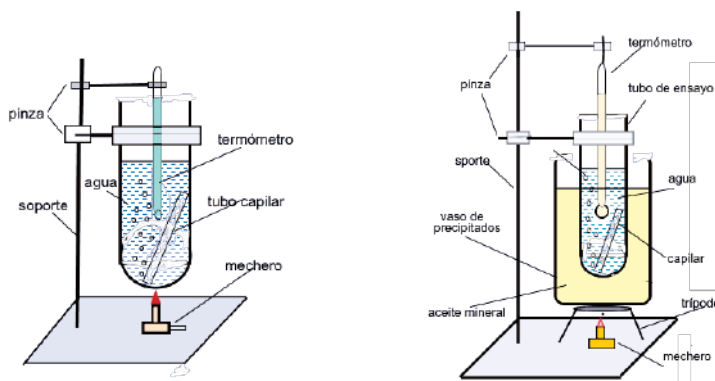


Discusión. Después de describir el sistema como en la experiencia anterior, se sugiere identificar las variables que operan dentro la fase gaseosa y aplicar el criterio de ebullición en relación con las condiciones de presión y temperatura.

Experiencia No. 3. Determinación del punto de ebullición - método del tubo capilar

Materiales

- Vaso de precipitados de 250 ml.
- Tubo de ensayo de 25 ml.
- Tubo capilar pequeño (~4 cm) cerrado en un extremo. (Se sella con llama de mechero).
- Termómetro hasta 120°C.
- Soporte metálico con pinza.
- Trípode con placa difusora de calor.
- Mechero a gas o alcohol, o plancha de calentamiento.
- Agua.
- Aceite mineral. (Su calentamiento de preferencia sobre plancha).



Desarrollo

Un método para determinar la temperatura de ebullición consiste en sumergir un tubo delgado invertido en el agua contenida en un tubo de diámetro mayor provisto de un termómetro de laboratorio. El calentamiento puede realizarse de dos formas:



- ❖ La primera (figura de la izquierda) es calentar directamente con el mechero procurando un calentamiento uniforme que puede lograrse desplazando el mechero continuamente alrededor del tubo.
- ❖ En la segunda (figura de la derecha) el calentamiento se hace empleando un baño de aceite. Esta segunda forma es la recomendable porque se logra un calentamiento uniforme. Cuando el líquido contenido en el tubo grande comienza a ascender por el tubo pequeño, la temperatura medida es la de ebullición del líquido.

Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio consigne sus observaciones antes y después del punto final sugerido.



- ❖ Sea cuidadoso en la lectura del termómetro.



Explicación. Escriba su interpretación sobre el comportamiento del sistema observado.



Discusión. Dadas las condiciones de operación, llamar la atención sobre el criterio aplicado: ascenso del líquido por el tubo capilar como indicativo de que las presiones interna y externa no son iguales. ¿Cuál es el origen de las burbujas y cuál es el gas presente en el tubo capilar al momento de iniciarse el ascenso?

NOTA. Una descripción más elaborada del sistema se muestra en la lectura complementaria 4.

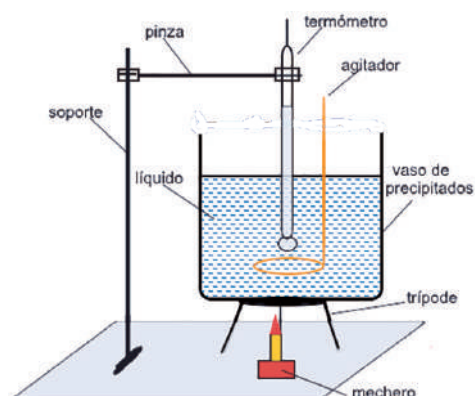
Experiencia No. 4. Calor latente de vaporización - Temperatura de ebullición

Materiales

- Vaso de precipitados de 250 ml.
- Termómetro hasta 120° C.
- Soporte con pinza.
- Agitador con un extremo en forma de aro.
- Trípode con malla o difusor de calor
- Mechero a gas o alcohol, o plancha de calentamiento
- Agua.



Desarrollo



Otro procedimiento que se encuentra en la mayoría de los textos de Química básica es mediante un montaje cuyo esquema se muestra en la figura, donde el agua se calienta directamente. Cuando se aprecia la formación continuada de burbujas se toma varias veces la temperatura con un termómetro a intervalos de un minuto, agitando continuamente, hasta que no haya diferencia en las lecturas.

Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones y comentarios.

- ❖ Durante el calentamiento.
- ❖ En relación con las lecturas del termómetro.



Explicación. Escriba su interpretación o explicación de lo observado.



Discusión. Se sugiere iniciarla con la descripción del montaje, identificación de variables y condiciones de temperatura y presión iniciales. Llamar la atención sobre la variación de la temperatura y su estabilidad final, como otro criterio de temperatura de ebullición. Interpretación de la estabilidad final de la temperatura.

Discusión global sobre las actividades realizadas. Para enriquecer el proceso de apropiación de los conceptos trabajados, se sugieren los siguientes aspectos que permiten ampliar la discusión.

- Contrastar las observaciones registradas por su grupo en las experiencias 1, 2 y 3, con el criterio de ebullición consignado inicialmente en la cartelera.
- Si lo cree necesario redacte una nueva definición y preséntela en la cartelera para discutirla en grupo.



- Con base en las experiencias precisar si el resultado obtenido es temperatura de ebullición o punto de ebullición.
- ¿Qué respuesta da ahora a los interrogantes planteados en el cuestionario inicial?

Aplicación

- ¿Para qué se usa corrientemente la olla a presión? Explique las ventajas y desventajas de su uso.
- ¿Cómo podría usar los valores de la temperatura de ebullición del agua para calcular la altura sobre el nivel del mar?
- Ver lecturas complementarias: destilación, alcohol en licores.



Lectura complementaria 1. Proceso de ebullición



Uno de los aspectos más familiares o comunes que nos relacionan con el comportamiento de los líquidos es el de la ebullición, que en el diario vivir lo asociamos con la producción de burbujas cuando el líquido se calienta.

Si nos preguntan a qué temperatura hierve el agua, la respuesta es obvia porque lo sabemos desde niños: “a 100 grados centígrados”. Esto no es totalmente verdadero ni tampoco falso, puesto que la temperatura de ebullición de los líquidos depende no solamente de su naturaleza, sino además de su pureza y de las condiciones de presión del medio donde se encuentra. Por esta razón es diferente si el calentamiento se efectúa en la costa a nivel del mar, en Bogotá o en el pico Bolívar de la Sierra Nevada de Santa Marta, lugares que tienen diferente presión atmosférica. Esta variable es fundamental para la caracterización (identificación) de los líquidos mediante su “punto de ebullición” y “temperatura de ebullición”, que con frecuencia se equiparan erróneamente con calor.

Recordemos que el agua fácilmente la encontramos en tres estados: **sólido** como los cubos de hielo en la nevera, **líquido** como el agua que sale al abrir la llave del lavamanos y **vapor** como el que se desprende de la olla que se calienta en la estufa.

De acuerdo con el modelo cinético molecular de la materia las sustancias están formadas por moléculas que se encuentran unidas y en continuo movimiento. El tipo e intensidad de las fuerzas intermoleculares condiciona que la sustancia se comporte como gaseosa, líquida o sólida. La energía de los movimientos la identificamos como energía cinética.

Esta energía impulsa a las moléculas a separarse y a ocupar el mayor volumen posible; en las sustancias gaseosas se logra esto fácilmente, pero en las sustancias líquidas

el impulso se ve frenado por las paredes del recipiente y por la presión atmosférica sobre su superficie. Un líquido en contacto con el aire soporta la presión de la atmósfera que está sobre él y existe un equilibrio dinámico entre la presión atmosférica y la presión del vapor del líquido a la temperatura dada. La presión de vapor depende únicamente de la naturaleza del líquido y de la temperatura que tenga y es independiente del volumen del líquido

En tres de las experiencias propuestas el criterio que se ha tomado como referencia para decir que el líquido está en ebullición, es que al calentarlo fuertemente llega un momento en que se producen burbujas y se dirigió la atención a relacionar este hecho con variaciones de presión y temperatura.

El agua está constituida por unidades que llamamos moléculas. ¿Cómo nos imaginamos que están esas unidades en cada estado? En el hielo podrían considerarse fuertemente unidas unas a otras y por eso no fluye; en la llave fluye en forma continua y podemos pensar que están unidas, pero algo más “libres” y en estado de vapor están separadas unas de otra y tienen libertad de movimiento. Así podemos imaginar que cuando se aplica calor al agua sólida, sus moléculas empiezan a agitarse, se debilitan las uniones y adquiere las características líquidas; si se continúa calentando se llegará a romper las uniones y se liberan las moléculas (unidades) constitutivas.

Mientras una sustancia cambia de estado su temperatura no varía, porque toda la energía suministrada la utiliza para el proceso de cambio. Por eso la temperatura del agua en las ollas permanece constante hasta que se evapora totalmente.

También se anotaba que la temperatura de ebullición es diferente en distintos sitios de Colombia. Aquí cabe el interrogante: ¿Cómo cambiará más fácilmente el agua de líquido a vapor: a mayor o menor presión atmosférica? Evidentemente las moléculas tendrán más facilidad de “salir” si tienen menos presión encima, por lo que podemos deducir en dónde su temperatura de ebullición es mayor y notar la dependencia que tiene el punto de ebullición con la presión ambiente.

Algunos elementos acerca de temperatura y escala la termométrica

La Temperatura es una propiedad de la materia que está relacionada con la sensación de calor o frío que se percibe en contacto con ella. Aunque tiene relación con el calor no debe confundirse con este.

Cuando se suministra energía térmica al sistema líquido- aire, las moléculas del líquido tenderán a separarse para formar vapor en su superficie y abandonar el recipiente venciendo la presión atmosférica. La **temperatura de ebullición** de un líquido es a la cual la presión de vapor es igual a la presión ejercida sobre su superficie en el sitio donde se está determinando.



El **punto de ebullición** es aquella temperatura a la cual la presión de vapor del líquido está en equilibrio con la presión atmosférica cuando esta es **de una atmósfera**; es una constante para cada sustancia y aplica para determinar su pureza.

La unidad de medida de la temperatura en el sistema decimal es el grado Celsius establecido en el siglo XVIII por el astrónomo y físico sueco Andrés Celsius, tomando como patrones las temperaturas de fusión del hielo y de ebullición del agua al nivel del mar.

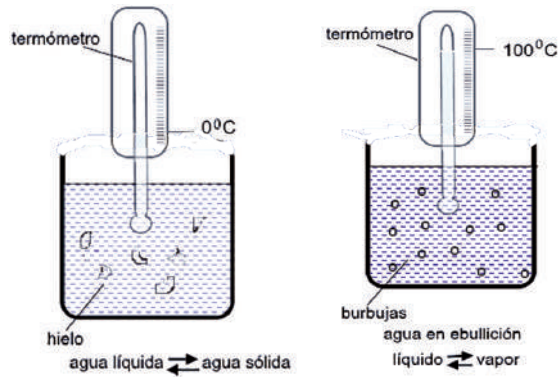
El patrón de medida para la presión es la “atmósfera”, unidad numéricamente igual al peso de una columna cilíndrica de mercurio de 76 cm de alto y 1 cm² de sección propuesta por Evangelista Torricelli, físico y matemático italiano a principios del siglo XVII.

La temperatura se asocia normalmente con caliente o frío, tibio y aun helado; inclusive su valor numérico dado por el termómetro se usa para diversos fines y nos es tan familiar que poca atención se le da a su origen; simplemente se mide y el valor leído permite realizar procesos y tener criterio para determinar si una acción dada se puede o no realizar.

Para comenzar debemos analizar el significado de las expresiones frío y caliente para referirnos a la sensación que detectamos en un momento dado. Un indicativo de esta sensación se da cuando tocamos un objeto o líquido. La sensación de frío y caliente se atribuye a que nuestra mano cede o gana “calor” o “energía térmica”, lo cual implica que esta puede fluir de un cuerpo o sustancia a otra, pero para que esto ocurra debe darse un contacto físico y también tener evidencia para analizar la relación entre temperatura baja y frío o temperatura alta y caliente. Pero si no se dispone de una referencia puede darse el caso de que lo que es frío o caliente para un individuo puede ser caliente o frío para otro (ver: Cáceres y Muñoz, 2006).

El análisis algo detallado de la situación nos lleva a la conclusión que el calor fluye del cuerpo caliente al frío, nunca en sentido opuesto y esto es la base de la referencia que origina la escala de temperatura, en la cual con base en el agua se fijan arbitrariamente los dos puntos de referencia que todos conocemos o de los cuales hemos oído hablar en algún momento y son: Equilibrio sólido-líquido (fusión del agua sólida) y equilibrio líquido-vapor (ebullición del agua).

El elemento para medir la temperatura es el **termómetro**, que básicamente es una columna de mercurio metálico u otro líquido, dentro de un tubo capilar cerrado, soportada en un depósito o “bulbo” del mismo líquido y ensamblada dentro de un tubo de vidrio que muestra una escala de divisiones iguales y que al ganar o ceder calor, manifiesta la dilatación o contracción por un aumento o disminución de la longitud de la columna de mercurio dentro del tubo capilar. Así cuando el extremo o “bulbo” y parte del termómetro (ver figura) se sumerge parcialmente en agua donde se presenta



el equilibrio sólido-líquido se alcanza un estado en el cual se presenta equilibrio térmico, no hay flujo de calor en ningún sentido y la columna no varía en su longitud. Cuando esto se realiza bajo una atmósfera de presión (a nivel del mar) la posición del extremo de la columna sobre la escala se le asigna el valor CERO. Cuando se repite el procedimiento sumergiendo el termómetro en el agua en ebullición (equilibrio líquido-vapor), la columna del termómetro aumenta su longitud; cuando se alcanza el equilibrio térmico con el termómetro, nuevamente se estabiliza la longitud de la columna y a la posición del extremo sobre la escala se le asigna el valor 100. Esta es la base de la escala centígrada o Celsius. Cada una de las divisiones iguales entre 0 y 100 corresponde a un grado centígrado. Con esta base la escala puede ampliarse hacia valores superiores a 100 o inferiores a cero. También existen otras escalas de medidas propuestas por Kelvin y por Fahrenheit.

Influencia de la presión atmosférica

La definición para temperatura de ebullición es: “temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión atmosférica”.

La presión atmosférica es el resultado del peso del aire que tenemos sobre nosotros.

¿Cómo sabemos fácilmente que existe la presión atmosférica? Nos hemos preguntado: ¿Por qué cuando viajamos en avión al tomar altura se nos taponan los oídos? y ¿no han sentido la molestia al viajar en automóvil cuando se va subiendo o bajando la montaña? Aun cuando no sentimos el peso del aire sobre nuestro cuerpo, todas estas manifestaciones nos confirman la existencia de la presión atmosférica. ¿Dónde tendremos más aire encima, a nivel del mar o en la cima de la Sierra Nevada?

El patrón de medida para la presión es la **atmósfera**, que, como ya se anotó tiene un valor numéricamente igual al peso de una columna cilíndrica de mercurio de 76 cm de alto y 1 cm² de sección.

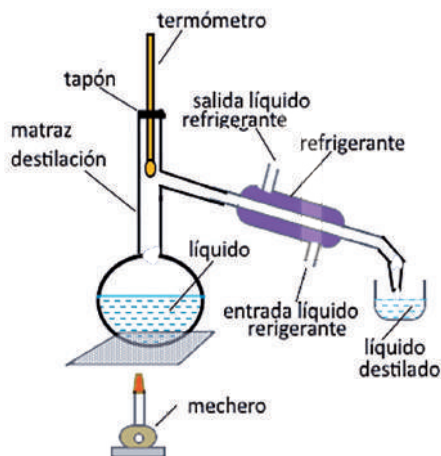


Lectura complementaria 2. Destilación – productos de consumo



En el desarrollo del módulo se hizo mención de temperatura de ebullición de los líquidos y su relación con la presión de vapor. Así líquidos con una presión de vapor alta tienen una temperatura de ebullición baja, caso de la acetona, el cloroformo, el éter y se evaporan fácilmente y los líquidos con presión de vapor baja demoran más en evaporarse y requieren de temperaturas altas para acelerar su evaporación. Por ejemplo, al calentar una mezcla de acetona-agua, los vapores producidos inicialmente serán más ricos en acetona que en agua. Si esos vapores se condensan, el líquido resultante tendrá una composición mayor en acetona que en agua; es decir se produce una separación. Si esta mezcla líquida se somete a procesos sucesivos de evaporación y condensación se tendría un producto cada vez más rico en el componente más volátil (mayor presión de vapor). Este es el fundamento de la separación de mezclas líquidas por destilación, proceso que tiene múltiples variantes, pero inicialmente podríamos mencionar dos: Destilación simple y destilación fraccionada.

En la figura se muestra un esquema muy sencillo de un montaje para destilación simple. En el matraz se coloca el líquido a purificar o la mezcla de líquidos a separar; al calentar (mechero, plancha de calentamiento) los vapores del líquido más volátil salen y al pasar por el sistema de refrigeración se condensan y se recogen como destilado. Si el líquido a destilar es una mezcla alcohol-agua, los vapores serán ricos en alcohol, así como el destilado.



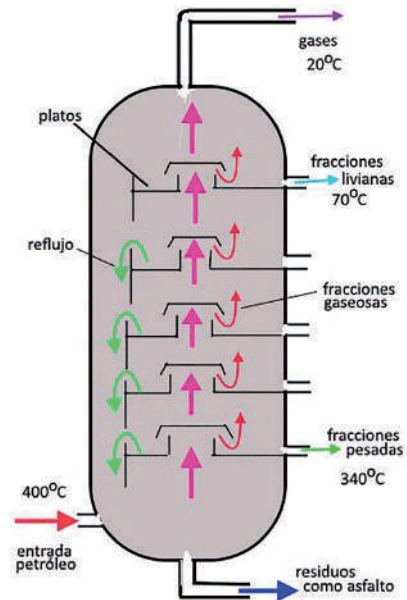
En la destilación fraccionada se modifica el montaje con un sistema en el cual los gases tienen que hacer un mayor recorrido antes de pasar por el sistema de refrigeración, lo cual permite una mejor separación de los componentes de la mezcla. Este proceso se aplica ampliamente en la conocida destilación o refinación del petróleo, en la cual se efectúa la separación de grupos de compuestos. Para este proceso se emplean columnas de fraccionamiento en las cuales se van recogiendo fracciones de diferente temperatura de ebullición.

En la figura se muestra un esquema básico elemental de la estructura de una columna de fraccionamiento. El diseño interior proporciona un contacto a contra corriente de flujos de vapor y de líquido en todos los platos. Por la parte inferior se alimenta con petróleo a alta temperatura; los componentes más ligeros (de p. de ebullición más

bajo) tienden a concentrarse en la fase vapor y los más pesados tienden a la fase líquida.

Se puede visualizar en el esquema que en los platos se van acumulando los condensados y cuando se llenan el exceso rebosa, flechas verdes, vuelve a la parte inferior y nuevamente entra en el proceso de calentamiento, repitiéndose el proceso (flechas rojas).

En este caso las diferentes fracciones se van separando por su temperatura de ebullición. El esquema presentado es bastante simplificado, como una ilustración de la separación de fracciones por diferencia en su temperatura de ebullición; como es un sistema de flujo continuo se obtiene alto rendimiento o efectividad en la separación. Las fracciones obtenidas de la columna se tratan o refinan para separar sus componentes



Como una aplicación del proceso de destilación sencilla se sugiere realizar la separación de alcohol (etanol) de un licor, recogiendo la muestra de destilado a la temperatura de 69°C (en Bogotá). Dadas las características del montaje, condiciones de seguridad y la disponibilidad de los elementos el trabajo experimental sería demostrativo. En este caso los alumnos anotarían las condiciones de operación y el resultado obtenido, que además de ser una determinada cantidad de mililitros, visualmente se aprecia el volumen.

Concentración de alcohol en vinos y licores

Como trabajo complementario se puede realizar la indagación (en un supermercado) del contenido de alcohol de diferentes bebidas alcohólicas y realizar su clasificación. Es importante que en el proceso se haga énfasis en la cantidad de alcohol que se ingiere al tomar uno o más tragos.

En los envases de licores, vinos y cervezas se indica generalmente el grado alcohólico cuya unidad más generalizada es **el tanto por ciento de alcohol presente en el producto** y generalmente se expresa en cm^3 de etanol en 100 cm^3 de bebida a 20°C. Otra forma de expresar esta concentración es grados G.L. (Grados alcoholimétricos o Gay Lussac) por el nombre de quien los normalizó.

En las botellas de whiskey provenientes de la cultura inglesa y norteamericana se encuentra la graduación “proof” que mide el contenido con relación a un volumen de



200 cm³ de tal manera que 40 proof corresponden a sólo 20 G.L. En el reino Unido la graduación se refiere a un total de bebida de 175 cm³ así que los mismos 20 G.L. corresponden a 22.85 grados proof de esta procedencia.

En Estados Unidos es usual indicar el grado alcohólico de las cervezas en relación con peso del producto; así una cerveza de 3% es 3g/ 100 g, aproximadamente 3,4 grados G.L.

Según el Decreto 1686 de 2012 el INVIMA fijó algunos límites de contenido de alcohol para las bebidas en Colombia los que se muestran en la siguiente Tabla:

Bebida	Grado G L %
Aguardiente de caña	38 a 54
Anisado	24 a 54
Brandy	35,50
Cerveza	2,5 a 12
Vino	6
Ginebra	37,5
Vodka	37,5
Whiskey	40
Tequila	35
Alcohol rectificado	95

Para medir fácilmente el grado alcohólico existen en el comercio unos densímetros graduados a 20° C en los diferentes intervalos de medición.

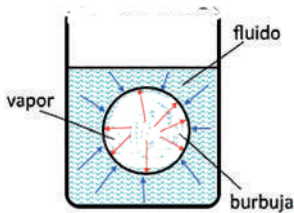
Nota. El llamado alcohol absoluto contiene 99,8% de alcohol; se usa en procesos químicos y farmacéuticos. Se obtiene por deshidratación de la **mezcla azeotrópica** etanol-agua, obtenida por destilación a 78,4 grados centígrados a una atmósfera de presión. Sin entrar en detalles, en el proceso de destilación se puede presentar la llamada mezcla azeotrópica, que limita la separación de los dos componentes, es decir a partir de esta temperatura **el vapor tiene la misma composición de la mezcla de la cual procede**. Para el caso del alcohol es 95%; por esta razón para obtener el alcohol absoluto el agua remanente se separa por otros procedimientos.

Lectura complementaria 3. Líquidos en ebullición - burbujas



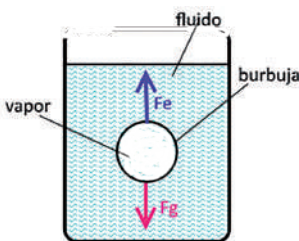
Seguramente en repetidas ocasiones nos han preguntado sobre qué son las burbujas que se aprecian cuando el agua se somete a calentamiento y la temperatura se encuentra cercana a la ebullición. Las respuestas más comunes pueden ser de oxígeno, helio, hidrógeno, vapor de agua. ¿Son ciertas o erróneas? Otra inquietud es por qué

ascienden dentro del líquido, que por experiencia diaria y haber visto el comportamiento muchas veces, nos parece normal y lógico. Pero si la pregunta es por qué asciende, es necesario analizar el fenómeno e identificar elementos que permitan construir una explicación razonable. Es el objetivo de esta lectura.



Durante el calentamiento de agua se considera que está cercana a la ebullición por la formación de burbujas. Estas pueden describirse como globos gaseosos que aparecen en el interior del líquido y se forman por agitación o por puntos de nucleación generados por imperfecciones de la superficie o partículas presentes. Básicamente son de un gas, en nuestro caso vapor de agua, encerrado en una película de líquido, donde se pueden distinguir dos fuerzas: una exterior generada por la tensión superficial y que tiende a achicar la burbuja, y otra interna de expansión por el gas encerrado y que tiende a contrarrestar la exterior.

Como resultado las burbujas tienden a tomar la forma esférica, estado en el que se tiene la mínima área superficial y la mayor masa de gas posible. En otros términos, se establece un equilibrio entre la tensión superficial que tiende a minimizar el área de la burbuja y la presión del fluido encerrado, vapor, que tiende a expandirla.



Además, la burbuja está en un medio fluido, agua, y como a cualquier cuerpo sumergido se genera una fuerza de empuje (**Fe**) descrito por el principio de Arquímedes. Cuando este empuje supera la fuerza gravitacional (**Fg**) se produce el movimiento ascendente observado. Como la burbuja está inmersa en un fluido, otro factor que se identifica es la presión hidrostática (no se indica en la figura) por la columna de fluido sobre la burbuja; este factor va disminuyendo a medida que la burbuja se acerca a la superficie y como la fuerza de empuje es constante es de esperar que la velocidad de ascenso aumente.

La descripción presentada es cualitativa y bastante simplificada; un tratamiento más amplio y profundo se trabaja con elementos que describen la mecánica de fluidos, donde se destacan las leyes de Stokes y Laplace.

NOTA. Un líquido puede sobrecalentarse sobrepasando su temperatura de ebullición, por ejemplo, cuando el recipiente tiene superficies muy lisas. En este caso una pequeña perturbación puede provocar una ebullición explosiva; por esto es peligroso hervir agua en microondas y en recipientes de vidrio o porcelana esmaltados. Para la formación de burbujas en el líquido se requieren imperfecciones y movimiento. Es pertinente hacer mención del horno microondas. En un calentamiento convencional



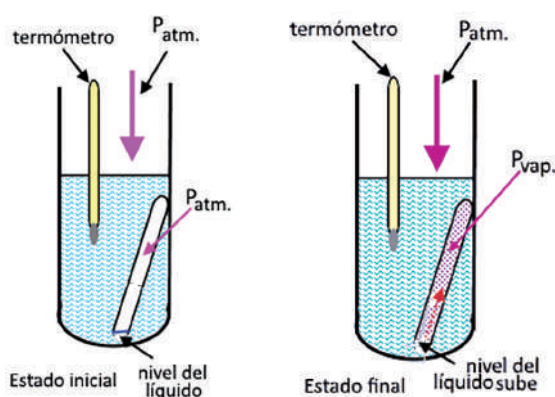
el vapor escapa al medio y se ve la formación de burbujas; en el microondas podría no verse su formación pero el agua estaría muy caliente y cualquier movimiento o interferencia produciría una intensa formación de ellas. ¿Por qué esto? Por la estructura del agua las ondas producidas por el microondas generan cambios en la rotación y vibración de las uniones intermoleculares que conlleva a la producción de calor que se va acumulando y en un momento dado puede presentarse una explosiva formación de burbujas.

Lectura complementaria 4. Temperatura de ebullición y presión



En la experiencia 3 se emplea un montaje utilizado para determinar temperatura de ebullición, que permite reflexionar sobre la temperatura de ebullición y su relación con las variables presión atmosférica y presión de vapor. Hasta este punto se ha planteado que la temperatura de ebullición se relaciona con la presión existente y que opera sobre la superficie del líquido, y la presión de vapor del líquido, que como se ha analizado depende de la temperatura. Se define entonces temperatura de ebullición como la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido es igual a la presión externa, generalmente la atmosférica. Cuando el líquido asciende por el tubo capilar se realiza la lectura del termómetro; es la temperatura de ebullición.

Una mejor perspectiva del montaje es representar en un esquema una ampliación del tubo capilar y su ubicación.




Antes de iniciar el calentamiento el tubo capilar contiene aire a la presión atmosférica, se presenta un equilibrio y por eso el nivel del líquido permanece en la abertura del tubo capilar. Podríamos decir que el tubo capilar es como un manómetro que indica que la presión interna (dentro del capilar) es igual a la externa, la atmosférica.

Al realizar el calentamiento se produce vapor que incrementa la presión dentro del tubo capilar y comienzan a salir burbujas de aire, porque lo va desplazando el vapor de agua generado. Cuando el burbujeo es intenso el gas dentro del tubo capilar es vapor de agua y la presión es ligeramente excedida por la atmosférica, se rompe el equilibrio y el agua asciende

por el tubo capilar. La lectura del termómetro a estas condiciones es la temperatura de ebullición, a la cual $P_{\text{vap}} = P_{\text{atm}}$.

NOTA. En este método de determinación de la temperatura de ebullición, se opera de tal forma que la altura de la columna de líquido donde está sumergido el capilar sea la mínima posible, para que su incidencia en la presión externa sea muy pequeña.

Lectura complementaria 5. Temperatura de ebullición – Punto de ebullición – Corrección

- Como no siempre la determinación de la temperatura de ebullición se hace a presión externa normal y el valor que se encuentra en tablas es el correspondiente a esta presión, se dispone de una relación para encontrar la equivalencia:
- 
- $C = K (760 - P) (t + 273)$
 - C: corrección. Valor que se suma a la temperatura de ebullición experimental.
 - K: constante. Se toma como 0,0012 para líquidos como agua, alcohol, acetona
 - P: presión (en milímetros de Hg) a la que se realiza la determinación de la temperatura de ebullición
 - t: temperatura de ebullición experimental.

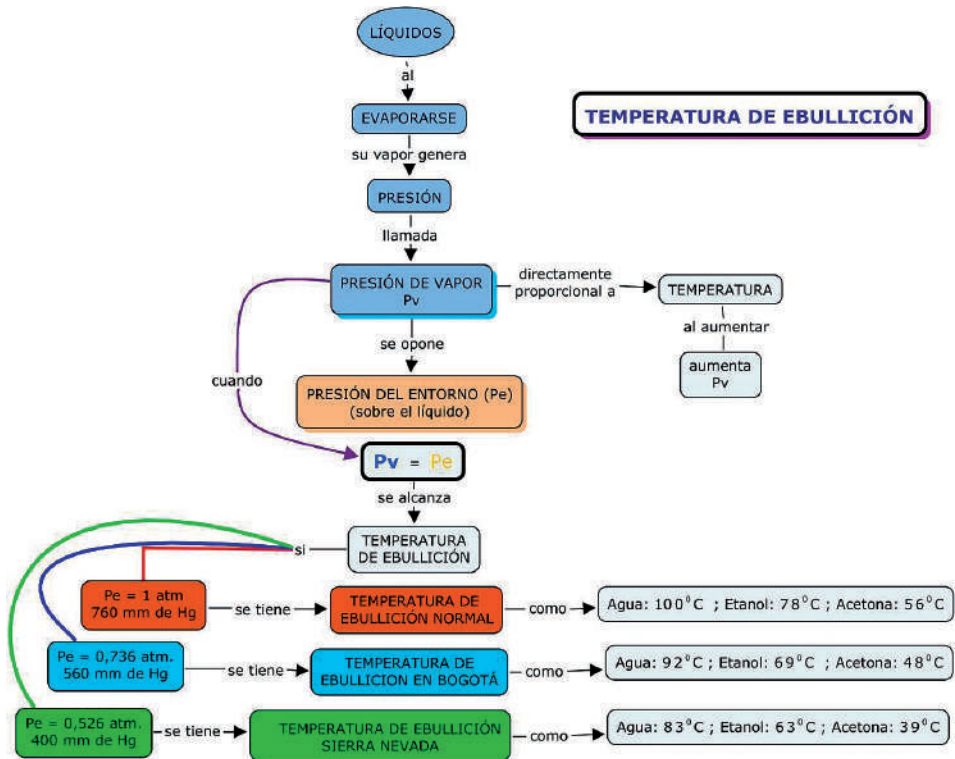
Bibliografía

Caldas, F. (1966). *Obras completas de Francisco José Caldas*. Bogotá: Universidad Nacional de Colombia.

Cáceres, D., & Muñoz, J. (2006). *La química al alcance de todos*. Bogotá: Editorial Universidad Nacional de Colombia.

Jaramillo, O. (2007). *Presión de vapor*. <https://www.cie.unam.mx/~ojs/pub/Liquid3/node6.html> Consultado: 22-05-19.

Práctica 6 – (2019). *Temperatura de ebullición*. <http://docencia.udea.edu.co/cen/tecnicaslabquímico/02practicass06.html> Consultado: 16-05-19.



3



Tensión superficial

Introducción

De acuerdo con el modelo cinético molecular de la materia, la superficie de cualquier líquido presenta propiedades interesantes debido a que sus moléculas están unidas con sus vecinas generando una característica muy particular, conocida como Tensión superficial.

Probablemente el término **tensión superficial** no es muy familiar, pero tiene implicaciones que inciden en muchos aspectos de la vida diaria de las personas y su estudio merece una especial atención.

Un primer paso puede centrarse en los términos: agua, superficie, tensión; los dos primeros son evidentes porque el agua la vemos e identificamos la superficie. El tercero, **tensión** es posible asociarlo con fuerza. La primera impresión parece indicar que es un tema que tiene que ver con la Física, por aquello de la fuerza, y los aspectos químicos no se ven; sin embargo, como lo veremos es una propiedad del agua que tiene que ver con su estructura.

Un segundo paso es buscar en nuestro entorno situaciones que nos permitan relacionar los tres elementos mencionados: agua, superficie, tensión, esta última asociada con una fuerza. Cuando se observa un depósito de agua abierto se aprecian partículas e insectos que flotan, no se hunden; cuando se deja un grifo mal cerrado o se usa un gotero, se aprecia un comportamiento bastante particular del cual se encuentra una descripción muy curiosa en la revista (Museo&Lúdica, 1998): *“En un gotero podemos ver cómo se forma una gota. Esta crece lentamente hasta adquirir un cierto tamaño y forma; esto no puede suceder por simple azar, debe haber una razón para que se produzca en la forma y tamaño definido. ¿Por qué la gota no cae? Tiene peso y está lista para caer, pero no lo hace sino que permanece adherida hasta alcanzar un cierto tamaño, entonces se desprende súbitamente, como si no dispusiera de fuerza suficiente para soportar mayor peso. Los dibujos que representan cómo se forma una gota, sugieren la idea que el agua se encuentra suspendida en una bolsa elás-*



tica, que se rompe o desgarrar cuando el peso es demasiado grande para ella poder aguantarlo”.

En otro contexto se puede hablar de “bombas de jabón”, que tienen que ver con la tensión superficial y la acción de jabones y detergentes.

Descripción

El trabajo sugerido mediante la realización de cinco experiencias sencillas, tiene como meta hacer una aproximación al fenómeno de tensión superficial y su conceptualización. Se propone un cuestionario previo con el objetivo de allegar información sobre conocimientos básicos y proceder a su complementación. Esto permitirá un análisis inicial de las experiencias y el planteamiento de hipótesis explicativas del fenómeno observado. La introducción tiene como objetivo plantear el contexto del trabajo a realizar, se sugieren reflexiones para llegar a conclusiones y se finaliza con dos lecturas complementarias que contribuyen con elementos conceptuales y eventuales proyecciones a la vida diaria. Se plantea una propuesta de marco de referencia conceptual.

Conceptos previos. Modelo corpuscular de la materia, átomo, unión química, molécula, geometría molecular, fuerza atracción, fuerza de repulsión.

Durante el desarrollo de las experiencias propuestas se identifican conceptos que complementan el fundamento para construir una explicación del fenómeno observado.

Actividades

Cuestionario inicial.

- ¿Cómo se manifiesta la tensión superficial en un líquido?
- ¿Cuál podría ser la causa de la tensión superficial?
- Algunos libros para niños dicen que “El agua tiene piel”. ¿Cree usted que esta expresión es adecuada?



Exploración

Experiencia No. 1. Fósforos flotantes

Materiales.

- Caja de Petri.
- Fósforos en madera.

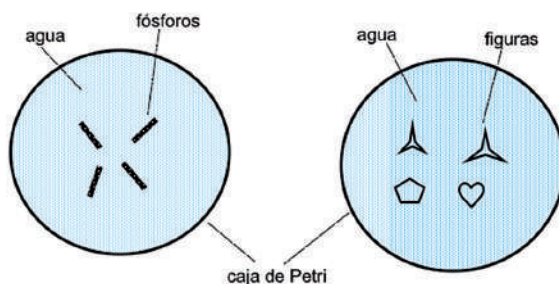
- Cartulina delgada.
- Detergente líquido.
- Agua (preferiblemente destilada).



Desarrollo

Actividad previa. Insistir en la observación cuidadosa de la experiencia. Anotar qué se espera observar al adicionar el detergente.

- ❖ En el recipiente disponible agregar agua hasta que forme una capa delgada.
- ❖ Tomar los fósforos (sin cabeza) o figuras recortadas (en cartulina delgada) y depositarlas cuidadosamente sobre la superficie del agua, tal como se indica en la figura.



- ❖ Colocar una gota de detergente líquido en el centro de la superficie.

Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anotar lo observado:

- ❖ Estado inicial: los fósforos o figuras en la superficie del agua.
- ❖ Cuando se adiciona la gota de detergente.
- ❖ Estado final: luego de adicionar el detergente.



Explicación. En el cuaderno se anotan las posibles causas que se considera influyen en el comportamiento observado.



Discusión. Se podría iniciar con la descripción del montaje dirigiendo la atención hacia la superficie del agua. Promover la reflexión sobre la flotabilidad de los sólidos haciendo énfasis en las fuerzas que pueden identificarse, su origen y su resultante. Relacionar con la estructura de la materia y las fuerzas intermoleculares y el efecto que se produjo al adicionar el detergente.



Experiencia No. 2. La aguja flotante

Materiales

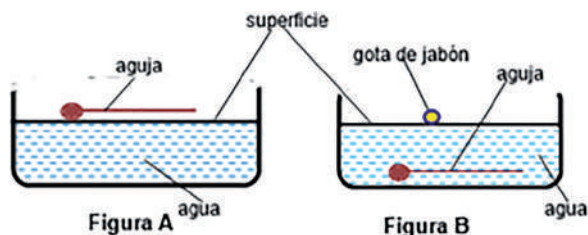
- Caja de petri.
- Aguja o alfiler.
- Agua.
- Detergente líquido.



Desarrollo

Actividad previa. Insistir en la observación cuidadosa de la experiencia. Anotar qué se espera observar al adicionar el detergente.

- ❖ Se dispone del recipiente con agua, la aguja o alfiler y el detergente o jabón.
- ❖ Tomar la aguja por el centro y colocarla muy suavemente sobre la superficie del agua como se muestra en la figura A.
- ❖ Adicionar la gota de jabón (líquido) o detergente como se muestra en la figura B.



Registro de lo observado.

En el cuaderno de laboratorio se anota lo observado en cada paso y las explicaciones correspondientes.



- ❖ Estado inicial: la aguja sobre la superficie del agua.
- ❖ Cuando se adiciona la gota de jabón o detergente.
- ❖ Estado final: la aguja en el fondo del recipiente.



Explicación. en el cuaderno se anotan las posibles causas del comportamiento observado en cada paso.



Discusión. En la discusión de esta experiencia se presenta un comportamiento adicional respecto de la experiencia anterior. Se propone promover claridad sobre el sistema, anotando las fuerzas que se puede suponer

que existen y que actúan sobre la aguja en cada paso. Qué explicación podrían dar al desplazamiento horizontal de la aguja por la adición del detergente.

Experiencia No. 3. Halando el agua

Materiales

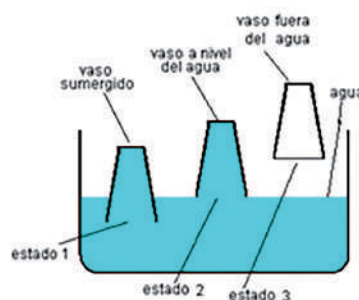
- Vaso de vidrio
- Recipiente suficientemente hondo para sumergir y llenar el vaso.



Desarrollo

Actividad previa. Insistir en el cuidado de la observación al realizar la experiencia, especialmente en el paso donde se produce la separación del borde del vaso y la superficie del líquido.

- ❖ Introduzca el vaso totalmente en el agua y llénelo; luego inviértalo para que la boca del vaso quede sumergida y paralela al fondo del recipiente (estado 1).
- ❖ Levante suavemente el vaso, sacándolo, sin separar su borde de la superficie del agua (estado 2).
- ❖ Levante lentamente el vaso sobre la superficie (estado 3).



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio se anota lo observado en cada estado y las explicaciones correspondientes.



- ❖ Estado inicial (1): El vaso sumergido.
- ❖ Estado intermedio (2): El borde del vaso en contacto con la superficie.
- ❖ Estado final (3): El vaso sobre la superficie del líquido.



Explicación. En el cuaderno se anotan las posibles causas del comportamiento observado en cada estado.



Discusión. En esta experiencia se requiere una observación “más fina” entre los estados 2 y 3, donde visualmente se puede identificar un comportamiento de la película de agua que sugiere la presencia de una fuerza que lo hace posible.



Experiencia No. 4. Bombas de agua jabonosa

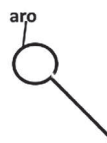
Materiales

- Trozo de alambre fino.
- Reloj provisto de segundero.
- Jabón líquido transparente. (Lava vajillas o champú para niños).
- Agua.
- Un objeto cilíndrico de más o menos 3 cm. de diámetro.
- Vasos transparentes con diámetro mayor a 3 cm.
- Probetas de 25 mL.
- Agitadores de vidrio o plásticos.
- Cronómetro.
- Glicerina



Desarrollo

- ❖ Prepare tres mezclas jabonosas así:
 - Mezcla No. 1: 1 parte de champú + 15 partes de agua + $\frac{1}{2}$ parte de glicerina.
 - Mezcla No. 2: 1 parte de champú + 15 partes de agua + $\frac{1}{2}$ parte de glicerina.
 - Mezcla No. 3: 1 parte de champú + 15 partes de agua + 1 parte de glicerina.
- ❖ Tome un trozo de alambre de más o menos 15 cm. de largo y enrolle por un extremo en una pila u otro objeto cilíndrico, para construir un aro.
- ❖ En un vaso coloque la mezcla No. 1 trasvasando suavemente para no formar espuma.
- ❖ Tome una pequeña cantidad de la mezcla con la argolla de metal y sople la película para formar una bomba que lanza al aire. ¿Puede tomar el tiempo que permanece la bomba sin reventarse?
- ❖ ¿Puede estimar el diámetro aproximado de la bomba?



Repita el procedimiento con las mezclas Nos. 2 y 3 anotando en cada caso el tiempo que permanece la bomba sin reventarse y el diámetro aproximado de las bombas.

Registro de lo observado



Anote en el cuaderno de laboratorio las observaciones para cada mezcla en una tabla como la siguiente.

Mezcla	Tiempo permanencia (seg.)	Diámetro aproximado (cm)
1		
2		
3		



Explicación. En el cuaderno de laboratorio plantee una explicación del comportamiento observado. Compare los resultados con los de otros grupos.



Discusión. Se sugiere orientar esta actividad hacia la descripción de las bombas obtenidas en cada caso, formulando hipótesis sobre el origen de la cubierta y su estabilidad relativa.

Experiencia No. 5. Película misteriosa

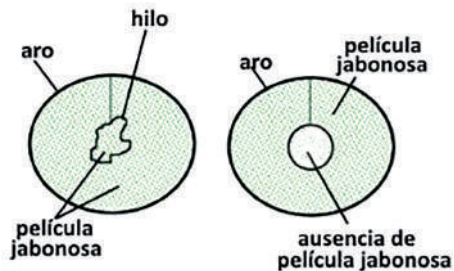
Materiales

- Aro de alambre fino.
- Agua.
- Mezcla jabonosa.
- Trozo de hilo delgado.
- Alfiler.



Desarrollo

- ❖ Con el trozo de hilo arme una pequeña argolla y sujétela al asa del aro de alambre, de tal manera que la argolla quede dentro del aro de alambre.
- ❖ Introduzca el conjunto en la solución jabonosa, sáquelo y observe la película formada y la forma de la argolla.
- ❖ Con el alfiler rompa la película dentro de la argolla de hilo y observe lo que sucede.





Registro de lo observado

Anote en el cuaderno de laboratorio las observaciones en cada uno de los pasos de la experiencia.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio plantee una explicación del comportamiento observado.



Discusión. Se sugiere poner en común las observaciones de los diferentes grupos. Esta es la adecuada para reafirmar la existencia de la propiedad llamada Tensión Superficial como una realidad física que se puede apreciar fácilmente.

Aplicación

- Observa cuidadosamente la forma que tienen las gotas de lluvia o las que caen de una llave de tubería que no está bien cerrada. Describe tu apreciación y plantee una explicación.
- La tensión superficial y las sustancias que la modifican (surfactantes) tienen alguna incidencia en el proceso de respiración de un ser humano. Con la ayuda de tu Profesor de Ciencias (Biología) investiga sobre esta posibilidad.

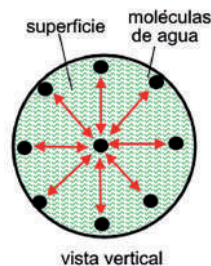
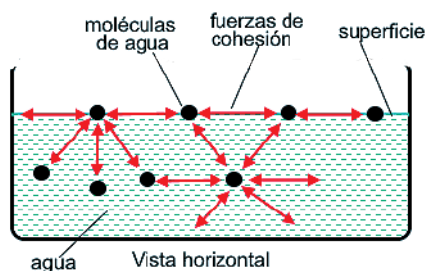


¿Qué explicación puedes dar a la formación de las bombas de jabón?

Lectura complementaria 1: Tensión superficial

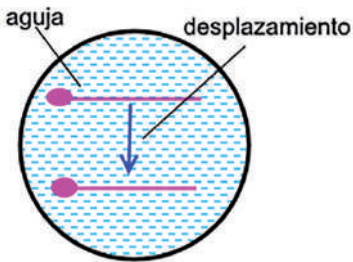
La superficie de cualquier líquido presenta propiedades interesantes debido a que sus moléculas están unidas con las moléculas vecinas, como se representa en la figura; por contraste en el interior del líquido cada molécula está sometida a fuerzas de atracción que en promedio tienden a anularse y como resultante las moléculas presentan una energía cinética baja, como se representa en la figura.

Por esta razón las fuerzas intermoleculares que afectan a las moléculas que se encuentran en la superficie tienen una distribución diferente si las comparamos con las



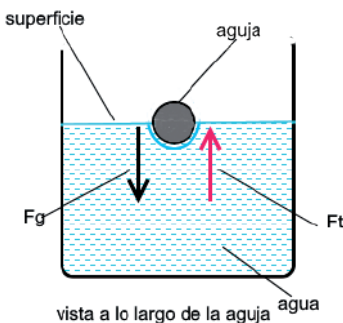
que actúan sobre las moléculas en el seno del líquido; se crea así en la superficie una energía residual intermolecular a la que se da el nombre de **tensión superficial** y que se manifiesta en la formación de una delgada membrana elástica.

Para complementar la descripción podemos imaginar una vista perpendicular a la superficie del agua, donde se muestran las interacciones de una molécula de agua con sus vecinas (Cáceres y Muñoz, 2006), conformando la película o malla que se ha mencionado. Todo cuerpo cuyo peso (fuerza hacia abajo) no logre vencer las fuerzas de interacción entre las moléculas de agua permanecerá sobre la superficie, es decir flotará; pero si la fuerza hacia abajo es suficiente para vencer esas fuerzas de interacción, el cuerpo se hunde. Pero es posible por la adición de un **tensoactivo** (jabón o detergente) modificar las características de la interacción entre las moléculas de agua, debilitándola y así en la experimentación la aguja que flotaba se hunde.



Volviendo sobre la experiencia 2, un observador atento puede haber notado un evento previo al hundimiento de la aguja: un movimiento brusco de la aguja al adicionar la gota de jabón o detergente, alejándose de la zona donde se hizo la adición como se muestra en la vista vertical (perpendicular a la superficie) en la figura adjunta. En este punto es oportuno aplicar conceptos de física, pues si la aguja se desplaza, lo hizo por acción de una fuerza resultante

en la dirección del desplazamiento. Aquí es interesante la discusión sobre cómo se puede generar esta fuerza. En una primera aproximación se puede considerar que la red que soporta la aguja puede ser “halada” o empujada”. El hundimiento de la aguja se atribuye a un debilitamiento de las fuerzas de cohesión, pero la red alrededor de la adición del tensoactivo se mantiene y hala las moléculas de agua de esta zona. Para ampliar este aspecto puede consultar (Jasien y Banett, 1993)



Antes de una breve descripción cualitativa de la medición de la tensión superficial, es oportuno disponer de otra mirada al fenómeno observado mediante una representación esquemática, pero ilustrativa de la tensión superficial y su relación con la aguja que flota, donde F_g es la fuerza de gravedad y F_t es la correspondiente a la tensión superficial.

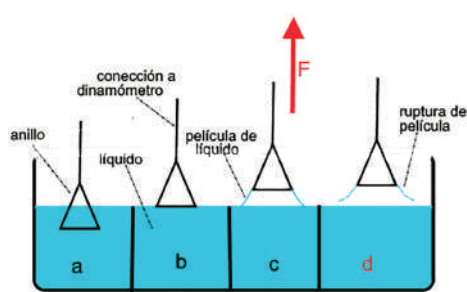
Hasta ahora se ha presentado una descripción cualitativa sobre la tensión superficial, pero cuando se consulta la bibliografía se encuentran valores de esta propiedad para líquidos y surge la pregunta: ¿cómo se mide?



Para aproximarnos a la medida de la tensión superficial es necesario plantear una definición de esta propiedad de los líquidos y para ello imaginemos que podemos observar las unidades en la capa superficial del líquido (ver figura que encabeza esta lectura). Se puede plantear que en el interior del líquido las fuerzas se compensan o anulan; en tanto que en la superficie sólo hay una interacción fuerte con las vecinas de los lados y con las inmediatas que están en el seno del líquido generando una fuerza resultante hacia el interior con un aumento de la fuerza de interacción de las moléculas que se encuentran en la superficie que forman una membrana elástica. Por esto una medida de la tensión superficial tiene que ver con la ruptura de esa capa o membrana que se forma en la superficie del líquido.

Esta tensión también se manifiesta en la tendencia, que muestran algunos líquidos cuyas moléculas tienen fuerzas de atracción intermoleculares fuertes (fuerzas cohesivas), a disminuir su área superficial para un volumen dado tendiendo a formar esferas (ej. gotas de mercurio). El valor de la tensión superficial depende de la naturaleza del líquido, del medio que lo rodea y de la temperatura.

Se han diseñado varios métodos o procedimientos para medir la tensión superficial y cuando se accede a direcciones de Internet sobre la medida de la Tensión Superficial se encuentra un gran abanico de posibilidades, algunas con animación a manera de demostración; el que más se aproxima a esa imagen de rompimiento de la malla superficial es el del anillo de Nouy, que en su forma más sencilla se puede describir cualitativamente con base en un esquema que representa el proceso a seguir.



El método se basa en un anillo muy fino de metal que se acopla a un sistema de medición de la fuerza que se ejerce sobre él para separarlo de la superficie del líquido, siguiendo una serie de pasos y cuidados para asegurar al máximo posible un resultado que dé información confiable sobre la magnitud de la propiedad. El procedimiento se puede plantear en 4 pasos que se

esquematizan en la figura adjunta, (adaptada de Introducción a la Física Experimental. Determinación de la Tensión superficial de un líquido. Método del anillo de Du Nouy. (Universidad de Cantabria, 2005) donde se indican los estados a seguir para obtener la medida de la Tensión Superficial.

Se da por entendido que el esquema es una ilustración de lo que se observaría durante el proceso y que no se muestra el montaje necesario que incluye el sistema de medición de la fuerza que hace ascender el anillo a partir del contacto con la superficie del líquido. A medida que se va incrementando la fuerza F , el anillo se separa de la

superficie del líquido pero se mantiene una película que une el anillo con la superficie del líquido. Cuando se da la ruptura de esta película (paso d), se tiene un valor de fuerza que está relacionada con la Tensión Superficial; dado que la fuerza leída se está ejerciendo en el círculo ($2\pi R$) y sin entrar a realizar la deducción de la relación final, esta es:

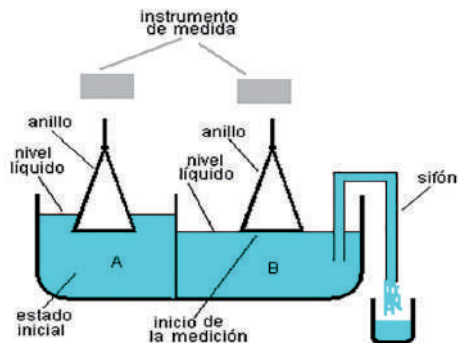
$$\gamma = F_d / 2 \cdot 2\pi R$$

Donde: γ : tensión superficial

F_d : fuerza medida

R: radio del anillo

Otra forma de proceder para la medida de la Tensión Superficial se esquematiza en la figura siguiente. En el estado inicial o A, el anillo se sumerge en el líquido y para llegar al estado B, sin mover el anillo, se saca líquido del recipiente mediante un sistema de sifón. La medición se inicia cuando se llegue a este estado donde el anillo justamente toca la superficie del líquido. De ahí en adelante se va separando el anillo de la superficie del líquido, pero manteniendo una capa de este; en el momento en que esta capa o película se rompe, el instrumento da la medida de la tensión superficial.



Como es una fuerza que se ejerce en una longitud dada (el círculo del anillo), las unidades de la tensión superficial son unidad de fuerza por unidad de longitud.

UNIDADES. En el Sistema Internacional (SI): Newton/metro (N/m).

Lectura complementaria 2. Tensión superficial y respiración



Todos somos conscientes que en el proceso de respiración de los humanos participan elementos y sustancias en estado gaseoso que circulan por conductos donde se presenta el intercambio de oxígeno y dióxido de carbono. Pero estos gases se desplazan gracias a las variaciones de presión que generan los pulmones en los procesos de inspiración y expiración. En este complejo entramado los alvéolos tienen un papel muy importante y pueden verse afectados si su presión interna aumenta demasiado en el proceso de compresión. El organismo dispone de un surfactante (tensoactivo) pulmonar (lípidos y proteínas) que disminuyen la tensión superficial



dentro del alvéolo, facilitando su función y evitando su daño (exploten). En la bibliografía se encuentra información que en este proceso la tensión superficial cambia de 0,07 N/m a 0,01 N/m.

Las fuerzas de atracción entre las moléculas de agua se deben a puentes de hidrógeno con alta energía, por eso el agua es líquida y su tensión superficial muestra valores más altos que la de muchos otros líquidos.

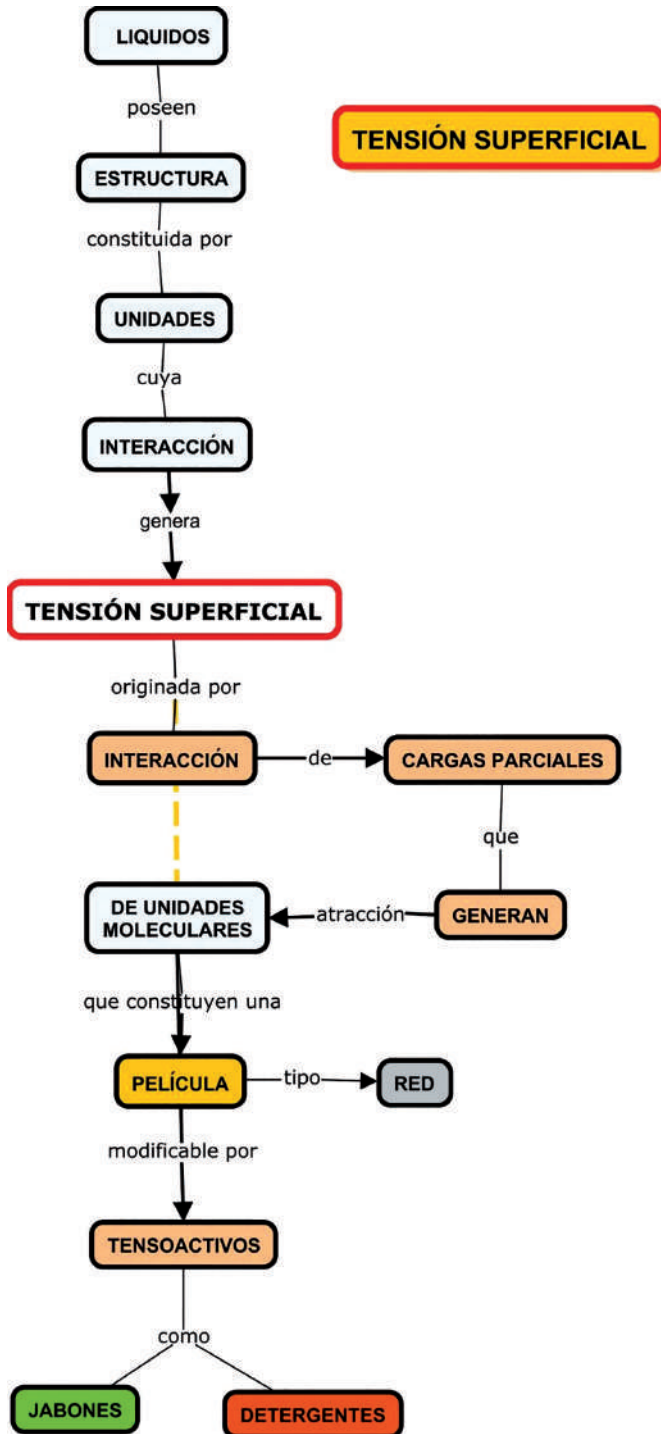
En la tabla siguiente se dan valores de Tensión superficial para unos líquidos en contacto con aire expresada en mN/m.(Reed, J.,1988).

Líquido	Temperatura (°C)	Tensión Superficial (mN/m)
Agua	0	76
	25	72
	50	68
	80	63
Etanol	20	22
Acetona	20	24
Mercurio	25	474

(mN =mili newtons)

Bibliografía

- Cáceres,D. y Muñoz, J. (2006). *La Química al alcance de todos*. Bogotá: Editorial Universidad Nacional de Colombia.
- Franco, A. (2010). *Tensión superficial en los líquidos*. http://www.sc.edu.es/sbweb/fisica_/fluidos/tension/introduccion/introduccion.htm Consultado: 26-11-18.
- Jasien, P. y Barnett, G. (1993). *Lowering the Surface tension of water: An illustration of Scientific method*. *Journal of Chemical Education* , 70 (3), 251. doi: 10.1021/ed070p251
- Martos, M. (2011). *Tension Superficial*. <http://www.youtube.com/watch?v=3APeVXJYE&feature=fvsr> Consultado: 26-11-18.
- Manuel, F.Q. (2011). *Experimento de fisica sobre tensión superficial*. <http://www.youtube.com/watch?v=BZOkKrBw-ik> Consultado: 26-11-19.
- Huaquipa, S. (2005). *Determinación de la Tensión Superficial de un líquido. Método del anillo Du Nouy*. Universidad de Cantabria, pág. 4. Consultado: 10-04-19.
- Museo&Lúdica. (1998). *Museo de la Ciencia y el Juego*. Universidad Nacional de Colombia. Vol. 1.I semestre, pág. 61.
- Mora, J.G. (2007). *La Tensión superficial del agua*. <http://www.youtube.com/watch?v=hs05-tDcQLM> Consultado: 26-11-18
- Reed, J.S. (1988). *Introduction to the principles of ceramic processing*. John Wiley and Sons. Inc.pag.18



4



Viscosidad

Introducción

¿Has sentido cómo se deslizan sobre el pavimento, los zapatos provistos de suelas de ciertos materiales después de una lluvia intensa? Cuando las bisagras de las puertas presentan sonidos molestos acudimos a la lubricación para eliminarlos. Quienes poseen un automotor están atentos a los cambios de aceite necesarios para la adecuada lubricación de los pistones del motor. ¿Has notado que el aceite de cocina y la miel de abejas fluyen más lentamente de los frascos que el agua o el alcohol? ¿Será que todas estas situaciones tienen alguna causa en común? Las experiencias propuestas en esta actividad contribuyen a aproximarnos al concepto de viscosidad implícito en estos sucesos.

Descripción

En esta actividad se contextualiza la propiedad de líquidos llamada viscosidad, en referencia a actividades comunes de la vida diaria. Previo al desarrollo de la parte práctica se sugiere un cuestionario de entrada que permita complementar la contextualización e indagar sobre los conceptos básicos que se necesitan para mejor comprensión de las tres experiencias propuestas; se enumeran los materiales necesarios para realizarlas, se sugieren unas aplicaciones, se plantean algunos puntos de reflexión y tres lecturas complementarias sobre los fundamentos de la propiedad estudiada, sobre el proceso de lubricación y la importancia de esta propiedad en la formulación de aceites lubricantes y finalmente se inicia el tema sobre la viscosidad que presentan otros tipos de fluidos comunes. Se incluye una propuesta de marco conceptual de referencia.

Conceptos previos: modelo corpuscular de la materia, polaridad molecular, fuerza de cohesión, fuerza de adhesión, tensión superficial, rozamiento.



Actividades

Cuestionario inicial En el cuaderno de laboratorio desarrolle el cuestionario siguiente según su conocimiento actual.

- ¿Qué es la viscosidad?
- ¿Cómo se manifiesta la viscosidad de un líquido?
- ¿Cuál podría ser la causa de la viscosidad del líquido?
- ¿En qué actividad común aplica esta propiedad del agua?



Exploración.

Recomendaciones

Por la naturaleza de las experiencias es necesario contar con blusa de laboratorio o delantales, y elementos para protección de los alumnos y los muebles.

Experiencia No. 1. Velocidad de escape

Materiales.

- Vasos plásticos pequeños.
- 1 puntilla gruesa.
- 1 trozo de alambre fino.
- Tubos gotero.
- Reloj provisto de segundero.
- Jabón líquido transparente. (Lava vajillas o champú para niños).
- Agua.
- Glicerina.

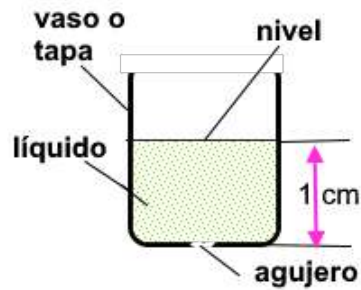


Desarrollo

Actividad previa. Hipótesis sobre orden de los líquidos en cuanto a velocidad de salida.

- ❖ Perfore de adentro hacia afuera los tres recipientes por medio de la puntilla, teniendo cuidado que los huecos queden lo más iguales posible.
- ❖ Dibuje alrededor de cada uno una marca a uno o dos centímetros de la base.
- ❖ Tapar el agujero con cinta pegante o de enmascarar.

- ❖ Llene el primer recipiente con agua hasta la marca dibujada; a temperatura ambiente y sosteniéndolo en el aire retire la cinta y anote el tiempo que gasta todo el líquido en salir.
- ❖ Repita la experiencia para obtener por lo menos dos mediciones.
- ❖ Repita el procedimiento con los otros dos líquidos colocados en sus respectivos recipientes. Otra forma es medir el volumen, siempre el mismo, de líquido en una probeta.



NOTA. Antes de realizar la experiencia eliminar los rebordes que se puedan formar al hacer el hueco. De preferencia emplear recipientes con paredes verticales. En el caso de vasos pequeños de plástico es posible que tengan en el fondo una especie de aro donde queda un remanente del líquido, su volumen en cada caso es el mismo.

Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones en una tabla como la siguiente:



Producto	Tiempo	
	Medición 1	Medición 2
Agua		
Glicerina		
Jabón líquido		



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.

Discusión. Observación de las propiedades macroscópicas de los líquidos. Con base en elementos de estructura de la materia plantear hipótesis sobre la diferencia de velocidad de flujo. Papel de las fuerzas intermoleculares y su influencia en el tiempo de salida observado.

Experiencia No. 2. Viscosidad y velocidad de desplazamiento

Materiales

- Una bandeja de vidrio o plástico bien pulida.
- Reloj cronómetro.

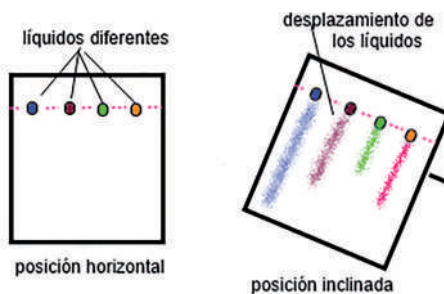


- Lápiz.
- Tubos goteros.
- Agua.
- Miel de abejas.
- Aceite de cocina.
- Champú.



Desarrollo

- ❖ Trace una línea paralela a un lado de la bandeja.
- ❖ Sobre la bandeja descansando horizontalmente coloque una gota de cada uno de los líquidos sobre la marca.
- ❖ Levante el lado paralelo a la línea de partida de tal manera que se forme un plano inclinado sobre la mesa.
- ❖ Observe cuál de los tres líquidos se desplaza más rápidamente. Si es posible anote el tiempo que gasta cada gota en llegar a la mesa.



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus comentarios sobre lo observado.



- ❖ Si es posible plantee algún tipo de ordenamiento sobre el comportamiento de los líquidos e indique el criterio aplicado.



Explicación. Mediante discusión con tu grupo construyan una posible explicación sobre el comportamiento observado y consígnelo en su cuaderno de laboratorio.

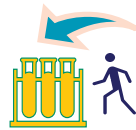


Discusión. Descripción del sistema e identificación de fuerzas que causan el desplazamiento. Hipótesis sobre explicación del comportamiento observado. Relación cualitativa con su estructura. La superficie tiene que ver en el comportamiento.

Experiencia No. 3. Esferas caprichosas

Materiales

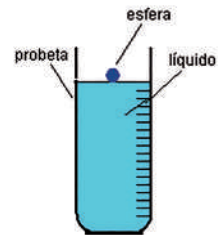
- 5 probetas de laboratorio, de vidrio de 50 mL.
- Esferas metálicas pequeñas (**iguales**).
- Cronómetro o reloj con segundero.
- Miel de abejas.
- Aceite de carro.
- Aceite de cocina.
- Agua
- Champú



Desarrollo

Actividad previa. Por observación de las características de los líquidos plantear un posible orden de caída.

- ❖ Llene cada probeta con un líquido diferente, pero todas a la misma altura, puede ser 15 cm.
- ❖ Con la ayuda de una pinza libere suavemente una esfera en la superficie de cada columna de líquido.
- ❖ Registre el tiempo de caída.



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote la información obtenida en la experiencia. Puede ser en una tabla como la siguiente.



Líquido	Tiempo (s)
Miel	
Aceite para carro	
Aceite de cocina	
Champú	
Agua	



Explicación. Indique una posible explicación sobre el comportamiento observado.



Discusión. Se puede iniciar planteando hipótesis sobre el origen de la oposición o resistencia de los líquidos al paso de la esfera. Papel de las fuerzas intermoleculares.

Aplicación

- Consultar sobre los aceites usados para la lubricación de los carros. Su nomenclatura de identificación por ejemplo SW 20-50.
- ¿Qué indica esa nomenclatura?
- Averiguar cuál es el grado del aceite que se utiliza en el vehículo que use normalmente para el transporte.

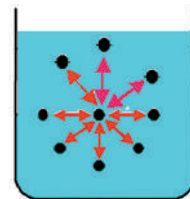


Lectura complementaria 1. Estructura de la materia y Viscosidad



Los aspectos mencionados en la introducción y las observaciones realizadas en el desarrollo de las experiencias propuestas son cualitativos. Sin embargo, es posible hacer una aproximación al concepto partiendo del modelo que se ha aplicado en este módulo sobre estructura de la materia: modelo cinético molecular, del cual ya se ha hablado anteriormente y que se puede resumir en cuatro aspectos (ver Cáceres y Muñoz, 2006)

1. “Las fuerzas de atracción entre las moléculas del líquido son apreciables”.
2. “Las moléculas se encuentra relativamente cercanas (más que en los gases y menos que en los sólidos)”.
3. “Las moléculas están en permanente movimiento al azar”.
4. “La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta”.

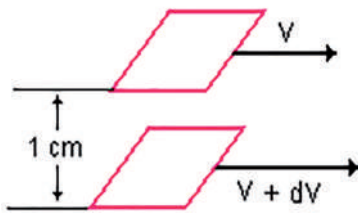


Así como en los gases las moléculas tienen amplia libertad de movimiento, en los líquidos el movimiento es restringido, pero pueden desplazarse respecto unas de otras y alcanzar nuevas posiciones o acomodaciones. En este proceso el factor TEMPERATURA es determinante. En los líquidos donde las fuerzas de atracción intermolecular son altas, el movimiento está limitado y fluyen lentamente. A medida que tales fuerzas son menores (en otros líquidos) estos pueden fluir más fácilmente.

Un punto de partida es plantear una primera aproximación a **viscosidad**, como la **resistencia a fluir** que presenta un líquido y en tanto más lento sea el flujo, mayor es la viscosidad a una temperatura dada. Esta situación puede representarse de forma

similar a la empleada en la tensión superficial y se muestra en la figura adjunta. La molécula de líquido central se le dificulta desplazarse por las fuerzas de atracción que sobre ella ejercen las vecinas y esto se repite en todo el seno del líquido.

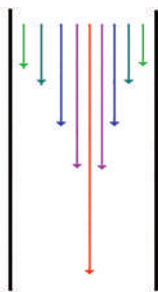
El otro punto es el valor de la viscosidad que se encuentra en las tablas para diferentes líquidos, cuya unidad es el “poise”. En principio se pueden plantear dos miradas; una con base en el modelo para líquidos y la otra con base en experiencias cualitativas, pero que pueden dar lugar a la estructuración de una escala a partir de medidas en un sistema que el experimentador diseña.



En el primer caso (tomado de Cáceres y Muñoz, 2006), se acude a un modelo de estructura de los líquidos en los que idealmente se pueden visualizar dos capas paralelas de líquido que se desplazan una respecto de la otra a una velocidad determinada. El modelo se puede representar como se muestra en la figura, donde la capa inferior que se desplaza a mayor velocidad debe vencer la fricción con la otra

capa de líquido. La resistencia generada por la fricción se asocia con la viscosidad.

De acuerdo con el esquema se definiría la viscosidad como la fuerza por unidad de área que se opone al movimiento de dos capas paralelas de fluido, cuando la diferencia de velocidad entre ellas es 1 cm/s y están separadas 1 cm. Esta fuerza es lo que se define como “poise”, expresándolo de otra forma, se tendría 1 poise de viscosidad, cuando una fuerza de una dina desplaza una unidad de área del líquido respecto de otra que se encuentra a 1 cm a una velocidad de 1 cm/s.



En la bibliografía citada se representa un corte longitudinal de un tubo (ver figura) por donde se desplaza un fluido; la longitud de las flechas representa los valores relativos de la velocidad. Como puede apreciarse la velocidad de las capas de fluido aumenta hacia el centro del tubo. Una vista horizontal del líquido fluyendo por el tubo se vería como una serie de círculos concéntricos donde cada círculo representaría una capa de líquido que se desplaza.

La segunda mirada sería el método con el viscosímetro de Otswald, que consiste en medir el tiempo que tarda un volumen dado de líquido en fluir por un tubo capilar y mediante la aplicación de la relación correspondiente se calcula la viscosidad. Otro método de medir la viscosidad es a partir del descenso de una esfera por el seno de un líquido. En este caso se aplica la ley de Stokes, que permite calcular finalmente la viscosidad del líquido. En el caso de aceites lubricantes la viscosidad se mide a una temperatura dada, en un recipiente (viscosímetro) que tiene



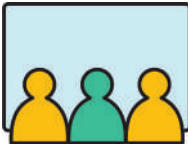
un orificio de tamaño conocido en el fondo. La velocidad con la que el fluido sale por el orificio es una medida de su viscosidad.

Los valores de viscosidad en milipoises para algunos líquidos se presentan la tabla. (Blas,1963). La viscosidad del agua a temperatura ambiente (20 °C) es de 0,0100 poises; en el punto de ebullición (100 °C) disminuye hasta 0,0028 poises.

Fluido	Viscosidad (milipoises)
Acetona	0,0331
Agua	10,02
Etanol	12,00
Mercurio	15,54

Temperatura: 20°C

Lectura complementaria 2. Aceites lubricantes



La viscosidad es una de las cualidades más importantes cuando se considera la lubricación en toda máquina, para garantizar su funcionamiento. Una viscosidad baja del lubricante produce el desgaste rápido de la maquinaria, por ausencia de lo que se denomina comúnmente el “colchón hidrodinámico”

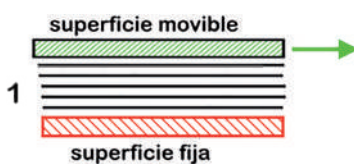
Se da el calificativo de “lubricante” a aquellas sustancias que disminuyen el rozamiento y el desgaste de las piezas mecánicas que se mueven unas junto a otras. Los más conocidos son los que se usan (para proteger) piezas metálicas (como engranajes); se designan generalmente con relación al uso a que se destinan y sus características físicas deben corresponder a dichos usos. La viscosidad de los aceites lubricantes determina la capacidad del producto para formar una película protectora entre las superficies en movimiento relativo, para mantenerlas separadas y minimizar así el contacto entre ellas.

Generalmente son formulados con base en derivados del petróleo de punto de ebullición superior a los 350°C y su consistencia puede ser variable, desde muy fluidos hasta semisólidos. Como recubren la superficie metálica de una delgada capa se espera que tengan un buen poder adhesivo al metal.

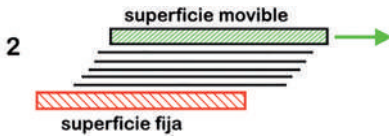
Para un **aceite lubricante para motores de combustión** se exige que la viscosidad varíe poco con la temperatura y que no sea inflamable; las normas de producto exigidas para su comercialización han sido establecidas por la Sociedad de ingenieros automotrices de los Estados Unidos de Norteamérica SAE (sigla en inglés) y las normas de ensayo se encuentran en la publicación A S T M (American Standard for Testing Materials).

La viscosidad del aceite es una medida de su resistencia a fluir y por tanto de su capacidad de protección, a la temperatura de funcionamiento de las superficies que separa y determina una muy baja fricción entre ellas. El aceite deberá permanecer viscoso para mantener la película de fluido entre las superficies rozantes, a pesar de la fuerza que tratará de desplazarlo. La especificación SAE-J-300-09 contempla en la actualidad 11 grados de viscosidad divididos en grados de invierno y grados de verano. Los grados de invierno van acompañados de la letra **W (Winter)** y describen los requerimientos de trabajo a baja temperatura, aunque también deben cumplir los requerimientos a alta temperatura; los grados de verano no van acompañados por ninguna letra y expresan los requisitos de comportamiento a altas temperaturas. Cuando se formula el lubricante para ser utilizado a baja temperatura o a alta temperatura se le denomina “monogrado” y si se formula para que cumpla su función tanto en invierno como en verano se dice que es “multigrado”. Por ejemplo, el SAE 10 W-30 se comporta como un SAE10 en invierno y como un SAE 30 en verano. Para lograr este efecto los aceites se formulan con determinadas sustancias añadidas que les permite fluir a bajas temperaturas evitando la formación de geles o ceras y otras sustancias adicionadas para poder mantener la viscosidad a altas temperaturas. En la actualidad la mayoría de los productores recomiendan el uso de lubricantes multigrado porque favorecen la economía de combustible y de consumo de aceite.

Para visualizar el fenómeno de lubricación se representa el caso de dos superficies: una se desplaza y la otra permanece fija. En medio de las dos las superficies el lubricante se representa por líneas de color negro. Un desplazamiento de la superficie móvil arrastra la capa de lubricante adyacente y esta a su vez a las demás hasta llegar a la capa en contacto con la superficie fija. Si el lubricante posee la viscosidad adecuada sus capas presentarán alta adherencia a las superficies, así como entre ellas. A un desplazamiento dado de la pared móvil, arrastrará la capa de lubricante adyacente y esta a su vez a las demás, pero como la interacción entre ellas es alta la diferencia en su desplazamiento será muy pequeña. Si la viscosidad del lubricante es muy baja la interacción entre sus capas es muy baja, es decir poco arrastrables y se retrasarán apreciablemente respecto del desplazamiento de la pared móvil. Esto hace que el espacio entre las dos paredes contenga menos lubricante y las dos superficies queden expuestas con el consiguiente efecto del rozamiento entre ellas. Una representación del proceso podría ser:

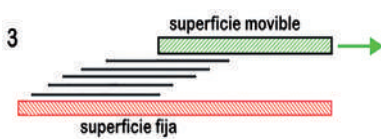


Este diagrama representa un sistema en reposo que muestra un fluido entre dos paredes: una móvil (verde) y otra fija (roja). Las líneas negras representan películas de fluido lubricante que interactúan entre sí y con las paredes.



En este diagrama, se muestra el desplazamiento de la pared movible que arrastra la película de fluido adyacente. Si el fluido es viscoso las películas interactúan con intensidad y son arrastradas presentando un desplazamiento mínimo.

Esto mantiene a la casi totalidad del fluido en medio de las paredes, favoreciendo la protección de sus superficies.



En este diagrama se muestra el efecto del menor desplazamiento de las películas del lubricante respecto de la pared movible. Esto conduce a que en el espacio entre las paredes haya cada vez menos lubricante y por tanto menor protección de las superficies.

Esto se daría por una menor interacción entre las películas del lubricante entre sí y con las paredes, por una baja viscosidad

NOTA. Es pertinente aclarar que esta representación es un modelo para acercar al lector al proceso de lubricación, que protege del rozamiento directo dos superficies que se desplazan una respecto de la otra.

Lectura complementaria 3. Viscosidad de otros tipos de fluidos



La viscosidad es también una medida de **resistencia a la deformación ocasionada por tensiones de tracción o tensiones cortantes**. Este comportamiento ha originado una clasificación de los fluidos que podríamos visualizar brevemente así:

A aquellos fluidos como el agua, el alcohol, los aceites, los líquidos y disoluciones comúnmente utilizados en el hogar que fluyen de la misma forma **sin importar lo rápido que se muevan o con qué intensidad se les agite**, se identifican como **fluidos newtonianos**.

Cuando la viscosidad aumenta con la agitación hasta que el producto es casi sólido se les llama **fluidos dilatantes** y como ejemplo podemos señalar **los helados, la mantequilla y la mayonesa**.

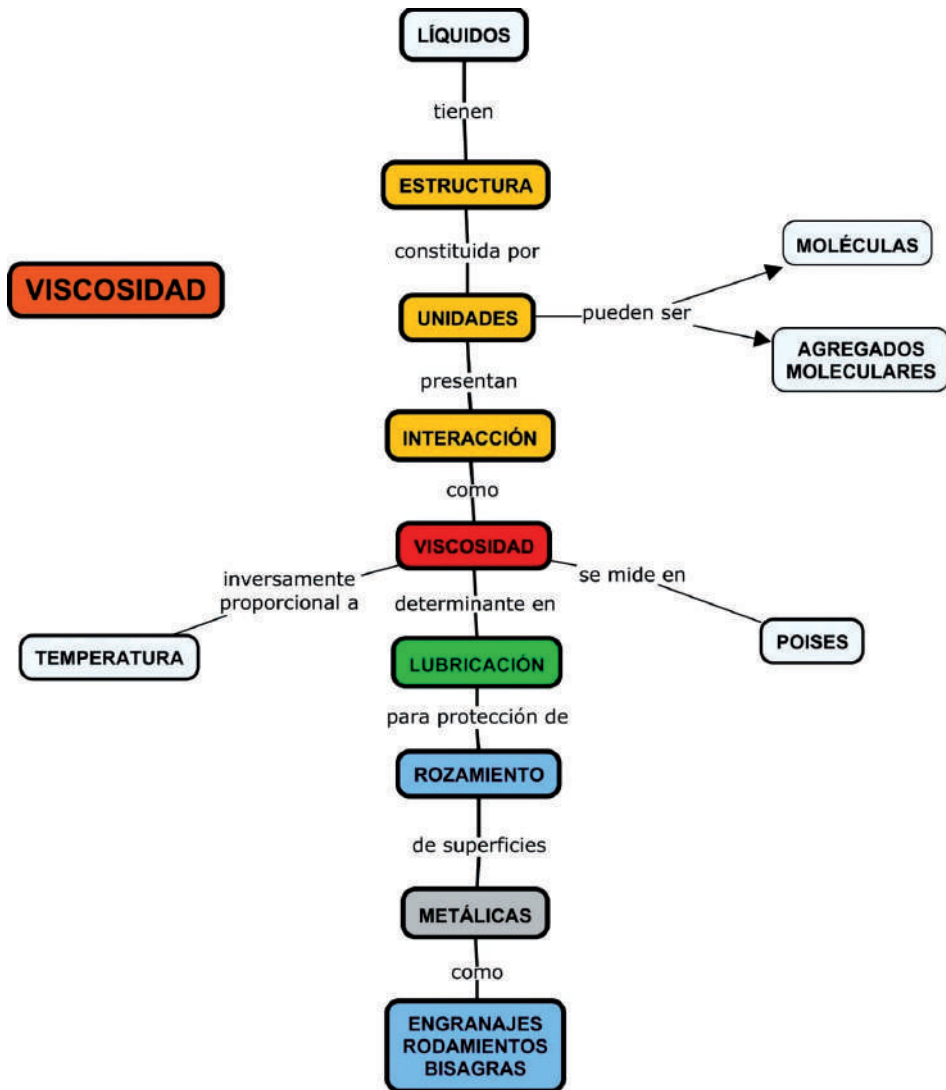
Existen fluidos que requieren un determinado valor de esfuerzo mecánico que debe superarse para que empiece a fluir, (límite de fluencia). Superado este límite, la viscosidad disminuye a medida que aumenta la agitación. Estos fluidos **se clasifican como fluidos plásticos**; como ejemplo podemos citar **la salsa de tomate industrial**.

Finalmente existen otros productos que cuando están en reposo se muestran “esposos”, geles o casi sólidos y cuando se agitan constantemente su viscosidad se reduce

con el tiempo, pero una vez en reposo adoptan de nuevo su viscosidad es decir el fenómeno es reversible. A estos fluidos se les denomina **fluidos tixotrópicos**. Como ejemplos podemos citar **las grasas, las pinturas antigoteo, tintas para impresión, el alquitrán y algunas mieles**.

Bibliografía

- Franco, A. (2010). *Física con ordenador. Curso interactivo de Física en internet*. <http://www.sc.edu.es/sbweb/física/> Consultado: 10-05-19.
- Widman International, SRL. (2018). *Información general sobre aceites lubricantes para motor*. <http://www.widman.biz/Seleccion/viscosidad.html> Consultado: 02-02-19.
- Cáceres, D., & Muñoz, J. (2006). *La química al alcance de todos: Notas de clase*. Bogotá. Editorial Universidad Nacional de Colombia. Págs. 25-28.
- Blas, L. (1963). *Agenda del Químico*. Aguilar S.A. Madrid. ed.3ª, págs. 443,455.
- Georgia State University. (2016). *HyperPhysics: Fundamentos para el desarrollo*. <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/pfric.html> Consultado: 12-11-18.
- Widman International, SRL. (2018). *¿Qué es la viscosidad?* <http://www.widman.biz/Seleccion/viscosidad.html> Consultado: 16-05-19.
- Bazurto, L. (2001). *Viscosidad*. Anicolsa Productos Agroindustriales. <http://taninos.tripod.com/viscosidad.html> Consultado: 16-05-19.
- Fernández, D. (2010). <http://www.youtube.com/watch?v=pA-Oj4bZQ3> Consultado. 16-04-19.
- Pafeloca. (2010). <http://www.youtube.com/watch?v=cDk3NaDVC0> Consultado. 10-05-19.



5



Capilaridad

Introducción

La capilaridad está presente en la vida diaria aun cuando en muchos casos no reparamos en ella. Por ejemplo; ¿Qué tienen de común el uso de una esponja o de una toalla de papel para secar un derrame de líquido y la circulación de los nutrientes en las plantas, sean pequeñas o árboles de gran altura? Todos hemos sido testigos o al menos oído de la humedad que sube por las paredes de casas y edificios y en las clases de ciencias nos han mostrado cómo al introducir el extremo de un tubo muy delgado en agua, esta asciende hasta una cierta altura. ¿Tendrán estos fenómenos relación con la propiedad mencionada inicialmente?

Los elementos que se propone trabajar en las experiencias propuestas y su análisis permitirán dar respuesta a estos interrogantes y abrirán la posibilidad de aplicar dicha propiedad en otras circunstancias que se presenten.

Descripción

En esta actividad se contextualiza el proceso de capilaridad en referencia a actividades comunes de la vida diaria. Previo al desarrollo de la parte práctica se sugiere un cuestionario previo que permite complementar la contextualización e indagar sobre los conceptos básicos que se necesitan para comprender mejor las cuatro experiencias propuestas; se enumeran los materiales necesarios para realizarlas, se sugieren aplicaciones, se plantean algunos puntos de reflexión y se finaliza con una lectura complementaria sobre los fundamentos de la propiedad estudiada. Se presenta una propuesta de marco conceptual de referencia.

Conceptos previos: modelo corpuscular de la materia, fuerzas intermoleculares, fuerza de cohesión, fuerza de adhesión, componentes de una fuerza, fuerza resultante, absorción, adsorción, fuerza de gravedad, perímetro circular, área del círculo, funciones trigonométricas, tangente, ángulo, tensión superficial, humectación.



Actividades

Cuestionario inicial. En el cuaderno de laboratorio desarrolle el cuestionario propuesto.

- ¿Por qué se utilizan materiales porosos para recoger líquidos?
- ¿Cómo se manifiesta la capilaridad en los materiales?
- Los termómetros de mercurio indican la temperatura con la altura del líquido (menisco superior). ¿Qué forma tiene este menisco?
- También existen termómetros de alcohol. ¿Qué forma tiene el menisco del líquido?



Exploración.

Recomendaciones

Por la naturaleza de las experiencias es necesario contar con elementos como blusas o delantales y toallas para protección de los alumnos y los muebles.

Experiencia No. 1. Colorear flores

Materiales

- Claveles blancos u otra flor naturalmente blanca.
- Colorantes de cocina de diversos colores.
- Vasos de plástico.
- Tijeras.
- Disolución coloreada: Vierta un poco de agua en el vaso y añada una pequeña cantidad del colorante, agite con una cucharita para disolver. Esta disolución se puede utilizar para varios ejercicios.



Desarrollo

- ❖ Si es posible, puede asignar un color a cada alumno o grupo.
- ❖ Corte una pequeña porción de la base del tallo de un clavel dejándolo de más o menos 10 cm. de largo.
- ❖ Sumérjalo inmediatamente en un vaso que contenga una pequeña cantidad de agua coloreada, suficiente para que cubra por lo menos dos centímetros de la base del tallo.
- ❖ Deje en reposo y observe cada 10 minutos.

Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones.

- ❖ Aspecto de la disolución.
- ❖ Descripción del sistema disolución-clavel.
- ❖ Resultado de las observaciones.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. Se podría comenzar con la identificación del comportamiento e hipótesis sobre el papel del tallo de la flor en el proceso y posibles causas del ascenso de la disolución coloreada. Relacionar con la alimentación de las plantas.

Experiencia No. 2. El color viajero

Materiales

- Papel absorbente: Puede ser: filtros para preparar café, servilletas lisas, toallas lisas y blancas.
- Tubo gotero
- Lápiz
- Vaso de vidrio o plástico transparente
- Tijeras
- Cinta pegante
- Disolución coloreada. (Ver experiencia. No. 1). Se pueden usar varias disoluciones de diversos colores.

Actividad previa. Preguntar a los alumnos si tienen algunas experiencias previas de absorción de líquidos con papel y animarlos a que expresen sus expectativas sobre lo que puede suceder en la experiencia.

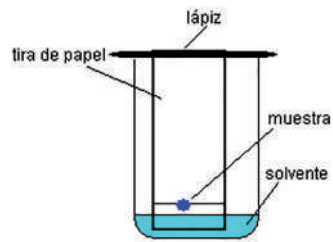
Desarrollo

- ❖ Corte 5 tiras de papel de aproximadamente 1,5 cm. de ancho y 10 cm de largo.
- ❖ Dibuje con el lápiz una marca a un centímetro del borde de cada tira de papel.





- ❖ Con el tubo gotero coloque una gota de líquido coloreado sobre una tira aproximadamente en la mitad de la marca. Debe usarse un solo colorante en cada tira, debidamente identificado.
- ❖ Fije cada tira por el extremo en blanco en el lápiz con ayuda de la cinta pegante, de tal manera que cuelgue.
- ❖ Introduzca el extremo donde está la gota coloreada en un vaso que contenga una capa de agua suficiente para que quede inmerso, pero sin que la gota coloreada quede sumergida.
- ❖ Efectúe observaciones con pequeños incrementos de tiempo y anote los cambios.



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones.

- ❖ Estado inicial.
- ❖ Cambios observados en función del tiempo.
- ❖ Terminación del proceso.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. Se puede iniciar con la puesta en común de los cambios observados y la hipótesis sobre como sube la mancha: adsorción, absorción, capilaridad.

Experiencia No. 3. El sobre que se abre

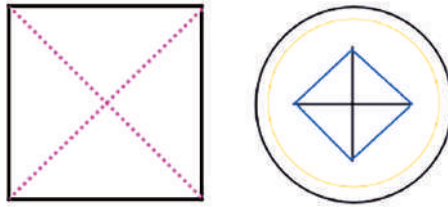
Materiales

- Hoja de papel común, no satinado.
- Tijeras.
- Plato con agua.
- Lupa.

Desarrollo

Actividad previa. Promover la discusión sobre lo que se espera suceda en la práctica.





- ❖ Recorte un cuadrado de papel de 5 cm de lado.
- ❖ Doble por las diagonales, marcando el centro.
- ❖ Dirija cada una de las cuatro puntas hacia el centro y marque el dobléz; ha formado un pequeño sobre de carta.
- ❖ Con una lupa examine la superficie del papel en la parte plana y en los dobleces.
- ❖ Coloque cuidadosamente la base del sobre en la superficie del agua que se encuentra en el plato y observe durante algunos minutos

Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. A partir del cambio observado, se sugiere la construcción de una explicación sobre las causas del comportamiento. Debate sobre posibles explicaciones de la acción de la capilaridad y donde se presenta en el sobre.

Experiencia No. 4. Separación de colores

Materiales

- Filtros de papel para preparar café.
- Marcadores húmedos con tinta de agua como para dibujo, de colores violeta, azul, verde, rojo y naranja.
- Tubo gotero.
- Cinco lápices.
- Cinco vasos de vidrio o plástico transparente.
- Tijeras.
- Agua (preferiblemente destilada)



Desarrollo

Actividad previa. Es pertinente llamar la atención sobre que se van a usar diferentes colores originados por diferentes sustancias. El color que vemos en los marcadores húmedos se origina en uno o varios pigmentos; para comprobarlo podemos operar de la misma forma que se hizo en la experiencia No. 2.



- ❖ Tomar 2 o 3 filtros de papel de colar café y córtalos en tiras.
- ❖ Pintar un círculo pequeño con el marcador violeta en el centro de la tira de papel a 1 cm. de un extremo.
- ❖ Sumergir este extremo de la tira de papel en un vaso con agua y esperar que el agua suba por el papel hasta alcanzar la tinta.
- ❖ Observar qué pasa.
- ❖ Repetir la experiencia con los marcadores azul, verde, rojo y naranja, cada uno en vaso separado



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. Se puede iniciar con la descripción de lo observado, dirigiendo la atención a por dónde sube el líquido y a qué podrían atribuirse las diferencias encontradas.

Aplicación

En las actividades desarrolladas habitualmente con el agua ¿cuáles puede relacionar con el concepto de capilaridad?

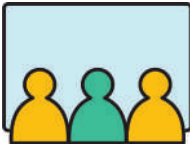


La capilaridad permite dar una explicación a la humedad en las paredes de edificaciones. El agua sube por los poros de tamaño capilar de los materiales y arrastra minerales; al evaporarse el agua queda el residuo que le da el aspecto blanquecino a las paredes. La solución es “impermeabilizar”, es decir adicionar materiales que taponen los capilares y así el agua no puede desplazarse.

Xilema. En las plantas el transporte de nutrientes desde la raíz, donde se absorben, hasta los tallos y hojas se realiza por un sistema de conductos capilares. Este proceso se realiza por la acción capilar, de la evaporación de agua en las hojas y de la presión osmótica. El sólo efecto capilar no es suficiente para que el proceso se realice.

Impermeabilización. En los procesos de pavimentación de calles y carreteras es fundamental conocer la estructura de los suelos porque dependiendo de sus características presentan conductos capilares que permiten que el agua del nivel freático ascienda hacia la superficie. Una forma de evitar o disminuir este proceso es cubrir el suelo con materiales de porosidad baja y menor capilaridad. Es decir, dependiendo de la capilaridad del suelo, el agua de los niveles freáticos puede ascender fácilmente o no. Por esto en la construcción de carreteras y edificaciones es importante el estudio previo de los suelos para conocer sus características.

Lectura complementaria 1. Capilaridad

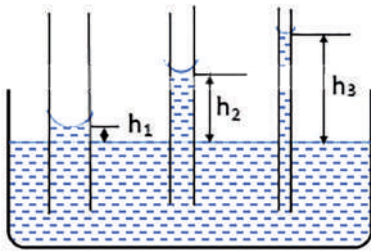


En la introducción se hizo referencia a una serie de situaciones de la vida diaria que por lo comunes no se les presta atención, pero que constituyen un ejemplo de la interacción líquido-sólido. Retomando algunos de los ejemplos mencionados es pertinente hacer énfasis en algunos de ellos.

Cuando se retira el agua de una superficie con toallas de papel o tela y si es el piso con el conocido traperero, lo que se observa es que el agua se absorbe en el implemento que se use para secar. Otro fenómeno que pasa desapercibido porque no lo vemos, es el ascenso del agua en las plantas desde la raíz que la toma del suelo y la lleva hasta todas las partes de la planta y a nivel de numerosas publicaciones es también familiar la experiencia de sumergir tallos con flores en agua con un colorante, al cabo de un tiempo se nota el cambio de coloración en los pétalos de la flor. Cuando escribimos sobre papel con tinta líquida, cada día menos usada, sobre papel común se observa que la tinta se “absorbe”, se seca rápido; pero si el papel es “satinado” (lustroso, brillante) la tinta demora mucho en secarse. Al parecer la absorción es muy baja o nula; se debe dar tiempo para que el líquido de la tinta se evapore.

En las experiencias realizadas además del fenómeno de absorción, se apreció un hecho aparentemente contrario a lo normal: el líquido asciende por los materiales porosos y no se identifica el origen de la fuerza que lo hace comportar en contra de la gravedad. Si hemos sido observadores, al introducir un pitillo en el vaso de jugo o refresco nos hemos dado cuenta del ascenso espontáneo del líquido dentro del pitillo hasta una cierta altura.

La característica común a todos estos hechos es la “capilaridad” y es precisamente con tubos de diámetro muy pequeño, “capilares”, que es posible aproximarnos a este concepto y construir una explicación a los comportamientos observados.



Cuando introducimos un tubo de diámetro pequeño en un líquido como el agua, nos sorprendemos al observar que el líquido asciende dentro del tubo hasta un cierto nivel por encima de la superficie del líquido original; la altura de la columna es aún más notoria a medida que el diámetro del tubo es más pequeño. Por asimilación con los cabellos que son tubos de diámetro muy reducido a estos tubos experimentales se les da

el nombre de tubos capilares. En el diagrama se ilustra el comportamiento del agua cuando se utilizan tubos de diferente diámetro, donde la altura de la columna de agua $h_1 < h_2 < h_3$, y en cada caso la altura máxima alcanzada permanece invariable, lo cual lleva a plantear una hipótesis con base en nuestros conocimientos de física y lo observado a nivel macroscópico.

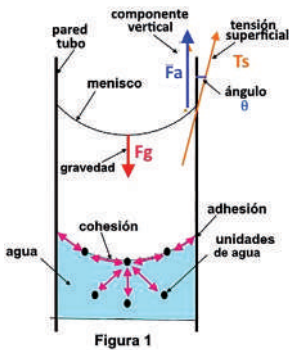
Cuando se sumerge el extremo del tubo y el agua asciende se puede plantear que existe una fuerza **Fa** que “empuja” o “hala” el agua hacia arriba en contra de la acción de la gravedad y cuando la columna se estabiliza se puede decir que las dos fuerzas, la de gravedad y la que actúa en sentido contrario se igualan con resultante igual a cero. El menisco formado es **cóncavo** (curvatura hacia abajo).

En este punto la pregunta obvia podría ser: ¿Dónde está la Química? En nuestro trabajo de indagación una vía o camino es volver nuevamente sobre la interacción entre las unidades del líquido y los cuerpos sólidos, y las unidades del líquido entre sí.

A partir del modelo corpuscular de la materia y estructura de la materia, las unidades que conforman las sustancias (átomos, moléculas, iones) interactúan. En el caso del agua sus unidades que poseen cierta polaridad se atraen entre si por las fuerzas llamadas de **cohesión**; pero también interactúan con el material sólido de las paredes del tubo mediante las fuerzas llamadas de **adhesión**.

En la figura 1 se muestra una parte de un tubo capilar y la parte superior de la columna de agua, de la cual se muestran dos miradas; en la superior se aprecia el menisco que se observa a simple vista (visión macroscópica) y se representan las fuerzas resultantes que se pueden proponer para el sistema. La inferior una representación del mismo menisco, pero identificando las fuerzas de cohesión y las de adhesión, donde los círculos negros representan moléculas de agua. En la vista superior la flecha de color rojo **Fg** corresponde a la fuerza debida a la gravedad y la de color azul **Fa** es la componente hacia arriba debida a la fuerza de adhesión del líquido sobre la superficie del tubo.

La fuerza **Fa** representa la componente vertical hacia arriba, de la fuerza de tensión superficial **Ts**, que es el resultado de la fuerza de adhesión del líquido sobre la super-



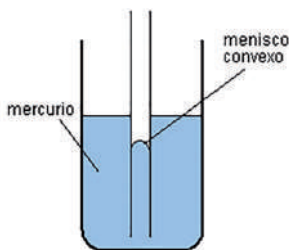
ficie del tubo. La fuerza F_g hacia abajo es la componente debida al efecto de la gravedad, es decir el peso de la columna de líquido.

Podemos plantear que las fuerzas de adhesión halan hacia arriba las moléculas de agua, como si esta trepara por las paredes del tubo y cuando las dos fuerzas opuestas se equilibran la longitud de la columna se estabiliza.

En otras palabras, cuando la fuerza de cohesión intermolecular es menor que la de adhesión del líquido con el material del tubo, como en el caso del agua, el líquido subirá por el tubo hasta que el peso de la columna equilibre

el efecto de la tensión superficial.

Aquí es pertinente ampliar la descripción del fenómeno. La fuerza F_a hacia arriba por efecto de la tensión superficial tiene su centro en la superficie de contacto del líquido con las paredes del tubo, es decir con las unidades del líquido inmediatas a la pared del tubo, donde predomina la adhesión y la fuerza resultante hala hacia arriba y el líquido sube; en tanto más alejadas de la pared se encuentren las unidades del líquido va predominando la resultante debida al peso de las unidades por efecto de la gravedad; esta resultante es máxima hacia el centro del tubo y por eso la forma del menisco para los líquidos que mojan. Para el caso de los que no mojan la resultante hacia abajo es máxima en las cercanías de la pared del tubo y por eso la forma cóncava del menisco.

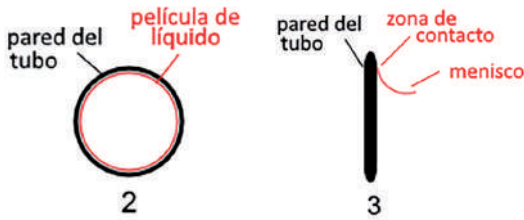


La mayoría de los líquidos presentan el comportamiento descrito, pero en el caso del mercurio la situación es algo diferente. Es posible que en algún momento hayamos visto gotas de mercurio sobre una superficie y observado que permanecen como esferas, es decir **no mojan** o que tiene baja o nula capacidad de humectación. En este caso el menisco superior tiene forma cóncava (redondeado hacia arriba) como se muestra en la figura. Aquí las fuerzas de cohesión son mayores que las de adhesión.

Lectura complementaria 2. Altura de columna y tensión superficial



Para determinar la relación que permite determinar la tensión superficial (γ) por la altura de la columna de líquido, es conveniente una descripción sobre el punto de contacto del líquido con la pared del tubo capilar. Para esto hacemos uso de representaciones (modelos) muy esquemáticas de este comportamiento.



En la figura 2 se representa una vista vertical del tubo (desde arriba), donde se aprecia la pared del tubo (color negro) y en color rojo la circunferencia ($2\pi r$) del líquido en contacto con la pared.

La figura 3 es una representación de la vista horizontal (de lado) donde se indica el punto de contacto y donde se traza la tangente a la superficie del menisco, que resulta prácticamente paralela a la pared del tubo. En estas condiciones el ángulo (Θ) de contacto es prácticamente cero. En representaciones como la de la figura 1 este ángulo, supuestamente en el punto de contacto, se exagera para aclarar su origen.

Con esta base de partida se pueden plantear las relaciones que permiten calcular la tensión superficial (γ) a partir de la altura de la columna del líquido en el tubo capilar.

Tomando como referencia la figura 1 se tiene que la fuerza resultante hacia arriba es:

$F_a = 2\pi r \gamma \cos\Theta$ donde $2\pi r$ es longitud de la circunferencia de líquido de contacto.
 γ : tensión superficial sobre la circunferencia de contacto.
 Θ : ángulo de contacto
 r : radio del tubo capilar.

Con base en la aclaración previa, el ángulo Θ en el punto de contacto es cercano a 0, y por tanto $\cos \Theta = 1$, y la fuerza hacia arriba es: $F_a = 2\pi r \gamma$.

Cuando la columna de líquido se estabiliza, esta fuerza se equilibra con la fuerza hacia abajo F_g , generada por el peso de la columna de líquido, que depende de la altura (h), la densidad del líquido (d), la aceleración de la gravedad y de la masa de líquido ($V \times d$). por tanto:

$$V = \pi r^2 h ; \text{ la masa } m = V \times d ; \text{ por tanto } F_g = m \cdot a = \pi r^2 h d g$$

En el equilibrio $F_a = F_g$. Igualando las dos expresiones se tiene:

$$h = \frac{2\gamma}{rdg}$$

Un aspecto muy importante es el uso correcto de las unidades (Sistema Internacional – SI) en que se expresa cada una de las magnitudes que intervienen en la ecuación.

Por ejemplo, para el agua se dispone de la siguiente información:

$$\gamma = 0,0728 \text{ N/m}; d = 1000 \text{ kg/m}^3 ; g = 9,81 \text{ m/s}^2 ; r = 0,2 \text{ mm} = 0,0002 \text{ m}$$

En el sistema SI la unidad de fuerza Newton $N = 1 \text{ kg} \times 9,81 \text{ m/s}^2$.

Manejando las unidades coherentes se tiene que $h = 0,074 \text{ m} = 7,4 \text{ cm}$

En esta forma es posible determinar la altura de la columna de un líquido dado en función del radio del tubo capilar; pero la aplicación más importante de este desarrollo es que conociendo la altura de la columna se puede calcular la tensión superficial y de por sí este es un método que se aplica para su medición.

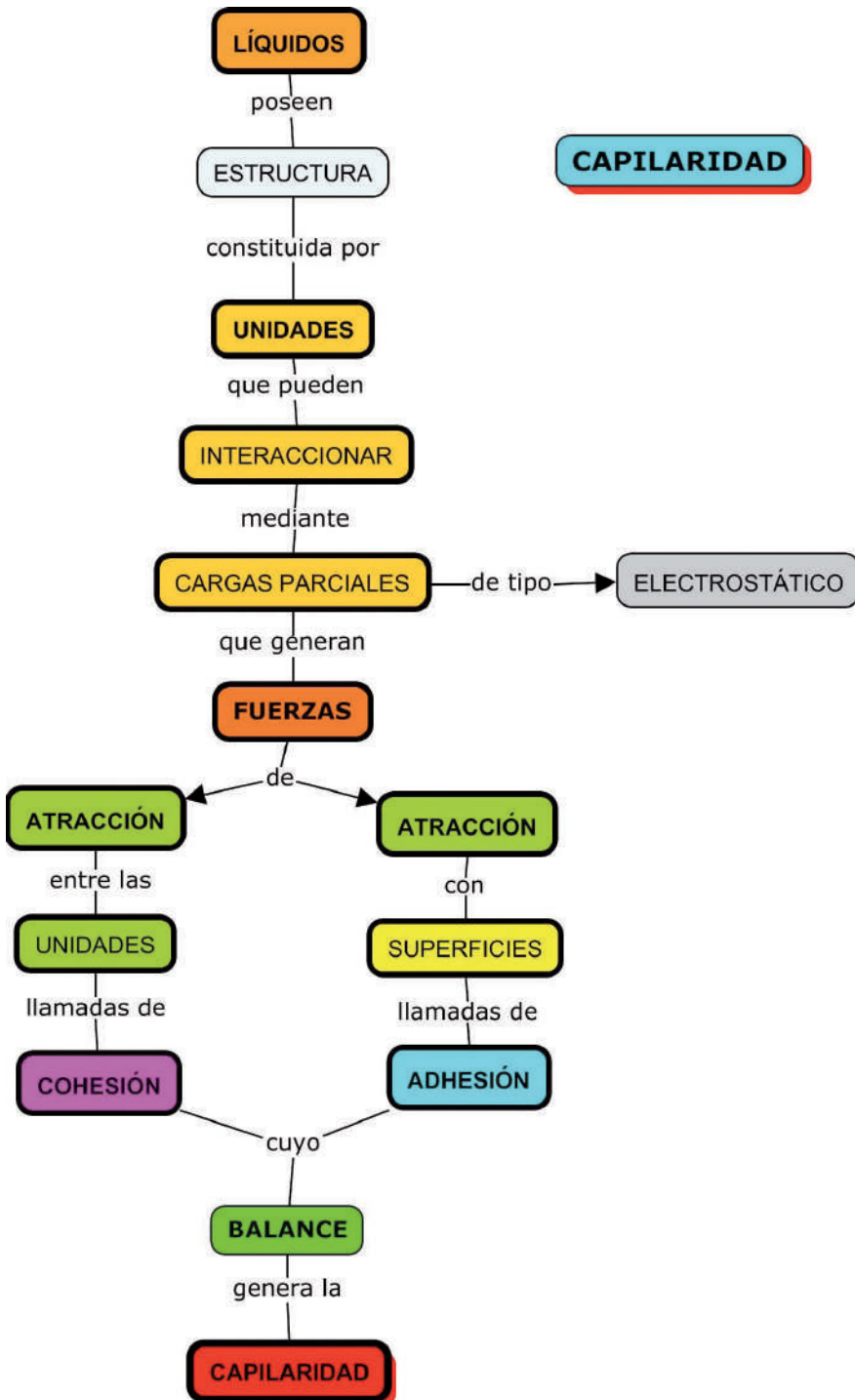
Lectura complementaria 3. Cromatografía de papel



Una aplicación importante es en el análisis químico por el método llamado de Cromatografía en papel, del cual son ejemplos sencillos las experiencias 2 y 4, y que permite separar físicamente distintos componentes de una mezcla por la adsorción selectiva dependiendo de la capacidad de interacción de sus componentes con el disolvente y con el soporte (en este caso el papel). En este método como en todas las cromatografías existe un contacto entre dos fases: una fija llamada estacionaria, que en este caso es un papel de porosidad adecuada y una móvil que fluye constantemente, que en este caso es un líquido disolvente que **asciende por capilaridad a través de los poros del papel**. La muestra se siembra aproximadamente a 1,5 cm de un extremo de la tira de papel; esta se sumerge en la fase móvil sin que inicialmente haya contacto entre la muestra y el solvente; después de unos minutos cuando el disolvente ha dejado de ascender o ha llegado al extremo de la lámina de papel, el proceso ha terminado, se saca la tira de papel y si el disolvente fue bien escogido, y las sustancias de la muestra tienen color propio, se verán separadas en la lámina. Las sustancias que se solubilizan más fácilmente ascienden más rápidamente, las que están más unidas a la fase sólida se retendrán y avanzarán más lentamente produciéndose así la separación de la mezcla.

Bibliografía

- Walpole, B. (1988). *AGUA*. Colección Jugando con la Ciencia. Editorial SIGMAR S.A. Buenos Aires. Argentina.
- Querelle y Cía. Ltda. (2015). *Profesor en línea: La capilaridad de los líquidos*. <http://www.profesorenlinea.cl/fisica/Capilaridad.html> Consultado: 26-09-18.
- Huguet, L. (2010). *La capilaridad: Experimentos*. <http://www.youtube.com/watch?v=k8Y0UMLoJcc> Consultado: 26-09-18.
- Domínguez, J. (2010). *Ciencia para niños EPDSA LAB-FIS: Hagamos una estrella de papel*. <http://www.youtube.com/watch?v=60B4IrKQ6Sc> Consultado: 26-11-18.
- Planetaninos. (2008). *Estrella de madera*. <http://www.youtube.com/watch?v=jF421VNqKG8&feature=related> Consultado: 26-11-18.
- Fisicanet. (2000). <http://www.fisicanet.com.ar/index.php>
- Franco, A. (2008). *Física con ordenador: Curso interactivo de Física en internet*. <http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/> Consultado: 26-05-19.





6

Humectación

Introducción

La experiencia cotidiana muestra que el agua, sobre algunas superficies, no forma una película continua, se observan gotas de diferente tamaño, se dice que el agua no moja la superficie, no se esparce. Este comportamiento lleva a pensar que las fuerzas que mantienen juntas las moléculas de agua (cohesión) prima sobre las fuerzas de atracción de la superficie (adhesión). Cuando en la interacción del agua con una superficie, esta se esparce, indica que las fuerzas de adhesión son mayores que las de cohesión y se dice que el agua moja la superficie y es muy fácil retirarla. Sin embargo, cuando la superficie es grasosa, el agua no la moja; para retirar la grasa se adiciona un jabón o detergente que facilita la acción; estas sustancias son importantísimas hoy en día porque permiten realizar procesos de lavado y limpieza.

Descripción

En esta actividad se contextualizan los procesos de humectación y lavado en referencia a actividades comunes de la vida diaria. Previo al desarrollo de la parte práctica, se sugiere un cuestionario inicial que permite complementar la contextualización e indagar sobre los conceptos básicos que se necesitan para mejor comprensión y explicación de las cinco experiencias propuestas; se enumeran los materiales necesarios para realizarlas, se sugieren aplicaciones, se plantean algunos puntos de reflexión y se finaliza con tres lecturas complementarias sobre los fundamentos de la propiedad estudiada. Se presenta una propuesta de marco conceptual.

Conceptos previos. Modelo corpuscular de la materia, unión química, polaridad, no polaridad, interacciones electrostáticas, dipolo-dipolo, fuerza de cohesión, fuerza de adhesión, tensión superficial y medida de ángulos. Además, es pertinente disponer de un marco conceptual que oriente el desarrollo de la actividad propuesta.



Actividades

Cuestionario inicial



- ¿Qué sentido tiene la expresión “el agua moja”?
- ¿Qué se quiere decir cuando se dice que algo está mojado?
- ¿Sólo el agua moja?
- ¿Consideras que hay algo que el agua no moja?
- ¿Por qué se dice que el agua limpia?
- ¿Qué quiere decir que algo está sucio?
- ¿Qué es un jabón?
- ¿Por qué es necesaria el agua para lavar?
- ¿Qué es la espuma de un jabón?
- ¿Es lo mismo un jabón que un detergente comercial?
- ¿Cómo actúan los detergentes?

Exploración.

Experiencia No. 1. ¿Qué moja más?

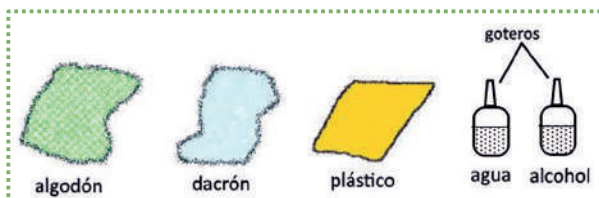
Materiales

- Dos frascos gotero pequeños.
- Agua corriente.
- Alcohol etílico.
- Telas: muestras de algodón, dacrón y plástico.



Desarrollo

Actividad previa. Con el propósito de contextualizar el tema, plantear el significado o qué entienden por mojar.



- ❖ Vierta cuidadosamente una gota de agua y de alcohol separadas en cada una de las muestras de tela.

Registro de lo observado

- ❖ En el cuaderno de laboratorio anotar lo observado.
- ❖ Descripción del comportamiento de los líquidos.



Explicación. En el cuaderno se anotan las posibles causas del comportamiento observado.

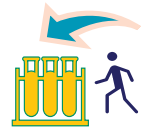


Discusión Se sugiere que de acuerdo con la actividad previa y lo observado en la experiencia se concrete el significado de mojar y posibles causas del comportamiento presentado. Hacer énfasis en la naturaleza corpuscular de la materia y características de sus unidades.

Experiencia No. 2. ¿El agua siempre moja?

Materiales

- Dos velas de parafina.
- Dos vasos.
- Un vaso con agua y otro con aceite de cocina.
- Servilletas de papel.



Desarrollo

Actividad previa. Es pertinente enfocar la atención a las características de las unidades del líquido, sus características generales e intentar una hipótesis sobre los factores que influyen en que moje o no una superficie.

- ❖ Sumerja una vela en el vaso con agua y otra en el que contiene aceite. Sáquelas, observe y compare.
- ❖ Intente secar con la servilleta cada vela.



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anotar lo observado.

- ❖ Cuál de las dos velas aparece “mojada”.
- ❖ Cuál de las dos velas se deja secar más fácilmente con la servilleta.





Explicación. En el cuaderno se anotan las posibles explicaciones sobre lo observado.



Discusión. Se sugiere que se promueva la discusión con énfasis en las características de las unidades constitutivas de los líquidos mojanter y su influencia en el proceso.

Experiencia No. 3. ¿Por qué no se quieren?

Materiales

- Dos tubos goteros.
- Tubo de ensayo pequeño.
- Aceite de cocina.
- Agua corriente.



Desarrollo

Actividad previa. Con base en la experiencia diaria sobre el agua y el aceite, recoger las opiniones de los alumnos sobre la pregunta.



- ❖ Añada una gota de aceite y una gota de agua al tubo de ensayo y trata de mezclarlas con agitación fuerte por un minuto; deja en reposo.

Registro de lo observado.

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anota las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. Promover el análisis de las sustancias empleadas con base en su estructura general y su influencia en la no solubilidad mutua (no miscibilidad). Plantear hipótesis sobre el comportamiento de la mezcla.

Experiencia No. 4. Acción limpiadora

Materiales

- Aceite para motores de carro.
- Gotero.
- Lavamanos.
- Jabón.



Desarrollo

- ❖ Frote su mano con unas gotas de aceite.
- ❖ Trate de desprender el aceite con agua del chorro en el lavamanos.
- ❖ Trate de secar con una toalla de papel.
- ❖ Deslice el pan de jabón sobre la mano aceitada y mojada.
- ❖ Lave la mano “sucia” con abundante agua.
- ❖ Seque con una toalla de papel.

Registro de los observado

En el cuaderno de laboratorio anote las observaciones realizadas en cada paso.



- ❖ Al tratar de quitar el aceite con agua del grifo.
- ❖ Al tratar de secar la mano con toalla de papel.
- ❖ Al deslizar el jabón sobre la mano aceitada.
- ❖ Al secar con una toalla de papel.



Explicación. De acuerdo con lo observado en cada paso, construya una explicación al comportamiento observado.



Discusión. Inicialmente es pertinente aclarar sobre lo que es un jabón. Se sugiere orientar la discusión hacia la acción del jabón en el proceso de arrastre del aceite por el agua.

Experiencia No. 5. Lavado – Eficiencia en el lavado

Materiales

- Vasos plásticos blancos o transparentes de 50 mL. de capacidad.
- Dos Jeringas de 10 mL.



- Marcadores de colores de punta fina y tinta soluble en agua.
- Trozo usado y lavado de tela de algodón o toalla de cocina de papel.
- Agua.



Desarrollo

Actividad previa. Anotar que esta experiencia es una aplicación de humectación. Plantear la inquietud: ¿qué es más efectivo para remover una mancha en una tela? Remojar con una cantidad dada de agua o el contacto con la misma cantidad de agua, pero añadida en porciones pequeñas.

- ❖ Corte tiritas de 1 cm. de ancho por 15 cm. de largo de la tela o el papel. Se utilizarán dos tiras por cada experiencia.
- ❖ Se empleará un color en cada experiencia.
- ❖ En cada tira de tela o de papel trace con un marcador una línea paralela a medio cm. de un extremo; retiña la línea dos veces en cada tira, para asegurar suficiente e igual cantidad de colorante para la experiencia.

Recomendaciones

Los resultados de la experiencia se podrán comparar más fácilmente si dos experimentadores trabajan simultáneamente. Los llamamos A y B.

Si los vasos son transparentes deben colocarse sobre una hoja de papel blanco para poder visualizar la intensidad del color

Experimentador A.

- ❖ Coloque una tira de tela o papel en el vaso seco, de tal manera que el extremo cercano a la línea coloreada quede arriba del fondo del vaso y mantenga la tira suspendida del borde. Fig. 1.
- ❖ Llene la jeringa hasta la marca 10 mL. Durante la experiencia añada gota a gota el agua sobre la tira recogiendo el agua de lavado en el vaso.



Fig. 1

Experimentador B.

- ❖ Mida 10 mL. de agua con la jeringa y colóquelos en el otro vaso. Fig. 2.
- ❖ Simultáneamente con la adición del agua en (A), Introduzca el extremo coloreado de la tira en el agua y

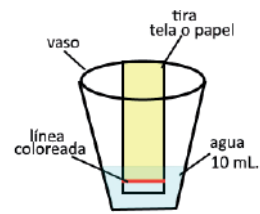


Fig. 2

manténgala sumergida mientras A termina el proceso; puede agitar el agua para homogenizar el color de la disolución.

OBSERVACIÓN: El tiempo de contacto de las dos tiras con el agua debe ser muy semejante.

Registro de lo observado

En su cuaderno de laboratorio anote su observación, comparando la de la intensidad del color en los dos vasos



Explicación. En su cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. El proceso podría dirigirse hacia la dispersión del colorante en el agua y así intentar construir una explicación al comportamiento observado.

Aplicación

- Consultar la diferencia entre un jabón y un detergente y su comportamiento frente al ambiente.
- Consultar sobre el proceso de lavado en seco.
- Tratamiento de telas impermeables, repelentes al agua.



Lectura complementaria 1. Humectación



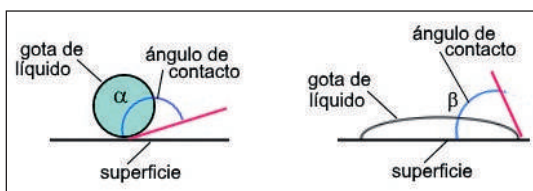
Humectación o mojado son términos que se usan para describir lo que ocurre cuando se vierte un líquido sobre un sólido; a pesar de ser una situación que se presenta en numerosos procesos de la vida diaria y de producción industrial, es un tema que actualmente tiene mucho interés investigativo. Es fácil imaginar su importancia, por ejemplo, en la producción cerámica, en la industria de panadería y pastelería y en los múltiples servicios de lavado.

Se da el nombre de **humectación** a la acción y efecto de proporcionar humedad a algo. Sin embargo, es oportuno aclarar que en la **industria cosmética** distinguen entre “humectante” e “hidratante”, siendo el primero “una sustancia que protege la piel evitando que el agua que contiene el tejido se evapore y el segundo, “sustancias que aportan a la piel el agua que necesita para estar en buenas condiciones”. Es pertinente anotar que en un gran número de procesos es común considerar la humectación equivalente a la hidratación, como se propone aquí.



En el contacto de líquidos con sólidos no solubles intervienen fuerzas adhesivas entre el líquido y el sólido que a su vez se relacionan con las fuerzas cohesivas intermoleculares presentes en el líquido. A la superficie de contacto se le da generalmente el nombre de “**interfase**”. Si observamos detenidamente una gota de líquido sobre una superficie se pueden representar dos situaciones extremas.

El ángulo que forma la superficie de un líquido en contacto con un sólido se llama ángulo de contacto y depende de la relación que existe entre las fuerzas adhesivas y las fuerzas cohesivas del sistema.



Cuando las fuerzas adhesivas son

superiores a las fuerzas cohesivas, el ángulo de contacto entre el líquido y el sólido es menor de 90° y el líquido mojará el sólido (representación derecha) situación favorable para el lavado. Cuando las fuerzas cohesivas del líquido son altas este tenderá a formar gotas esféricas sobre el sólido y el ángulo de contacto será mayor de 90° y el efecto humectante será leve o nulo (representación izquierda) comportamiento que se utiliza por ejemplo en la protección que ofrecen las telas impermeables.

Entre estas situaciones extremas pueden encontrarse sistemas en los cuales es necesario dejar en contacto el líquido con el sólido durante algún tiempo para que el ángulo de contacto llegue a un equilibrio, lo cual puede ser crítico en algunas aplicaciones como por ejemplo en la industria de impresión gráfica.

Lectura complementaria 2. Lavado



Como en este proceso se pretende que el líquido, agua, penetre el material que se lava y arrastre las partículas extrañas (mugre), estas partículas de mugre pueden disolverse en el agua, pueden ionizarse o simplemente suspenderse. Se pretende que la humectación sea óptima disminuyendo el ángulo de contacto y favoreciendo la se-

paración de las partículas de mugre para que se disuelvan o se dejen transportar por el agua; para eso se utilizan los llamados **agentes tensoactivos** llamados también **tensoactivos, surfactantes o agentes de superficie activa**.

Al proceso por el cual el líquido penetra o se difunde en el material que se lava y arrastra las sustancias extrañas (mugre) se le da el nombre de detergencia.

El agua es un líquido polar, tiene alta tensión superficial y alta constante dieléctrica, características que contribuyen a que sea un buen disolvente para compuestos iónicos y polares; además puede formar enlaces por puente de hidrógeno con sustancias que

contengan grupos OH- y -COOH. Estas propiedades favorecen que las partículas de mugre puedan disolverse en el agua, ionizarse o simplemente suspenderse durante el proceso inicial de la humectación.

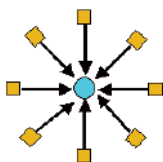
El más tradicional de los agentes tensoactivos es el jabón. Conocido desde la antigüedad se industrializó en 1794, año en que Nicolás Leblanc, químico francés, desarrolló el proceso industrial para la fabricación de carbonato de sodio, sustancia que al reaccionar con las grasas animales o vegetales da como producto principal el jabón. Los jabones comunes son sales de ácidos grasos de sodio o de potasio y no son eficaces para la limpieza con aguas que

contengan iones de metales pesados como hierro y calcio (aguas duras), pues los iones de estos metales provocan precipitación de los jabones en forma de sales insolubles. Los detergentes sintéticos son eficaces para el lavado con aguas duras porque sus sales de hierro y calcio son solubles en agua. Los residuos jabonosos son fácilmente biodegradables, pero los residuos de detergentes sintéticos difícilmente se degradan y por eso su efecto contaminante.

*Se encuentran en la literatura historias que dan indicios sobre el descubrimiento del jabón. Una leyenda es sobre una tribu estaba cocinando en la hoguera empleando un recipiente de barro que contenía grasa animal. El recipiente se rompió y el contenido se regó sobre la hoguera y apagó las brasas. Poco después sobre cenizas frías los indígenas encontraron como una pasta cremosa que al contacto con el agua producía espuma. **El jabón.***



Las moléculas de jabón poseen una cadena hidrocarbonada **hidrófoba** (cuadrado café) que no tiene carga y rechaza el agua (hidrófoba), pero se acopla muy bien con sustancias orgánicas, y otra parte de carácter polar (flecha), hidrofílica, con la cual se asocia fácilmente a otros grupos **hidrofílicos**. Una representación esquemática general de un jabón se presenta en la figura adjunta. (Cáceres y Muñoz, 2006).

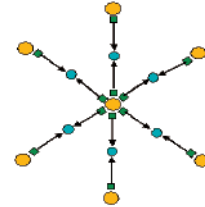


Con este esquema se puede representar de una forma muy general lo que sucede cuando se adiciona jabón al agua, compuesto que se puede acoplar muy fácilmente con compuestos polares. En la figura el círculo azul representa una molécula de agua, la flecha, extremo iónico o polar del jabón y el cuadrado café representa el extremo orgánico o no polar del jabón. Como se representa en el esquema la molécula del jabón se orienta de tal forma que la parte iónica se asocia con la molécula de agua. En otras palabras, el grupo atómico afín con las moléculas de agua se dice tiene un comportamiento **hidrofílico** y el otro grupo que no establece ninguna interacción con las moléculas de agua se dice que tiene un comportamiento **hidrófobo**, pero es afín con materiales grasos. (Cáceres y Muñoz, 2006).



Cuando se adiciona jabón al agua, el resultado es que las unidades del jabón “aislan” las moléculas de agua y por tanto las fuerzas de interacción entre ellas disminuye, debilitando la capa superficial que entonces cede muy fácilmente al peso de objetos aún muy livianos. En otras palabras, se disminuye la tensión superficial.

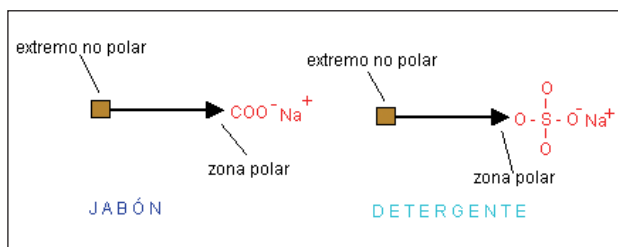
En otro aspecto de las experiencias realizadas sobre el lavado con agua, se observó un fenómeno muy particular por la formación de un líquido lechoso cuando se adicionaba jabón sobre la mano impregnada de aceite; es la llamada emulsificación, que facilita el lavado con agua. Una forma de describir la acción emulsificante puede representarse en la figura, donde los círculos cafés representan gotas muy pequeñas de aceite, las azules son moléculas de agua y la flecha y cuadrado pequeño la molécula de jabón.



El extremo no polar del jabón se asocia con la gota de aceite o grasa y la parte polar con las moléculas de agua vecinas. El resultado neto es que al interponerse las unidades del jabón impiden que las gotas de aceite se junten para formar una más grande, la emulsión se mantiene y el conjunto puede ser arrastrado (lavado) por el agua.

Lectura complementaria 3. Otras sustancias importantes

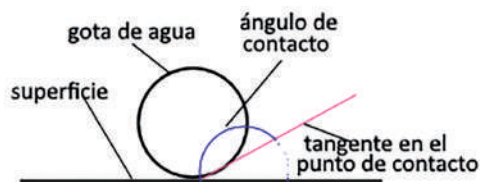
Los llamados coloquialmente “detergentes” son otros agentes tensoactivos derivados del petróleo cuya estructura es similar a la de los jabones con variaciones en la parte orgánica como en la polar. Al igual que el jabón puede hacerse una representación esquemática como se muestra en la figura.



Textos y gráficos adaptados de Cáceres y Muñoz, “La Química al alcance todos” Colección notas de clase. Universidad Nacional de Colombia, Fac. Ciencias. Depto. Química, 2006, págs. 72-80.

Los tensoactivos se pueden clasificar según su acción sobre las partículas en: **agentes activos frente a aniones** (partículas cargadas negativamente) como los jabones y los sulfonatos, **agentes activos frente a cationes** (partículas cargadas positivamente) como algunas aminas y compuesto de amonio cuaternarios, y **agentes no iónicos** que actúan sobre partículas no ionizadas.

Otro aspecto destacable son los materiales que repelen el agua, como algunas superficies recubiertas con materiales como ceras, aceites o grasas; o son superficies muy rugosas que presentan el llamado efecto Loto. Hoy en día al recubrir superficies con materiales de nivel nano se presenta una película microscópica de aire, que modifica la interacción líquido sólido e impide que el líquido se pegue a la superficie, formándose gotas en donde su zona de contacto es mínima y se desplazan fácilmente. Una representación de este comportamiento se muestra en la figura adjunta. Compare con las figuras mostradas al comienzo de esta lectura.

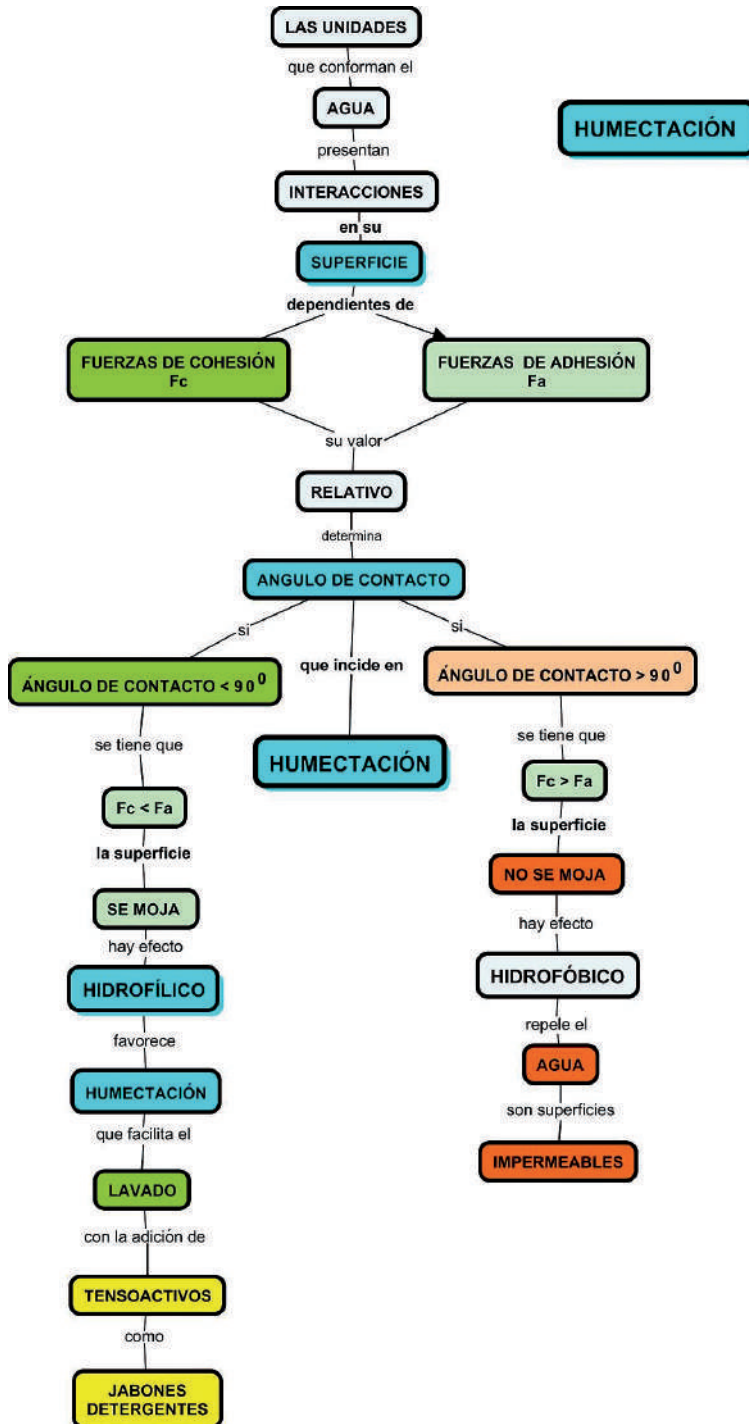


PARA DESTACAR

*Las características mencionadas de polaridad de compuestos no solamente pueden tener acción en los aspectos descritos, sino también en otros contextos como lo plantea (Ron de Lorenzo, 2000) a manera de ejemplo. “¿Por qué el consumo de alcohol puede promover los efectos cancerígenos del cigarrillo? Cuando una persona fuma su boca, garganta, nariz y pulmones se recubre con una capa de alquitrán del cigarrillo (**CARCINOGENICO**), como es **no polar**, no se disuelve fácilmente en el medio acuoso la saliva (**polar**). Cuando se ingiere alcohol, este disuelve el alquitrán que fácilmente es transportado de las membranas al cuerpo del fumador”.*

Bibliografía

- Baredes, C y Lotersztain, I. (2000). *Preguntas que ponen los pelos de punta sobre el agua y el fuego*. Ediciones Iamique. Buenos aires.
- Olmo, M. y Nave, R. (2010). *Tensión superficial*. <http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbasees/surten.html> Consultado: 26-11-18.
- Franco, A. (2010). *Física con ordenador: Curso interactivo de Física en internet*. <http://www.sc.ehu.es/sbweb/fisica/> Consultado: 26-11-19.
- Velarde, M y Starov, V. (2009). *Humectación y cuestiones básicas*. Revista Española de Física, 23(4). Págs. 61-74.
- De Lorenzo, R. (2000). *Four interesting Mysteries with Seemingly Conflicting Explanations*. Journal of Chemical Education. 77,4,475.





7

Densidad

Introducción

¿Alguna vez te has preguntado por qué algunos objetos flotan y otros se hunden al colocarlos en agua? ¿Será que los objetos grandes, como los barcos flotan más fácilmente que los botes pequeños? ¿Acaso podemos pensar que la forma del objeto influye en que este flote? ¿Por qué algunos líquidos como el aceite de cocina flotan cuando se desea mezclarlos con agua? ¿Cuál es la propiedad que podemos encontrar que afecta todos los comportamientos descritos?

Descripción

En esta actividad se contextualiza el proceso de “densidad” en referencia actividades comunes de la vida diaria. Previo al desarrollo de la parte práctica se sugiere un cuestionario de entrada que permite complementar la contextualización e indagar sobre los conceptos básicos que se necesitan para comprender mejor las cinco experiencias propuestas; se enumeran los materiales necesarios para realizarlas, se sugieren unas aplicaciones, se plantean algunos puntos de reflexión y se finaliza con lecturas complementarias sobre los fundamentos de la propiedad estudiada y algunas aplicaciones. Como una guía general se plantea una propuesta de marco conceptual.

Conceptos previos: modelo corpuscular de la materia, fuerzas intermoleculares, fuerza de cohesión, componentes de una fuerza, fuerza resultante, fuerza de gravedad, cantidad de sustancia, masa, volumen.

Actividades

Cuestionario inicial. En el cuaderno de laboratorio desarrolle el cuestionario propuesto.

- ¿Qué es la densidad?
- ¿Cómo se manifiesta la densidad de un sólido?



- ¿Cree que los líquidos también pueden presentar densidad?
- ¿Cuál puede ser la causa de la densidad de una sustancia?
- ¿Presentarán densidad también las sustancias gaseosas?

Recomendaciones

Por la naturaleza de las experiencias es necesario contar con elementos como blusas o delantales y toallas para protección de los alumnos y los muebles.

Exploración

Experiencia No. 1. ¿Flotará o se hundirá?

Materiales

- Vasos transparentes.
- Agua.
- Escoger diferentes objetos para averiguar si flotan o no en agua. Se sugieren: tornillos o puntillas pequeños, clips.
- Velas de las de cumpleaños.
- Huevos.
- Trozos pequeños de madera.
- Una fruta pequeña.
- Monedas.
- Piedra pómez.
- Tapas de cerveza.
- Otros...

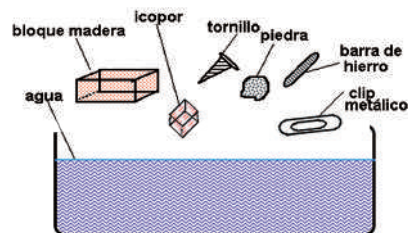


Desarrollo

Actividad previa. Con base en la descripción de los objetos plantear si flotarán o se hundirán.

Si es posible, se puede asignar un conjunto de objetos a cada grupo.

- ❖ Tome cada uno de los objetos asignados y colóquelo en un vaso o recipiente que contenga agua suficiente para que los cubra, si es el caso.



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones.

- ❖ Objeto.
- ❖ Descripción del sistema agua-objeto.
- ❖ Resultado de las observaciones.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. Es importante centrar la atención en los objetos: su forma, tamaño, volumen, peso. Identificar las fuerzas que actúan y la resultante para los objetos que se hunden, como los que flotan. En el segundo caso formular hipótesis sobre el origen de la fuerza que los mantiene a flote.

Conclusiones.

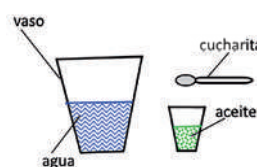
Experiencia No. 2. ¿Por qué no se quieren?**Materiales**

- Cucharita plástica.
- Vaso de vidrio o plástico transparente.
- Agua.
- Aceite de cocina.

**Desarrollo**

Actividad previa. Es conveniente que se plantee una hipótesis explicativa sobre la no miscibilidad (insolubilidad mutua) de líquidos como el agua y el aceite.

- ❖ Introduzca una cucharadita de aceite en un vaso que contenga agua suficiente para que quede inmersa.
- ❖ Agite con la cucharita el sistema por un minuto para tratar de disolver entre sí las sustancias. Describa lo que ve.
- ❖ Deje en reposo por un minuto y vuelva a describir lo que ve.

**Registro de lo observado**

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones.





- ❖ Estado inicial.
- ❖ Cambios observados al agitar la mezcla.
- ❖ Terminación del proceso.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión Es conveniente aprovechar la experiencia de la no mezcla del agua y el aceite: Relacionar con las características generales de sus unidades constitutivas. Formación de burbujas al agitar. Concepto de densidad y la observación de dos capas distinguibles al dejar en reposo.

Hipótesis sobre las unidades constitutivas como factor para no mezclarse.

Experiencia No. 3. ¿Importa la forma?

Materiales

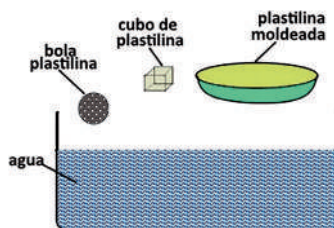
- Tres cubos de plastilina de aproximadamente 2 cm. de lado. Si se cuenta con una balanza se sugiere disponer de masas similares de todos los cubos
- Recipiente transparente con agua. (puede ser una ensaladera donde quepa el agua y los cubitos).

Desarrollo

Actividad previa. Indagar y analizar opiniones sobre la forma de un cuerpo y su flotabilidad (sólidos no solubles en agua).



- ❖ Conserve un cubo tal como está.
- ❖ Modele dos objetos diferentes con la plastilina procedente de los otros dos cubos. Se sugiere obtener una forma como de barco y otro como de pelota o como un bastón, pero todos con la misma cantidad de sustancia.
- ❖ Con la ayuda de dos compañeros coloque simultáneamente los tres objetos en la superficie del agua y anote lo que sucede.



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote lo que sucede con cada objeto diferenciado por su forma. Anote cuál flota mejor.





Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. Se sugiere el énfasis en las fuerzas que actúan y su resultante que determina que flote o hunda un cuerpo sólido. Origen de las fuerzas.

Experiencia No. 4. Flotación

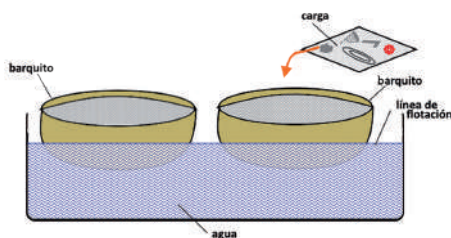
Materiales:

- Dos barquitos de juguete de plástico o de papel pero iguales.
- Un recipiente con agua.
- Carga: clips metálicos, tornillos, tuercas, esferas.
- Lápiz de cera o marcador no soluble en agua.



Desarrollo

- ❖ Coloque cuidadosamente los dos barquitos en el agua.
- ❖ Marque la línea de contacto del agua y el barco. (línea inicial de flotación).
- ❖ A uno de los barcos añada cuidadosamente la carga para aumentar su peso. Observe qué le pasa a este barco.
- ❖ ¿Podrá añadir carga indefinidamente? Si- No ¿Por qué?
- ❖ El otro barco sirve de testigo sobre lo que sucede.



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones y comentarios.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. Se sugiere orientar la discusión hacia la descripción de lo observado, fuerzas que actúan, su balance. Análisis sobre el hundimiento parcial. Arquímedes.



Experiencia No. 5. ¿Importa el tamaño?

Materiales

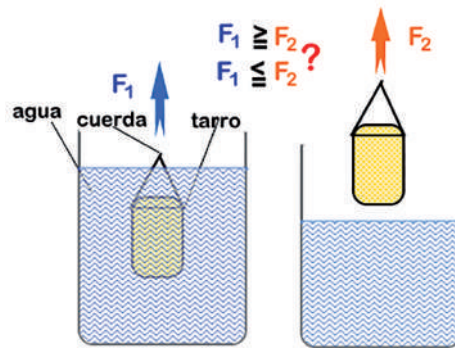
- Una pileta o un tanque de agua.
- Dos baldes plásticos de diferente tamaño: mediano y pequeño.
- Lápiz de cera.

Desarrollo

Actividad previa. Es pertinente indagar en los alumnos, sobre la percepción de si el tamaño de un cuerpo influye en su flotación.

Parte A.

- ❖ Sumerja el balde pequeño totalmente en la pileta.
- ❖ Realice lentamente el proceso de sacar verticalmente el balde del agua hasta que esté totalmente fuera de ella y manténgalo en el aire por un tiempo corto. ¿Durante el proceso realizado percibió alguna diferencia en el peso del balde?
- ❖ Analice con su grupo si se apreciará diferencia en el peso de los dos baldes de diferente tamaño cuando se encuentran totalmente sumergidos en el agua. Compruebe la hipótesis planteada.
- ❖ Identifique las fuerzas involucradas y trate de explicar qué sucede en cada momento



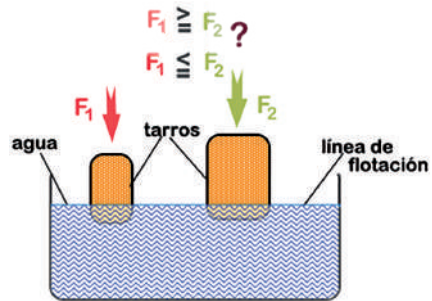
Parte B

- Dos tarros metálicos de diferente tamaño de los que vienen con conservas.
- Recipiente grande (puede ser un balde) con agua.

Desarrollo

- ❖ Coloque cada tarro en el balde hasta que flote.
- ❖ Con el lápiz de cera marque externamente en el tarro la línea de flotación en cada caso.
- ❖ Anote que observa.

- ❖ Trate de sumergir totalmente cada tarro empujando con la palma de la mano. Anote sus observaciones.
- ❖ Identifique las fuerzas involucradas y trate de explicar qué sucede en cada caso



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio anote sus observaciones.



Explicación. En el cuaderno de laboratorio anote las posibles causas del comportamiento observado.



Discusión. Para cada una de las partes se sugiere la identificación de las fuerzas que intervienen, su origen y balance a medida que se avanza en la experiencia. Este es un elemento importante para promover en los alumnos las diferencias de peso en la parte A o fuerza para hundir el objeto en la parte B.

Aplicación

A partir de las experiencias desarrolladas y los conceptos identificados podemos ahora explicarnos algunos hechos de la vida diaria y buscarles aplicación práctica; por ejemplo:



- ¿Por qué flotan los cubos de hielo en el agua o el licor, si los sentimos “pesados” cuando los sacamos de la nevera?
- ¿Por qué los huevos crudos cuando se sumergen en agua no se hunden totalmente; en cambio al poco rato de estar en contacto con agua hirviendo si se van al fondo de la vasija?
- Si tienes cuatro globos del mismo tamaño y los llenas cada uno con uno de los siguientes gases: aire, hidrógeno, helio y nitrógeno ¿cómo puedes saber cuál tiene mayor capacidad de ascensión y por qué?

Una de las más importantes aplicaciones está relacionada con Arquímedes: La leyenda¹ dice que el soberano de la nación sospechando que sus joyeros habían mezclado

¹ Esta descripción se encuentra en numerosas publicaciones, tanto científicas como históricas.



cobre a la corona de oro que les había mandado hacer recientemente, llamó a Arquímedes, un famoso sabio griego, y le pidió que averiguara si su sospecha era cierta, con la condición de que no podía dañar de ninguna manera la corona. El sabio muy preocupado se dedicó a pensar cómo podía averiguar si tenía un objeto de oro puro y en la noche, a pesar de la preocupación que no le dejaba en paz, resolvió tomar un baño en la pileta de su casa antes de ir a dormir. Al botarse en el agua sintió que todo su cuerpo era empujado hacia arriba e inmediatamente surgió una respuesta en su mente a la tremenda preocupación que lo atormentaba y salió corriendo y gritando. EUREKA LO ENCONTRÉ. La solución propuesta dio origen a la aplicación más importante de la densidad de las sustancias puras.

En las lecturas complementarias encontrará los elementos para explicar los interrogantes planteados, la solución del problema de Arquímedes y los por qué de sus utilidades.

Lectura complementaria 1. Densidad



Partiendo del modelo corpuscular sabemos que la materia está constituida por unidades cuya interacción genera diversas propiedades. Cuando estas unidades son todas iguales se demuestra que para un volumen dado de sustancia siempre presentan la misma masa. A esta propiedad se le da el nombre de “**densidad**” y se representa por la ecuación:

$$d = m/V$$

donde “**d**” la densidad, “**m**” la masa o cantidad de sustancia y “**V**” el volumen determinado, por eso la definición más conocida de **DENSIDAD** es la masa contenida en la unidad de volumen expresada en gramos por centímetro cúbico.

El patrón de medida es la masa de un centímetro cúbico de agua pura, (libre de aire) al nivel del mar (760 mm de presión) y a la temperatura de 4 grados centígrados, el cual posee una masa de 1,0000 gramos y se escogió porque el caso del agua es único. Un cm^3 de plomo por ejemplo tiene una masa de 11,3 g. y un cm^3 de corcho tiene una masa de sólo 0,25 g. El Sistema Internacional de unidades mide la masa en kg. y el volumen en m^3 valores que resultan un poco grandes y por eso en el laboratorio se usa generalmente el g/cm^3 .

Es de anotar que, por extensión, la palabra densidad se utiliza en otros contextos como por ejemplo la densidad de carga o de corriente cuando hablamos de electricidad o la densidad poblacional que mide el volumen de una población con respecto a un territorio.

La densidad de una sustancia pura es una constante y por eso se utiliza como índice de pureza y como referencia en el control de calidad de materiales. Es de anotar que existen otras medidas relacionadas como por ejemplo la densidad relativa y el peso específico, que se aplican a sustancias que son complejas como por ejemplo los vinos que son disoluciones acuosas de varias sustancias y cuya determinación permite conocer su calidad.

La densidad relativa de una sustancia se define como el cociente entre la masa de un volumen dado de la sustancia líquida y la masa del mismo volumen de la sustancia tomada como patrón, generalmente el agua; para medirla se utilizan los picnómetros, botellitas adaptadas con una tapa provista de un capilar para garantizar el menor error en la medida. La determinación por este método permite resultados confiables pues se eliminan las variables de temperatura y presión atmosférica. También se dispone de elementos llamados densímetros que permiten una medida rápida de esta propiedad, inclusive en intervalos específicos.

Se encuentran también valores expresados en “peso específico” el cual es la relación entre el peso del cuerpo y su volumen. Como ya se anotó la densidad viene dada por $d=m/V$ y el peso específico (p_e) está dado por, $p_e = P/V$ donde $P = mg$ donde g es la aceleración de la gravedad.

¿Cómo se puede saber si una sustancia tiene alta o baja densidad? Tomando el agua como patrón de comparación la flotabilidad es un indicativo de esta propiedad. En general la flotabilidad de los sólidos en los líquidos depende de las densidades de ambos: si el sólido es más denso que el líquido, se hunde en él y si es menos denso, flota. Un objeto que es muy pesado para su tamaño, se dice que tiene una elevada densidad. Pensemos que un ascensor vacío tiene una determinada densidad, pero ésta se incrementa a medida que van entrando personas. Esta es la razón por la cual objetos que tienen el mismo tamaño pueden tener diferentes densidades. Un ladrillo es más denso que un trozo de madera del mismo tamaño debido a que las partículas que lo forman son más pesadas y se encuentran más juntas que las fibras orgánicas del trozo de madera.

Tanto la densidad como la forma de un objeto influyen para que este se hunda en el agua, porque la forma del objeto actúa sobre la cantidad de agua que desplaza. Si la cantidad de agua desplazada pesa más que el objeto, este flotará. Es el caso de los barcos, a pesar de su gran peso, este es menor que el de la cantidad de agua que desplazan. Si el agua desplazada pesa menos que el objeto, este se hundirá. Además, como se determinó en la práctica, los objetos son más livianos y fáciles de levantar cuando están totalmente sumergidos en el agua y esto se debe a que el agua empuja al objeto y trata de sostenerlo. Pero ¿cuánto menos pesan? Se ha determinado que pierden tanto peso como el peso del agua que desplazan y eso depende del tamaño del objeto.



Los líquidos también tienen diferentes densidades es decir son más o menos densos que el agua y si son sustancias puras, la densidad es una de sus características de pureza. Para los líquidos que no son miscibles con el agua es posible averiguar si son más o menos densos que ella aplicando la flotabilidad.

Los gases son mucho menos densos que los líquidos y su densidad puede variar de acuerdo con la presión y la temperatura del recipiente que lo contiene. La composición del aire es aproximadamente 78% de Nitrógeno, 21% de oxígeno y 1% de una mezcla de gases nobles y tiene una densidad media ponderada de 1,29 g/L medida a 0°C y una atmósfera de presión. Quienes trabajan con gases utilizan la escala de temperatura absoluta o grados Kelvin en la cual 0°C es equivalente a 273 K. Surge entonces la pregunta: ¿Podemos calcular la densidad de un gas a unas condiciones dadas? Evidentemente si, pues históricamente los gases han sido un campo muy importante de estudio desde hace varios siglos. Podemos llegar a una ecuación para calcular la densidad utilizando la Ley de los gases ideales formulada como:

$$P.V = n RT \text{ o } P.V = \frac{mRT}{M}$$

En la cual. P: presión expresada en atmósferas

V: volumen en litros

m: masa presente es gramos

M: masa molecular del gas

R: constante de los gases = 0,082 atm. L / K. mol

K: temperatura en grados Kelvin: T

Despejando se llega a la expresión $\frac{P.M}{RT} = \frac{m}{V}$ y como densidad es $d = \frac{m}{V}$

Se obtiene finalmente que la densidad de un gas es igual a: $d = \frac{P.M}{R.T}$

Esta fórmula implica que a unas determinadas condiciones de presión y temperatura la densidad de un gas depende únicamente de su masa molecular. De este modo los gases con masas moleculares menores que la media ponderada del aire serán menos densos que este y los gases con masas moleculares mayores serán más densos. Esto implica que en un ambiente dado los gases menos densos tienden a acumularse en el nivel superior y los más densos en el nivel inferior; por esto en un incendio las personas deben desplazarse agachados porque el monóxido de carbono (CO) altamente letal, es menos denso que el aire y se acumula en la parte superior.

Lectura complementaria 2. La solución de Arquímedes

Arquímedes, el sabio griego, postuló su principio que dice: “Un cuerpo sumergido parcial o totalmente en un fluido en reposo recibe un empuje de abajo hacia arriba igual al peso del volumen del fluido que desaloja” y a esta fuerza le dio el nombre de

empuje. Esta fuerza se mide en Dinás o Newtons. Esto lo podemos resumir en la siguiente ecuación:

$$P_f = E = m \cdot g = d \cdot g \cdot V$$

Donde: P_f : Peso del fluido

E : Empuje

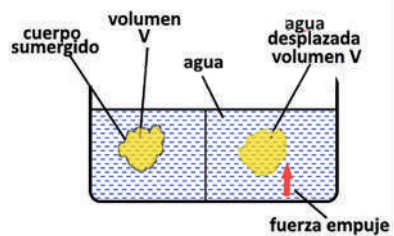
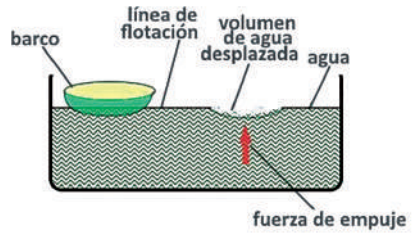
m : masa del fluido desplazado

g : fuerza de la gravedad

d : densidad

V : volumen del fluido desalojado.

El peso del cuerpo dentro del fluido (peso aparente) será igual al peso real que tenía fuera del fluido menos el peso del fluido que desplaza al sumergirse, que como ya vimos es equivalente a la fuerza de empuje.



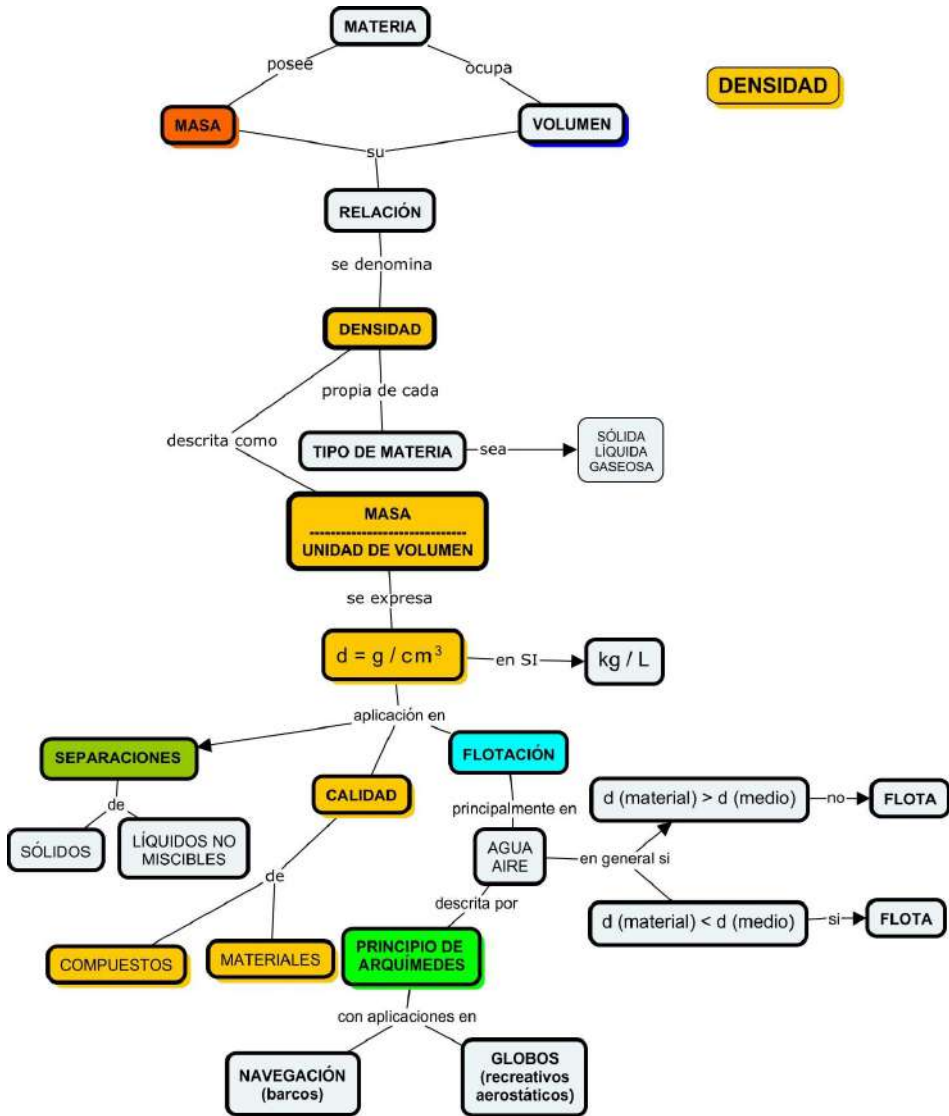
La idea de Arquímedes fue tomar un pedazo de oro puro idéntico en masa al de la corona, sumergirlo en un volumen medido de agua y anotar el aumento de volumen. Repetir el procedimiento con la corona y comparar los aumentos de volumen de agua producidos por cada objeto que correspondían al volumen exacto de los mismos. Con estos datos calculó la densidad de cada uno y notó que eran diferentes con lo cual pudo resolver el problema planteado por el rey.

Bibliografía

<https://www.fisicalab.com/apartado/principio-de-arquimedes#contenido> Consultado: 29-04-18.

Quimitube. (NA). www.quimitube.com/densidad-de-un-gas-ley-gases-ideales
Consultado 30-04-18.

Walpole, B. (1988). *AGUA*. Colección Jugando con la Ciencia. Editorial SIGMAR S.A. Buenos Aires Argentina.





BLOQUE II

¿Es el agua el disolvente universal? Disoluciones

Módulos – 6 • Experiencias – 12



Introducción

El agua, por sus características, tiene una marcada incidencia en el diario vivir a todo nivel. Además de las acciones ya sean personales, familiares, sociales, industriales y de producción, su participación en los procesos naturales es fundamental.

La facilidad de muchos materiales de disolverse en agua tiene implicaciones negativas. Las actividades humanas introducen en las fuentes naturales de agua toneladas de sustancias como pinturas, limpiadores, desechos industriales, insecticidas, fertilizantes, materiales de construcción y muchas más. Además, como la atmósfera está contaminada con gases producto de la combustión de combustibles fósiles, la lluvia al caer interacciona con estos gases y se torna ácida.

El agua de los lagos y ríos, de los cuales dependemos para beber, cocinar, regar, generar energía y la recreación es impura. Aun recién tomada de la fuente, el agua fresca contiene minerales y gases disueltos. Muchos productos de uso común como gaseosas, vinagre, limpiadores y medicamentos son en su mayoría disoluciones acuosas. Nuestro plasma sanguíneo es en alta proporción agua. Por esto, con cierta justificación, se considera el agua como “disolvente universal”.

Conocer sobre las disoluciones acuosas y los límites en sus contenidos nos ayudará a entender su importancia para la ciencia y sus implicaciones en la actividad de las comunidades, donde su calidad es determinante.

El bloque II tiene como tema central la propiedad clave del agua, de poder **utilizarse como disolvente**.

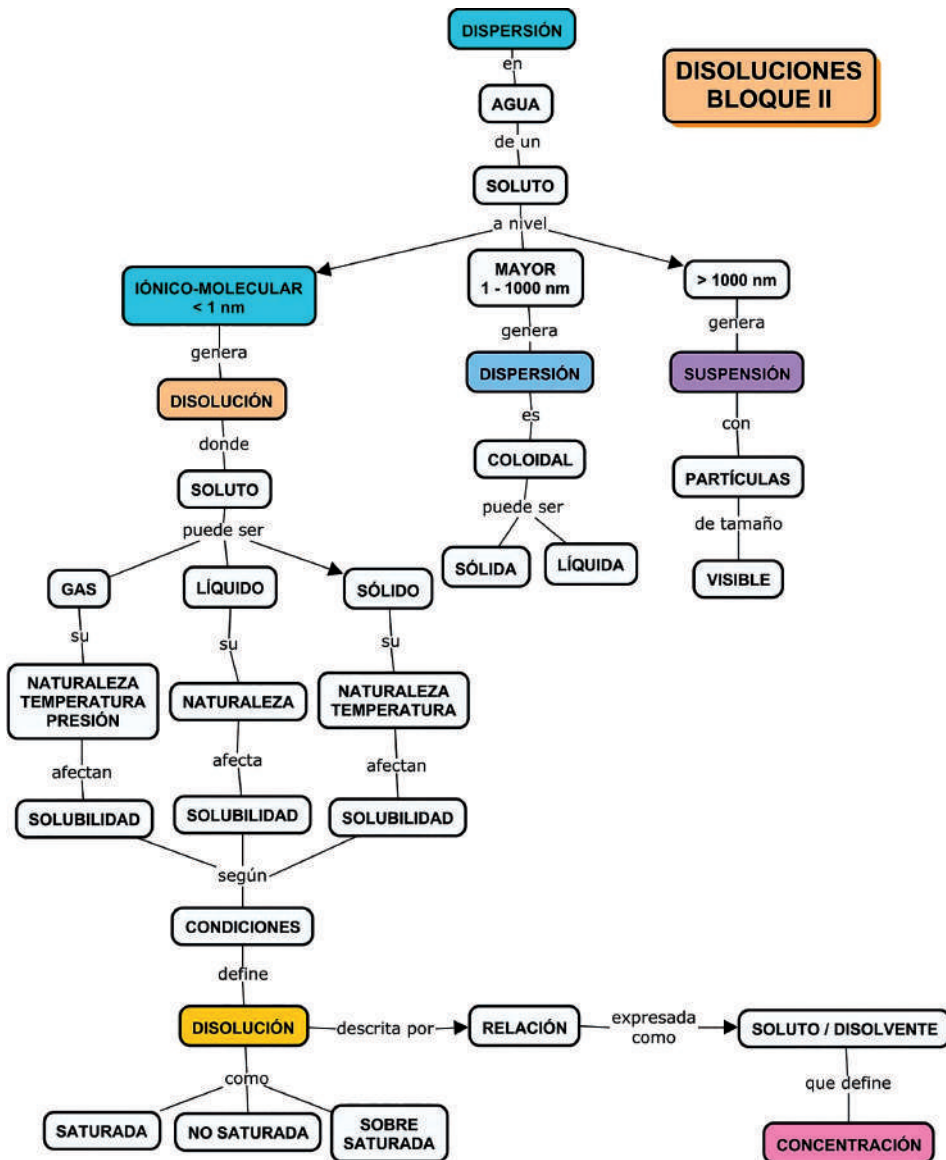
El tema es bastante amplio, pero a nivel introductorio se puede abordar con aspectos que tienen que ver con la interacción soluto-disolvente y su descripción.

Para ello se cuenta con el **modelo corpuscular de la materia** y las diferentes formas que se han desarrollado para referirnos a las disoluciones, como la relación soluto-disolvente y sus implicaciones.

1. Los módulos que se propone trabajar son:
2. ¿El agua disolvente universal?



3. Solubilidad de gases en agua.
4. Solubilidad de líquidos en agua.
5. Solubilidad de sólidos en agua.
6. Saturación e insaturación.
7. Dilución. Disoluciones patrón.





1

¿El agua disolvente universal?

Introducción

Nuestro planeta se vislumbra desde el espacio como una hermosa esfera donde prima el color azul del agua presente en los mares, sin embargo, tenemos que comprender que esa inmensa masa es necesario preservarla y hacer uso consciente del agua que necesitamos para sobrevivir y que en proporción existe en muy pequeña cantidad. El conocimiento de cómo se comportan algunas sustancias en este medio es el objetivo de este módulo introductorio.

Lea cuidadosamente los siguientes párrafos tomados y traducidos de: (Jenkins, et.al,2007).

“El agua es el disolvente más importante sobre la tierra. Desde nuestros orígenes nosotros estamos conectados con ella; fluye a través de nosotros y no permanece en nosotros. Si el agua está contaminada, los contaminantes también fluyen dentro de nosotros. Saber sobre las disoluciones acuosas nos ayudará a entender la ciencia y los asuntos sociales suscitados alrededor de la calidad de nuestra agua.”

¿Qué se imagina cuando piensa en beber agua pura, natural? Ciertamente no podemos imaginarnos el agua del mar. Beber el agua de mar, que es rica en solutos disueltos puede ser fatal. Hoy los barcos llevan equipos de destilación de agua para convertir el agua salada en agua potable removiéndole la mayoría de estos solutos.

El agua de los lagos y los ríos, de la cual dependemos para beber, cocinar, regar, generar energía y para la recreación también es impura. Aún recién tomada de la fuente, el agua fresca es una disolución que contiene minerales disueltos y gases. Muchísimas sustancias se disuelven en el agua y por eso la llaman “el disolvente universal”. Muchos productos de uso común que incluyen, bebidas gaseosas, jugos de frutas, vinagre, limpiadores y medicamentos son disoluciones acuosas. Nuestro plasma sanguíneo es la mayoría agua y muchas sustancias esenciales para la vida, como la glucosa están disueltas en él.



El uso diario del agua genera numerosos fenómenos que se suceden a nivel molecular y que debemos conocer para tener conciencia del uso racional que debemos dar a este producto natural. Su importancia es tal que muchos de los procesos que se han venido presentando desde el inicio de la formación de la Tierra, tienen como uno de los factores principales la solubilidad de infinidad de compuestos y sustancias en el agua.

Descripción

En este módulo introductorio se plantean a nivel cualitativo observaciones macroscópicas que permiten identificar cualitativamente si un compuesto o sustancia (sólido) es soluble, insoluble o forma una dispersión coloidal, comportamiento de gran importancia para describir numerosos fenómenos naturales y situaciones de la vida diaria en los que la Química está presente. En la actividad se realizan pruebas a pequeña escala con solutos sólidos, líquidos y gases. Se propone un marco conceptual.

Conceptos previos. Sólido, disolvente, mezcla, soluble, insoluble, coloidal.

Actividades

Cuestionario inicial.

- ¿Todos los sólidos y líquidos que conoce son solubles en agua?
- ¿Con base en qué observación se puede afirmar que un líquido o sólido es soluble en agua?
- ¿Considera que todas las sustancias y compuestos son solubles en agua?
- ¿Ha oído mencionar las emulsiones?

Exploración.

Experiencia No. 1. Disoluciones

Materiales

- Cucharitas o espátulas plásticas pequeñas.
- Cajas de Petri o láminas de vidrio transparente, o frascos pequeños.
- Lupa.
- Tubo gotero.
- Arena
- Café instantáneo.
- Azúcar.

- Sal de cocina.
- Bicarbonato de sodio (NaHCO_3).
- Acetona ($\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$).
- Aceite para cocina.
- Grafito.
- Cristales de Iodo.
- Agua destilada.



Desarrollo

Actividad previa. Es importante que haya una visión cualitativa de lo que se entiende por: dispersión, soluble, insoluble, coloidal, para disponer de unos elementos mínimos que permitan la descripción de lo observado.

- ❖ Vierta unas gotas de agua distribuidas en una caja de Petri, como se muestra en el esquema y adicione cuidadosamente en cada una, una pequeña cantidad de las sustancias, identificando lo adicionado al agua en cada caso. No agite.
- ❖ Después de unos minutos observe con lupa. y registre sus observaciones. Se sugiere un cuadro como el adjunto.



Registro de lo observado. Se sugiere registrar sus observaciones en el cuadro propuesto.



Gotas No	Sustancia añadida al agua	Observación
1	Café instantáneo	
2	Arena	
3	Azúcar	
4	Sal para cocina	
5	Bicarbonato de sodio	
6	Acetona	
7	Aceite para cocina	
8	Grafito	
9	Cristales de iodo	

NOTA. Deseche los sólidos y líquidos en los recipientes destinado para ello.



Explicación. Con base en los aspectos fundamentados en la actividad previa proponer explicaciones sobre lo observado.



Discusión. Se sugiere elaborar un cuadro donde se clasifiquen: solubles, insolubles, disolución parcial, emulsiones. En cada caso analizar con los elementos disponibles, los puntos de vista debidamente sustentados.

Experiencia No. 2. Gases en agua

Materiales

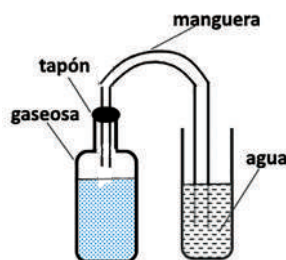
- Dos tubos de ensayo de 10x100 mm
- Espátulas o cucharitas de plástico.
- Manguera delgada para conexiones.
- Tapón para tubo de ensayo.
- Plastilina para eventual reemplazo del tapón.
- Vaso plástico.
- Azúcar o sal común.
- Cal (óxido de calcio).
- Bebida gaseosa fría (pequeña aprox. 100 mL).
- Agua
- Detergente líquido

Desarrollo

Parte A.

Líquido colector: agua

Actividad previa. En general las experiencias que incluyen operar con gases requieren de montajes que permitan su manejo. Esta experiencia está propuesta en dos partes que deben efectuarse simultáneamente para comparar resultados. Anotar que son observaciones cualitativas y que el comportamiento de los gases depende de la temperatura y de la presión ambiental o dentro del montaje que se está utilizando. Se usan dos sistemas conectores según el gráfico, uno para cada parte.



- ❖ La gaseosa “muy fría” se destapa sin agitar e inmediatamente se ajusta el sistema conector.
- ❖ Rápidamente se sumerge el otro extremo de la manguera en el tubo con agua. Dejar burbujear por unos minutos.
- ❖ Agitar suavemente el recipiente de la gaseosa. Dejar burbujear por un minuto.
- ❖ Remover el tapón y cuidadosamente sacar aproximadamente 50 mL de gaseosa para que haya un mayor volumen libre sobre el líquido.

- ❖ Adicionar una pequeña masa de azúcar (con el mango de la cucharita), tapar inmediatamente con el sistema conector. Dejar burbujear por dos minutos.
- ❖ Mantener todo el tiempo sumergido el extremo de la manguera en el agua del tubo colector.

Registro de lo observado. Anotar sus comentarios en cada paso de la experiencia.



Explicación. Hipótesis sobre lo que podría plantearse sobre el comportamiento (solubilidad) del bióxido de carbono en cada uno de los pasos realizados.



Discusión. Se sugiere identificar las condiciones en cada paso de la experiencia, para concretar la situación de solubilidad en cada uno de los pasos realizados.

Parte B.

Líquido colector: agua de cal

Actividad previa. Anotar que en esta experiencia se presenta una reacción química que permite identificar el comportamiento del bióxido de carbono (CO_2) y por tanto su generación a partir de una bebida gasificada.

- ❖ Con un día de anticipación dispersar una cucharada de cal en agua destilada, agitar y dejar en reposo.
- ❖ Para realizar la experiencia, verter cuidadosamente el sobrenadante en el tubo de ensayo colector.
- ❖ Empleando el mismo montaje y procedimiento de la parte A, burbujear el gas generado a partir de la bebida gaseosa.

Registro de lo observado. En el cuaderno de laboratorio anotar los cambios observados en la disolución del tubo colector.



Explicación. Comparar lo observado en las partes A y B y plantear una hipótesis sobre el fenómeno observado.



Discusión. Como la observación muestra la formación de un precipitado, orientar la discusión a las posibilidades de reacción, como confirmación que el gas generado es bióxido de carbono.



Aplicación

- Consultar las condiciones que en Colombia debe cumplir el agua potable y escriba su apreciación sobre cuáles de éstas, están relacionadas con el tema tratado.
- ¿Por qué considera importante conocer los fundamentos de la formación de disoluciones?
- Identifique cinco productos que se encuentren en el hogar y que se puedan clasificar como disoluciones acuosas. Justifique su selección.



Lectura complementaria 1. Disoluciones



Desde su aparición en la Tierra el agua es el compuesto presente en prácticamente todos los procesos naturales y es imprescindible para el mantenimiento de la vida. Por su presencia generalizada muchas veces no le damos importancia, sin embargo, es indudable su papel determinante en la naturaleza.

Por sus características se aparta de compuestos similares, lo que en parte es base para explicar infinidad de procesos y comportamientos, algunos de ellos ya trabajados en el módulo de propiedades del agua.

Se destaca su capacidad como medio disolvente de un gran número de compuestos y sustancias para formar lo que en la actualidad se denominan DISOLUCIONES O SOLUCIONES. (Nota. En esta obra adoptamos la primera denominación). Estas son mezclas homogéneas de sustancias que se componen de por lo menos un **soluto** o sustancia que está disuelta y un **disolvente** o solvente que es el medio en el cual está disuelto el soluto; la mayoría de las disoluciones en estado líquido y en estado gaseoso son claras, transparentes, pueden ser incoloras o coloreadas, usted puede ver a través de ellas y aparentemente el soluto desaparece; se dice que son **homogéneas** o que su sistema presenta **una sola fase**. Si se hace un análisis químico de varias porciones de una disolución homogénea se encontrará que la proporción de cada sustancia en la muestra permanece constante independientemente de que tan pequeña sea la muestra porque hay una **dispersión** uniforme de entidades del soluto (átomos, iones o moléculas) en el solvente. Cuando tienen apariencia lechosa o turbia o contienen partículas suficientemente grandes para bloquear o dispersar las ondas luminosas, se nota la dispersión del soluto formando más de una fase, se consideran **heterogéneas** y se denominan disoluciones coloidales.

Tanto los solutos como los disolventes pueden ser gases, líquidos o sólidos produciendo un número de diferentes combinaciones. (Ver Tabla 1). En las aleaciones metálicas, tales como el bronce, la disolución del estaño en el cobre se produce en el

estado líquido (fundidos) antes de que se use en forma sólida. Algunas disoluciones líquidas usuales, que no tienen el agua como solvente son los barnices, ceras y limpiadores de muebles en aerosoles y la gasolina; ésta, por ejemplo, es una mezcla de muchos hidrocarburos diferentes y otros compuestos; estas sustancias forman una disolución –una mezcla uniforme a nivel molecular–. Hay muchas otras disoluciones de hidrocarburos como el aguarrás y el kerosene. La mayoría de las grasas y los aceites se disuelven en este tipo de disolventes.

Tabla 1. Clasificación de las disoluciones

Soluto en disolvente	Ejemplo de disolución	Fuente o uso
Gas en gas	Oxígeno en nitrógeno	Aire
Gas en líquido	Oxígeno en agua	Agua
Gas en sólido	Oxígeno en agua sólida	Hielo
Líquido en líquido	Metanol en agua	Anticongelante
Sólido en líquido	Azúcar en agua	Miel
Sólido en sólido	Estaño en cobre	Aleación de Bronce

Fuente: Tomada de (Jenkins et al. 2007).

Otros ejemplos de líquidos y sólidos disueltos en disolventes diferentes al agua, incluyen la mayoría de compuestos químicos que se disuelven en alcohol. Por ejemplo, el iodo sólido que se disuelve en alcohol se usa como antiséptico. Algunas gomas y sellantes usan otros disolventes; por ejemplo, el ácido acético se usa como disolvente de los componentes de los sellantes de silicona. Usted puede oler el ácido acético u olor a vinagre cuando coloca el sellante de los vidrios al armar un acuario.

Tabla 2. Tipos de dispersiones

Disoluciones		Suspensiones		Emulsiones	
Mezcla	Producto	Mezcla	Producto	Mezcla	Producto
Nitrógeno (g) Oxígeno (g)	Aire	Agua (l) Aire (g)	Nubes	Aceite coloreado (l) Agua (l)	Pintura
Petróleo (l) Aceite (l)	Combustible	Polvo (s) Agua (l) Aire (g)	Smog	Aceites grasos (l) Agua (l)	Leche
Dióxido de Carbono(g) Agua (l)	Gaseosa	Tierra (s) Agua (l)	Fango barro	Aceite (l) Vinagre (l)	Aliño

Fuente: Michael, L y Guy, W., 1995.



Hasta este punto se ha presentado una mirada general al concepto de disolución como una dispersión de un soluto en un disolvente, generando un sistema homogéneo transparente coloreado o no, en el que no se puede distinguir las partículas que lo componen.

Se diferencia de la emulsión porque si bien se aprecia homogénea, el tamaño de las partículas dispersas es tal que no se pueden distinguir a simple vista, conforman un sistema opaco o turbio. Las partículas dispersas pueden dispersar la luz en el llamado efecto Tyndall.

Finalmente, en las suspensiones las partículas dispersas se pueden ver a simple vista y con el tiempo se precipitan al fondo del recipiente.

En la fórmula química se puede representar si un compuesto está en una disolución específica; se expresa el soluto usando su notación química e indicando el disolvente en paréntesis como subíndice. Por ejemplo:

$\text{NH}_3_{(aq)}$: gas amoníaco (soluto) disuelto en agua (disolvente)

$\text{NaCl}_{(aq)}$: cloruro de sodio sólido disuelto en agua .

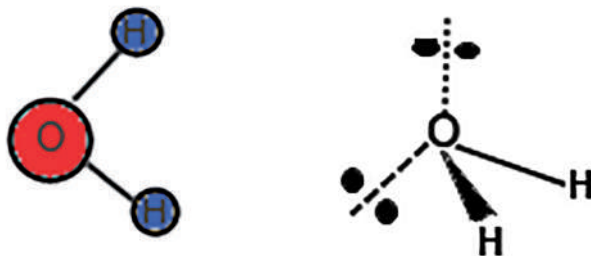
$\text{I}_{2(\text{alc})}$: Iodo sólido disuelto en alcohol.

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(aq)}$: etanol líquido (soluto) disuelto en agua (disolvente).

Sin duda las disoluciones más numerosas y versátiles son aquellas en las que el agua es el disolvente.

Lectura complementaria 2. ¿Qué hace al agua tan particular?

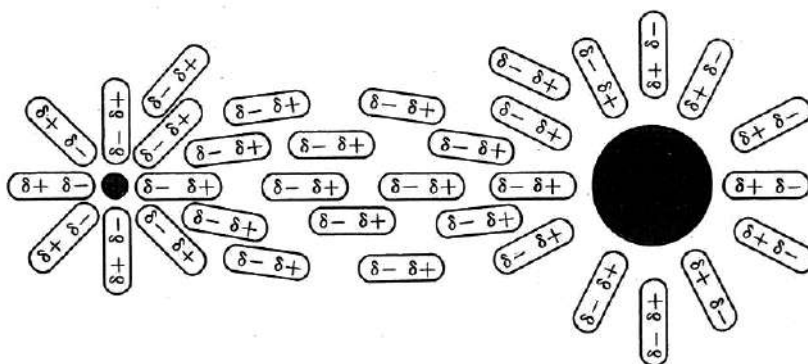
En principio para responder a este interrogante se acude a la estructura de la molécula, un átomo de oxígeno unido a dos átomos de hidrógeno, que se puede representar con base en diferentes modelos.



En las dos representaciones se aprecia que los hidrógenos están de un lado y el oxígeno del otro. En la figura de la derecha el oxígeno está en el centro de un tetraedro y los

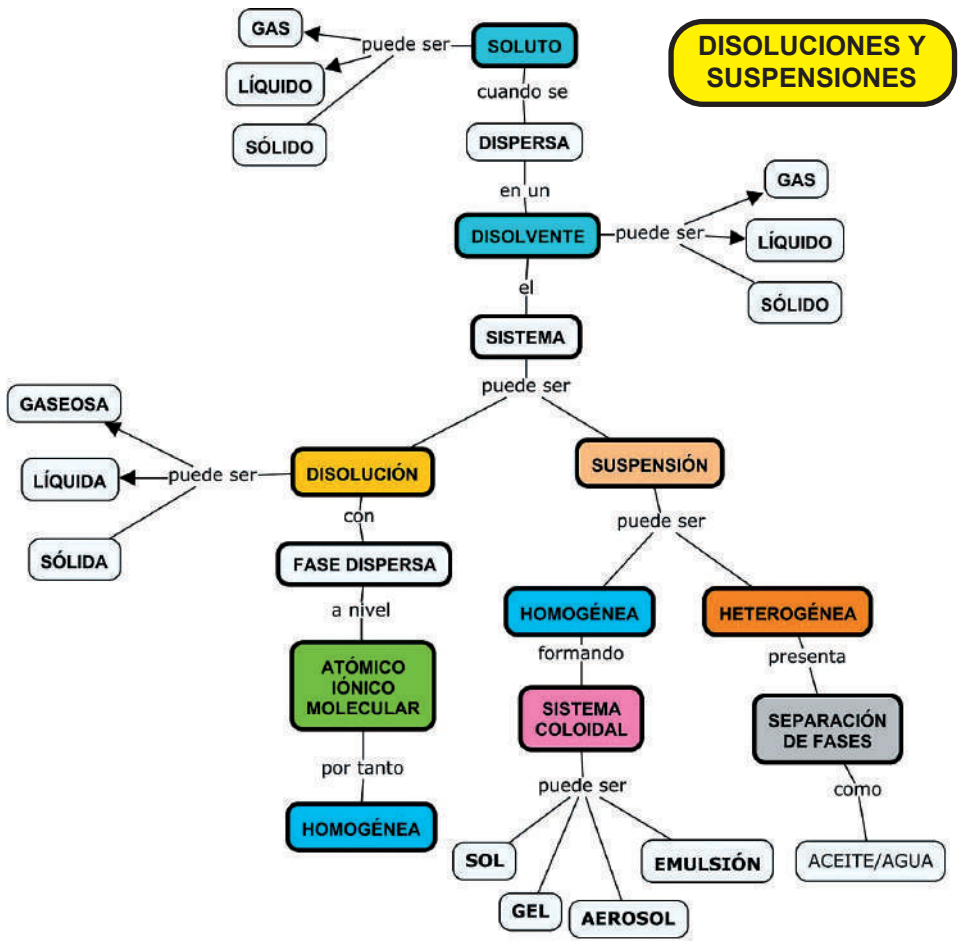
vértices están ocupados por hidrógeno y pares electrónicos y dadas las propiedades de los átomos constitutivos, generan una distribución de la carga eléctrica, positiva hacia los hidrógenos y negativa hacia los pares electrónicos. Este desplazamiento le proporciona a la molécula de agua la propiedad de ser un pequeño dipolo eléctrico con un extremo ligeramente positivo y el otro ligeramente negativo. En la proximidad de los iones (solutos) las moléculas de agua tienden a orientarse con el extremo positivo del dipolo hacia los iones negativos y con el extremo negativo hacia los iones positivos. Esto crea una doble capa eléctrica alrededor de los iones del soluto, aislándolos de otros de carga opuesta y reduciendo por la separación las fuerzas de atracción entre ellos, produciendo así lo que se conoce como **disolución**.

Una representación de este comportamiento se muestra en el esquema siguiente tomado de (Gray y Haight,1969).



Bibliografía

- Gray H.B. y Haight G.P. (1969). “*Principios Básicos de Química*”. Editorial Reverté Barcelona. p. 18-6.
- Jenkins, van Kessel, Tamkins. Lantz, Nelson (2007). “*Chemistry Alberta 20-30*”, Unidad 3, pág. 190.
- Michael, L y Guy, W. (1995). “*Thinking Chemistry*”, Oxford U. Press, pág.11.



2



¿Son los gases solubles en agua?

¿Por qué la lluvia es ácida?

Introducción

Cuando oímos el ruido de las gotas de lluvia al caer sobre el techo de las casas, generalmente no se viene a la mente algún interrogante que haga interesante saber algo sobre este suceso tan común. Sin embargo, se presentan situaciones sobre este fenómeno que han preocupado a los científicos, especialmente cuando se dieron cuenta del daño que la lluvia estaba causando en monumentos y esculturas de mármol. Inmediatamente atribuyeron el problema a que la lluvia al contaminarse con los gases producidos por las industrias se volvía ácida. ¿Será que este fenómeno es nuevo?

Alguna vez te has preguntado ¿cómo llegó el agua a la Tierra en el proceso de formación del planeta? Hay numerosas hipótesis, pero una es que la Tierra fue impactada por una gran masa, proveniente del espacio, cubierta de hielo y numerosos fragmentos de éste comenzaron a rodearla. La gravedad del planeta impidió que se escaparan y que el vapor de agua formado por la energía generada por el impacto regresara de nuevo al exterior y se formó la hidrosfera. Al enfriarse esta capa empezó a caer como lluvia que a su vez disolvió y arrastró los gases provenientes de las erupciones volcánicas existentes en la nascente capa continental y adquirió un carácter ácido. Esta lluvia que podríamos imaginar inicialmente como “agua dulce” acidificada comenzó a formar ríos que atacaban las rocas que encontraban a su paso y al disolverlas (parcialmente) transportaban las sales formadas hasta algunos inmensos sitios en las capas inferiores que se fueron llenando como recipientes dando origen a los océanos salados.

Esta capacidad del agua de disolver numerosas sustancias presentes en diferentes estados de la materia se explica ahora por la conformación de su molécula cuya distribución electrónica genera diminutos dipolos con alta capacidad de atracción iónica favoreciendo la dispersión de partículas atómicas o moleculares cargadas eléctricamente.



Descripción

La actividad se orienta a identificar el comportamiento de gases en su interacción con el agua, con base en su dispersión en un sistema cerrado, con la generación de un efecto aparentemente anormal, pero explicable acudiendo a conceptos aplicables al sistema en estudio. Se sugiere un cuestionario inicial que permite indagar sobre algunos conceptos básicos; se enumeran los materiales necesarios para realizar la experiencia; se plantean algunos temas de reflexión y aplicación, para finalizar con una primera lectura complementaria como ampliación de la experimentación y una segunda en la que se ofrece una visión de la principal variable que incide en este proceso. Se incluye una propuesta de marco conceptual.

Conceptos previos.

Soluto, solvente, disolución, presión, presión atmosférica, sistema cerrado, gas, presión parcial.

Actividades



Cuestionario inicial.

- ¿Todos los gases son solubles en agua?
- Cuando un gas es soluble en agua, ¿interacciona químicamente con ella?
- ¿Qué factores considera influyen en la solubilidad de gases en agua?
- ¿Cómo puede describirse la presión ejercida cuando se tiene una mezcla de gases en un recipiente cerrado?

Exploración

Experiencia No. 1. La botella caprichosa. Disoluciones gas en líquido

Materiales y reactivos

- Botella plástica de gaseosa. (fácilmente deformable).
- Jeringa de 10 mL con aguja.
- Tapón de caucho (acoplable a la botella) o barra de plastilina.
- Dos vasos plásticos. (Aproximadamente de 50 mL)
- Solución de amoníaco concentrada (25%p/p; $d = 0,907 \text{ g/mL}$).
- Agua
- Material para el registro de la información.



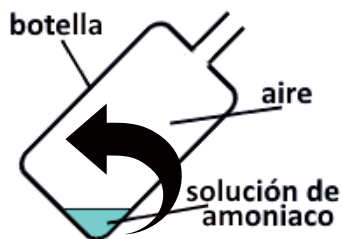
Desarrollo

Actividad previa. Antes de realizar la experiencia se debe leer y comentar la ficha seguridad del amoniaco, que se encuentra al final del módulo.

A pesar de su sencillez, se sugiere realizar la experiencia en forma demostrativa; las acciones que se propone realizar en cada paso deben describirse e identificar las variables que se considera influyen en el proceso y su variación. En cada paso se sugiere registrar lo observado, proponer explicaciones y la discusión.

Paso 1.

- ❖ Adicionar a la botella seca 30 mL de la disolución de amoniaco concentrado que se ha dispuesto en el vaso plástico correspondiente.
- ❖ Agitar suavemente la disolución con la botella destapada, procurando girar el recipiente (dirección flecha) para exponer la mayor superficie posible de la disolución al contacto con el aire dentro de la botella, durante aproximadamente 3 minutos.
- ❖ Volver la disolución de amoniaco al vaso plástico y luego a su recipiente original.



Registro de lo observado.

En el cuaderno de laboratorio anotar lo observado y comentarios.

- ❖ ¿Se apreciaron cambios dentro del recipiente?
- ❖ ¿Qué variables se identifican en el sistema?
- ❖ ¿Qué se encuentra dentro del recipiente?



Explicación. Se sugiere dibujar un esquema que muestre la acción de las variables en el sistema.



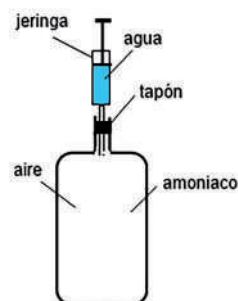
Discusión. Podría tener como meta poner en común las distintas miradas sobre las variables y su acción. ¿Cómo podría demostrarse la presencia inicial del aire? Llamar la atención sobre si todo el aire inicial salió de la botella.

Paso 2.

Actividad previa. Es importante promover la discusión sobre lo que puede suceder y anotar los diferentes puntos de vista debidamente sustentados.



- ❖ Tapar herméticamente la botella con el montaje tapón-jeringa-agua previamente ensamblado, como se muestra en el diagrama adjunto.
- ❖ Inyectar 10 mL de agua dentro de la botella manteniendo el cierre hermético del sistema. Agitar suavemente durante unos 3 minutos.



Registro de lo observado.

En el cuaderno de laboratorio describir los eventuales cambios observados y sus comentarios



Explicación. Con base en lo observado escribir en su cuaderno la posible causa del fenómeno.



Discusión. Llamar la atención sobre el cambio en la magnitud de las variables identificadas, para justificar el cambio observado. Hacer énfasis en las condiciones que influyeron en la modificación de las variables. Integrantes de la atmósfera dentro del recipiente. Sugerir el dibujo de un esquema descriptivo del sistema.

Además de las inquietudes de los estudiantes, algunos temas de discusión podrían ser:

- ¿El volumen de la masa gaseosa dentro de la botella puede variar en las condiciones en que está el sistema?
- Después de que se tapa herméticamente la botella cuál es la presión interna?
- ¿Antes de adicionar el agua el sistema está en equilibrio?

Aplicación

- Identificar algunas situaciones de la vida diaria donde se presente la disolución de compuestos o elementos gaseosos en agua. ¿Por qué al destapar una gaseosa se producen burbujas?
- El agua que suministra el acueducto debe contener oxígeno. ¿Cómo es el procedimiento de oxigenación? Consulta sobre planta de purificación del acueducto.



- En los equipos médicos de suministro de oxígeno, este se hace burbujear a través de agua. ¿Con el tiempo se puede decir que en el frasco hay “AGUA OXIGENADA (peróxido de hidrógeno)”?. Explique su respuesta.

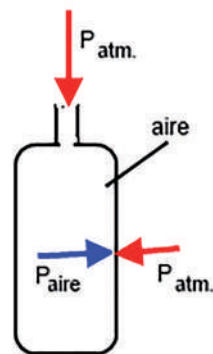
Lectura complementaria 1. Fundamentos de la experiencia



Por las características de la experiencia y sus posibilidades de aporte a la formación de los alumnos, la primera lectura está orientada a exponer los conceptos y relaciones que permiten describir y dar razón del comportamiento observado en la práctica. Es una lectura que contempla tres pasos con elementos para trabajar en el aula, orientado a lo que puede ser un proceso investigativo.

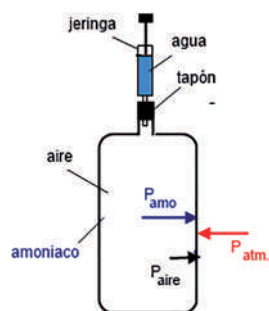
Paso 1

- El sistema está abierto a la atmósfera.
- La presión dentro y fuera de la botella es la misma.
- Como el sistema está en equilibrio la forma de la botella no cambia.
- Unidades de medida de la presión.
 Atmósfera = 76 cm de Hg; $1,03 \times 10^5$ Pa; 14,7 lb/in²
 1 mm de Hg = 1 torr
 Pascal (Pa) = 1 N/m², donde N: Newton (unidad de fuerza)
 1 bar = 10^5 Pa



Paso 2

- El sistema está cerrado y en equilibrio.
- La presión dentro y fuera de la botella es la misma.
- La composición de la mezcla gaseosa dentro de la botella es diferente a la del paso 1, por desplazamiento parcial del aire por el amoníaco.
- Presiones.
 - ❖ Presión interna = presión externa = presión atm.
 - ❖ Presión interna = $P_{\text{aire}} + P_{\text{amo}} = P_{\text{atm.}}$
 - ❖ Presión externa = presión interna, después de restablecido el nuevo equilibrio.
- Como se indica por la longitud de las flechas, la presión ejercida por el aire en el paso 2 es menor que en el paso 1.



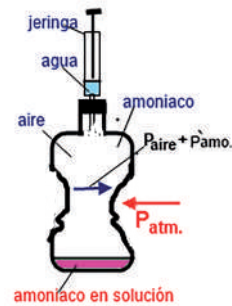


Paso 3

- Se presenta una modificación del sistema en sus paredes, que implica una variación de las fuerzas que se ejercen sobre ellas generando una contracción de volumen.

Presión externa > presión interna

- El sistema alcanza un nuevo estado de equilibrio.
- Las variables temperatura y masa total del sistema no han variado.
- La disminución de la presión interna se puede explicar, porque la masa gaseosa disminuye por disolución del amoníaco en el agua y por tanto la suma de las presiones parciales también disminuye.
- Es decir que: $P_{\text{aire}} + P_{\text{amo}} < P_{\text{atm}}$ donde P_{amo} es la presión ejercida por el Amoníaco remanente dentro del frasco.



La “desaparición” de parte del amoníaco inicial podría atribuirse a la solubilidad o la condensación. Para la primera propiedad (solubilidad) se debe tener en cuenta la solubilidad de los componentes de la masa gaseosa que se considera están presentes dentro del frasco o botella. Los valores de solubilidad en agua en gramos de sustancia por 100 gramos de agua son:

Aire. Oxígeno = 4×10^{-3} g/100 g. de H_2O .

Nitrógeno = $1,7 \times 10^{-3}$.

Amoníaco = 48

Para la segunda, no se presenta condensación por la temperatura a la cual se trabaja, muy superior a las temperaturas de ebullición de los componentes presentes.

- De los componentes de la masa gaseosa el que sale en mayor proporción por interacción con el agua añadida es el amoníaco por su alta solubilidad.

Lectura complementaria 2. Gases en disolución acuosa



La solubilidad de los gases en agua generalmente pasa desapercibida, pero es de vital importancia para los seres vivos incluido el hombre y para cierto tipo de formaciones de la corteza terrestre.

Podríamos imaginar lo que ocurriría si el oxígeno no fuera soluble, así sea en mínima extensión (4×10^{-3} g./100 g. de agua), no existiría la vida marina y por tanto esa fuente de alimento para el ser humano. Normalmente las referencias a este tema de la solubilidad de gases traen como ejemplo las bebidas gaseosas y la cerveza por la cantidad de bióxido de carbono (CO_2) (0,145 g/100 g. agua) solubilizado en estos productos.

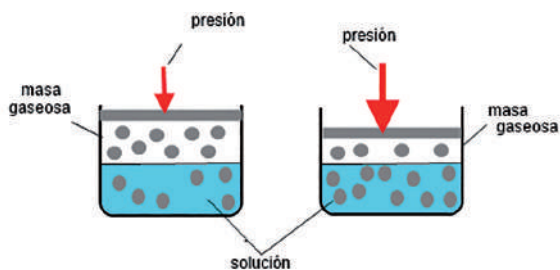
Desde otro punto de vista, si la solubilidad del oxígeno fuera alta, ¿Qué se podría concluir pensando en la masa de agua que se encuentra en la corteza terrestre y en contacto con el oxígeno atmosférico? Este punto de vista da lugar a no pocas reflexiones sobre la solubilidad de gases en agua.

Aplicaciones de la solubilidad de gases en agua se encuentran en diversos contextos; uno como el ya mencionado del oxígeno en agua y para el dióxido de carbono su uso en las bebidas gaseosas, cerveza, champaña y vinos espumosos que al destaparse produce burbujas, y es un factor que incide en la aceptación por parte de los consumidores. Por esto en la elaboración estos productos se envasan a presión mayor que la atmosférica porque así se aumenta su solubilidad, comportamiento trabajado por la llamada Ley de Henry. Este científico inglés encontró que la solubilidad de los gases en un líquido es directamente proporcional a la presión del gas sobre el líquido. En los textos se encuentra descrita por la relación:

$$P_{\text{gas}} = k C_{\text{gas}} \text{ donde:}$$

P_{gas} es la presión del gas sobre el líquido. k es una constante y C_{gas} es la concentración del gas en el líquido.

Una representación de la ley de Henry se muestra en el esquema adjunto.



Esta relación se aplica para bajas concentraciones y gases que no reaccionan con el agua o lo hacen en mínima extensión, pero da base para dar una explicación a diversas situaciones que se presentan, como el caso de los buzos. En algún momento habremos podido oír el comentario o se ve en películas, que los buzos cuando emergen de profundidades apreciables, 18 a 36 metros, deben hacerlo lentamente y con paradas cada cierto trayecto ascendido; de no hacerlo corren gran peligro y puede ser mortal. ¿Por qué? Cuando el buzo desciende la presión aumenta y se incrementa la solubilidad tanto del nitrógeno como del oxígeno. Cuando el ascenso se hace rápido igualmente disminuye la solubilidad de estos gases en el torrente sanguíneo, que al ser menos solubles escapan del medio donde se encuentran disueltos en forma de burbujas que pueden bloquear el paso de la sangre.

Siguiendo en el contexto natural, hoy en día el cambio climático está causando estragos, especialmente el aumento de la temperatura que tiene una relación inversa con la solubilidad de los gases y que para el caso del oxígeno implica graves consecuencias pues disminuye la disponibilidad de este gas para la respiración de los peces y para el desarrollo de la vida marina. Para el caso del dióxido de carbono se presentan varias situaciones, de una parte, a su exceso en la atmósfera por el consumo de combustibles



fósiles, se atribuye su alta contribución al efecto invernadero; de otra lo requieren las plantas para el proceso de la fotosíntesis y como si fuera poco toma parte en los procesos a nivel de los pulmones y tejidos. El oxígeno en su transporte de los pulmones hacia los tejidos y del CO_2 de los tejidos a los pulmones para ser exhalado dependen de la presión y por tanto la solubilidad es un factor importante.

Otra situación destacable es la llamada lluvia ácida, principalmente en zonas de alta actividad industrial y por tanto alta generación de gases como el dióxido de azufre (SO_2), el dióxido de nitrógeno (NO_2) y dióxido de carbono (CO_2), que al interactuar con el agua generan un medio ácido, con el consiguiente daño al medio ambiente.

Un caso interesante que tiene relación con este comportamiento de los gases en la naturaleza se presentó en Camerún y ha dado lugar a numerosos comentarios. Uno de estos se transcribe a continuación como aporte a la discusión del comportamiento de los gases en agua.

Lectura complementaria 3. “El lago asesino”. (Chang, 1999)



“El desastre ocurrió muy rápido. El 21 de agosto de 1986 el lago Nyos en Camerún, un pequeño país en la costa oeste de África, de manera repentina arrojó una densa nube de dióxido de carbono que llegó rápidamente al valle, donde asfixió a alrededor de 1700 personas y muchos animales.

¿Cómo sucedió la tragedia? El lago Nyos está estratificado en capas que no se mezclan. Hay una barrera natural que separa el agua potable en la superficie de la parte del fondo, formada por una densa disolución que contiene minerales y gases disueltos, entre los que se encuentra el CO_2 . Este proviene de manantiales de aguas carbonatadas del subsuelo que llegan por percolación al fondo del lago, formado en un volcán. Como la presión es mayor en el fondo del lago, la concentración de CO_2 se acumula en forma gradual hasta un nivel peligroso, de acuerdo con la Ley de Henry.

No se conoce con exactitud qué provocó la liberación del CO_2 , pero se cree que un terremoto, algún deslizamiento de tierra o incluso los fuerte vientos pudieron haber alterado el delicado equilibrio del lago, generando olas que mezclaron las capas de agua.

Cuando el agua del fondo emergió, el CO_2 disuelto se separó de la disolución, como sucede al destapar una botella de bebida gaseosa. Como el CO_2 es más pesado que el aire, se desplaza cerca del suelo y por eso extinguió un pueblo que se encontraba a 15 millas de distancia.

Actualmente, a más de 10 años del incidente, los científicos están preocupados porque consideran que la concentración de CO_2 en el fondo del lago poco a poco alcanza

otra vez el nivel de saturación. Para prevenir la repetición de la tragedia, se ha probado bombear el agua del fondo para liberar el CO₂ disuelto, pero este método, además de resultar muy costoso ha generado controversias, porque al alterar las aguas cercanas al fondo se podría provocar una liberación incontrolable de CO₂ hacia la superficie. Mientras tanto representa una bomba de tiempo”.

Un comportamiento similar podría esperarse de otros gases, en especial los que se encuentran en la atmósfera acompañando al CO₂, como el oxígeno, nitrógeno y eventualmente amoníaco. En el siguiente cuadro (Blas, L.,1963) se muestran algunos valores de solubilidad de estos gases. En destacado se muestran a condiciones normales: 25°C y 760 mm de presión.

Solubilidad en agua a 25°C y 1 atm. expresada en g/100 g agua					
Temperatura °C	NH ₃	CO ₂	H ₂	O ₂	N ₂
0	89,5	0,3346	0,00019	0,006945	0,0029
20	53,1	0,1688	0,00016	0,004339	0,0019
25	48,2	0,1449	0,00015	0,003931	0,0017
50	0,0761	0,00012	0,002657	0,0012
100	0,00000	0,000000	0,0000

Como una aplicación de los datos suministrados analice los siguientes interrogantes:

- ❖ ¿Qué factor podría provocar una liberación incontrolable de CO₂ en el lago? Justificar.
- ❖ ¿Por qué no se puede esperar un comportamiento similar para los gases nitrógeno y oxígeno?

Aquí es interesante anotar que la llamada “agua oxigenada” es el compuesto químico peróxido de hidrógeno de fórmula H₂O₂, imposible de obtener por burbujeo de oxígeno en agua, según muestran los datos de la tabla anterior.

ANEXO. Siempre que se manipulan productos químicos, deben tenerse en cuenta las precauciones pertinentes de acuerdo con su actual potencial de peligrosidad y consecuencias futuras en caso de presentarse contacto con la piel, ojos o si se ha ingerido o aspirado. A continuación, se presenta la ficha de seguridad correspondiente al amoníaco.



FICHA DE SEGURIDAD - AMONIACO

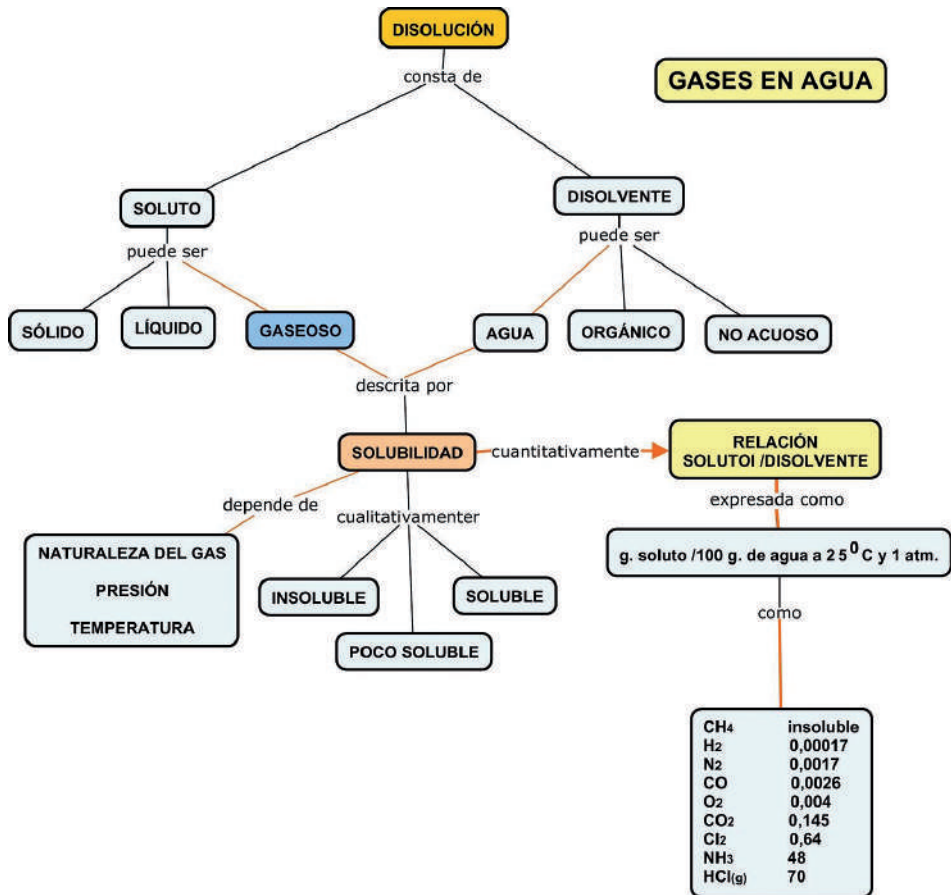
Nombre. Amoniacó **Fórmula.** NH₃
Estado. Gaseoso **Tf** = - 77,7°C **Teb** = - 33,5°C
Propiedades. Gas incoloro, muy irritante, soluble en agua (40g/100g).

Síntomas de intoxicación. Inhalado en alta concentración causa edema del tracto respiratorio y sofocación. El amoniacó gaseoso o sus soluciones concentradas atacan la piel y mucosas.

Recomendaciones. Debe trabajarse en ambientes aireados y de preferencia usar máscara y guantes. En caso de inhalación debe colocarse a la persona en una zona bien aireada. En caso de contacto con la piel debe lavarse con jabón y abundante agua.

Bibliografía

- Ben-Zvi, R. Silverstein. (1981). The chemical fountain: An old experiment in a new setting. *Journal of Chemical Education*, 58,68.
- Summerlin, K. Ealy. (1998). *Chemical demonstrations: A source book for teachers*. Vol. 2, second Ed. Washington.
- Cáceres, D. y Muñoz, J. (2002). *Comentarios sobre el discurso químico en la escuela*. Universidad Nacional de Colombia, Programa RED. Bogotá.
- Slingo, M. (2011). *Factores que afectan la solubilidad de un gas en un líquido*. Traducido por Mayra Cabrera. <http://www.ehowenespanol.com/factores-afectan-solubilidad-gas-liquido-info184982> Consultado: 8-11-13.
- Cordeira, S., Cereti, H. y Reciuschi, E. (2011). *Solubilidad de gases: Secuencia elaborada por Educ. Ar*. <https://educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?=15070> Consultado: 8-11-13.
- (NA). (2017). *Este pequeño lago mató a 1700 personas en una noche y todavía no sabemos por qué*. <https://es.gizmodo.com/este-pequeno-lago-mato-a-mas-de-1700-personas-en-una-s-1794385546> Consultado: 10-05-18.



3



¿Son todos los líquidos solubles en agua?

Líquidos en líquidos

Introducción

Las disoluciones líquido en líquido no son tan familiares, tal vez porque su uso a pesar de ser amplio pasa desapercibido y se da más difusión o importancia a las disoluciones de gases y de sólidos en agua. Un ejemplo es el alcohol etílico (etanol) que generalmente usamos por sus propiedades antisépticas y forma parte de numerosos productos de uso diario sin ser conscientes que es una disolución de etanol en agua. Otra disolución líquido-líquido es el etilenglicol en agua, muy usada en los países con estaciones, que se emplea como anticongelante para evitar la solidificación del agua en los radiadores de los carros. De otra parte, en los laboratorios de química, biología y clínicos es más amplia la variedad de disoluciones de este tipo que se usan para procesos específicos. En la vida diaria se está más familiarizado con las emulsiones, forma de presentación de numerosos productos de uso doméstico e industrial, en las cuales interviene la asociación líquido - líquido pero no tiene las características de una disolución verdadera.

Descripción

En esta actividad se propone una experiencia que contribuye a la comprensión de la solubilidad en agua de sustancias líquidas con referencia a actividades comunes de la vida diaria y en la práctica en los laboratorios. Previo al desarrollo de la parte práctica se sugiere un cuestionario inicial que permita complementar la contextualización e indagar sobre los conceptos básicos que se necesitan para mejor comprensión de la experiencia propuesta; se enumeran los materiales necesarios para realizarla, se plantean algunos puntos de reflexión y se finaliza con dos lecturas complementarias sobre los fundamentos estudiados. Se incluye una propuesta de marco conceptual.

Conceptos previos.

Soluto, disolvente, disolución, soluble, miscibilidad, capacidad de disolver, modelo corpuscular de la materia, unión química, polaridad, fórmula química.



Cuestionario inicial

- ¿Todas las sustancias líquidas que Ud. conoce son solubles en agua?
- ¿Con base en qué observación puede afirmar que un líquido es soluble en agua?
- ¿Qué propiedad o propiedades del soluto se requiere para que sea soluble en agua?
- ¿Todos los procesos de disolución son exotérmicos?
- ¿Las sustancias líquidas solubles se pueden disolver indefinidamente en agua?
- ¿Qué disoluciones acuosas de líquidos conoce?
- ¿Para usted qué es una emulsión?
- ¿Qué se quiere indicar cuando se dice que dos líquidos son miscibles?
- ¿Qué observación diferenciaría una disolución de una emulsión?

Exploración

Experiencia. Disolución de líquido en líquido

Materiales

- 8 tubos de ensayo de 10 mL. o frascos pequeños y transparentes.
- Gradilla para tubos de ensayo.
- 8 tubos de vidrio delgados de 15 cm de longitud para usar como goteros.
- 8 varillas de vidrio o agitadores plásticos.

Se sugieren los siguientes líquidos, pero se pueden utilizar otros:

- Acetona.
- Glicerina.
- Aceite de cocina.
- Varsol.
- Aceite lubricante Puede ser el usado para lubricar las máquinas de coser y bisagras o el usado para refrescar a los bebés.
- Miel de abejas.
- Creolina.

Desarrollo

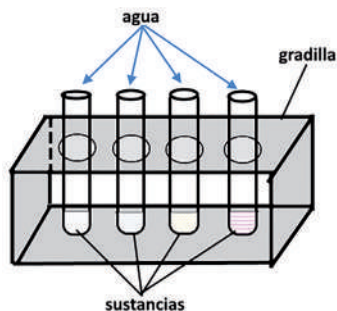


Actividad previa. Es importante que se tenga una visión cualitativa de lo que se considera disolución, soluble, insoluble, dispersión, y disponer de elementos que den base para la descripción de lo observado.

Escoja, si es necesario, tres o cuatro de estas sustancias para cada grupo de estudiantes lo que le permite la discusión por comparación.

De los seleccionados no presentan peligro: miel de abejas, aceite de cocina, glicerina. Sobre los demás deben tenerse algunas precauciones.

- ❖ Rotule cada tubo o frasco con un número que identifique cada sustancia.
- ❖ Coloque en cada tubo o frasco aproximadamente 1,0 ml. de la sustancia.
- ❖ A cada tubo adicione aproximadamente 5 mL. de agua y agite con una varilla o tape y agite fuertemente durante medio minuto y retorne el tubo a la gradilla; deje en reposo durante unos 4 minutos.



Registro de lo observado. Se sugiere anotar las observaciones y comentarios en un cuadro como el adjunto.

Tubo	Sustancia problema	Observación
1		
2		
3		
4		
5		
6		
7		
8		



Explicación. Con base en los aspectos fundamentados en la actividad previa plantear una explicación a lo observado.



Discusión. Podría orientarse a construir un cuadro comparativo: solubles, parcialmente solubles, insolubles, emulsión con el respectivo criterio para hacer la afirmación y distinguir el comportamiento observado. Plantear conclusiones

Aplicación

- Escoja tres sustancias líquidas que encuentre en su hogar y clasifíquelas como disoluciones verdaderas o como emulsiones.
- Examine el empaque o rótulo e identifique cuál es el soluto y cual el disolvente de cada una.
- Anote las precauciones de uso que se especifican en el rótulo y justifique su presencia.



Lectura complementaria 1. Disoluciones Acuosas



El líquido que podríamos considerar más usado como disolvente es el agua; por eso es importante conocer qué características la hacen tan útil y comprender su importancia en diversas situaciones de la vida diaria.

Las moléculas de agua están formadas por un átomo de oxígeno unido a dos átomos de hidrógeno organizados espacialmente en tal forma que presentan una distribución parcial de carga eléctrica, semejando pequeños dipolos y en estado líquido, se presentan agrupadas formando redes.

Es un líquido polar, es decir, sus fuerzas intermoleculares provienen de la interacción entre los dipolos que tienden a orientarse de tal manera que el extremo positivo del dipolo de una molécula se una al extremo negativo de la otra. Esta característica le da al agua la capacidad de interactuar con los solutos de carácter iónico o polar disociándolos y dando lugar a la formación de una disolución

Esta situación facilita la disolución de compuestos iónicos y polares entre los que se cuentan numerosas especies químicas que pueden **difundirse**. Puede formar enlaces hidrogeno con sustancias que contengan grupos -OH o grupos - COOH, como alcoholes o carbohidratos y ácidos carboxílicos de bajo peso molecular.

Por otra parte, el agua, dependiendo de las características del soluto, puede reaccionar en el proceso llamado “hidrólisis”.

En general cuando se mezclan sustancias líquidas, sólidas o gaseosas se presentan diversos comportamientos observables, según la naturaleza de las sustancias tomadas como soluto y como disolvente y que permiten proyectar hacia aspectos que a diario vivimos

Por ejemplo, si la sustancia es completamente soluble, el producto será homogéneo y permanecerá así aún si lo sometemos a agitación cuidadosa; es el caso de las disoluciones con alcohol, acetona y glicerina. Cuando se observa un sistema homogéneo (una fase) se dice que los líquidos son mutuamente miscibles, es decir solubles el uno es el otro.

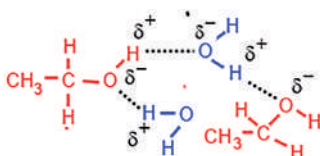
Esto se generaliza con otros sistemas no acuosos, es decir, en otra clase de disoluciones; es el caso del hexano en tetracloruro de carbono.

Pero si la sustancia es sólo parcialmente soluble o insoluble, el producto permitirá apreciar una dispersión (distribución) del líquido en el agua, que le da un aspecto turbio al sistema y que indudablemente nos lleva a afirmar que el líquido no se solubilizó totalmente en agua como en el caso de la miel de abejas que es una sustancia compuesta, rica en azúcares y otros compuestos que comunican sabor, color y turbidez y los detergentes líquidos que son igualmente productos compuestos.

Si al dejar en reposo el sistema se aprecia la formación de dos capas o fases claramente diferenciadas, se concluye que estos líquidos no tienen la capacidad de separar mutuamente sus unidades constitutivas; es decir que es más fuerte la asociación entre las unidades de cada líquido que entre las unidades del soluto y del disolvente. En este caso se aprecia con cierta claridad la asociación de las gotas del soluto y si el líquido es menos denso que el agua, como en el caso de los aceites y el “varsol”, el soluto se desplaza hacia la superficie del agua. Cuando esto se observa se dice que el líquido es insoluble o que no es miscible con el agua.

Es decir que la miscibilidad se puede considerar como un indicativo de “la capacidad de un líquido de disolverse en otro” (Whitten et al., 1992)

Igualmente se ha establecido que líquidos polares interaccionan fuertemente con disolventes polares y es una de las razones de su **miscibilidad**. ¿Pero cómo se puede representar esa interacción? Una aproximación se ilustra en el esquema adjunto para el caso etanol en agua, donde en color rojo se representa la molécula de alcohol y en azul la de agua y la asociación soluto-disolvente por puente de hidrógeno, se indica por las líneas punteadas.





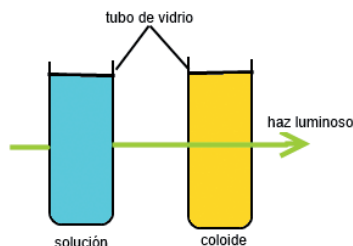
Este encadenamiento se repite en el conjunto de la disolución de etanol en agua. Se puede atribuir al hecho que el agua tiene la capacidad de romper (o debilitar) la asociación entre las unidades de etanol y formar una más fuerte con ellas. Situaciones similares se presentan con el metanol y el ácido sulfúrico. Indudablemente en este proceso se libera o absorbe energía generalmente en forma de calor; este aspecto no se trabaja en esta actividad. Sin embargo, es pertinente anotar que diariamente en los laboratorios e industrias se preparan disoluciones donde se desprende una gran cantidad de energía que es absorbida por el agua con el consiguiente aumento de la temperatura.

Lectura complementaria 2. Emulsiones. Coloides



Otro aspecto a tener en cuenta en las mezclas líquido - líquido son las que conforman sistemas de común ocurrencia que no se consideran disoluciones, pero que presentan una cierta uniformidad en sus características y se denominan **emulsiones**. Por ejemplo, cuando se agita fuertemente una mezcla de aceite de cocina en agua, en una primera etapa se observa un sistema líquido turbio por la dispersión de pequeñísimas gotas de aceite, pero que no tiene las características de una disolución. Al dejar en reposo poco a poco se van aglutinando las gotas del aceite y finalmente se forman dos fases claramente diferenciadas. Un buen número de estas emulsiones pueden estabilizarse por acción de un agente como el jabón que impide la asociación de las gotas de aceite. (ver actividad de tensión superficial en la serie "algunas propiedades Fisicoquímicas del agua").

Las emulsiones básicamente son coloides de apariencia homogénea, pero por el tamaño de las unidades que se dispersan interactúan con la luz, y por eso al ser atravesadas por un rayo de luz se aprecia el camino del haz luminoso, generando el llamado efecto TYNDALL que no lo presentan las disoluciones.



En la dispersión de un soluto en un disolvente, el tamaño y estructura de las unidades del soluto son dos de los factores que determinan la obtención de una disolución o de un coloide; en éste el tamaño de las partículas dispersas produciría una disolución coloidal que estaría entre la disolución verdadera y la suspensión.

Ampliando un tanto el contexto se puede decir que en la sociedad actual la contaminación es una problemática que incide marcadamente en la vida de las comunidades y en gran medida tiene que ver con los llamados coloides. Según historiadores fue

Thomas Graham en el año 1861 que hizo referencia a este comportamiento de la materia, como contraste con aquellas sustancias en que al evaporar el disolvente o medio dispersante, el residuo que se obtenía era cristalino; en los coloides ese residuo era como una goma.

Lo anterior se resume en el siguiente cuadro donde se muestran las clases de coloides en algunos ejemplos de la vida diaria.

Clase	Soluto	Medio	Ejemplo
Soles - geles	sólido	líquido	Pinturas, gelatinas
Emulsiones.	líquido	líquido	Leche, mayonesa, cremas
Espumas	gas	líquido	Espuma de jabón, crema batida
Aerosoles líquidos	líquido	gas	Neblina, nubes
Aerosoles sólidos	sólido	gas	Humo
Espumas	gas	sólido	Caucho, icopor
Emulsiones sólidas	líquido	sólido	Queso, mantequilla
Sol sólido	sólido	sólido	Algunas aleaciones

Además, se pueden mencionar otros contextos. El suelo en parte está constituido por material coloidal y en la industria se pueden mencionar los plásticos, pinturas, lacas, barnices. Muchas de las propiedades físicas de los alimentos, como la plasticidad, la viscosidad, la elasticidad, la retención de agua, inclusive el aspecto como por ejemplo la opacidad de la leche, se deben a los sistemas coloidales presentes en ellos.

¿Cómo se puede describir un coloide? En la literatura se encuentran diversas apreciaciones donde básicamente su fundamento es la dispersión en un medio, de un soluto, cuyas partículas tienen un tamaño intermedio entre el nivel atómico o molecular y aquellas que pueden verse a simple vista y que con el tiempo se separan del medio en el cual se han dispersado. Un ejemplo es cuando una muestra de arcilla se suspende en agua. Se aprecian unas partículas que rápidamente van al fondo del recipiente, pero otras permanecen suspendidas y aun cuando se realice una filtración el medio se observa turbio. Esto indica que partículas de la arcilla pueden pasar por el papel de filtro; son las partículas en estado coloidal. Otro ejemplo es la disolución de almidón incolora que se usa en los laboratorios escolares para el reconocimiento del yodo.

Como ya se mencionó una de las características determinantes es el tamaño de las partículas y se encuentra en la literatura una guía (ver cuadro) para establecer la comparación con suspensiones y disoluciones tomado de. (Molly y Lawrence, 1996)



Propiedad	Disoluciones	Coloides	Suspensiones
Tamaño de partícula	Menor de 1 nm*	1 a 1000 nm	Mayor de 1000 nm
Filtración	Pasa a través de filtros y membranas	Pasa a través de filtros, pero no de membranas	Se retienen por filtros y membranas
Visibilidad	Invisible	Visible con microscopio electrónico	Visible al ojo humano
Movimiento	Movimiento molecular	Movimiento browniano	Movimiento por gravedad
Paso de luz	transparente	Puede ser transparente, a menudo opaca, presenta efecto Tyndall	Con frecuencia opaca, translúcida.

* 1 nanómetro (nm) = 10^{-9} m

Las partículas que constituyen los solutos en las disoluciones coloidales se denominan MICELAS, que tienen un tamaño comprendido entre un micrómetro (10^{-6} m) y un nanómetro (10^{-9} m) y pueden ser agregados de moléculas o simplemente moléculas grandes. Estas disoluciones se consideran un estado intermedio entre las disoluciones verdaderas (partículas a nivel de iones o moléculas) y suspensiones (agregados sólidos que precipitan). Las partículas coloidales no se agrupan para precipitar y permanecen en el medio dispersante y su tamaño es tal que generan el llamado efecto TYNDALL.

Cuando las micelas tienen afinidad con el disolvente se llaman LIÓFILAS, pero si su afinidad es baja o nula se llaman LIÓFOBAS. Si el disolvente es agua se llamarán respectivamente HIDRÓFILAS e HIDRÓFOBAS.

Coloides hidrófilos. Las micelas tienen gran afinidad con el medio dispersante (agua) y si el sistema permanece líquido, se denomina SOL. Pero cuando las micelas forman una estructura que fija el agua se forma lo que se llama una GEL, es el caso de la gelatina, y de la sangre que como sol puede transformarse en gel irreversible. Cuando pierde agua y se obtiene una mayor masa de partículas dispersas y poco medio dispersante el producto es gelatinoso como la jalea.

Cuando el GEL puede llevarse nuevamente a SOL se presenta la gelificación reversible, pero cuando las micelas se agrupan formando flóculos grandes se llega a la COAGULACIÓN, estado no reversible.

Coloides hidrófobos. Se obtienen cuando las micelas no tienen afinidad con el medio dispersante (agua) y son menos estables, caso de la mezcla aceite – agua que con el tiempo se separan en dos capas definidas. Para lograr la estabilidad de la dispersión coloidal se requiere adicionar **EMULSIFICANTES** que rodean las partículas dispersas e impiden su agregación. Es el caso ya mencionado de aceite y agua que en ausencia de emulsificante se separan; pero si se añade jabón o detergente se estabiliza la emulsión. Un ejemplo muy común es el de la fabricación de mayonesa que apro-

vecha la presencia de la lecitina (emulsificante natural) en la yema del huevo para producir una excelente emulsión con el aceite vegetal.

Otras características de las micelas dependen de su superficie, tamaño y carga eléctrica.

Adsorción. Las partículas coloidales tienen una gran superficie respecto de su volumen y por su carga eléctrica pueden adsorber iones o partículas cargadas, gases y líquidos que las mantiene separadas y no precipitan.

Efecto Tyndall. Cuando un haz de luz atraviesa una disolución coloidal, las partículas dispersas tienen suficiente tamaño para dispersar la luz y el haz luminoso se hace visible. Este comportamiento no lo presentan las disoluciones verdaderas. Este efecto puede apreciarse cuando la luz de los faros de un automóvil incide en la niebla o cuando los rayos solares entran por la ventana en un cuarto semioscuro. Este efecto es más intenso a menor longitud de onda del haz luminoso; es decir que podría decirse que de preferencia se difractan el azul y el violeta. Es una de las razones que se pueden dar para explicar el color azul del cielo y el mar o los colores brillantes de un atardecer; este efecto es más pronunciado en tanto las partículas coloidales sean más grandes.

Estabilidad. En los coloides hidrófilos depende del grado de hidratación de las micelas y en los hidrófobos depende de la carga eléctrica que soportan las micelas que al generar repulsión tienden a mantenerlas separadas. Una forma de promover la interacción de las partículas es suministrándoles energía en forma de calor y por tanto provocando la precipitación. Al aumentar la temperatura el coloide se precipita como cuando se cocina un huevo, la clara se desnaturaliza y se obtiene un producto compacto. Otra forma es neutralizando las cargas sobre las partículas coloidales adicionando sustancias que produzcan iones, se produce la aglomeración y la precipitación. Es el caso de aguas que contienen alta concentración de ion calcio (Ca^{2+} , Mg^{2+}), las famosas aguas duras, que “cortan” el jabón, es decir destruyen la dispersión del jabón en el agua.

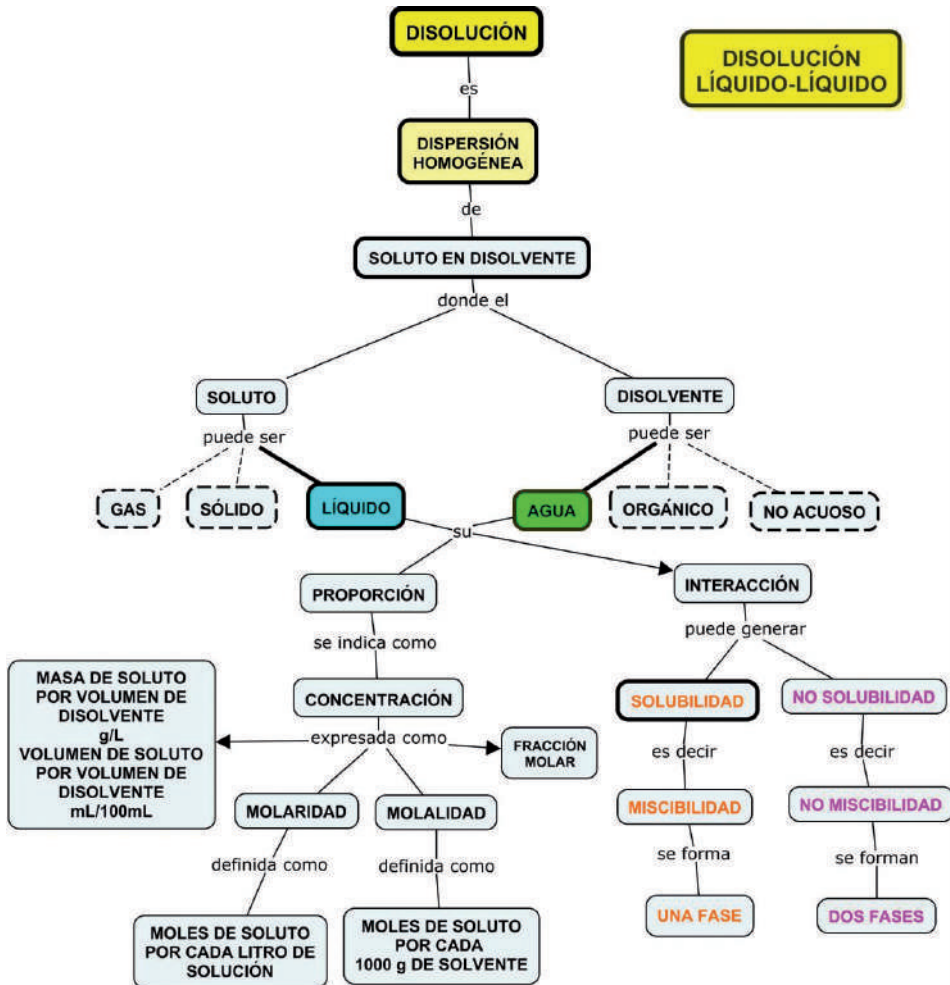
Movimiento Browniano. Al observar con la ayuda del microscopio una suspensión coloidal se observa un movimiento al azar de las partículas dispersas, que se atribuye a los choques con las unidades del medio dispersante.

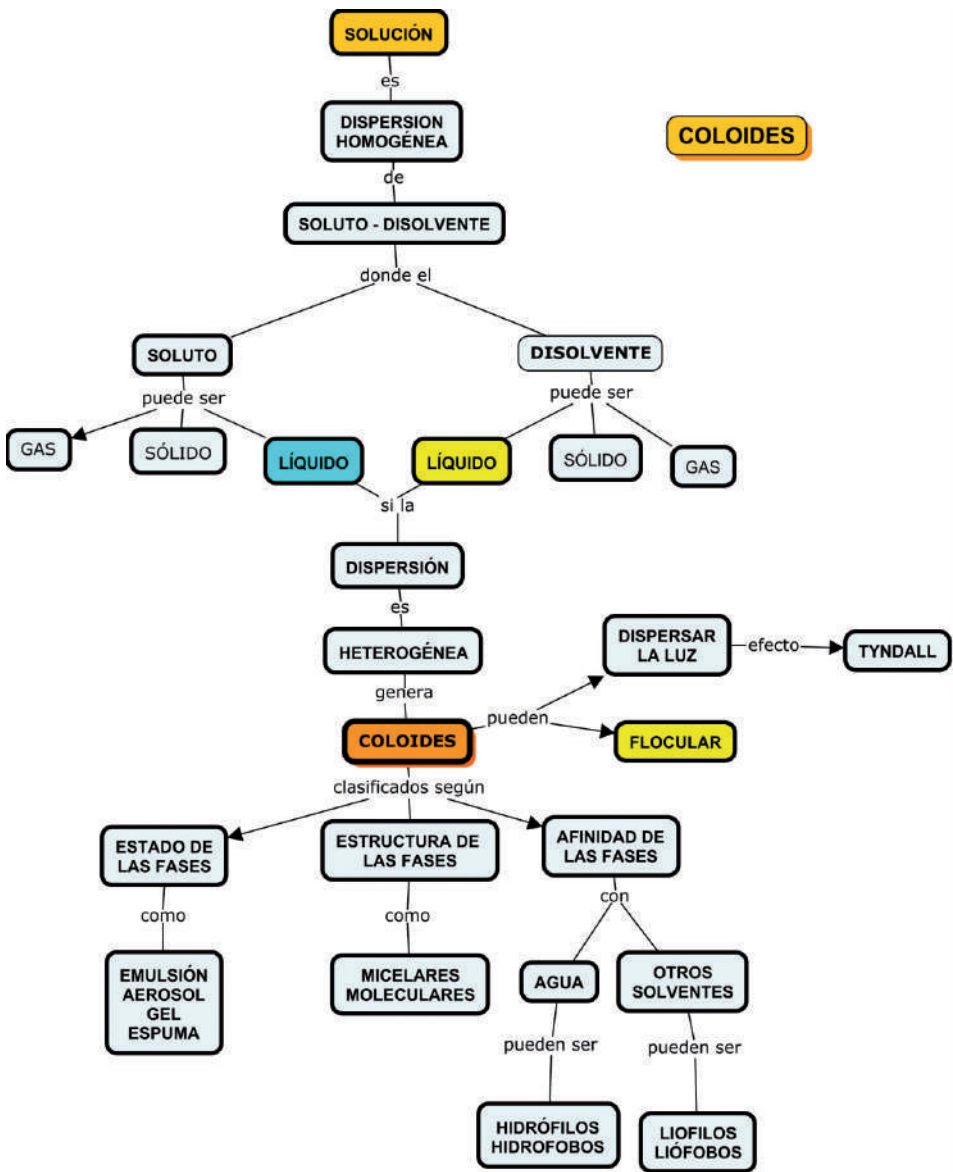
Se ha presentado una breve descripción sobre aspectos que se pueden considerar básicos de los coloides, que conforman un campo de trabajo muy amplio y de gran aplicación en las diversas actividades de la sociedad.



Bibliografía

- Whitten, Gailey, Davies, (1992). “*Química General*”, McGraw Hill, México, 3a. ed., pág. 346.
- Molly, B y Lawrence, S.(1996). “*Chemistry and Living Organism*”, John Wiley & Sons, Inc. N.Y. pág. 217.
- Michael, L y Guy, W. (1995). “*Thinking Chemistry*”, Oxford U. Press, Oxford, pag. 11.
- Mulet, J. M. (2017). “*La química del cocido de la abuela*”. <http://quimica-explicada.blogspot.com/> Consultado 20-11-17.
- Admin. (2017). “*Química Explicada*” : blog de divulgación científica, cuyo fin es acercar y dar a conocer a sus lectores el maravilloso mundo de la materia química. <http://quimica-explicada.blogspot.com/> Consultado: 20-11-18.
- Educar Chile.(NA). “*El portal de la educación. Fichas temáticas Disoluciones*”. <http://www.educarchile.cl/Portal.Base/Web/VerContenido.aspx?ID=133138> Consultado: 20-06-13.
- Cáceres, D., Muñoz, J.(2002). “*Comentarios sobre el discurso químico en la escuela*”. Universidad Nacional de Colombia, Programa RED, Bogotá, págs. 130-33
- Cheftel, J. Cheftel, H. Besançon, P. (1997). “*Introducción a la bioquímica y tecnología de los alimentos*”. Editorial Acribia, Zaragoza (España), Vol. 2 págs. 54 y 166.





4



¿Son todos los sólidos solubles en agua?

Disoluciones sólido en líquido - concentración

Introducción

El uso diario del agua genera numerosos fenómenos que se suceden a nivel molecular, y que se deben analizar para tener conciencia del uso racional que debemos dar a este recurso natural. Su importancia es tal que es el medio para la realización de infinidad de procesos tanto naturales como industriales y de la vida diaria. Inclusive muchos procesos que se han venido realizando desde el inicio de la formación de la Tierra, tienen como uno de sus factores principales el agua, por ejemplo las formaciones naturales de minerales como las estalactitas en las cavernas, que se usan como marcadores de edad.

Las disoluciones acuosas donde el soluto es un sólido, son las que se mencionan con mayor frecuencia, y con base en ellas, se desarrolla o soporta la descripción de la relación soluto disolvente, aspecto de fundamental importancia, como se evidencia en la lectura de etiquetas de productos de consumo diario en las comunidades.

Al igual que el caso de gases y líquidos las sustancias sólidas pueden ser solubles, poco solubles o insolubles, forma ésta muy vaga para describir las disoluciones; igualmente el proceso de disolución de los sólidos puede ser exotérmico o endotérmico dependiendo de la naturaleza del soluto y de la posibilidad de interacción física y química con el agua. Por ejemplo al disolver sal común, cloruro de sodio, se obtiene una disolución incolora; pero si la sal es de cobre, cobalto o níquel se obtiene una disolución coloreada, es decir que probablemente no es la simple obtención de partículas muy pequeñas sino que además se da algún tipo de interacción que genera un sistema que da color a la disolución.

Cuando leemos las etiquetas de productos de consumo encontramos expresiones para indicar la cantidad de soluto que contienen, generalmente expresada en porcentaje o partes por millón (ppm). En el área de la Química, además de estas expresiones se



usan unas específicas como molaridad, molalidad y fracción molar. En estas se destaca la molaridad y su relación con lo que se llama MOL, que puede “asimilarse” a cuando hablamos de docena, centena, millar donde se hace énfasis en el número de unidades y no en su masa. Sobre el tema de molaridad y mol volveremos en la lectura complementaria

Descripción

En esta actividad se plantean tres experiencias de laboratorio que contribuyen a la comprensión de la solubilidad y de la concentración molar de sustancias sólidas en agua, con aplicación en actividades comunes de la vida diaria y en la práctica en los laboratorios. Previo al desarrollo de la parte práctica se sugiere un cuestionario inicial que permite complementar la contextualización e indagar sobre los conceptos básicos que se necesitan para mejor comprensión de las experiencias propuestas; se enumeran los materiales necesarios para realizarlas, se plantean algunos puntos de reflexión, se sugiere una aplicación y se finaliza con una lectura complementaria sobre los fundamentos estudiados. Se propone un ejemplo de marco conceptual.

Conceptos iniciales. soluble, insoluble, capacidad disolvente.

Actividades

Cuestionario inicial.

- ¿Para usted qué es una disolución?
- ¿Todos los procesos de obtención de disoluciones son exotérmicos?
- Con referencia a una disolución ¿qué entiende con la expresión 18% m/V?
- ¿Qué unidades conoce para expresar la relación soluto solvente?
- ¿Considera operativa las expresiones concentrada o diluida para referirse a una disolución?
- ¿A nivel macroscópico qué eventos (comportamientos, manifestaciones) podrían observarse cuando se prepara una disolución?



Exploración

Experiencia No. 1. ¿Solubiliza el agua todos los sólidos?

Materiales

- 8 tubos de ensayo de 10 x 0,5 cm
- Jeringa de 5 mL.

- Cucharita de plástico o espátula pequeña.
- Rótulos para marcar los tubos.
- 2 varillas (agitadores) de vidrio o plástico.
- Gradilla para tubo de ensayo.
- Azúcar.
- Sulfato de cobre hidratado.
- Cloruro de sodio.
- Nitrato de sodio.
- Bicarbonato de sodio.
- Nitrato de cobalto(II).
- Sulfato de plomo.
- Sulfato de sodio.
- Sulfato de magnesio.
- Agua.



Desarrollo

Actividad previa. Es conveniente recordar los criterios observables para soluble e insoluble, como elemento importante durante el desarrollo de la experiencia.

- ❖ Marque los tubos 1 a 7.
- ❖ Adicione a cada tubo, con la cucharita o espátula de plástico, una pequeña masa del sólido correspondiente (ver cuadro). Tomar masas similares de cada sólido.
- ❖ Adicione a cada tubo aproximadamente 2 mL de agua (con la jeringa).
- ❖ Con la ayuda de la varilla agite las mezclas.
- ❖ Deje en reposo y anote las observaciones en el cuadro adjunto.

Registro de lo observado. Como se indicó, las observaciones se anotan en el cuadro sugerido.



Tubo	Sólido	Observación
1	Azúcar	
2	Cloruro de sodio (NaCl)	
3	Bicarbonato de sodio (NaHCO ₃)	
4	Sulfato de sodio (Na ₂ SO ₄)	
5	Sulfato de cobre (CuSO ₄)	
6	Sulfato de magnesio (MgSO ₄)	
7	Sulfato de plomo (PbSO ₄)	



Explicación. De acuerdo con la información obtenida, indique su criterio para establecer el comportamiento observado.



Discusión. Se podría orientar hacia la clasificación de las sustancias empleadas como solubles, insolubles. Promover la discusión sobre el color de la solución y qué podría plantearse sobre el comportamiento del sulfato de plomo.

Experiencia No. 2. ¿Qué entiende por concentración de una solución?

Materiales

- 6 tubos de ensayo de 10 x 0,5.
- Cucharita de plástico o espátula pequeña.
- Varilla de plástico o vidrio para agitar.
- Jeringa de 5 mL.
- Sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).
- Nitrato de cobalto en cristales ($\text{Co}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$).
- Agua destilada.



Desarrollo

Actividad previa. Advertir sobre el cuidado en la realización de la experiencia y el orden en la obtención de la información.

- ❖ Marque los tubos de 1 a 6.
- ❖ En los tubos 1 a 3 adicione masas pequeñas similares de sulfato de cobre pentahidratado.
- ❖ En los tubos 4 a 6 adicione masas pequeñas similares de nitrato de cobalto. Adicione agua así:

Tubo 1.	1 mL	Tubo 4.	2 mL
Tubo 2.	2 mL	Tubo 5.	3 mL
Tubo 3.	3 mL	Tubo 6.	4 mL

- ❖ Deje en reposo unos 2 minutos.
- ❖ Observe a contraluz las disoluciones de los tubos 1 a 3 y 4 a 6.

Registro de lo observado.

En el cuadro anote sus observaciones y comentarios.



Tubos	Observación	Conclusión
1 a 3		
4 a 6		



Explicación. Plantear sus explicaciones respecto de lo observado.



Discusión. Se sugiere tener en cuenta las variaciones (cualitativamente) de la relación soluto – disolvente. Sugerir la presentación en un cuadro de las relaciones identificadas. Posibles formas de expresar la relación. Plantear una posible definición de concentración.

Experiencia No. 3. ¿Sabe usted qué es una solución molar?

Materiales

- 6 tubos de ensayo de 15 mL x 0,5.
- Cucharita de plástico pequeña.
- Varilla de plástico o vidrio para agitar.
- 2 Jeringa de 5 mL (una para cada disolución).
- Agua destilada.
- Disolución A. Solución 0.1 Molar de cloruro de bario (BaCl_2).
- Disolución B. Solución 0,1Molar de sulfato de sodio (Na_2SO_4).

Desarrollo

Actividad previa. Es conveniente mencionar que la reacción es uno a uno, es decir

$\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ Igualmente es pertinente trabajar una primera aproximación de MOL. (ver lectura complementaria).

- ❖ Marque los tubos 1 a 6.
- ❖ Adicione a cada tubo 4 mL. de la disolución de sulfato de sodio (Na_2SO_4) medidos con la jeringa 1.
- ❖ Adicione a cada tubo con la jeringa 2 el número correspondiente de mL. de disolución de cloruro de bario (BaCl_2) así: al marcado con 1 añadir 1 mL; al marcado con 2 añadir 2 ml y así sucesivamente.
- ❖ Con la ayuda de la varilla agite las mezclas. Dejar en reposo.





Registro de lo observado.

Anote las observaciones en el cuadro adjunto.

Tubo No	mL. Na ₂ SO ₄	mL. Ba Cl ₂	V de disolución	Observación



Explicación. En una primera aproximación interpretar las diferencias encontradas en las observaciones de los tubos.



Discusión. Puede ser un poco extensa por las implicaciones que tiene y los cálculos que se propone efectuar. Tomando como base que la reacción:



es mol a mol y que el producto final es un sólido muy insoluble, anote en la siguiente tabla para cada tubo la cantidad final en moles de cada una de las sustancias presentes y el volumen final. Los resultados de los cálculos podrían consignarse en el cuadro adjunto siguiente y discutir su ejecución.

A número del tubo.

B moles de Na₂SO₄ añadidos inicialmente en cada tubo.

C moles de BaCl₂ añadidos a cada tubo.

D moles de BaSO₄ formados en cada adición.

E moles de Na₂ SO₄ residuales después de cada adición.

F moles de BaCl₂ residuales después de cada adición.

G Volumen de disoluciones en cada tubo al final de la experiencia.

A	B	C	D	E	F	G

Con base en los datos se sugiere establecer:

- Moles de BaSO_4 precipitadas.
- Composición y concentraciones molares finales en los tubos 4 y 6.

Sugerencia de reflexión final. Podría orientarse a responder algunos interrogantes, como:

- ¿Cómo puede responder al interrogante que se plantea en el título de la experiencia?
- ¿Qué diferencia existe entre “cantidad de sustancia” y “concentración”?
- ¿Para usted qué es un mol?
- ¿Qué entiende por disolución 1 M? ¿Y por disolución 0,1 M?

Aplicación

Escoja el empaque de tres medicamentos en diferentes presentaciones: jarabe, inyectable y pastillas o grajeas, que encuentre en su hogar y exprese cómo entiende la concentración de los ingredientes en la formulación.



Lectura complementaria. Mol – Molaridad



En general cuando se habla de disoluciones se encuentra referida de alguna manera a la proporción en que se encuentran el soluto y el disolvente. Como se mencionó al leer las etiquetas de productos de consumo diario se encuentran expresiones como % p/v; % p/p; %v/v; ppm (partes por millón).



De forma similar en procesos químicos se usan diferentes formas como molaridad, fracción molar y molalidad, lo cual nos lleva a reflexionar sobre el concepto de MOL y algunos aspectos relacionados.

Este concepto genera dificultades en los estudiantes y generalmente su aprendizaje se orienta a la aplicación de una definición para la resolución de ejercicios, pero surgen inquietudes en los laboratorios escolares porque no se dispone de una balanza para medir moles, sino gramos, kilogramos, libras. Son comunes las dudas respecto a ¿qué es MOL? por la diversidad de definiciones que se encuentran y que llevan a preguntar: ¿es una unidad?, ¿es una masa?, ¿es un número?, ¿es un volumen?

Para acercarnos a este concepto es importante conocer algunos aspectos sobre su origen y características.

Diversos autores presentan, como es de esperar, diferentes desarrollos para llegar al concepto de MOL. Uno de estos es comenzar por el término MOL que según historiadores de las ciencias probablemente fue introducido por William Ostwaldt en el año 1896. En latín “moles” significa “montón” y aquí aparece una primera aproximación, interpretándola como “montón” muy grande de entidades y por tanto como un número no definido de entidades o unidades presentes.

El camino para llegar a este punto se concretó por el trabajo de varios científicos, cuyos aportes contribuyeron tanto al desarrollo del concepto como a hacer claridad sobre su sentido y aplicación.

A continuación se mencionan 5 aspectos que contribuyen a la fundamentación y que están incluidos en los temas propuestos en Química para la educación básica y media. Estos son:

1. Naturaleza de la materia.

La materia está constituida por unidades fundamentales llamadas átomos de diferentes clases y que tienen masa.

2. Leyes de composición.

La interacción (reacción) de las sustancias se describe por las leyes de composición definida y proporciones múltiples.

3. Reacciones en estado gaseoso.

Uno de los pilares en el desarrollo de la Química fueron las reacciones en estado gaseoso, descritas por la conocida “ley de volúmenes de combinación” planteada por Gay Lussac.

4. Interpretación de lo que es una reacción química.

Las unidades constitutivas de las sustancias interaccionan y se reorganizan, dando como resultado los productos siguiendo una proporción característica.

5. Gases y temperatura.

La conocida Ley de Gay Lussac: Los sistemas gaseosos se dilatan en la misma proporción bajo un aumento dado de la temperatura; es decir que esta relación es “independiente de la naturaleza del gas”. En otras palabras, a una temperatura dada el comportamiento de sus unidades constitutivas es igual, lo que llevó a Amadeo Avogadro (1776-1856) a formular su famosa hipótesis.

6. Hipótesis de Avogadro.

Este científico con base en el descubrimiento de Gay Lussac planteó: “cualquier sustancia gaseosa a una temperatura determinada, tiene el mismo número de unidades constitutivas, sean átomos o moléculas, por unidad de volumen”. Es la conocida HIPÓTESIS DE AVOGADRO, que orientó la actividad de los científicos que contribuyeron al desarrollo de la escala de masas atómicas y la composición, inicialmente del agua.

Ante la imposibilidad de determinar las masas de las unidades individuales por su tamaño, es de esperar que por pequeña que sea la masa que se tome de materia el número de unidades o partículas es muy grande.

Con base en lo hallado en los trabajos experimentales, la actividad en adelante se dedicó a estructurar una escala para lo cual se escogió un patrón y la magnitud de la unidad mínima. A mediados del siglo XIX se seleccionó el oxígeno como elemento patrón y se le asignó un valor de 16 u.m.a. (Unidad de Masa Atómica) y se definió como:

$$1 \text{ u.m.a.} = (1/16) \text{ de la masa del átomo de oxígeno}$$

y la masa del átomo de hidrógeno como 1 u.m.a. **Posteriormente se seleccionó como elemento patrón al carbono y así 1 u.m.a = (1/12) de la masa de un átomo de carbono.**

Con los elementos brevemente descritos se puede plantear una aproximación al concepto de MOL, teniendo en cuenta:

- En las actividades diarias de una industria o laboratorio se manejan masas en gramos, kilos, toneladas.
- En las reacciones químicas interactúan unidades de las sustancias (átomos, moléculas) en una determinada proporción según el compuesto que se obtenga; es decir en una determinada reacción química se requiere tomar masas de los reaccionantes, tales que se disponga del número adecuado de unidades para que la interacción sea completa. Por ejemplo si el producto es óxido de magnesio (MgO), las masas que se tomen deben ser tales que la **relación de las unidades presentes** de magnesio (masa m_1) respecto de las unidades de oxígeno (masa m_2), debe ser



1:1. Debe tenerse en cuenta si las unidades son mono o biatómicas como es el caso del oxígeno.

Se puede plantear una primera “definición” de MOL.

“Masa de una sustancia que contiene un número de unidades constitutivas como moléculas de oxígeno (O_2) hay en 32 g. de este elemento”.

Generalizando podemos decir en el caso de gases naturalmente biatómicos, su mol expresado en gramos es el valor de la masa atómica multiplicada por 2 por ejemplo el cloro (Cl_2) 1 mol = 71 g, en cambio el amoníaco (NH_3) su mol es 17g ($N=14 + 3H=3$). En general, ésta masa para todos los gases contienen el mismo número de unidades constitutivas y además a condiciones normales de presión y temperatura (CN), ocupan 22,4 litros. Las condiciones normales son: 25°C de temperatura y 1 atmósfera de presión.

Este comportamiento da lugar a otra “definición” de MOL

“Masa en gramos de una sustancia que en estado gaseoso a C.N. ocupa un volumen de 22,4 L”.

Una conclusión inicial podría ser:

MOL es una masa en gramos que guarda relación con el número de unidades presentes en esa masa.

Pero ¿cuál es el número de entidades presentes en un mol?

Para responder a esta inquietud es pertinente mencionar situaciones que manejamos como un todo y que empleamos sin que llame especial atención; son la docena, la resma, la gruesa que se refiere a unidades numéricas, pero su diferencia con MOL es grande. En ellas los elementos son contables físicamente a simple vista, pero en el MOL las unidades no se ven.

Los métodos desarrollados para determinar el llamado NÚMERO DE AVOGADRO son variados y se basan, la mayoría, en el modelo cinético molecular de los gases; es el caso de Loschmidt en 1865; Kelvin en 1870; Raleigh en 1899 y Perrin en 1923. Otros se basan en la desintegración radioactiva, difracción de rayos X, electrólisis y película delgada. En cada uno de ellos los valores hallados son diferentes pero cercanos. El valor aceptado es $6,02 \times 10^{23}$ y es la base para otra “definición” de MOL.

“Masa en gramos de un elemento o compuesto que contiene $6,02 \times 10^{23}$ unidades constitutivas”.

Esta definición amplía su aplicación pues las unidades pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, fotones. Pero se debe ser consciente de la magnitud de este número. Al respecto en la literatura se encuentran comparaciones que utilizando elementos descriptivos dan una idea de su magnitud que es muy grande pero finita (Doris,1978).

La “definición” oficial de MOL en el Sistema Internacional de Unidades es:

“Cantidad de sustancia que contiene tantas unidades como átomos están presentes en 0,012 kg del isótopo del carbono (^{12}C)”.

Debe anotarse que no es una unidad porque su valor depende del elemento o compuesto respectivo.

Vista desde otra perspectiva, MOL indica la masa de elementos y/o compuestos que reaccionan de acuerdo a la ecuación química balanceada; es decir que en una reacción química se escoge una determinada masa, diferente para cada elemento o compuesto, en las que la proporción de unidades es la adecuada para que la reacción se realice completamente.

Retomando la relación soluto - disolvente, una de las más empleadas es la de MOLARIDAD, definida como el número de moles de la sustancia presente por cada litro de disolución. Por ejemplo, si una disolución de sacarosa (azúcar) contiene 342 g. (1 MOL) por cada litro de disolución, es **1 molar**. Como se pueden trabajar múltiplos y submúltiplos, una disolución **0,1 molar** de sacarosa contendrá 34,2 g. de soluto por litro de disolución. Si de esta disolución se toman 100 mL, seguirá siendo 0,1 M con una masa de soluto presente de 3,42 g.

Para determinar la masa correspondiente a 1 mol de un compuesto se usa la composición descrita por la fórmula química correspondiente y consultando la masa de cada elemento en la escala de masas atómicas.

Ejemplos.

Compuesto	Masas atómicas	MOL
Cloruro de calcio: CaCl_2	Masa de 1 mol de Ca: 40 g Masa de 2 moles de Cl: 71g	$(40 + 71) = \mathbf{111\ g}$
Sulfato de magnesio (MgSO_4)	Masa de 1 mol de Mg: 24 g. Masa de 1 mol de S: 32 g. Masa de 4 moles de O: 16×4	$24+32+(16 \times 4) = \mathbf{120\ g.}$
Amoniaco: NH_3	Masa de 1 mol de N: 14 g. Masa de 3 moles de H: 3 g.	$14 + 3 = \mathbf{17\ g.}$
Sulfato de cobre Pentahidratado: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Masa de 1 mol de Cu: 63,5 g. Masa de 1 mol de S: 32 g. Masa de 1 mol de H: 1 g. Masa de 1 mol de O: 16 g.	$63,5+32+(16 \times 4)+$ $5(2+16) = \mathbf{249,5\ g}$



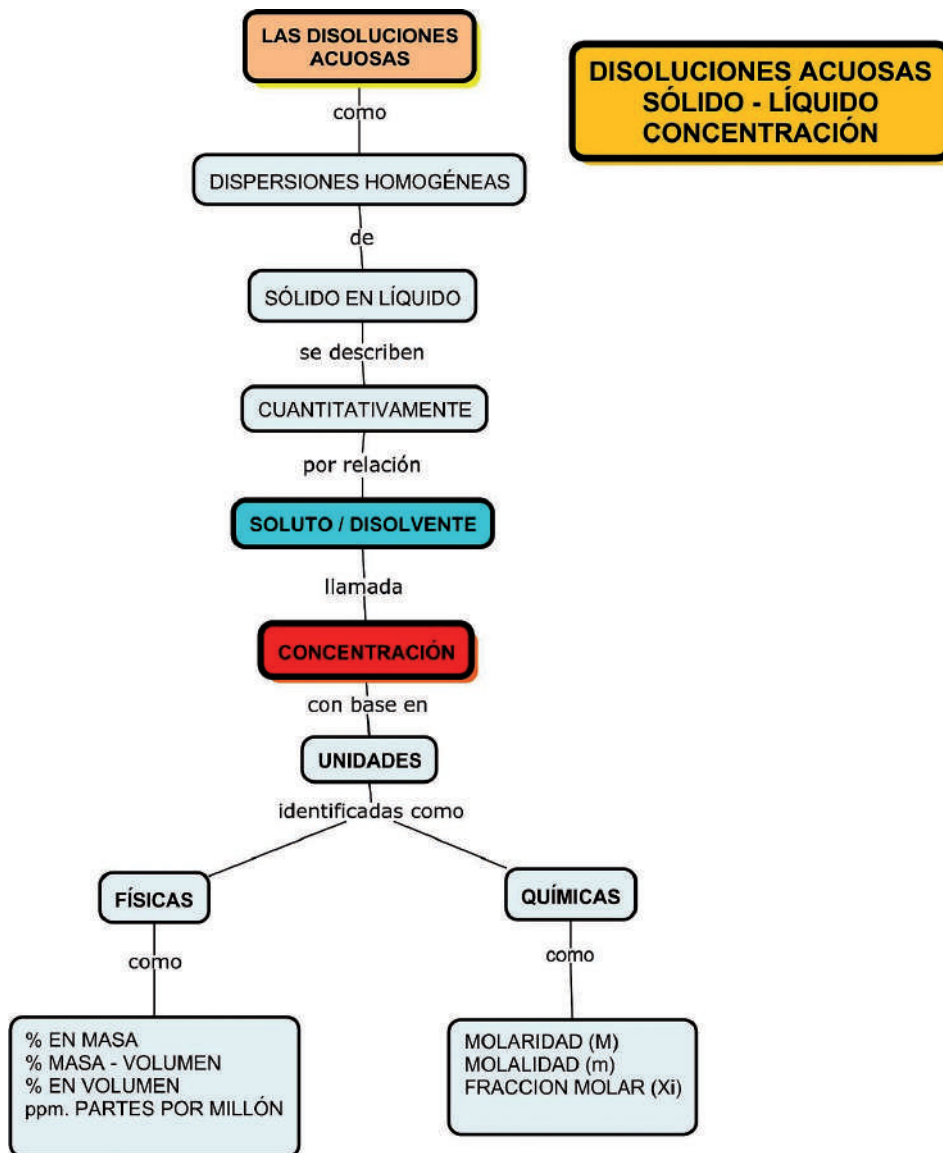
¿Cómo se preparan 500 mL de una disolución 0,5 M de sulfato de cobre pentahidratado? Con la información anterior se puede responder aplicando la definición de molaridad.

1 L de disolución 0,5 M contendrá media mol de la sal, es decir 124,75 g; por tanto, los 500 mL de disolución contendrán 62,4 g. es decir 0,25 moles. Para preparar la disolución se toma de una masa de 62,4 g. de la sal y se adiciona agua hasta obtener 500 mL.

En los módulos de dilución y estequiometría se volverá sobre este tema.

Bibliografía

- Doris, K. (1978). “*The Mol* “. J. Chem. Educ. 55, 728-32. Consultado: 10-05-13
- Gray, H. Gray, G. (1969). *Principios básicos de Química*. Editorial Reverté, México. Págs. 1-25, 6-1.
- Lockermann, G. (1960). *Historia de la Química 2*. Manuales UTEHA, No. 13/13^a. Págs. 23, 77, 129.





5

¿Podemos disolver más sal en el agua de mar?

Saturación – insaturación

Introducción

¿Recuerdas la primera vez que probaste, sin querer, el agua de mar? ¡huy qué salada!; si no lo has hecho aún, seguramente algún día la probarás y te admirará su profundo sabor salado y la extraña sensación de los depósitos de sal que se forman sobre tu cuerpo al evaporarse el agua por acción del sol. A diario disuelves sustancias en líquidos y seguramente te habrás preguntado hasta que cantidad de dicha sustancia podrás añadir para saturar el volumen de agua con que estás trabajando; si el agua disuelve todas las sustancias en la misma cantidad o si existe algún límite o te admirarás de datos como que el agua de mar contiene en promedio 35,5 gramos de sales por litro pero que su concentración difiere en las diferentes localidades. Estos y muchos otros interrogantes o afirmaciones motivan el estudio de los conceptos de saturación, sobresaturación e insaturación que se presentan en esta actividad.

Como complemento te sugerimos ver la presentación en Power point que se indica en internet como imágenes de PAMUKKALE.

Descripción

En esta actividad se describen dos experiencias orientadas hacia la comprensión del aspecto de la relación soluto – solvente que se conoce como saturación, sobresaturación, insaturación (no saturada), es decir en los límites de solubilidad de un determinado soluto en función de la temperatura. Previamente al desarrollo de la parte práctica se sugiere un cuestionario inicial que permite complementar la contextualización e indagar sobre los conceptos básicos que se requieren para una mejor comprensión de las experiencias propuestas, en cada una de sus partes. Se enumeran los materiales necesarios para realizarlas, se plantean algunos puntos de reflexión, se sugiere una aplicación y se finaliza con una lectura complementaria donde se presenta un breve



análisis con base en la representación gráfica de la solubilidad y su relación con la temperatura. Se incluye una propuesta de marco conceptual.

Conceptos previos. Disolución, soluto, solvente o disolvente, plano cartesiano, curva de solubilidad.

Cuestionario inicial.



- ¿Qué entiende por solubilidad?
- ¿Tiene el agua igual capacidad para disolver diferentes sustancias?
- ¿Qué entiende por disolución saturada?
- ¿Qué entiende por disolución sobresaturada?
- ¿Qué entiende por disolución no saturada?
- Si tiene una disolución saturada de nitrato de potasio a 50°C y se enfría a 20°C, ¿se observaría algún cambio?

Exploración.

Experiencia No. 1. Límite de saturación

Materiales.

- Cada grupo necesita:
- 8 tubos de ensayo de 10 x 0,5 cm.
- Soporte para los tubos de ensayo- (gradilla o vaso de precipitados)
- Pinzas para tubo de ensayo.
- Cuatro cucharitas plásticas o espátulas pequeñas.
- Mechero u otro medio calefactor.
- Sal común (NaCl).
- Bicarbonato de sodio
- Sulfato o nitrato de potasio
- Azúcar
- Agua destilada.



Desarrollo

Actividad previa. Se sugiere hacer énfasis en la importancia del proceso de observación para describir los cambios que se presentan, el registro del número de porciones adicionadas en cada caso y el cuidado en el proceso de calentamiento. Hacer énfasis en que el proceso es cualitativo.

Parte A

Coloque el mismo volumen (2 a 3 mL) de agua en los dos tubos (marcados 1 y 2) que utilizará para observar el comportamiento de cada sustancia.

- ❖ Inicie adicionando, con el cabo de la cucharita o espátula, pequeñas masas, aproximadamente iguales, de una de las sustancias, al primer par de tubos y márkuelos para identificar la sustancia.
- ❖ Agite cuidadosamente después de cada adición hasta disolución completa, si es el caso.
- ❖ Continúe adicionando pequeñas masas de la sustancia escogida a cada tubo y agite. Anote cuantas porciones va añadiendo en cada tubo.
- ❖ Cuando aparentemente ya no hay disolución porque se observan cristallitos sin disolver, caliente cuidadosamente (aprox. 70°C) uno de los tubos (2) y deje el otro en reposo sin calentar (1).

Parte B

- ❖ Siga adicionando al tubo caliente (2) pequeñas cantidades similares de sustancia cada vez hasta que no se observe disolución del sólido adicionado. Anote el número de porciones que adicionó en total al tubo caliente.
- ❖ Deje enfriar el tubo hasta temperatura ambiente.
- ❖ Repita el procedimiento con cada una de las otras sustancias.
- ❖ Anote sus datos en la siguiente Tabla.

Sustancia	Parte A		Parte B	Total		Diferencia
	Porciones adicionadas		Porciones adicionadas	Porciones adicionadas		Porciones adicionadas
	Tubo 1	Tubo 2	Tubo 2	Tubo 1	Tubo 2	Tubo 2 – Tubo 1
Sal común (NaCl)						
Bicarbonato de sodio (NaHCO ₃)						
Sulfato de potasio (K ₂ SO ₄)						
Azúcar (C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁)						

- ❖ Construya una gráfica de barras que representa el número de porciones adicionadas hasta obtener la saturación en las ordenadas, y en las abscisas la sustancia de trabajo en las opciones frío (tubo 1) y caliente (tubo 2). La altura de la barra es el límite de saturación para las dos condiciones.



Registro de lo observado

En el cuaderno de laboratorio copie el cuadro sugerido y anote la información obtenida durante la experiencia.



Explicación. Analice las diferencias encontradas y proponga una explicación.



Discusión. Se sugiere trabajar con el concepto de solubilidad, su dependencia de la temperatura y la variación de la solubilidad de una sustancia a otra y concretar el concepto de saturación.

Experiencia No. 2. ¿Cómo se afecta la solubilidad por variación de la temperatura?

Materiales

- Tubo de vidrio de 10 mm (diámetro) por 15 cm de longitud cerrado en un extremo.
- 2 vasos de precipitados de 100 mL.
- Termómetro de laboratorio hasta 100°C.
- 1 vaso de precipitados de 150 mL para el baño.
- 1 vaso de 100 mL para preparar la disolución.
- Mechero u otro medio de calentamiento.
- Permanganato de potasio (KMnO_4).
- Cubos de hielo.
- Agua destilada.



Desarrollo

Actividad previa. Es preciso advertir sobre el cuidado en el proceso de calentamiento, y la agitación cuidadosa durante el enfriamiento del baño.

- ❖ Marcar el tubo de vidrio hasta altura de 6 a 10 cm
- ❖ Calentar agua cerca a la ebullición en el vaso de 150 mL para el baño calefactor.
- ❖ Preparar en el otro vaso la disolución de permanganato de potasio, disolviendo aproximadamente 12 g. de sal en 60 mL de agua calentada previamente a un punto cercano a la ebullición, adicionando pequeñas porciones de permanganato, agitando después de cada adición hasta disolución completa.

- ❖ Adicionar la disolución caliente de permanganato al tubo hasta la marca seleccionada.
- ❖ Introducir el tubo con la disolución y el termómetro en el baño calefactor.
- ❖ Cada 5 min. registrar la temperatura y las características de la disolución coloreada.
- ❖ Cuando el baño alcance la temperatura ambiente adicionar cubos de hielo y 5 min después registrar la temperatura y características de la disolución.

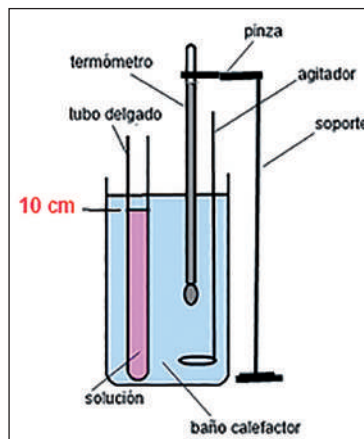


Fig. 1

Registro de lo observado.

En el cuaderno de laboratorio anote los datos en una tabla y escriba sus observaciones.



Explicación. A qué se debe el comportamiento observado.



Discusión. Orientar la discusión hacia la explicación del comportamiento observado y plantear como podría recuperar la totalidad del sólido utilizado.

Aplicación

- Investigue sobre la obtención de la sal común (NaCl) a partir del agua de mar y en las minas terrestres-
- Investigue sobre las aguas termales como fuente de materias primas para la industria.



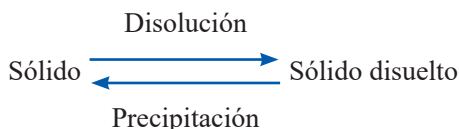
Lectura complementaria 1. Solubilidad y temperatura.



En general cuando se toca el tema de disoluciones siempre se piensa en uno o más solutos dispersos y un disolvente (agua) y los estudiantes a diferente nivel trabajan algunos aspectos de las disoluciones, de preferencia, resolviendo ejercicios sobre concentración; sin embargo, se presentan muchos vacíos en el aspecto conceptual, principalmente en el concepto de solubilidad y su dependencia de diversos factores.



En el proceso de disolución de un soluto en un solvente, podríamos pensar en un comienzo, que al entrar en contacto se presenta una migración de partículas del soluto hacia el solvente aumentando progresivamente su presencia. Pero la migración contraria también puede presentarse y será mayor en cuanto aumenta la cantidad presente en disolución. Estos dos procesos pueden alcanzar el equilibrio en donde:



Con el tiempo no variará la cantidad de soluto en la disolución, es decir se ha saturado la capacidad como disolvente con ese soluto. Para una masa dada de disolvente la capacidad de aceptar es diferente para cada soluto, es lo que se denomina SOLUBILIDAD. Es decir que para solutos con baja solubilidad la capacidad del disolvente se satura con poco soluto; en tanto que para solutos muy solubles el disolvente acepta una mayor cantidad.

¿Cómo se afecta la solubilidad? En los gases la presión es uno de los factores principales, pero en los sólidos el factor más importante es la temperatura, llegándose a disponer de procedimientos para separar mezclas de solutos basados en el cambio de la temperatura. Para esto se debe conocer la curva de solubilidad correspondiente. Como ejemplo en la figura 2 se muestra el comportamiento de la solubilidad de dos sustancias en función de la

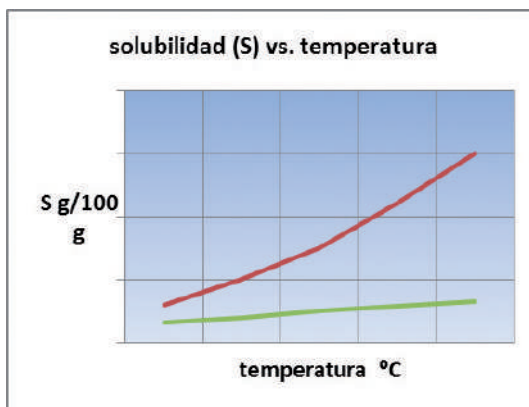


Fig. 2

temperatura. Debe anotarse que las curvas de solubilidad son generadas por información experimental. La gráfica roja (superior) corresponde al compuesto nitrato de potasio (KNO_3). La gráfica inferior corresponde al compuesto sulfato de potasio (K_2SO_4).

Como puede verse en estos compuestos con diferente anión, su comportamiento de la solubilidad en función de la temperatura es bastante diferente. Esto indica que además de la temperatura existen otros factores que influyen en la solubilidad de un compuesto, en este caso en agua.

Para explicar las dos experiencias realizadas se propone un análisis de los resultados siguiendo una reflexión de (Raviolo, 2001), quien plantea que una adecuada comprensión de este tema implica varios aspectos:

- Capacidad para explicar y describir a nivel macroscópico, es decir a nivel de aplicación y experimentación.
- Descripción a nivel microscópico: átomos, moléculas, iones.
- Uso a nivel simbólico: símbolos, fórmulas, ecuaciones.
- Establecer la integración entre los tres aspectos mencionados.

Igualmente expresa que la instrucción generalmente se realiza a nivel simbólico, que en la realidad es el más abstracto de los tres. Sugiere como muchos otros autores que el tratamiento del tema debe tener una alta componente gráfica, como hoy en día se encuentra en un gran número de sitios de internet.

Es claro que la solubilidad, en este caso en agua, de las diferentes sustancias es una información de origen experimental, es decir que teóricamente no se puede predecir si una sustancia es soluble o no. Las varias tablas de solubilidad de sustancias que se encuentran en la literatura se construyeron a partir de información experimental.

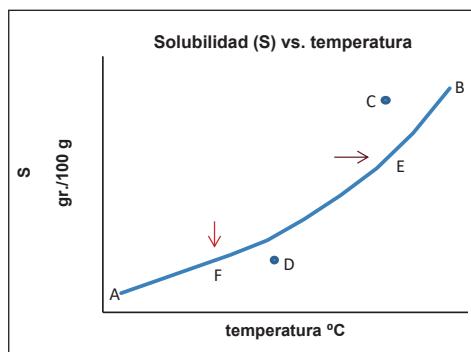


Fig. 3

A partir de la representación gráfica de la solubilidad (S) en función de la temperatura, generalmente en la instrucción no se va más allá de plantear que la solubilidad es directamente proporcional a la temperatura (como el caso mostrado por la figura 3), pero no se hace una lectura algo más amplia que incluiría:

- ¿Qué interpretación se da cuando se realiza un desplazamiento a lo largo de la gráfica, A - B?
- ¿Qué se puede decir cuando el sistema se encuentra en el punto C?
- ¿Qué se puede decir si el sistema se encuentra en el punto D?
- ¿Qué se observaría cuando se va del punto C hacia la gráfica, punto E.
- ¿Qué se observaría cuando se hace un desplazamiento del punto D hacia la gráfica, punto F?

Estas son algunas de las inquietudes que se deben analizar para construir un concepto más elaborado de disolución y sus propiedades.

Un buen ejercicio es analizar brevemente cada uno de los aspectos mencionados, basados en la Fig. 4 de solubilidad (S) expresada en gramos de soluto por cada 100 gramos de agua en función de la temperatura.



El desplazamiento a lo largo de la gráfica, sea de A hacia B o viceversa, describe la disolución saturada, es decir indica la máxima masa de soluto que se puede disolver S (solubilidad) por cada 100 g. de agua, en función de la temperatura. Con base en el modelo cinético molecular de la materia, la gráfica corresponde al llamado equilibrio de disolución, proceso dinámico en el cual se dan dos procesos simultáneos.

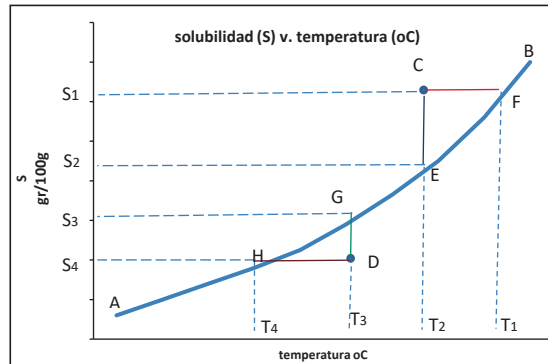


Fig. 4

Sólido sólido \longleftrightarrow en disolución

La concentración a la cual se presenta este equilibrio dinámico se denomina SOLUBILIDAD y varía con la temperatura.

- Si el sistema soluto –disolvente se ubica en el punto C, indica que la disolución a la temperatura T_2 está sobresaturada; contiene mayor cantidad de soluto de la que le corresponde; tiene exceso de soluto. En tales condiciones el sistema puede tener dos caminos.
- El sistema se desplaza en el sentido de eliminar el exceso de soluto (línea azul) separándose de la disolución hasta interceptar la curva de solubilidad (punto E), donde la disolución alcanza la saturación y la solubilidad es S_2 .
- Otro camino para alcanzar la saturación es que externamente se aumente la temperatura (línea roja) hasta interceptar la curva de solubilidad (punto F) y ahora la solubilidad es S_1 a la temperatura T_1 .

Si el sistema soluto-solvente se encuentra en el punto D, indica que la disolución está por debajo de la saturación (insaturada). Al igual que en el caso anterior para llegar a la saturación se pueden plantear dos caminos.

- A temperatura constante adicionar el soluto necesario para alcanzar la curva de solubilidad (línea verde) en el punto G y la solubilidad es S_3 a temperatura T_3 .
- El otro camino es disminuir la temperatura (línea morada) hasta interceptar la curva de solubilidad (punto H) y la solubilidad es S_4 a temperatura T_4 .

Con este análisis realizado sobre la gráfica de solubilidad en función de la temperatura se aportan elementos para concretar el concepto de saturación e insaturación. Igualmente es claro que se puede hablar de solubilidad cuando se tiene una diso-

lución saturada a una temperatura determinada. **Desde otra perspectiva se puede concluir que 100 g. de agua se pueden saturar con diferente masa de soluto a medida que la temperatura aumenta.** En el caso inverso si se tiene una disolución saturada, digamos a la temperatura T_1 (punto F) y se lleva a la temperatura inferior (T_2) se separa de la disolución (precipita) parte del sólido disuelto para alcanzar la saturación a la nueva temperatura.

En la figura 5 se representa la experiencia en que se parte de una disolución saturada a temperatura alta y por tanto una determinada solubilidad, tubo de la derecha. A medida que nos desplazamos hacia la izquierda la temperatura disminuye, la solubilidad disminuye y se va depositando una mayor

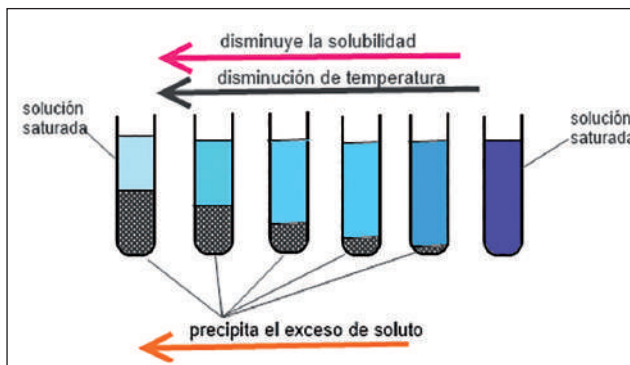


Fig. 5. Relación temperatura-solubilidad.

masa de soluto, en equilibrio con el sólido disuelto a cada temperatura. A medida que la temperatura disminuye la disolución es cada vez menos concentrada porque se ha separado mayor masa de soluto, pero sigue siendo una disolución saturada. Este tipo de representación es muy utilizada por varios autores en diversas publicaciones.

Con base en lo expuesto se pueden plantear algunas conclusiones:

- Es posible preparar disoluciones de diferente relación soluto solvente (concentración) siempre que estemos ubicados en la zona de la curva comprendida entre A y B y el eje de la temperatura, claro está para el sistema descrito por la gráfica presentada.
- Las disoluciones sobresaturadas son inestables y ya sea por adición de cristales de soluto o agitación se precipita el exceso de soluto hasta alcanzar la saturación a una temperatura determinada.
- Como se observó en la experiencia, a medida que se aumenta la temperatura se puede solubilizar más masa de soluto, pero al enfriar se separa de la disolución una fracción del soluto disuelto porque la solubilidad disminuye. Con referencia a la gráfica presentada corresponde al desplazamiento sobre la curva de solubilidad de B hacia A.

Trabajo pedagógico.

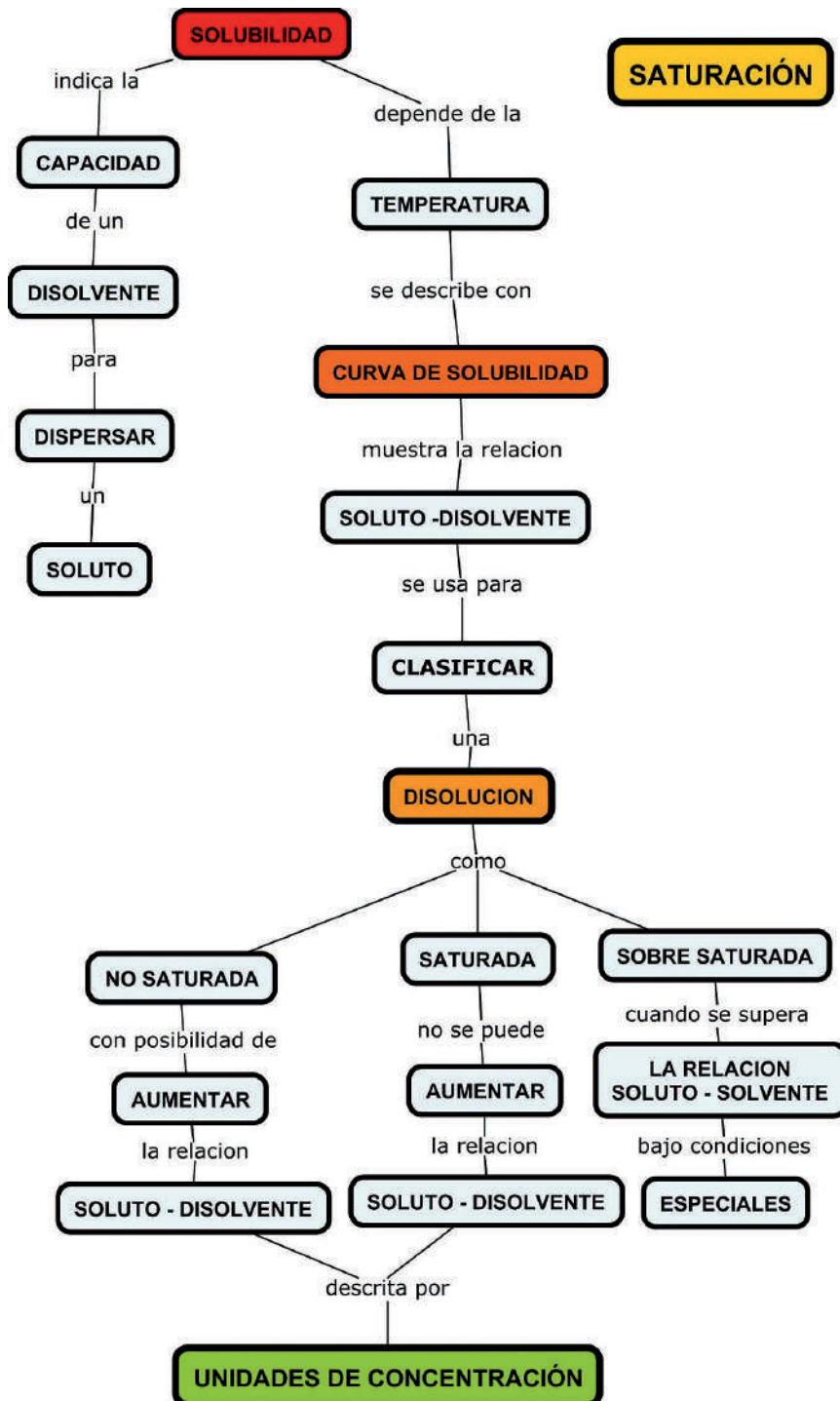
Indagar sobre la importancia de los sitios geográficos:



- Salar de Uyuni (Bolivia) y mar Muerto (Israel), como fuentes naturales de materiales para procesos químicos industriales.

Bibliografía

- Cáceres, D. y Muñoz, J. (2002). *Comentarios sobre el discurso químico en la escuela*. Universidad Nacional de Colombia, Programa RED. Bogotá. Págs.130-133.
- Molly, B. y Lawrence, S. (1996). *Chemistry and Living Organism*. John Wiley, Sixth. Ed. N.Y.
- Pamukkale Turquía. (NA). *fotos de una región natural afectada por disoluciones saturadas*. [Google.com.co/search?q=pamukkale&oeq=pamm&aqs=Chrome.q.69i57j0i5.6213j0j8&sourceowwid=chr](https://www.google.com/search?q=pamukkale&oeq=pamm&aqs=Chrome.q.69i57j0i5.6213j0j8&sourceowwid=chr) Consultado: 08-11-13.
- Raviolo, A. (2001). *Assessing Students Conceptual Understanding of Solubility Equilibrium*. *Journal of Chemical Education*. 78,629.





6

Dilución – disoluciones patrón

Introducción

En la vida diaria a nivel doméstico, de producción industrial y control de bienes consumibles o no, es común el uso de disoluciones, en una variada gama de concentraciones, desde muy altas hasta muy diluidas, que pueden dar lugar a la pregunta. ¿Cómo se preparan si no se dispone de balanzas para medir masas extremadamente pequeñas? La respuesta es: mediante **dilución**.

Este proceso es hoy en día de amplia aplicación en el desarrollo de numerosas actividades por parte de las comunidades industriales, de salud, agrícolas, y de aquellas que tienen estrecha relación con el conocimiento, contaminación y preservación del ambiente; esto conlleva la importancia de tener claridad sobre los procesos de dilución y su manejo a nivel conceptual y operativo, por los cuales se logra obtener disoluciones muy diluidas

En la realización de diferentes actividades en la vida diaria, así como en el trabajo experimental, con frecuencia nos enfrentamos a la necesidad de **medir**, para lo cual se emplean sistemas de comparación o **patrones** sobre los cuales se tiene un grado aceptable de certeza y han sido estudiados, y reunidos en el Sistema internacional de unidades (SI).

El tema que siempre se menciona o toma como ejemplo es el metro patrón, que históricamente hace referencia a una varilla de platino, guardada en condiciones tales que no haya modificación de su longitud. Hoy en día con el avance del conocimiento y tecnología se cuenta con una referencia muchísimo menos susceptible de modificarse. Así, el clásico patrón del metro se cambió por 1.650.763,73 (longitudes de onda) λ de la luz roja anaranjada emitida por el átomo de kriptón 86. La suma de este número de longitudes de onda es idéntica a la longitud del metro patrón. Inclusive los metrologos han redefinido el metro como la distancia que una luz en el vacío recorre en (1/299.792.458) de segundo.

Retomando el tema de la dilución, es posible **obtener disoluciones muy diluidas y preparar escalas patrón**, dependiendo de las circunstancias y necesidades.



Las actividades en este módulo están orientadas al trabajo con estos dos procesos ampliamente utilizados en el área de la Química, la industria y la vida diaria: **la dilución y la preparación de disoluciones patrón**. Su importancia es fundamental en el área ambiental donde es normal manejar concentraciones de partes por millón (ppm), microgramos (μg) y picogramos (pg.) de una sustancia por unidad de volumen ya sea en disolución o en aire. En el apéndice se presenta una tabla resumen de los prefijos para múltiplos y submúltiplos adoptados por el Sistema Internacional de Unidades en relación con la unidad.

Descripción

Se describen tres experiencias. En las dos primeras se propone el concepto de dilución, partiendo de una disolución concentrada y por diluciones simples o sucesivas se llega a concentraciones muy bajas. En la tercera experiencia se parte de disoluciones de concentración conocida para construir una escala patrón que permita, por comparación, asignar aproximadamente la concentración de un problema dado. Se plantea un cuestionario inicial y se indican materiales y procedimientos a seguir. Se incluyen tres lecturas complementarias, dos de las cuales aportan criterios para el análisis y la discusión, y la otra describe un trabajo docente relativo al tema. Se propone una muestra de marco conceptual.

Conceptos previos. Modelo corpuscular de la materia, soluto, disolvente, concentración, molaridad, relación matemática (proporción), potencias negativas de 10.

Actividades

Cuestionario inicial.

- ¿Qué entiende por disolución?
- ¿Qué entiende por dilución?
- ¿Qué entiende por disolución patrón?
- ¿Qué entiende por patrón?
- ¿Qué entiende por dilución 1 a 10; 2 a 18?
- Brevemente explique cómo prepararía 100 mL. de disolución acuosa de concentración 1mg/mL, midiendo la masa necesaria. Justificar.
- ¿Si un volumen de 10 mL de una disolución debe diluirlo 3 veces, implica que debe adicionar 30 mL de disolvente?



Exploración

Experiencia No. 1 Proceso: Dilución simple

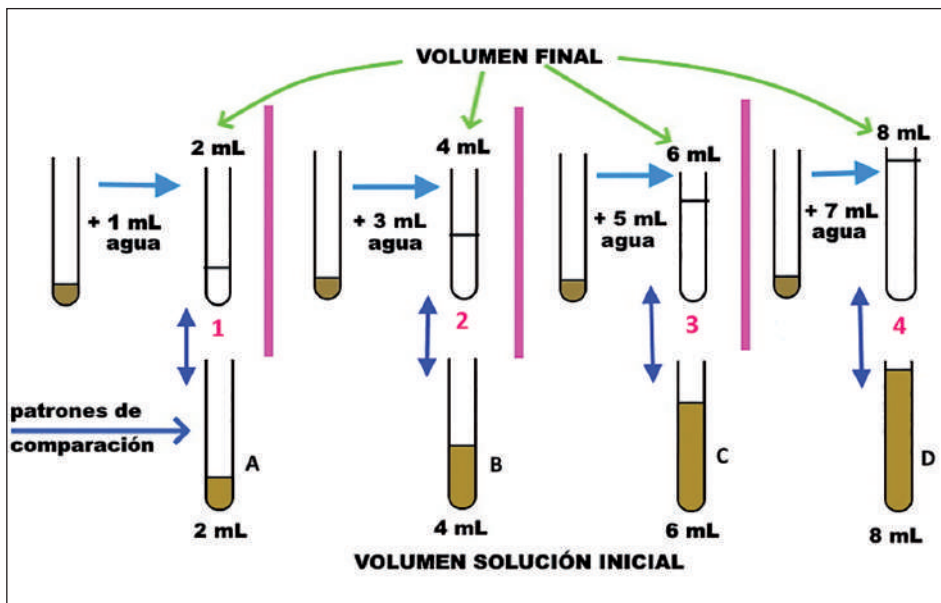
Materiales

- Pipeta graduada de 10 mL
- Probetas o jeringas de 10 mL
- 8 tubos de ensayo de 10mL o 15 mL (por grupo de estudiantes).
- Vaso de precipitados de 100 mL. (o vaso transparente previamente marcado el volumen de 100 mL).
- Cucharitas plásticas medianas.
- Agitador de vidrio o plástico.
- Gradilla para los tubos de ensayo.
- Café instantáneo.
- Agua potable.



Desarrollo

Actividad previa. Por el trabajo a realizar, se debe tener en cuenta la disponibilidad de material para la conformación de grupos de trabajo. Para la mejor organización de la actividad, se recomienda identificar los aspectos observables de la disolución de partida o inicial.





- ❖ Preparar la disolución inicial a partir de 50 mL de agua caliente a la que se adiciona entre una y dos cucharaditas razas de café soluble. Dejar enfriar la disolución.
- ❖ Disoluciones patrón: Marcar 4 tubos como A, B, C, y D y adicionar respectivamente 2, 4, 6 y 8 mL de la disolución de partida.
- ❖ En cada uno de 4 tubos restantes, numerados de 1 a 4, adicionar 1 mL de la disolución de partida.
- ❖ A cada uno de estos cuatro tubos adicionar agua así: 1 mL al tubo 1; 3 mL al tubo 2; 5 mL al tubo 3 y 7 mL al tubo 4. Agitar y dejar en reposo.
- ❖ Comparar las disoluciones de los tubos 1 y A; 2 y B; 3 y C; 4 y D como se indica en el diagrama adjunto.

Registro de lo observado. En su cuaderno de laboratorio anote las variaciones observadas, de preferencia en un cuadro donde esté el número de cada tubo, volumen inicial, volumen final y variación observada.



Explicación. Según los resultados plantee una hipótesis sobre la posible causa de los cambios observados.



Discusión. Se sugiere hacer énfasis en el carácter cualitativo de la actividad, destacando el cuidado en las observaciones. Igualmente hacer referencia y analizar las condiciones de comparación y su significado. Finalmente llegar al concepto de dilución.

Aplicación

Teniendo como unidad el volumen de café que se colocó en los tubos y como variable el volumen final en cada tubo exprese las diluciones obtenidas en la práctica.



Experiencia No. 2. Dilución progresiva o seriada

Materiales

- Balanza con aproximación 0,01 g.
- Vidrio de reloj
- Espátula. Puede reemplazarse por cucharita plástica
- Vaso de precipitados de 100 mL.

- Matraz volumétrico de 100 mL. Puede reemplazarse por una probeta (cilindro graduado) o por frasco transparente con volumen de referencia previamente marcado.
- 4 matraces volumétricos de 50 mL. Puede reemplazarse por frascos transparentes con el volumen de referencia (50 mL) previamente marcado.
- Pipeta aforada de 5 mL. Puede reemplazarse por una bureta de 10 mL o jeringa de 10 mL.
- Agitador de vidrio o plástico.
- Frasco lavador.
- Agua destilada.
- Permanganato de potasio (KMnO_4 PM=158 g.) o Sulfato de cobre hidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ PM= 249,7 g), u otra sal soluble cuya disolución sea coloreada.



Desarrollo.

Actividad previa. Por tratarse de manejo de material delicado de laboratorio se propone que se efectúe como demostrativa. Sin embargo, el profesor decidirá si la realiza en grupos, de acuerdo con material disponible, facilidades con que cuenta y el nivel de los estudiantes.

El objetivo es preparar a partir de una disolución patrón concentrada (de concentración conocida), una disolución con concentración muy diluida por diluciones progresivas y calcular las concentraciones intermedias y finales en partes por millón (ppm) y en molaridad (M).

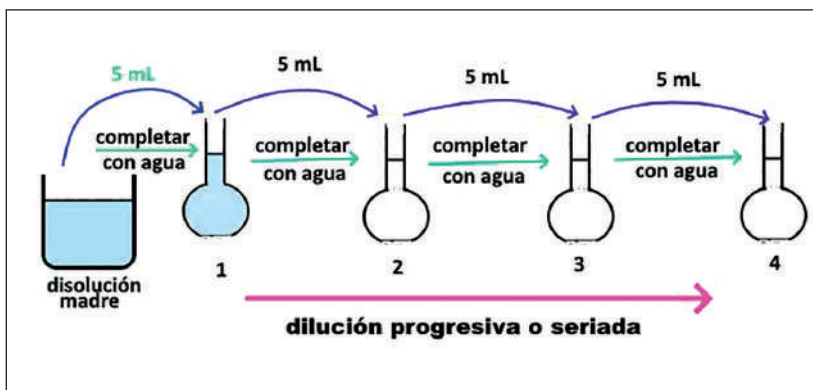
Preparación de la disolución madre o de partida

- Empleando un vidrio de reloj o directamente en el vaso de precipitados, pesar de la sal escogida la masa necesaria para preparar 100 mL de una disolución 0,1 M. Disolver con agua y completar a volumen. Homogenizar por agitación.
- Marcar los matraces de 50 mL (o frascos transparentes con la marca de 50 mL) como 1, 2, 3 y 4.
- Tomar 5 mL de la disolución de partida (madre), verterlos en el matraz No. 1. Completar a volumen con agua destilada y agitar para homogeneizar la disolución
- Tomar 5 mL de la disolución 1, verterlos en el matraz 2 y repetir el procedimiento anterior para obtener la disolución 2.
- Tomar 5 mL de la disolución 2 para obtener, por el mismo procedimiento, la disolución 3.



- Siguiendo el mismo procedimiento se prepara la disolución 4.

El diagrama muestra una representación del procedimiento sugerido.



Tenga en cuenta que en el proceso siempre se toman 5 mL de disolución anterior y se completan a 50 mL; es lo mismo que decir que la dilución en cada paso es de 1 a 10. El proceso se representa en el diagrama adjunto.

Registro de lo observado. En su cuaderno de laboratorio dibuje un cuadro semejante al siguiente para registrar sus datos.



La concentración se expresa en Molaridad (M) ya sea: moles/L; o milimoles por mililitro: mM/mL.

Para calcular la concentración final se usa la expresión: $C_i \times V_i = C_f \times V_f$

Solución	Concentración Inicial Molaridad (M)	Volumen Inicial	Volumen Final	Dilución	Cálculo Concentración Final	Concentración Final
madre	$0,1 = 1 \times 10^{-1}$	0,1 L=100mL				1×10^{-1} M
1	1×10^{-1}	5 mL	50 mL	1:10	$1 \times 10^{-1} \times 10 = X \times 100$	$X = 1 \times 10^{-2}$ M
2	1×10^{-2}	5 mL	50 mL	1:10	$1 \times 10^{-2} \times 10 = X_1 \times 100$	$X_1 = 1 \times 10^{-3}$ M
3						
4						

Tomando en cuenta el origen de la disolución usada como patrón calcule la concentración en gramos por litro de la disolución madre y las concentraciones correspondientes de las otras disoluciones expresándolas en gramos por litro y en partes por millón (ppm = mg/L).



Explicación. De acuerdo con los resultados obtenidos plantee su interpretación del cambio en la concentración y su relación con el proceso de dilución.



Discusión. Se puede orientar hacia diferentes procesos de dilución y hacer énfasis en el sentido de la relación matemática aplicada.

Aplicación

- Se puede orientar a la utilidad de los procesos estudiados en los laboratorios biológicos o en otras aplicaciones en el campo industrial.
- De acuerdo con los resultados obtenidos cómo puede calcular qué volumen debe tomar de una disolución 0.01 M de H_2SO_4 para preparar por dilución progresiva 250 mL. de una disolución 10 ng/ L (nanogramos por litro).



Experiencia No. 3. Serie Patrón por dilución simple. Disolución desconocida

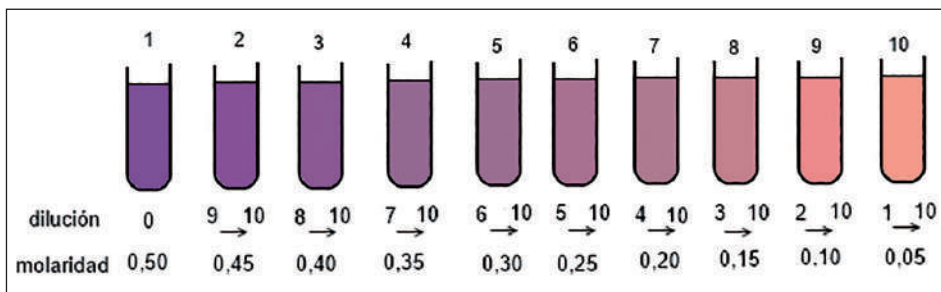
Materiales para cada grupo de estudiantes

- 11 tubos de ensayo de 10 x 0,5 cm., o frascos pequeños transparentes. 10 para la escala de color y 1 para al problema suministrado por el profesor
- Gotero pequeño o pipeta graduada de 10 mL. o jeringa de 10 mL.
- Gradilla para tubos de ensayo.
- Disolución patrón 0,5 M de Sulfato de cobre (CuSO_4) o de nitrato de Cobalto, $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ u otra sal soluble cuya disolución sea coloreada.
- Agua destilada

Desarrollo

Actividad previa. Por el número de disoluciones que se manejan, se debe tener en cuenta la disponibilidad de material para la conformación de grupos de estudiantes.

Es conveniente que el diagrama modelo incluido en el desarrollo de la práctica se suministre a los alumnos, **sin** la información de la molaridad.



- ❖ A partir de una disolución patrón de concentración 0,5 M en este caso la del tubo 1, se preparan las disoluciones de acuerdo con la dilución que se indica en el diagrama
- ❖ Como se trabaja con volúmenes pequeños, las opciones de **unidad de volumen** que se selecciona puede ser la capacidad de un gotero (tomando siempre el mismo volumen), la gota que libera o 1 mL. medido con la pipeta o jeringa.
- ❖ Por ejemplo, para preparar la disolución 5 se tomaría 6 medidas del gotero y luego se adicionan 4 medidas de agua del gotero. Para el segundo caso, (con la pipeta) se toman 6 mL. de la disolución patrón y se adicionan 4 mL. de agua.
- ❖ Esta serie de tubos se puede tomar como una escala de medida. Así, comparando la disolución de concentración desconocida de la misma sustancia con la escala, se le puede asignar una concentración aproximada por comparación a simple vista.
- ❖ Si se utiliza para medir los volúmenes una pipeta graduada de 10 mL, se necesita preparar mínimo 60 mL. de la disolución de partida para el trabajo de cada grupo: 50 para preparar la escala y 5 para el problema que entregará preparado el profesor.

Registro de lo observado



Es su cuaderno de laboratorio registre la identificación y la concentración de la solución de partida, los datos de: la unidad de volumen escogida y el volumen final escogido para cada disolución preparada.

- Registre en una tabla la identificación del tubo, de cada una de las diluciones efectuadas y la concentración molar calculada correspondiente a cada dilución
- Por comparación del color determine cuál puede ser la molaridad de la de la solución problema.



Explicación. ¿Qué explicación tiene la variación de color de la solución, del tubo 1 al 10?



Discusión. Podría orientarse a establecer la conveniencia de este proceso para obtener disoluciones diluidas con diferentes compuestos o productos de uso diario.

Aplicación

- Establecer una descripción general de lo que es un proceso cuantitativo de “Dilución”.
- Si se parte de la disolución del tubo 3 y se desea preparar por dilución la disolución del tubo 7, ¿cómo procedería?
- ¿Es posible por dilución partir de la disolución del tubo 8 para obtener la solución del tubo 2?
- A partir de la disolución del tubo 1 se desea obtener una solución de concentración 0,37 M. ¿Cómo procedería?
- Si se tiene una disolución patrón de sulfato de potasio (K_2SO_4) 0,6 M ¿qué volumen de esta disolución se debe tomar para preparar 100 mL de disolución 0,28 M?
- Consulta en los empaques de los medicamentos homeopáticos la concentración de los diversos componentes. Selecciona dos de los componentes y plantea el procedimiento para obtener la concentración indicada en un volumen de 100 mL.
- Indaga sobre productos de uso corriente donde se deba hacer una dilución del producto comercial para utilizarlo.
- Otra área donde la dilución es un procedimiento corriente y necesario, es en la de diagnóstico por análisis de muestras biológicas donde se utilizan procesos tanto microbiológicos como bioquímicos y químicos.

Lectura complementaria 1. ¿Qué se entiende por dilución?

Proceso de dilución



De acuerdo con las experiencias realizadas, podemos visualizar que el proceso de dilución tiene por objeto reducir la concentración de la sustancia tomada como soluto, adicionando más disolvente, disminuyendo así la cantidad de soluto por unidad de volumen **en una disolución**. Es decir que al final tendremos la misma cantidad de soluto inicial pero su proporción con el volumen final ha variado, (ha cambiado la concentración), lo cual indica que en este proceso lo importante es definir las condiciones de concentración y el volumen iniciales (disolución concentrada) y finales (disolución diluida) las cuales están relacionadas por la ecuación:



$$C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

En la cual, C_i y C_f representan las concentraciones inicial y final y V_i y V_f los volúmenes correspondientes. Es importante anotar que la concentración y el volumen están en proporción inversa, puesto que al adicionar más disolvente se **incrementa** el volumen y se **disminuye** la concentración, pero la masa del soluto permanece constante y se pueden igualar los dos términos.

Al aplicar esta relación, al igual que en cualquier ecuación, las unidades escogidas para expresar las concentraciones y los volúmenes deben ser las mismas para los términos en los dos lados de la ecuación. En ocasiones el volumen puede reemplazarse por la masa y sus respectivas unidades.

La dilución se expresa en partes de la disolución original presentes en las partes totales del volumen final. Por ejemplo:

1/10. Significa que para obtener una disolución con la concentración deseada se debe diluir la disolución madre las veces que indica el denominador de la fracción nombrada es decir que la disolución final tendrá 1 parte de soluto en 10 partes de disolución. Entonces la disolución 1:10 es 10 veces más diluida que la “madre” porque se preparó tomando 1 parte de esta y añadiendo 9 partes de disolvente.

5:100 V/V. En esta expresión se indica que 5 mL. de soluto de disolución original deben diluirse con 95 mL. de disolvente para obtener 100 mL. de disolución final.

Otra forma de expresión es el **Factor de dilución** que se define por la relación C_i / C_f que indica las veces que es mayor la concentración de la solución inicial que la final y por consiguiente indica las veces que hay que efectuar la dilución a partir de la disolución madre, **con el método de dilución seriada**, para preparar la disolución con la concentración que se busca. La relación V_f / V_i es otra forma de obtener el factor de dilución y su uso dependerá de los datos disponibles

Existen diversas formas de obtener diluciones; aquí haremos referencia a las **diluciones simples** y a **las progresivas o seriadas** como sistemas comúnmente usados.

En el caso de diluciones simples a partir de una disolución que llamaremos “madre” o “patrón”, la cual contiene una cantidad conocida de soluto en un volumen determinado de disolvente, se toma una cantidad exacta que se diluye a un volumen predeterminado para obtener la disolución que se desea. Así se han programado las experiencias 1 y 3

Para el método de **diluciones sucesivas o seriadas**, se considera que **las porciones determinadas tomadas en cada paso y el volumen final son siempre iguales; el procedimiento consiste en diluir una porción conocida de la disolución patrón y completar al volumen determinado obteniendo una primera dilución; a partir de esta se toma una porción y se completa al volumen determinado para obtener la segunda**

dilución; el proceso se repite sucesivamente las veces que sea necesario. Así está programada la experiencia 2. Para los cálculos se tienen cuenta que siempre la dilución es la misma, pero va cambiando exponencialmente como se puede ver en esta experiencia.

Lectura complementaria 2. Descripción de la Dilución según McElroy. Trabajo docente



Es común que el proceso de dilución presente dificultades para su apropiación por parte de los alumnos y el común de las personas, y en la literatura se encuentran variadas formas de apropiación de este concepto y el respectivo comportamiento de la materia y las imágenes por medio de las cuales se desea describirlo sean estáticas o dinámicas.

Entre las estáticas, tomamos la planteada por (McElroy, 1996) y empleada con éxito en sus clases, la cual, adaptada a nuestra situación, se podría trabajar teniendo en cuenta que el dibujo o esquema no indica que los “gramos de soluto” formen bolitas unitarias (o fracción de ellas) como podría pensarse al ver la representación. Es simplemente una forma de simbolizar cómo se tiene distribuida la masa en las fases inicial y final del proceso que se quiere describir. En la realidad la masa de soluto disuelto está dispersa uniformemente en el disolvente disponible a nivel de iones, moléculas o agregados moleculares.

La actividad docente con disoluciones y específicamente con el proceso de dilución, se presta para trabajar ejemplos que permiten incorporar tres elementos importantes en el proceso: observación macroscópica, interpretación microscópica y representación simbólica del proceso

Cuando se pregunta qué significa diluir una disolución de 1 a 10 no es raro obtener respuestas como: tomar 1 mL de la disolución de partida y adicionarle 10 mL de agua y si la pregunta es dilución de 1 a 7,5 la situación se complica. Hoy en día es común el uso de disoluciones de diversas sustancias en concentraciones tan pequeñas, que la única forma de obtenerlas es por dilución, a partir de disoluciones de una concentración mayor. Por ejemplo, si la disolución requerida es de una concentración 0,001% m/v y se requieren 10 mL., la masa de soluto es tan pequeña que no se dispone de una balanza para hacerlo y además la posibilidad de error es alta. Es viable y confiable preparar una disolución al 1% y por dilución obtener la disolución de concentración requerida.

De las numerosas propuestas de trabajo que se encuentran en la literatura, la mayoría son teóricas, donde se aplica la expresión matemática correspondiente; sin embargo,



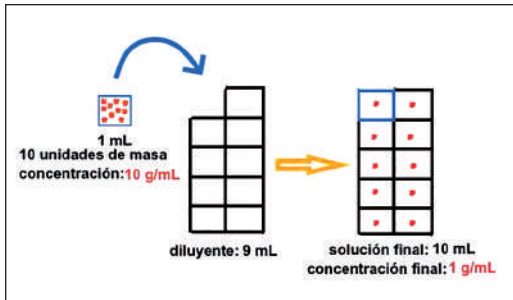
las que usan gráficos o esquemas pueden facilitar la apropiación del concepto de dilución y la forma de operar. Entre estas la planteada por McElroy y que adaptada a nuestra situación se podría trabajar teniendo en cuenta que:

- Una disolución se considera consta de un soluto (s) y un disolvente (diluyente)
- El volumen total incluye soluto(s) y disolvente.
- Se toma como base o punto de partida 1 mL de disolución inicial.
- El soluto se puede describir mediante unidades de masa. Si se representa 1 mL mediante un cuadrado y en él hay una masa de soluto; su representación es:



En cualquier proceso de dilución se cumple: $C_i \times V_i = C_f \times V_f$

Donde C_i y C_f son concentraciones inicial y final; y V_i y V_f corresponden al volumen inicial y final.



Ejemplo 1. Para una dilución de 1:10 la representación es:

Aplicando la relación se tiene:

Estado inicial	Estado final
10 unidades/mL	1 unidad/mL
$C = 10 \text{ g/mL}$	$C = 1 \text{ g/mL}$

El soluto que inicialmente estaba disperso en 1 mL, en la disolución final se dispersa uniformemente en 10 mL.

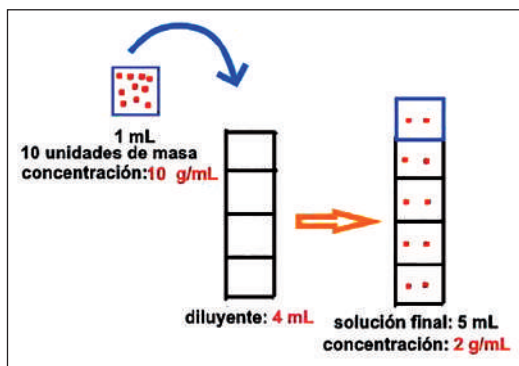
Aplicando la relación para el proceso de dilución se obtiene:

$$C_i = 10 \text{ g/mL} \quad C_f = 1 \text{ g/mL} \quad C_i \times V_i = C_f \times V_f$$

$$V_i = 1 \text{ mL} \quad V_f = 10 \text{ mL} \quad (10 \text{ g/mL}) \times 1 \text{ mL} = (1 \text{ g/mL}) \times 10 \text{ mL}$$

La expresión aplicada indica que el producto concentración por volumen, da el número de unidades de masa presentes, que permanecen constantes en el proceso de dilución, porque únicamente varía el volumen de disolvente.

Ejemplo 2. Para una dilución 1:5 la representación es:

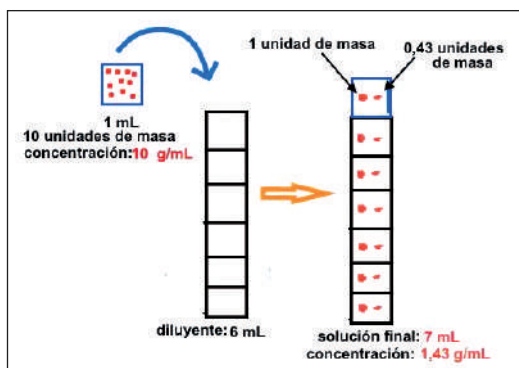


Estado inicial	Estado final
10 unidades/mL	2 unidades/mL

La concentración puede expresarse de variadas formas. En este caso algunas expresiones pueden ser:

10 g/mL	2 g/ml
100 g/10mL	20 g/10mL
10.000 g/1 L	2.000 g/1L

Ejemplo 3. Para una dilución 1:7 la representación es:



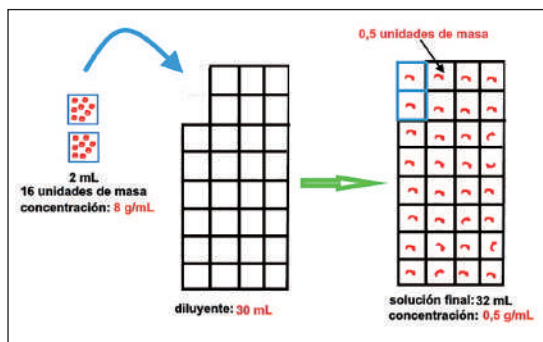
En este ejemplo las **10** unidades (gramos) de masa contenidas en 1 mL, se dispersaron uniformemente en 7 mL de disolvente. En la disolución final, por cada unidad de volumen se encuentran 1,43 unidades (gramos) de masa.

Ejemplo 4. Se requiere obtener una disolución de (0,5 g/mL), a partir de 2 mL de disolución de concentración (8 g/mL). ¿Cómo debe ser la dilución?

La relación de concentración inicial y final es 16. Esto indica que la disolución de partida es 16 veces más concentrada que la final y por tanto la dilución debe ser 16 veces, es decir obtener un volumen final de 32 mL partiendo de 2 mL de la disolución concentrada. Operativamente se toman los 2 mL de la disolución inicial y se adicionan 30 mL de disolvente.

La representación mediante los esquemas utilizados se muestra en el diagrama.

Similar al ejemplo anterior, la concentración puede expresarse en variadas formas para los estados inicial y final.



Inicial	Final
8 g/mL	0,5 g/mL
80 g/10 mL	5 g/10 mL
800 g/100 mL	50 g/100 mL
8.000 g/L	

Estado inicial. 8 g x 2 mL
Estado final. 0,5 g x 32 mL

Masa de soluto igual.

Con esta descripción del proceso de dilución se espera haber aportado elementos para la adecuada apropiación del concepto de dilución.

Lectura complementaria 3. Patrón de medida



Un patrón en ciencias es un sistema: gráfico, sustancia pura o disolución que se emplea como referencia para realizar, por comparación, una valoración o clasificación. Como se mencionó antes, uno de tales patrones es la escala métrica que tiene como unidad el metro patrón o la escala de masa que tiene como unidad el kilogramo patrón y para el volumen el metro cúbico. Sin embargo, existen unidades no consignadas en el Sistema Internacional, pero cuyo uso es aceptado; por ejemplo, para el volumen Litro (L), su equivalente decímetro cúbico (dm^3) que corresponden a 10^{-3} m^3 . Para masa la Tonelada (t) equivalente a 10^3 kg ,

En Química y Biología son comunes patrones de gama de colores, de densidad y concentración de disoluciones de amplio uso.

En una mirada general puede decirse que existen **patrones primarios** que generalmente son compuestos que cumplen con algunas condiciones como composición conocida, alta pureza y estabilidad en las condiciones de uso y factible de poderse secar para eliminar posible humedad. En un laboratorio su preparación debe cumplir condiciones de medida en peso, volumen y almacenamiento y generalmente tienen un cierto límite de tiempo dentro del cual pueden usarse.

También se emplean con frecuencia algunos compuestos que no cumplen estrictamente las condiciones para ser patrones primarios, pero pueden emplearse como patrones, tales como las disoluciones de “concentración conocida” para un uso específico, dentro de los límites permitidos, como en la experiencia 3. Son los llamados “**patrones secundarios**” porque se derivan de los patrones primarios y pueden cumplir aproximadamente para lo que se han destinado.

Apéndice

Se presenta un cuadro que incluye los prefijos y sus respectivos factores, usados para describir los múltiplos y submúltiplos de las unidades según el sistema métrico decimal.

Sistema internacional de unidades: Prefijos para múltiplos y submúltiplos en relación con la unidad.

Prefijo mayor que unidad	Símbolo	Factor	Prefijo menor Que unidad	Símbolo	Factor
Yotta	Y	10^{24}	Deci	d	10^{-1}
Zetta	Z	10^{21}	Centi	c	10^{-2}
Exa	E	10^{18}	Mili	m	10^{-3}
Peta	P	10^{15}	Micro	μ	10^{-6}
Tera	T	10^{12}	Nano	n	10^{-9}
Giga	G	10^9	Pico	p	10^{-12}
Mega	M	10^6	Femto	f	10^{-15}
Kilo	K	10^3	Atto	a	10^{-18}
Hecto	H	10^2	Zepto	z	10^{-21}
Deca	da	10^1	yocto	y	10^{-24}
UNIDAD $10^0 = 1$					

Tomado del Real Decreto 2032/2009 diciembre que fija el Sistema internacional de medida para la Unión Europea.

Bibliografía

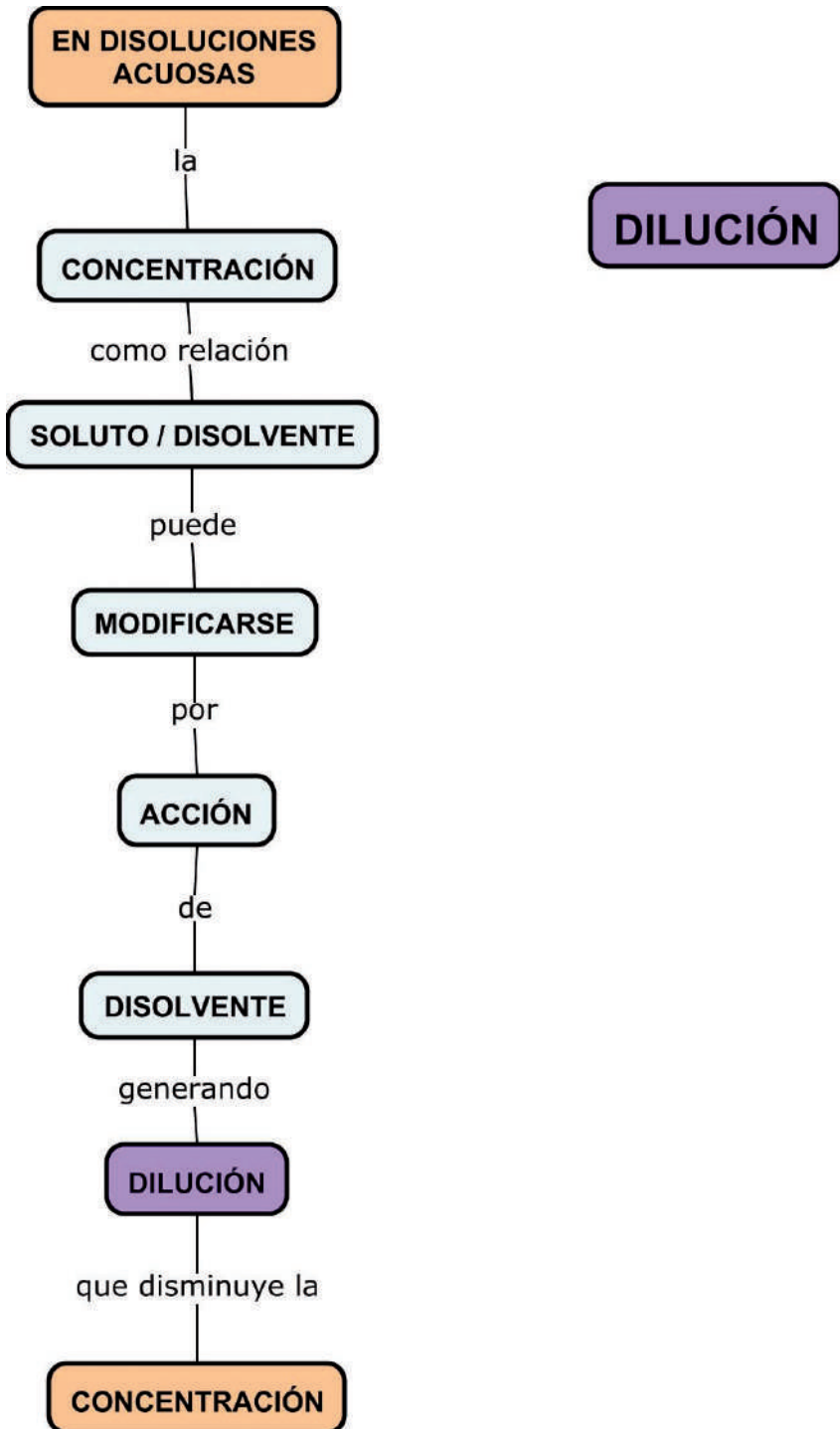
- Rivero, C. (2018). *El santo grial del cálculo de diluciones*. <https://invitroman.wordpress.com/2018/01/15/ci-x-vicf-x-vf-el-santo-grial-del-calculo-de-diluciones> Consultado: 15-08-19.
- Portal Educativo. (2015). *Preparación de disoluciones y diluciones*. <https://www.portaleducativo.net/segundo-medio/47/preparación-de-disoluciones-diluciones> Consultado: 15-08-19.
- Bolívar, G. (NA). *Factor de dilución: en qué consiste, cómo se obtiene, ejemplos*. <https://www.lifeder.com/factor-de-dilución> Consultado: 15-08-19.
- Celia, E. (NA). *Las diluciones seriadas. ¿Cómo se preparan? Ejemplos*. <http://www.quimicaviva.qb.fcen.uba.ar/contratapa/dilucion/dilucion.htm> Consultado: 15-08-19.
- Mc. Graw Hill y Distriforma. (NA). *Disoluciones, diluciones y densidad: Unidad 9. Fundamentos, expresión, ejercicios numéricos prácticos*. <https://www.mheducation.es/bcv/guide/capitulo/8448184491.pdf> Consultado: 15-08-19.

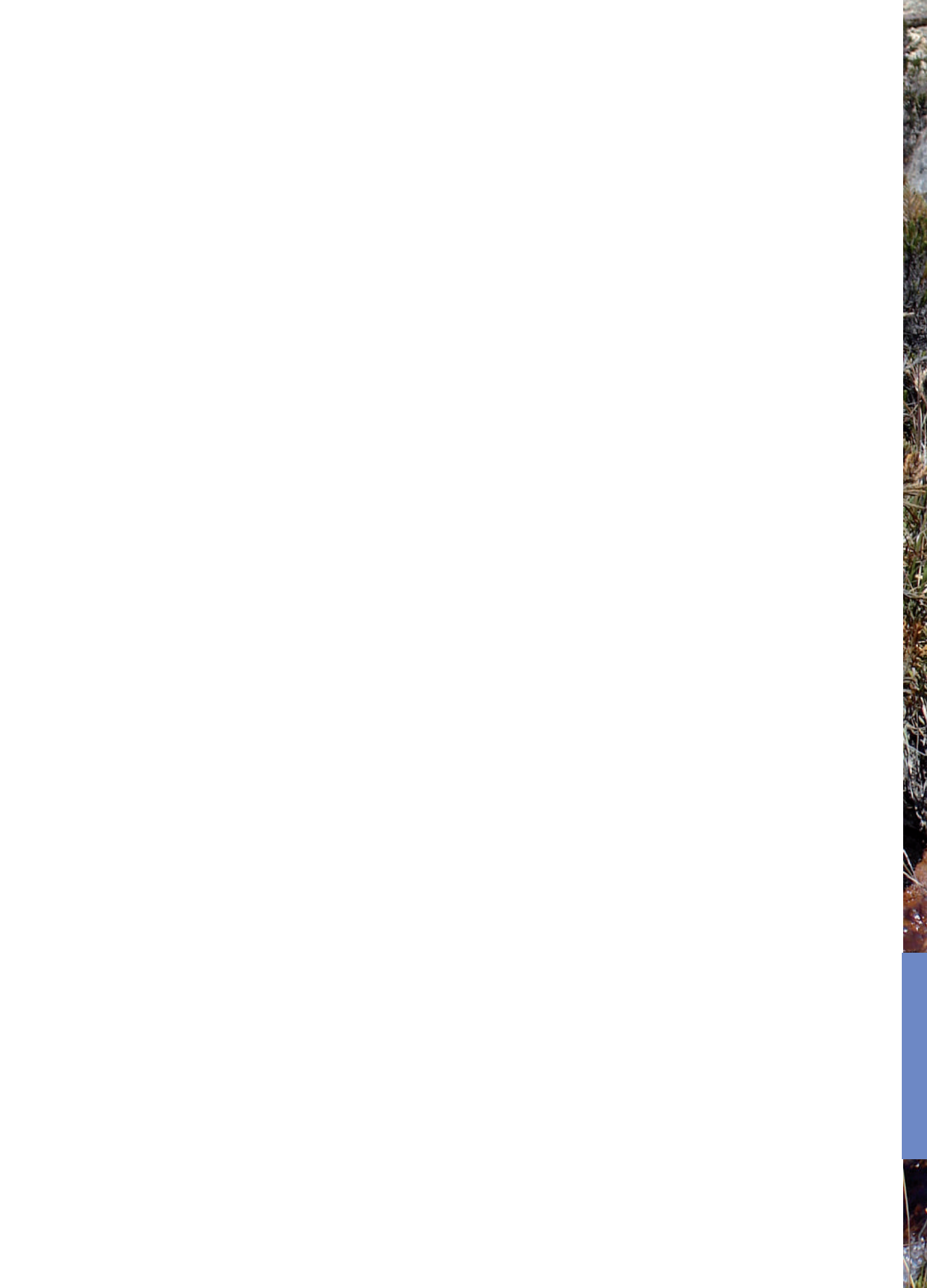


Arana, I. Orruño, M., Barcina I. (NA). *Cómo abordar y resolver aspectos prácticos en microbiología: Diluciones y concentraciones, muestras líquidas y sólidas*. https://ocw.ehu.eus/pluginfile.php/1654/mod_resource/content/1/Tema1.diluciones_y_concentraciones.pdf Consultado: 15-08-19.

Universidad Nacional de Quilmes Ar. (NA). *Introducción a la biología celular y molecular: TP1 Diluciones. Unidades y material de laboratorio utilizados en biología molecular*. [http://cronos.unq.edu.ar/ibcm/guiastp/2008\)/manana/tp1_tm.pdf](http://cronos.unq.edu.ar/ibcm/guiastp/2008)/manana/tp1_tm.pdf) Consultado: 15-08-19.

Mc. Elroy.(1996). *Teaching Solutions. Journal of Chemical Education*. 73,765



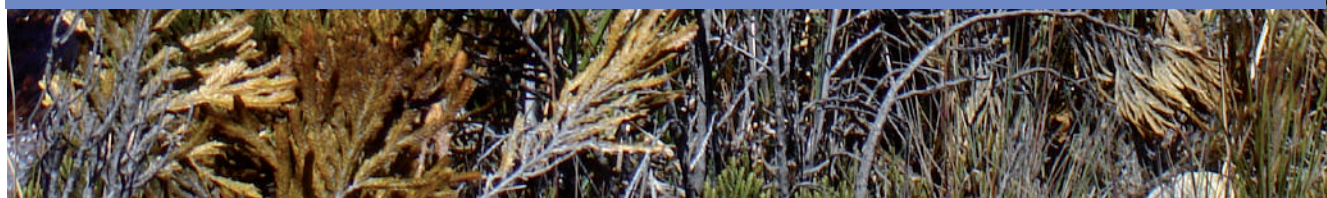




BLOQUE III

Reacciones químicas en medio acuoso

Módulos – 8 • Experiencias – 11





Introducción

El agua como medio en el que suceden infinidad de reacciones químicas, es un campo de estudio muy amplio, por la multiplicidad de comportamientos observados. Así, desde que el hombre encontró cómo aprovechar los recursos a su disposición, el agua, por su incidencia en la vida en todas sus manifestaciones y frente a diversas sustancias, es un centro de atención y base para numerosas aplicaciones; su capacidad para ser un medio de dispersión y originar las llamadas disoluciones, genera variedad de comportamientos.

Todos conocemos las tabletas que alivian la pesadez estomacal, que pueden permanecer un tiempo considerable en su empaque, sin que presenten signos de cambio, pero basta con agregarlas al agua para que inmediatamente se observe una activa reacción. La pregunta es: ¿Qué papel desempeña el agua? ¿Cómo es su participación en este proceso cuyos efectos son algo vistosos?

Con el paso del tiempo y una activa investigación interdisciplinaria, se ha planteado que el agua influye de alguna manera, en la cohesión de las unidades que conforman los solutos, pero con resultados algo diferentes, de acuerdo con la naturaleza de estos.

La pregunta es: ¿Cuál puede ser el comportamiento de las unidades del agua y su conjunto frente a las sustancias adicionadas? No parece ser que esta sustancia sea un simple medio de dispersión, sino que en ocasiones se presenta un cambio, cuya explicación se fundamenta en que posiblemente los constituyentes de cada unidad de soluto pueden separarse, o dividirse en un proceso llamado disociación (separación) o ionización.

Una de las características del agua es la fuerza de atracción, básicamente electrostática, que regula su comportamiento e incide marcadamente en su interacción con las sustancias que entran en contacto con ella.

Además, se sabe desde hace bastante tiempo que el agua pura sólo presenta una leve conductividad eléctrica, lo que indica que no hay presencia de unidades que la transporten (iones) y si los hay, están en concentraciones extremadamente bajas. Con este fundamento se acepta que en el agua existe un equilibrio de moléculas con iones



que puede expresarse como $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$. Sin embargo, es interesante anotar que algunos solutos al disolverse aumentan marcadamente la conductividad, otros la afectan muy poco y otros no lo hacen.

Esto permite suponer que, las sustancias adicionadas al agua pueden alterar el estado de equilibrio, ya sea por efecto de la variación de concentración al aportar H^+ u OH^- o por reacción con el agua, dando como resultado la variación de la concentración de estas dos especies.

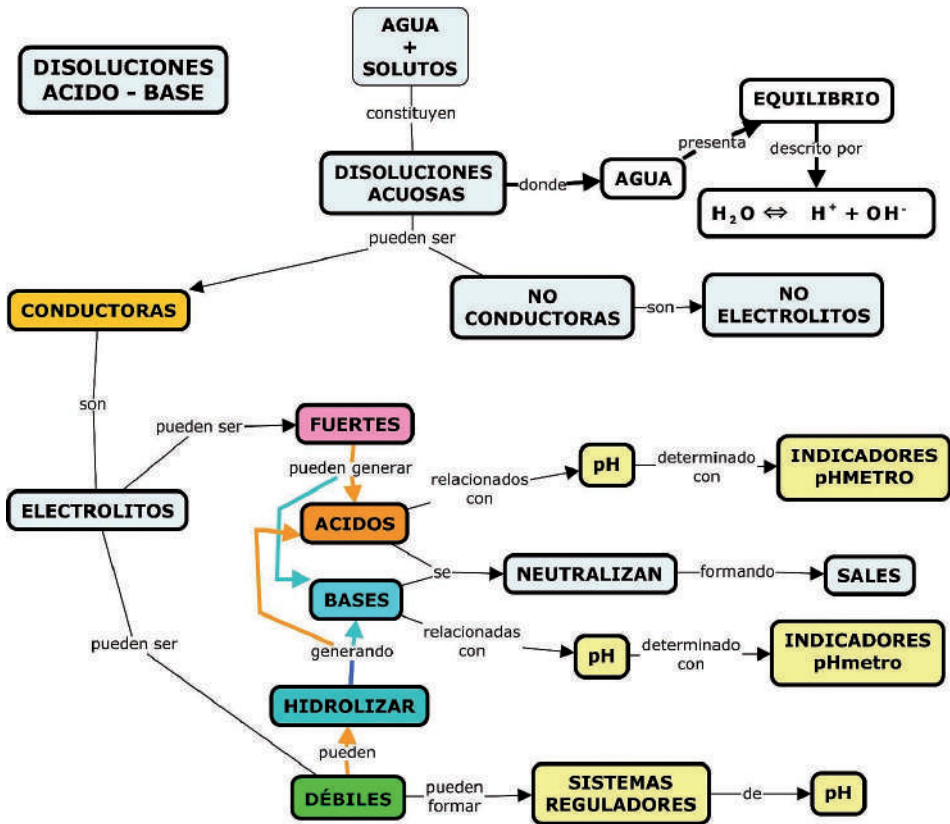
Al parecer, este disolvente posee una característica que influye en la cohesión de las unidades que conforman el soluto. Tal característica que se denomina corrientemente como “**constante dieléctrica**”, tiene relación directa con la capacidad de separar o fraccionar el soluto generando los iones correspondientes.

Históricamente quienes profundizaron en este campo, encontraron aspectos de las disoluciones que dieron base para diferenciar aquellos compuestos o sustancias que en medio acuoso se identificaban como ácidos o como bases. Una actividad paralela de numerosos científicos se orientó a estructurar una explicación microscópica (estructural) al comportamiento observado; así, se propusieron modelos basados en la composición y estructura molecular. La mayoría de los textos los presentan como modelos explicativos, identificándolos con el nombre del o (los) científico(s) que los propusieron: Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis.

Con esta base teórica, se han desarrollado formas de caracterizar las sustancias como ácidas o como básicas, expresar que tan ácida o básica es una disolución. Inicialmente a partir de la concentración de iones hidrógeno (H^+) o hidroxilo (OH^-) y posteriormente con el establecimiento de la escala de pH, el uso de indicadores ácido-base y de instrumentos sensibles a la energía eléctrica; ahora se cuenta con herramientas útiles para la investigación y control de la calidad del estado ácido o básico de muchas sustancias.

El tema central de este tercer Bloque es el comportamiento ácido-base en disolución acuosa y consta de ocho módulos.

1. Disoluciones y conducción eléctrica.
2. Ácidos y bases.
3. Comportamiento de sales en agua. Hidrólisis.
4. Qué es el pH.
5. Indicadores de pH. Intervalo de viraje de indicadores ácido-base.
6. Disoluciones reguladoras de pH. Efecto del ion común.
7. Estequiometría, neutralización y valoración con indicadores.
8. Neutralización. Valoración por potenciometría.





1

Disoluciones – Disociación – Conductividad Eléctrica

Introducción

Los océanos, lagos, ríos y la lluvia son disoluciones acuosas que contienen muchos solutos de variadas características, que contribuyen a las propiedades de tales disoluciones. La pregunta es: ¿Cuál puede ser el comportamiento de las unidades de agua y su conjunto frente a las sustancias adicionadas?

La respuesta a esta inquietud se ha ido construyendo y complementando por muchos investigadores a través de los años, desde observaciones empíricas y su intento de describirlas, hasta el aporte de teorías y modelos sobre la estructura de la materia y sus propiedades eléctricas.

Un hecho fundamental en el estudio de las disoluciones es su comportamiento ante la posibilidad de ser o no conductor de la electricidad, teniendo en cuenta que para hacerlo es necesaria la presencia en la disolución de un transportador de la electricidad. Este aspecto fue desarrollado con el aporte de numerosos investigadores, que frente al hecho de que algunos solutos se disolvían muy poco o no lo hacían, y otros por el contrario eran totalmente solubles, dio lugar a la clasificación de compuestos iónicos que al disolverse en agua generan disoluciones conductoras, identificadas en adelante como **electrolitos**.

Hoy en día la electricidad tiene un papel fundamental en la vida de la humanidad, y los historiadores han planteado que su desarrollo nació con la conocida experiencia de **Luigi Galvani** (1737-1798), sobre las contracciones del músculo disecado de una rana cuando se ponía en contacto con dos metales diferentes. Luego continuaron dos pilares de los inicios de este campo de la ciencia como **Alessandro Volta** y **Michael Faraday**, quienes se preguntaban por qué algunas disoluciones acuosas conducían la corriente eléctrica y otras no; este problema era un rompecabezas para los químicos. Finalmente, los **electrolitos** fueron explicados por primera vez por **Svante Arrhenius** cuando asistía a la universidad de Uppsala que, intrigado por este comportamiento, impulsó el estudio de las disoluciones iónicas.



Descripción

En esta actividad se propone una aproximación al proceso de conducción de electricidad a través de disoluciones, mediante una experiencia cualitativa empleando disoluciones de dos sustancias diferentes. Previo al desarrollo de la experiencia se sugiere un cuestionario de entrada que permite contribuir a la contextualización del tema e indagar sobre algunos conceptos básicos que se aplican en el estudio de este tipo de interacciones. Se indican los materiales necesarios y se sugieren algunas aplicaciones. Se finaliza con una lectura complementaria sobre los fundamentos de la propiedad estudiada. Se incluye un marco conceptual.

Conceptos previos. Solute, disolvente, disolución, conducción eléctrica, conductor, no conductor, conductor metálico, pila (batería), circuito eléctrico, circuito abierto, circuito cerrado, corriente continua, aislante.

Actividades

Cuestionario inicial

- ¿Qué es un conductor metálico?
- ¿Qué se entiende por electrolito?
- ¿Qué es un no electrolito?
- Si el flujo de electricidad se asocia con el desplazamiento de cargas eléctricas, ¿en las disoluciones cómo se explica ese transporte?
- ¿Para usted qué es un electrodo?



Exploración.

Experiencia. Disoluciones y conducción eléctrica

- Materiales.
- Una pila de 9 V o fuente de corriente continua.
- Cable de cobre No. 22.
- Dos láminas o pequeños tubos de cobre (electrodos).
- Vaso de precipitados de 100 mL o vaso de vidrio transparente
- Esponjilla o lija de agua para brillar los electrodos.
- Bombillo de linterna con su base o diodo de emisión de luz (LED)
- Multímetro digital (opcional).
- Sal de cocina.

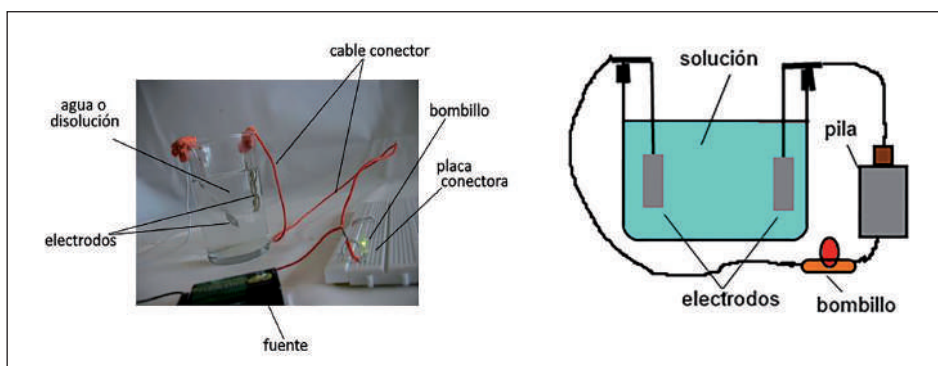
- Azúcar.
- Agua destilada



Desarrollo

Actividad previa. Se sugiere describir los elementos que se emplearán tanto en su representación esquemática como el montaje para realizar la experiencia. Ver figuras. Indicar, que a medida que se realizan las experiencias se deben consignar las observaciones en el cuadro correspondiente.

En cada parte describir el sistema que se trabaja.



Parte A.

- ❖ Sumerja los electrodos en agua alejados por lo menos 2 centímetros uno del otro.
- ❖ Acérquelos poco a poco sin sacarlos del agua hasta que se toquen momentáneamente.
- ❖ Saque los electrodos del agua y límpielos.

Parte B.

- ❖ Al vaso con agua adicione media cucharadita de sal de cocina, agite para disolver la sal.
- ❖ Sumerja los electrodos inicialmente separados entre sí unos 2 centímetros.
- ❖ Acérquelos poco a poco sin que hagan contacto entre sí. Observe si se presenta cambio en el sistema.

Parte C.

Lave y brille muy bien los electrodos con la esponjilla y todo el material antes de continuar.



- ❖ Al vaso limpio, adicione agua luego una cucharadita de azúcar.
- ❖ Sumerja los electrodos inicialmente separados unos 2 centímetros.
- ❖ Acérquelos lentamente sin que hagan contacto entre sí observando si hay cambio en el sistema.



Registro de lo observado. En un cuadro semejante al siguiente registre sus descripciones y observaciones.

Experiencia	Descripción del sistema	Observaciones
PARTE A.		

Experiencia	Descripción del sistema	Observaciones
PARTE B		
PARTE C		



Explicación. Para cada una de las partes plantee su explicación para lo observado.



Discusión. Se sugiere orientar la discusión a confirmar, modificar o desechar las diversas explicaciones que se planteen por parte de los alumnos, con base en los elementos conceptuales disponibles.

Aplicación. En sistemas de análisis como conductividad de suelos, calidad de agua, cerámica.



Lectura complementaria 1. Disoluciones y conducción eléctrica

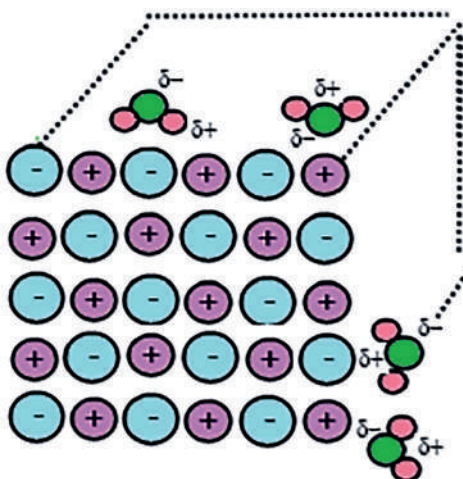


Al estudio del fenómeno de conducción eléctrica de las disoluciones contribuyeron varios científicos; uno de ellos, Svante Arrhenius (1859-1927) basado en los hallazgos de Humphry Davy (1778-1829), quien se interesó por la conducción eléctrica de soluciones cuando conoció las experiencias de descomposición del agua realizada por William Nicholson (1753-1815) con una pila construida por él (2

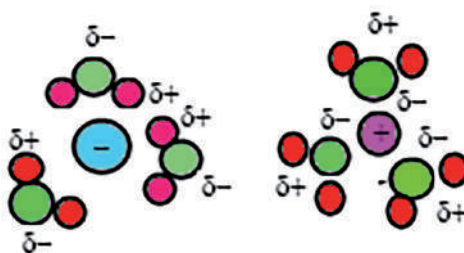
de mayo de 1800), que a su vez se basó en una conferencia (20 de marzo de 1800) de Alessandro Volta (1745-1827).

Arrhenius, aun universitario, se interesó por el estudio de cómo y por qué algunas disoluciones acuosas conducían la electricidad y otras no. Arrhenius también disponía de las experiencias que le dieron base a Faraday para plantear sus conocidas leyes de la electrólisis; según estas podría pensarse que la electricidad y la masa existían en forma de partículas. Igualmente había planteado que existían partículas que transportaban la electricidad a través de la disolución y las llamó **iones**¹ (Asimov,1971) y a las disoluciones **electrolitos**. Así este científico construyó una explicación satisfactoria al problema y contribuyó a la solución del rompecabezas sobre el paso de la corriente eléctrica a través de disoluciones.

En el año 1887 Arrhenius propuso que cuando una sustancia se disuelve sus partículas se separan (disocian) y dispersan en la disolución. Los no electrolitos se dispersan en partículas eléctricamente neutras. Este paso fue fundamental para los desarrollos posteriores. Como el aceptaba que la corriente eléctrica implicaba el movimiento de cargas eléctricas y por tanto, si compuestos al disolverse en agua formaban disoluciones conductoras, las partículas cargadas debían estar presentes en la disolución. Hoy en día se acepta que los iones presentes en la red cristalina de una sal soluble se separan como iones individuales; en el caso de la sal de mesa (NaCl) los iones serán: Na⁺ y Cl⁻.



En medio acuoso las moléculas de agua (H₂O) polares rodean la estructura del sólido orientándose debidamente. Para facilidad de la representación se hace referencia de una de las caras de la estructura o retículo cristalino, pero en la realidad es una distribución similar a la descrita, pero en tres dimensiones.



¹ Palabra griega que significa el que va.



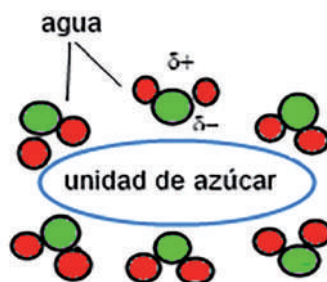
Como se describe, el retículo cristalino se rodea de moléculas de agua (polares), que por efecto de su presencia se van disgregando, generando unidades cargadas eléctricamente y rodeadas de moléculas de agua como se muestra en el esquema, donde cada ion es independiente de los demás.

Este proceso se describe por la ecuación:



El subíndice (ac) indica el ion rodeado de moléculas de agua, bajo el potencial generado, pero el conjunto soporta la carga correspondiente al ion y estos iones son los que bajo el potencial generado entre los electrodos produce el desplazamiento de los iones y por tanto el transporte de la corriente eléctrica.

¿Qué pasa con los no electrolitos? Al solubilizarse un soluto como el azúcar, las unidades en que se disgrega se rodean de moléculas de agua, pero no se forman iones y por tanto no hay medio para el transporte de la corriente eléctrica. Una representación puede ser como la mostrada en el esquema adjunto.



Los electrolitos débiles son aquellos que al disolverse en agua **no** se disocian totalmente y en la disolución se encontrarían menos iones de los que se esperaría, de acuerdo con su composición. Sus disoluciones tienen menor capacidad de conducción de la corriente eléctrica.

En el transcurso de esta lectura se mencionó el término ELECTRODO. En (Cáceres y Muñoz,2002) se presenta una explicación inicial de lo que es un electrodo y que puede resumirse así:

En variadas actividades de la vida diaria se presentan términos como electroencefalograma y electrocardiograma, que por diferentes medios asociamos con pequeñas piezas que se colocan sobre la piel y están conectados a un instrumento registrador. Estas pequeñas piezas se llamaron inicialmente electrodos; hoy se llaman sensores.

En otro contexto es común encontrar en textos de ciencias y ver en películas la conocida experiencia de descomposición del agua, que se mencionó al comienzo de esta lectura, donde se identifican unas placas metálicas que sirven de intermediarios entre la disolución y el instrumento generador de la corriente eléctrica. Esta placa o elemento metálico se denomina **ELECTRODO**.

En la experiencia se utilizaron como electrodos dos láminas pequeñas de cobre conectados a una pila y una base con bombillo que sirve de testigo del paso de la corriente. Al sumergir los electrodos en el agua o disolución se completó lo que se llama

una CELDA ELECTROQUÍMICA, sistema que permite detectar cualitativamente si hay paso de corriente a través de la disolución.

Todas las especies iónicas en la disolución contribuyen a la capacidad de conducir corriente eléctrica y la participación de cada especie depende de su concentración y movilidad dentro del medio. A esta propiedad de las disoluciones iónicas se identifica como CONDUCTIVIDAD y contribuyen todos los iones existentes en la disolución, por tanto, para una determinada mezcla de electrolitos presentes, se tiene estabilidad en su composición y conductividad. En el control de purificadores de agua la calidad del producto se normaliza a unas características dadas de la disolución y su conductividad, por tanto, cualquier variación de esta propiedad es indicativo que el agua obtenida no tiene las condiciones previstas. Igual se presenta en la industria con el control del agua de las calderas.

La unidad de medida es el Siemens (S), definido como la conductividad de un conductor de resistencia 1 Ω (ohmio) y se expresa en S/m. Por ejemplo, la conductividad para:

Agua desionizada: $\sim 5,5 \mu\text{S}/\text{m}$; agua potable: 5-50 mS/m; agua de mar: 5S/m

Esta propiedad es una medida muy importante en el análisis de suelos porque está asociada a la cantidad de sales solubles presentes que a su vez están relacionadas con la fertilidad del suelo. Sin embargo, en los cultivos se prefiere que haya baja conductividad eléctrica, en lo posible menor de 1dS/m para un extracto acuoso de muestra de suelo. Una conductividad eléctrica baja facilita el manejo de la fertilización y se evitan problemas de fitotoxicidad en el cultivo.

Igualmente, puede asociarse con concentración, así una disolución de cloruro de sodio (NaCl) de conductividad $1 \mu\text{S}/\text{cm}$ es de una concentración aproximada de 0,6 mg/kg. de agua.

Lectura complementaria 2. Constante dieléctrica



Seguramente se ha oído mencionar la Ley de Coulomb que describe la interacción entre las cargas eléctricas (asumiendo que son puntuales) mediante la relación:

$$F = \frac{K q_1 q_2}{r^2}$$

Donde: F: fuerza de atracción. q_1 y q_2 : cargas eléctricas de diferente signo.
r: distancia que separa las cargas. K: constante de proporcionalidad.

NOTA: El espacio entre las cargas es el vacío.



Experimentalmente se encontró que la fuerza F se ve disminuida cuando se interpone entre las dos cargas un material y la magnitud de la disminución depende del tipo de material que se use. Así entre mayor sea la capacidad “**dieléctrica**” más se debilita la fuerza F ; es decir son características inversamente proporcionales y el factor dieléctrico se describe mediante la relación $1/D$. Así la fuerza de atracción de Coulomb teniendo en cuenta el material que se interpone entre las cargas es:

$$F = \frac{K q_1 q_2}{r^2} \frac{1}{D}$$

Experimentalmente obtener el valor de la constante dieléctrica de materiales es relativamente sencilla:

1. Se mide la fuerza de atracción (F_v) cuando el espacio entre las cargas es el vacío, al que se asigna un valor de $D = 1$.
2. Se interpone entre las cargas el material con D_m por calcular y se mide la fuerza de atracción F_m entre las cargas.
3. Como las variables F y D son inversamente proporcionales se pueden describir por la relación:

$$\frac{F_m}{F_v} = \frac{D_v}{D_m} \quad \text{por tanto} \quad D_m = D_v \frac{F_v}{F_m}$$

4. Como $F_m < F_v$ los valores de D_m serán siempre mayores de 1.

Los valores de la constante dieléctrica para diversos materiales se determinaron hace bastante tiempo y no han tenido variaciones significativas. Los valores normalmente reportados se encuentran en numerosas tablas, de las cuales se seleccionaron para algunos materiales los que se muestran en el cuadro siguiente. Para ampliar la información se puede acceder a Internet: Constante dieléctrica valores.

Sustancia	Estado	Fórmula	D	T°C
Hielo	sólido	H ₂ O	4,8	-12
Agua	líquido	H ₂ O	80,4	25
Metanol	“	CH ₃ OH	33,6	20
Etanol	“	C ₂ H ₅ OH	24,3	25
Amoníaco	“	NH ₃	22,4	-33
Benceno	“	C ₆ H ₆	2,3	20
Bisulfuro de C	“	CS ₂	2,6	20
Amoníaco	gas	NH ₃	17	0
Aire	gas	mezcla	1,00072	25
Caucho vulcanizado	sólido	--	2,94	25

Es evidente que de los materiales citados el agua tiene la mayor capacidad para disminuir la fuerza de atracción entre las cargas (+ y -), llámense iones y por tanto separarlos más fácilmente; le sigue el metanol, el etanol y amoniaco. No así el benceno que tiene una capacidad muy baja como disolvente de compuestos iónicos.

Con esto se ha dado una breve aproximación a la influencia de uno de los varios factores que inciden en la formación de iones en disolución.

Lectura complementaria 3. Elementos de conductividad



Al estudio y medida de la conductividad han contribuido numerosos investigadores, con el objetivo construir una explicación al comportamiento de las disoluciones y las posibilidades de conductividad eléctrica. Pero fue Arrhenius con su modelo de lo que se llamó electrolito, que aportó la base para la explicación del transporte de la corriente eléctrica a través de disoluciones y de las celdas empleadas para detectarla y medirla. Como se aclaró, los agentes que hacen posible el paso de la corriente eléctrica son los iones presentes en la solución, pero la cuantificación o medida de la corriente que circula o conductividad presentó una serie de dificultades, entre ellas el hecho de evidenciarse cambios sobre los electrodos, indicativo de que se estaban presentando reacciones, como la deposición de material o producción de gases que interfería en el proceso de medición. Este problema se resolvió posteriormente gracias al descubrimiento de la corriente alterna; antes se usaba corriente continua generada por una pila. Como se sabe la corriente alterna cambia de sentido un cierto número de veces por unidad de tiempo (frecuencia medida en Herzios). Con esta base Kohlrausch diseñó un montaje, conocido como “puente” que lleva su nombre y que al utilizar la corriente alterna se superaba el problema presentado, al eliminar la posibilidad de reacción de electrólisis sobre los electrodos.

Finalmente, con lo expuesto en estas lecturas se puede llegar a comprender fácilmente sobre lo que es un electrolito, electrolito fuerte, un electrolito débil y un no electrolito y su capacidad de conducir la corriente eléctrica, como se verá más adelante.

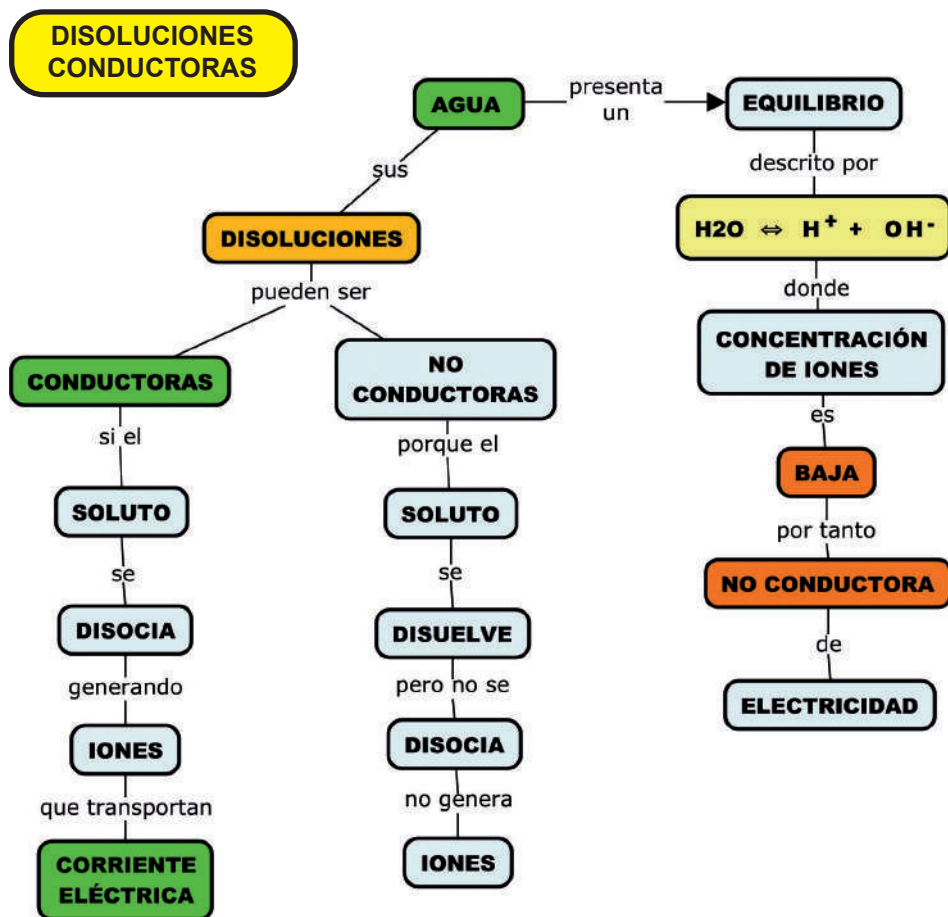
Bibliografía

- Michael, L. Guy, W. (1995). *Thinking Chemistry*. Oxford University Press, N.Y. págs.162-63.
- Cáceres, D., Muñoz, J. (2006). *La Química al alcance de todos*. Universidad Nacional de Colombia, Fac. Ciencias. Págs. 113-22.
- Asimov, I. (1971). *Enciclopedia biográfica de tecnología y ciencia*. Ed. EMECE, Buenos Aires, págs. 187, 188, 22, 463-465.



Universidad Tecnológica Nacional la Plata, Argentina. (NA). *Laboratorio conductimetría*.
www.frip.utn.ar/materias/fiquimica/conductividad.pdf Consultado: 20-06-13.

Cáceres, D., Muñoz, J. (2002). *Comentarios sobre el discurso químico en la escuela*,
Universidad Nacional de Colombia, Programa RED. Bogotá. Págs. 128-29.





2

Ácidos y Bases

Introducción

Las características de las sustancias y compuestos, ha despertado el interés de la humanidad desde que el hombre comenzó a utilizarlas. El agua y los minerales interaccionaban y el hombre primitivo aplicó su inventiva y el fuego para aprovecharlos de la mejor manera; este conocimiento se fue enriqueciendo con el pasar del tiempo y los retos que se afrontaban.

En algunos escritos árabes del siglo IX ya se encontraron las palabras ácido y álcali, diferenciándolas por el comportamiento de sus disoluciones acuosas frente al mármol y a algunos metales como el hierro y el oro. El uso pleno de estos términos es común encontrarlos en escritos desde el siglo XIII. En siglo XVII **Robert Boyle a quien se conoce como el fundador de la química analítica, inició la investigación de la composición de las sustancias en disoluciones acuosas, utilizando como caracteres distintivos los precipitados o las coloraciones que se formaban con determinadas disoluciones, y empleó determinados zumos de plantas (tornasol, violeta, agallas) como indicadores de ácidos; definió como ácido toda sustancia que tenía sabor “agrio”, corroía metales y las disoluciones de sus óxidos daban color rojo en presencia del indicador “litmus” (tornasol).**

Desde entonces y hasta nuestros días, diversos investigadores han tratado de explicar qué es un ácido y qué es una base en tal forma que su estudio ha formado parte del desarrollo de lo que conocemos ahora como ciencia química. Al final del módulo encuentra un breve resumen de este desarrollo.

Puesto que en la actualidad se encuentran un gran número de sustancias y compuestos que pueden ser ácidos o básicos, algunos peligrosos y otros que, por el contrario, pueden emplearse en disoluciones de baja concentración sin peligro para las personas; es interesante acudir a criterios sencillos para clasificar algunas sustancias de uso común respecto a sus características ácidas o básicas.



Descripción

En esta actividad la experiencia está orientada a la descripción de sustancias que en medio acuoso presentan características ácidas o básicas y cómo identificarlas en forma sencilla.

Previamente al desarrollo de los aspectos experimentales se plantea un cuestionario de entrada que permite complementar la contextualización y tener información sobre los conceptos fundamentales que se requieren para una mejor comprensión de las experiencias propuestas. Se enumeran los materiales necesarios y se plantean algunos puntos de reflexión. Se finaliza con dos lecturas complementarias donde se desarrollan aspectos básicos para la explicación del comportamiento ácido – base. Se propone un marco conceptual.

Conceptos previos. Estructura corpuscular de la materia, disolución.

Actividades

Cuestionario inicial. En el cuaderno de laboratorio desarrolle el cuestionario propuesto.

- ¿Qué es una sustancia o compuesto de carácter ácido?
- ¿Cuándo se considera básica una sustancia o compuesto?
- ¿Conoce alguna forma sencilla para clasificar sustancias según esta propiedad?
- Se dice que el agua puede actuar como ácido o como base. ¿Cree usted que esto puede ser cierto?



Exploración.

Experiencia. Comportamientos misteriosos.

Materiales

- Tubos de ensayo.
- Cucharita de plástico.
- Gradilla.
- Vasos plásticos pequeños
- Frascos goteros pequeños
- Agitadores de vidrio o plástico

- Agua. Preferiblemente destilada
- Etanol (puede usarse alcohol antiséptico)
- Flores comunes de jardín, con colores fuertes rojas o violeta, para preparar los indicadores. También se puede usar repollo rojo o follajes coloreados de rojo.
- Vinagre blanco. Sustancia ácida de referencia
- Bicarbonato de sodio. Disolución acuosa al 1%. Sustancia básica de referencia

Muestras problema para caracterizar:

- Cal.
- Polvo de hornear.
- Ácido bórico.
- Jugo de limón



Desarrollo

Actividad Previa. De acuerdo con la disponibilidad de material y las facilidades de manejo del grupo, el profesor asignará a cada estudiante o grupo de estudiantes la preparación de una disolución indicadora y su caracterización y la clasificación del carácter de una o dos muestras.

A - Preparación de la disolución de indicador.

A partir de pétalos (disolución alcohólica): En un recipiente de vidrio o plástico colocar los pétalos en trozos pequeños y añadir alcohol para que queden cubiertos. Tapar el recipiente para evitar la evaporación del disolvente y dejar en reposo de un día para otro. Empacar sólo el líquido en un frasco gotero y rotular para identificar el origen del indicador según los pétalos utilizados.

A partir del repollo rojo u otro follaje naturalmente coloreado (disolución acuosa): reducir a pequeños pedazos el tamaño de la muestra y colocar en un recipiente resistente al calor. Añadir cuidadosamente agua hirviendo para cubrir las hojas, tapar y dejar en reposo para que se disuelva el colorante. Se puede guardar de un día para otro. Empacar el líquido en un frasco gotero y rotular para identificar el origen de la disolución según el origen del follaje.

B - Caracterización del indicador.

Coloque aproximadamente 1 mL de vinagre en un tubo de ensayo y 1 mL. de disolución de bicarbonato en otro tubo de ensayo. Añada 5 gotas de su disolución indicadora a cada una de las disoluciones de referencia y agite suavemente para homogenizar. Deje en reposo unos minutos y anote en su cuaderno las observaciones.



Registro de lo observado. Información para la caracterización de las disoluciones indicadoras.



Disolución Referencia	Apariencia		
	Inicial	Al agregar indicador Pétalos	Al agregar indicador hojas
Acida Vinagre			
Básica Bicarbonato			



Explicación. A partir de los datos especifique la caracterización y el uso de su indicador ácido-base

C. Caracterización de la muestra problema

Coloque una pequeña cantidad de muestra en un tubo de ensayo y añada aproximadamente 5 mL. de agua destilada agitando para disolver. Si hay un residuo sólido separe 1 o 2 mL del líquido sobrenadante en otro tubo de ensayo.

Adicione a la disolución obtenida de la muestra unas gotas del indicador y deje unos minutos en reposo.

Registro de lo observado. Anote en su cuaderno de laboratorio el cambio observado en un cuadro como el siguiente:



Caracterización de las muestras

Muestra	Mas disolución indicadora alcohólica	Mas disolución indicadora acuosa	Carácter de la muestra

De acuerdo con las características de su indicador, indique qué carácter: ácido o básico tiene cada una de sus muestras y regístrelo en su cuaderno.



Explicación. Con todos los datos obtenidos, elabore el informe final de la experiencia.

- Discuta en grupo las características observadas para cada sustancia o compuesto y registre por escrito sus conclusiones.



Discusión. De acuerdo con los resultados obtenidos agrupe las sustancias o compuestos que considera ácidos y los que considera básicos. Justifique la agrupación planteada.

Aplicación.

- Identifique en el hogar sustancias o compuestos de carácter ácido y/o básico que se tienen almacenadas.
- Organice el depósito ubicando separadamente unos de otros. ¿Por qué es conveniente disponerlos así?
- Consulte acerca de la obtención de ácido acético y soda cáustica.
- Consultar sobre los usos de los pigmentos naturales en el módulo de intervalo de viraje de los indicadores.



Lectura complementaria 1. ¿Qué es un ácido? ¿Qué es una base?



Las disoluciones de ácidos o bases tienen amplia presencia en la vida diaria y en su estudio se integran conceptos del área de la química como: equilibrio químico, disociación, hidrólisis, neutralización, cuya aplicación y análisis permite ampliar y profundizar.

En la introducción se menciona el interés de la humanidad de buscar explicaciones al comportamiento de la materia. Para esto dispuso inicialmente de la observación de sus aspectos macroscópicos y con el correr del tiempo, cuando se fueron desarrollando los modelos de constitución de la materia, la descripción microscópica fue ganando importancia porque permitía proponer elementos que se podían asociar con su comportamiento y sus interacciones.

En la actualidad se explica el comportamiento ácido–base partiendo de que en determinadas circunstancias las unidades constitutivas de la sustancia (sea pura, mezcla o compuesto), es decir sus moléculas, tienden a disociarse (fraccionarse) generando partes que pueden o no modificar algunas propiedades del medio donde se encuentran. Así cuando se trabaja el modelo para explicar la disolución de sólido en líquido, el soluto se fracciona por interacción con el disolvente

En el caso del agua pura la concentración de iones H^+ y OH^- es muy baja debido a la baja disociación de sus moléculas, pero los pocos iones formados coexisten con unidades no disociadas y a partir de esto se llegó a plantear que en ella se establece un equilibrio:



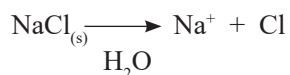


con una constante de equilibrio $K = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ con un valor aceptado de 1×10^{-14}

A partir de este planteamiento, se estableció que las sustancias adicionadas al agua pueden alterar el estado de equilibrio, ya sea por efecto de la variación de concentración al aportar H^+ u OH^- , o por reacción con el agua, dando como resultado la variación de la concentración de estas dos especies.

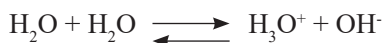
En el caso de las sustancias que se disocian poco, al entrar en contacto con el agua, y que pueden considerarse como **electrolitos débiles**, se han clasificado como de **carácter ácido** las que disminuyen el contenido de iones OH^- , afectando el equilibrio iónico del agua con un aumento proporcional de la presencia de iones H^+ y en el caso de que disminuyan el contenido de iones H^+ , aumentando proporcionalmente el contenido de iones OH^- se clasifican como de **carácter básico**.

En la actualidad también se explica el comportamiento ácido–base partiendo de que en determinadas circunstancias las unidades constitutivas de la sustancia (sea pura, mezcla o compuesto), es decir sus moléculas, tienden a disociarse (fraccionarse) generando partes que pueden o no modificar algunas propiedades del medio donde se encuentran. Así cuando se trabaja el modelo para explicar la disolución de sólido en líquido, el soluto se fracciona por interacción con el disolvente. En este proceso, por ejemplo, el cloruro de sodio (NaCl), al disolverse en agua se disocia, comportamiento que se representa por la ecuación:



que representa las partículas cargadas generadas al disolver un compuesto neutro (NaCl). Es decir que al disolverse disociándose, se presenta una repartición de carga eléctrica en una partícula positiva (Na^+) que implica pérdida de carga negativa (e^-) y otra partícula con carga negativa (Cl^-), es decir que ha ganado electrones (e^-). El resultado neto es la producción de iones y por eso en algunos textos este proceso lo llaman **ionización**; además como se generan cargas eléctricas las disoluciones correspondientes se llaman **electrolitos**.

Como en general el comportamiento ácido–base se describe en medio acuoso es oportuno recordar que el agua presenta autodisociación descrita por la ecuación:

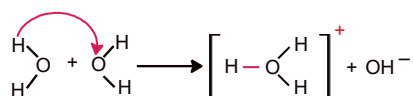


Que también se encuentra escrita como: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ y que actualmente el H^+ se denomina **protón** y fundamentalmente es un átomo de hidrógeno que ha perdido su electrón y el OH^- , que ha recibido un electrón, se llama **ion hidroxilo**.

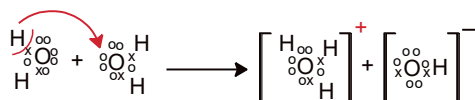
Generalizando, en la naturaleza se encuentran compuestos que al disociarse (fraccionarse) tienen la particularidad de generar protones y se les denomina ácidos y otros

compuestos pueden recibir protones y se denominan **bases**. Este comportamiento se describe por el modelo propuesto por Arrhenius.

La capacidad de generar protones o de aceptarlos no es igual en todos los casos; hay compuestos que tienen una alta capacidad o facilidad de producción de protones, comportamiento que se asocia con la llamada **fuerza ácida**, situación similar se plantea para las bases, en este caso con la facilidad de aceptar o recibir protones. Para el caso del agua este proceso se describe por la ecuación:



Una representación más detallada (notación de Lewis), de acuerdo con el modelo de unión química, es el que muestra el eventual comportamiento de los electrones que toman parte en el enlace y que para el caso del agua puede ser:



Un ácido o una base que (en medio acuoso) se disocian totalmente se denominan electrolitos fuertes y a los que solo se disocian parcialmente se les llama electrolitos débiles. Igualmente, ácidos cuyas unidades dan origen a un protón por molécula se denominan **monopróticos** y a los que originan dos a más protones se les llama **polipróticos**.

La **neutralización**, es el proceso que ocurre **al reaccionar un ácido** (generador de protones) **con una base** (aceptora de protones) **dando como productos una sal y agua.**

¿Cómo puede evidenciarse el carácter ácido o básico de una sustancia?

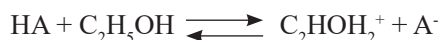
El carácter ácido o básico puede visualizarse de variadas formas: desde su interacción con diferentes sustancias o compuestos, hasta haciendo uso de la respuesta o comportamiento de sus disoluciones, empleando disoluciones de compuestos que también son ácidos o bases débiles, que presentan diferente color según las características ácida o básica de la disolución correspondiente. Estos compuestos son **los indicadores ácido-base**. De estos unos muy empleados son la **fenolftaleína** que presenta color rojizo en medio alcalino (básico) y es incolora en medio ácido y el **tornasol** que toma color azul en medio básico y rojo en medio ácido.

¿La característica de ser ácido o básico sólo se refiere disoluciones acuosas?

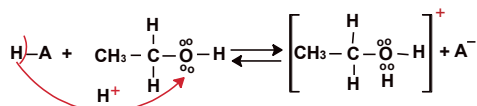
Es oportuno anotar que el agua no tiene la exclusividad como medio para la generación de ácidos y bases. Como el protón no puede existir aislado, siempre se encontrará



asociado (unido) a otras especies. Podría pensarse en otros disolventes que puedan ser receptores de protones (H^+) como el alcohol etílico cuando es disolvente de un ácido HA, proceso que se puede representar por la ecuación:

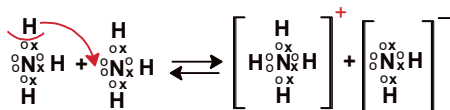


Una representación más detallada puede ser:



Otro ejemplo mencionado a nivel introductorio es el amoníaco que se licua a $-33^\circ C$ y en tales condiciones puede actuar como disolvente y presenta una autodisociación similar al agua.

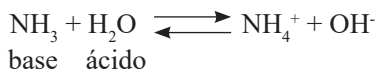
Una representación más detallada sería



El catión NH_4^+ es el similar al H_3O^+ y el NH_2^- al OH^- en el agua.

Esta corta descripción nos permite plantear la relatividad de estas características que puede resumir así según (Yu Fiálkov, 1985).

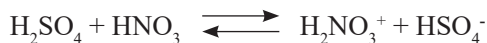
- a. Si se disuelve amoníaco gaseoso en agua el proceso que ocurre se representa por la ecuación:



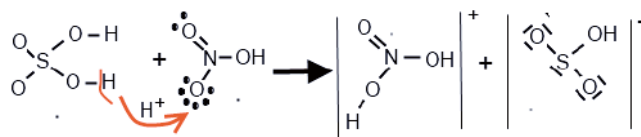
- b. Pero al disolver en agua un ácido muy conocido, el acético (en solución vinagre) la situación cambia y se puede representar:



- c. La situación puede ser algo “inesperada” si mezclamos ácido sulfúrico puro (aprox. del 98%) líquido aceitoso, con ácido nítrico. Este sistema ha sido estudiado y se representa por la ecuación:



Donde se muestra que el ácido nítrico es la base. Una representación más detallada puede ser:



- En el modelo ácido–base un compuesto puede presentar los dos comportamientos, dependiendo con quien se encuentre. En otras palabras, para presentarse el comportamiento ácido – base es necesario que haya una interacción.
- En otros términos, un compuesto químico aislado no es un ácido o una base; su característica se evidencia cuando se da la interacción con otro compuesto.
- Lo anterior no implica que a priori los términos ácido nítrico o ácido sulfúrico estén mal empleados y similar apreciación se aplica a bases como el hidróxido de sodio y el amoníaco. Lo que ocurre es que generalmente se utilizan en medio acuoso, donde su comportamiento es como se indica en la forma de nombrarlos.

Lectura complementaria 2. Ejemplo de modelo de representación



En las diversas publicaciones sean textos o artículos, generalmente se encuentran variadas formas de describir los procesos químicos, con el propósito de a nivel de formación, los alumnos se apropien de conceptos y procesos. Un ejemplo son las reacciones ácido–base que se acostumbra a representar por medio de ecuaciones químicas, y en no pocos casos, quedan como símbolos que muchas veces se aprende de memoria para salir del paso.

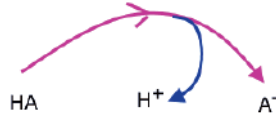
En el desarrollo de procesos educativos de formación, se han diseñado una gran variedad de materiales sean gráficas, esquemas, dibujos, videos, animaciones, como apoyo para el trabajo de aula.

Es el caso de (Emeric Schultz, 2008) quien propone el manejo de figuras dinámicas para tener otra mirada en la representación simbólica de reacciones químicas. Para ilustrar su procedimiento aplica su modelo de trabajo a varios tipos de reacciones como en las que intervienen ácidos y bases.

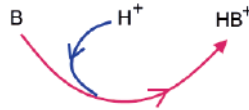
Para el caso se toma como base de la descripción de este tipo de reacciones el modelo que caracteriza el ácido como dador de protones (H^+) y a la base como aceptor de protones (H^+).



Se puede partir del proceso de disociación de un ácido HA.



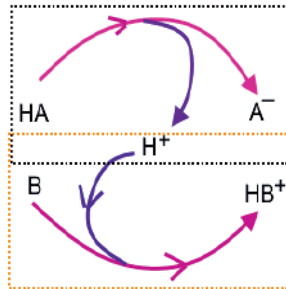
Para una base B el proceso es:



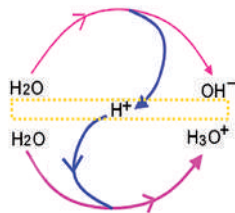
Estos dos diagramas pueden integrarse y describirán el ciclo total.

Hemisferio dador

Hemisferio aceptor

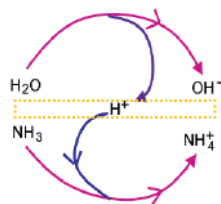
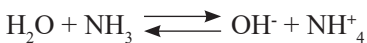


Otro ejemplo de diagrama dinámico que presenta el autor es para la autodisociación del agua.



En el diagrama se aprecia claramente que el protón que se da a una molécula de agua lo recibe otra y se generan los iones correspondientes.

Finalmente, entre los diagramas sugeridos por el autor se encuentra el comportamiento del amoníaco en medio acuoso.



Este tipo de diagrama dinámico tiene amplia aplicación y puede emplearse para la representación de reacciones de oxidación reducción, de combinación e inclusive mecanismos de reacciones orgánicas. Es una propuesta abierta a la iniciativa de estudiantes y profesores.

Nota. Este tipo de modelos de trabajo docente generalmente se difunde en publicaciones periódicas especializadas, como el Journal of Chemical Education, a la cual se tiene acceso como suscriptor o a través de bibliotecas universitarias a las cuales se tenga acceso por internet. Como esta no es la situación general de los alumnos y para aportar una breve ilustración, es muy útil mostrar un resumen del tema, con el debido crédito al autor y la publicación.

Lectura complementaria 3.

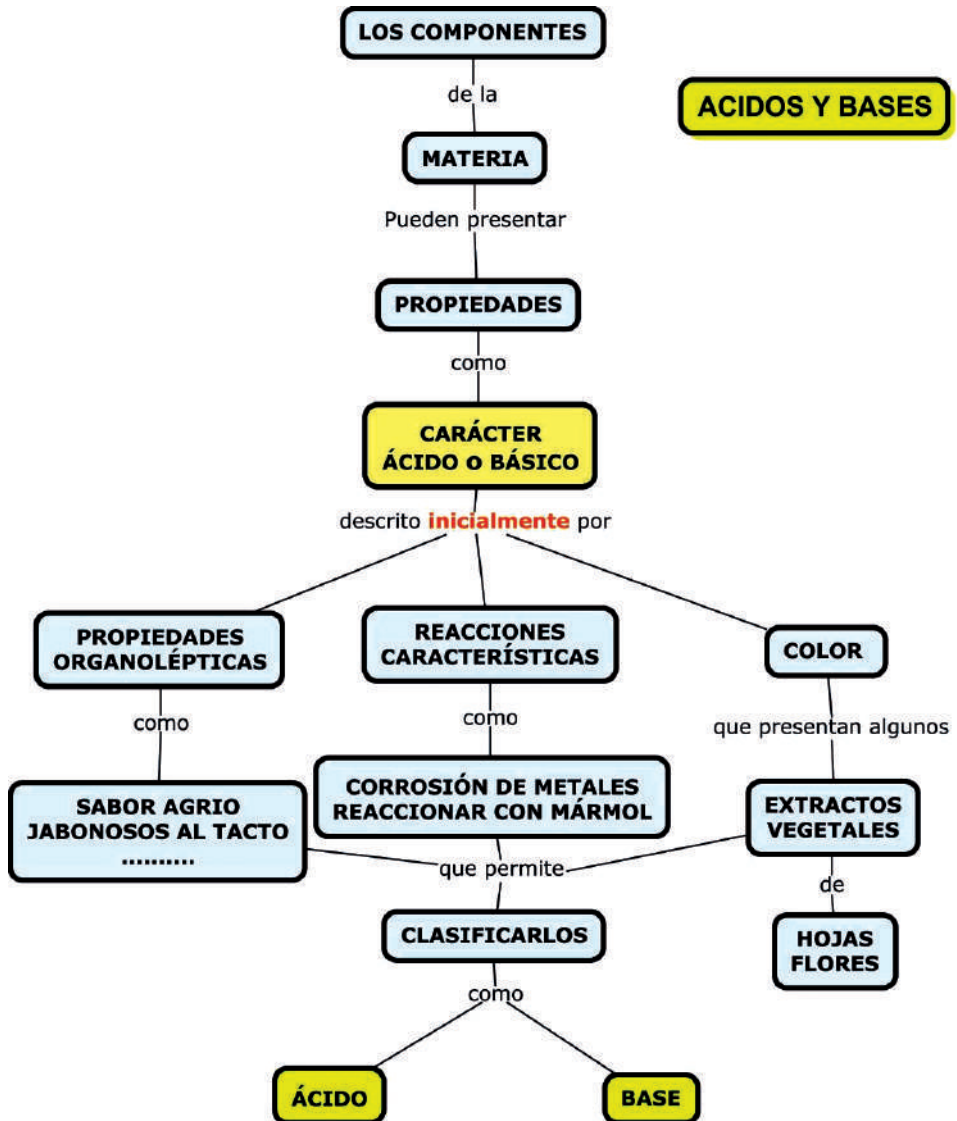
Desarrollo histórico de los conceptos Ácido y Base

Año	Autor	Aporte
~1650	Robert Boyle (1627- 1691) Nació en el actual Irlanda	Ácido. Sabor agrio, Corroe metales. Litmus a rojo.
~1776	Antoine Lavoisier (1743- 1794) Francés	Ácido. Lo define por contenido de oxígeno
1811	Humphry Davy (1778- 1881) Gran Bretaña	Ácido. Disueltos en agua liberan iones H^+ Base. Disueltas en agua liberan iones OH^-
1814	Joseph Gay Lussac (1778-1850) Francia	Ácido-base. No se definen aislados sino en función uno de otro
1834	Michael Faraday (1791-1867) Gran Bretaña	Ácido y Base. Son electrolitos Al disolverlos en agua se disocian en partículas con carga
1884	Svante August Arrhenius (1854-1927) Suecia	Ácido. En disolución acuosa aumenta iones H^+ Base. En disolución acuosa aumenta iones OH^-
1909	Peter Lauritz Sorensen (1868-1939) Dinamarca	Plantea la escala del pH asociada a la concentración de iones H^+ .
1923	Johannes Nicolaus Bronsted (1879-1947) Dinamarca Thomas Lowry (1874-1936) Inglaterra	Ácido. Donor de iones H^+ Base. Aceptor de iones H^+ Resaltan la importancia del concepto pH. Comportamiento de ácidos y bases fuertes y débiles. Definen las sustancias anfóteras.
1923	Gilbert Newton Lewis (1875- 1946) Estados Unidos	Ácido. Aceptor de electrones. Base. Dador de electrones. Aporta bases para la teoría de enlaces químicos. Propone representación estructural de las moléculas y uniones, con base a pares electrónicos.
1939	Mikhail Usanovich (1894-1981) Rusia	Ácido. Aceptor de especies (-). Dador de especies (+) Base. Aceptor de especies (+) Dador de especies (-)



Bibliografía

- Lockermann, G. (1960). *Historia de la Química*. UTHEA, No. 2. México.
- Hewitt, S. (2005). *Proyectos fascinantes, Química*. Ed. Panamericana, Bogotá D.C. Colombia.
- Bingham, J. (1997). *El libro de los experimentos científicos*. Ed. Lumen, Buenos Aires. Rep. Argentina.
- Jiménez, F., Molina, M. Carriazo, J. (2015). *Investigación de las concepciones alternativas sobre ácidos y bases en estudiantes de secundaria*. Scientia et Technica, año XX, vol. 20, No. 2. Universidad Tecnológica de Pereira, Colombia
- Evolución de las ideas de Acido Base. (NA). <http://www3.gobiernodecanarias.org/medusa/lentiscal/1-CDQuímica-TIC/HistoriaCiencia/Historia%20de%20Acidos%20y%20BasesB.pdf> Consultado: 10-11-19.
- Belen, A.D. (2013). *Indicadores naturales*. <https://www.cac.es/cursomotivar/resources/document/2013/indicadoresnaturales.pdf> Consultado: 10-11-19.
- Paik, S. (2015). *Understanding the Relationships Among Arrhenius, Bronsted-Lowry and Lewis Theories*. Journal of Chemical Education. 92,1484-1488.
- Fialkov, Y.(1985). *Proiedades extraordinarias de las soluciones corrientes*. Ed. MIR, Moscú, págs. 66-75.
- Schultz, E. (2008). *Dynamic reactions Figures. And integrative vehicle for understanding chemical reactions*. Journal of Chemical Education, 85,386-392.





3

Hidrólisis. Comportamiento de las sales en agua

Introducción

En su papel como disolvente, el agua puede reaccionar de variadas maneras y en este módulo se centrará la atención a su comportamiento como ácido o como base cuando se disuelven en ella diversos tipos de sales. El agua de mar, el plasma sanguíneo y la savia de las plantas, son algunos ejemplos de disoluciones salinas y con la apropiación de los conceptos que se trabajan en este módulo, tendremos un acercamiento a la **Hidrólisis** como soporte de la explicación de sus importantes funciones.

A través de los módulos sobre ácidos y bases se ha descrito el comportamiento de compuestos que se comportan como dadores o aceptores de protones en medio acuoso, aplicando el modelo propuesto por Arrhenius. Sin embargo, este comportamiento no se restringe a especies químicas que en su composición (estructura) dispongan de protones para donar como es el caso de las sales. Cuando se disuelve en agua una sal como el acetato de sodio proveniente de un ácido débil como el acético y una base fuerte como hidróxido de sodio, la disolución resultante tiene un carácter básico, lo que implica que iones hidrógeno (H_3O^+) provenientes del agua “desaparecen” como tales, generando un exceso de iones hidroxilo (OH^-). Por tanto, al disociarse la sal, los iones producidos en el proceso de disolución tienen cierta capacidad de aceptar protones, en este caso del agua y el proceso se denomina “hidrólisis”.¹

Para describir este comportamiento se aplica un modelo más general de ácido–base planteado por Bronsted² y Lowry³. Este modelo considera ácido a un donador de protones y base a un aceptor, y como resultado de la interacción aparecen otras especies: Si la sal proviene de un ácido débil se presenta el siguiente equilibrio entre el anión del ácido y el agua:

1 Si por ejemplo el solvente es amoníaco y este cede protones, el proceso se llama amonólisis. En general este tipo de interacción se llama “protólisis”.

2 Bronsted Nicolaus. Químico danés (1879 – 1947).

3 Thomas Lowry. Químico inglés.(1874-1936).



El anión es una base débil y acepta protones del agua que se comporta como ácido. Como resultado se genera un **ácido conjugado HA** y una **base conjugada OH⁻**. Este proceso tiene su correspondiente constante de equilibrio. En la lectura complementaria se trabajan los elementos básicos que amplían esta temática.

Descripción

Esta actividad está orientada a indagar qué sucede cuando se disuelven sales en agua mediante la identificación del pH de sus disoluciones acuosas y una primera aproximación a la explicación de lo observado y del concepto de **hidrólisis**. Previamente al desarrollo de la experiencia se plantea un cuestionario inicial que permite complementar la contextualización y tener información sobre los conceptos básicos que se requieren para una mejor comprensión de las experiencias propuestas. Se enumeran los materiales necesarios y se plantean algunas sugerencias para el manejo de la experiencia en aula. Se finaliza con tres lecturas complementarias donde se desarrollan aspectos básicos para la explicación del comportamiento de este tipo de disoluciones. Se propone un marco conceptual.

Conceptos previos: ácido, base, electrolitos fuertes, electrolitos débiles, auto ionización del agua, equilibrio de reacción, pH, indicadores de pH.

Actividades

Cuestionario inicial

- ¿Cuál es el origen químico de una sal?
- Nombre dos sales que se encuentran generalmente en la cocina que no sea el NaCl.
- ¿Usted considera que al disolver en agua una sal diferente a la de mesa cambia el pH de la disolución?
- ¿Sabe usted qué características debe poseer una sal para que al disolverse en agua cambie el pH de la disolución?
- ¿Qué entiende por procesos de hidrólisis?
- ¿Qué entiende por ácido y base fuerte?
- ¿Qué entiende por ácido y base débil?



Exploración

Experiencia. Reactividad de sales en medio acuoso

Materiales. Por grupo de trabajo.

- 5 tubos de ensayo pequeños o placa de porcelana con hendiduras para cada grupo 1,2 y 3.
- 7 Tubos de ensayo para el grupo 4.
- 2 vasos de precipitados de 250 mL.
- 2 vidrios de reloj.
- 2 cucharitas plásticas.
- 1 probeta de 100 mL (cilindro graduado)
- 2 agitadores de vidrio o varilla plástica.
- Frascos con tapa para guardar las soluciones
- Balanza.
- Frasco lavador con agua destilada.
- Toallas de papel.

Reactivos.

- Agua destilada. (se toma como referencia) para todos los grupos.
- Disoluciones 0,1 M de:
 - a) cloruro de sodio (NaCl). (Af – Bf)
 - b) Acetato de sodio (AcONa). (Ad – Bf).
 - c) Cloruro de amonio (NH_4Cl). (Af – Bd)
 - d) Sulfato de aluminio ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$). (Af – Bd).
 - e) Carbonato de sodio (Na_2CO_3). (Ad – Bf).
 - f) Acetato de amonio (AcONH_4). (Ad – Bd).
- Indicadores. Disoluciones alcohólicas
 - Fenolftaleína.
 - Metil naranja.
 - Papel indicador tornasol.
 - Papel Indicador Universal.



Desarrollo

Actividad previa. Prepare con anterioridad cada una de las disoluciones de las sales indicadas en cantidad suficiente según tenga programado el trabajo en el aula. Si va a hacer sólo demostrativo con 10 mL. de cada una es suficiente Si lo programa en grupos cada uno de ellos debe disponer de esta cantidad de cada una de las disoluciones



El trabajo en aula tiene varias posibilidades, por ejemplo:

- *El curso se puede dividir en los grupos convenientes, de acuerdo con la disponibilidad de material.*
- Cada grupo debe ser de máximo 5 estudiantes para la realización de las experiencias. En este caso es deseable que se escoja previamente un alumno de cada grupo que pueda asumir el rol de monitor con orientación previa del profesor.
- Las experiencias también pueden ser demostrativas planeando la forma para que los alumnos realicen adecuadamente el registro de las observaciones y destacando que este proceso es fundamental para la posterior discusión.
- Para las sales se debe disponer de recipientes separados con la debida identificación y cada una debe tener un vasito marcado para evitar mezclas.
- Terminada la experimentación, las disoluciones de las sales empleadas, se guardan en su recipiente original debidamente marcado, si se tiene seguridad de que no hubo contaminación; de lo contrario se pueden desechar en el recipiente destinado para residuos y luego proceder al tratamiento previo a su desecho definitivo.

El proceso general consiste en determinar con ayuda del indicador universal y otros indicadores de pH, el carácter y el valor de este parámetro en cada una de las disoluciones de las sales. **Como patrón de comparación se debe usar agua destilada.**

Si se decide dividir el trabajo, por ejemplo, en cuatro grupos se propone:

Grupo 1 Metil naranja y Fenolftaleína. Disoluciones a y b

A dos parejas de tubos adicionar respectivamente 5 gotas de cada una de las disoluciones **a, b**, marcando cada tubo para indicar su contenido.

- ❖ Determinar el carácter ácido o básico de cada disolución añadiendo gotas del indicador fenolftaleína y metil naranja en la pareja correspondiente. Utilizar agua destilada como patrón de comparación.
- ❖ Anotar las observaciones en el cuadro adjunto.

Grupo 2. Papel tornasol y Fenolftaleína. Disoluciones c y f

A dos parejas de tubos adicionar respectivamente 5 gotas de las disoluciones **f y c** marcando cada tubo para indicar su contenido.

- ❖ Determinar el carácter ácido o básico de cada disolución con la prueba de toque con papel tornasol en un tubo y adicionar 2 a 3 gotas del indicador fenolftaleína en la pareja correspondiente. Utilizar agua destilada como patrón de comparación.
- ❖ Anotar las observaciones en el cuadro adjunto.

Grupo 3. Fenolftaleína y Metil naranja. Disoluciones d y e

A dos parejas de tubos adicionar respectivamente 5 gotas de las disoluciones **d** y **e** marcando cada tubo para indicar su contenido.

- ❖ Determinar el carácter ácido o básico de cada disolución con la prueba de toque con papel tornasol en un tubo y adicionar 2 a 3 gotas del indicador fenolftaleína en la pareja correspondiente. Utilizar agua destilada como patrón de comparación.
- ❖ Anotar las observaciones en el cuadro adjunto.

Grupo 4. Papel indicador universal. Disoluciones a, b, c, d, e, f.

- ❖ Colocar 2 mL. de disolución salina problema en un tubo de ensayo marcando inmediatamente su contenido. Repetir el proceso con cada una de las disoluciones restantes.
- ❖ Utilizando la prueba de toque con papel indicador universal determine el pH de cada una de las disoluciones problema. Utilizar agua destilada como patrón de comparación
- ❖ Anotar las observaciones en el cuadro adjunto

Registro de lo observado. Cada grupo anotará sus observaciones en su cuaderno de trabajo; se sugiere emplear una tabla como la adjunta.



- Intercambiar los resultados entre los grupos para completar la tabla. Finalmente, con el aporte de todos los grupos indique para cada disolución el pH (valor, rango, mayor que, menor que) que se puede asignar por el comportamiento y propiedades del indicador.

Disoluc.	Indicador y pH							
	Universal		Tornasol		Fenolftaleína		Metil Naranja	
	color	pH	color	pH	color	pH	color	pH
a								
b								
c								
d								
e								
f								
patrón								



Explicación. Analizar sobre la importancia y uso de los indicadores en disolución y en papel y sus limitaciones.



Discusión. Una posibilidad es orientar la discusión entre los grupos sobre el comportamiento observado y unificar criterios, haciendo énfasis en la posible subjetividad en la identificación del color observado y las limitaciones de los indicadores

Aplicación.

- Promover entre los grupos la discusión sobre los conceptos ácido, base, ácido conjugado, base conjugada.
- Indagar sobre las consecuencias derivadas de este comportamiento de las sales en medio acuoso y su relación con el pH en diversas situaciones de la vida diaria: preparación de alimentos, lavado etc.
- Plantearse la inquietud de qué pH pueden tener los líquidos fisiológicos en plantas y animales, puesto que son disoluciones acuosas naturales de múltiples sustancias y cómo se puede regular este parámetro.



Lectura complementaria 1. Hidrólisis de sales



La palabra **hidrólisis** proviene de la unión de dos vocablos griegos: **hidro** que significa agua y **lisis** que significa ruptura y que describe la reacción de un compuesto con el agua para producir un nuevo compuesto. Esta reacción es muy importante pues está presente en numerosos procesos tanto inorgánicos, como en orgánicos

y bioquímicos.

Para su comprensión se presenta en este módulo la hidrólisis ácido-base en el ámbito de química básica, en la que, como su nombre lo indica, el producto principal de la reacción será la formación de sustancias ácidas o básicas a partir de sales.

Comúnmente cuando se habla de SAL solo se piensa en la que se usa en la mesa, el cloruro de sodio, que puede obtenerse en la neutralización del hidróxido de sodio con el ácido clorhídrico. Sin embargo, en Química se conoce en general como SAL a los productos de la reacción de un ácido con una base. Las sales en medio acuoso pueden ionizarse dando lugar a iones cargados negativamente (aniones) e iones cargados positivamente (cationes).

En la introducción del módulo, se ha descrito brevemente el comportamiento de compuestos, que de acuerdo con el modelo de Arrhenius funcionan como ácido o como

base cuando se disuelven en agua. Igualmente se encuentran compuestos que sin disponer estructuralmente de protones se comportan como ácidos y al disolverse en agua generan especies químicas con tendencia a **aceptar protones. Este proceso se describe por la interacción del agua con los iones generados en la disolución y se llama hidrólisis.** Inclusive existen especies químicas que pueden ser dadores o aceptores de protones; un ejemplo típico de estos compuestos es el hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$ y en el campo bioquímico los aminoácidos y proteínas muestran este comportamiento bajo determinadas circunstancias. Ante este panorama el modelo de Arrhenius no permitía una explicación satisfactoria; se requería un modelo más general y fue el conocido como de Bronsted – Lowry, descrito brevemente en la introducción

Cuando las sales se disuelven en agua pueden presentar uno de tres comportamientos de acuerdo con los iones generados. Uno es cuando no se presenta interacción química y no incide en el equilibrio de autodisociación del agua.



y los otros cuando puedan presentar características ácidas o básicas desplazando dicho equilibrio.

En general las sales, frente al proceso de hidrólisis, puede describirse o clasificarse en cuatro grupos:

- Sales de ácido fuerte – base fuerte como NaCl , KCl
- Sales de ácido débil – base fuerte como AcONa , KCN
- Sales de ácido fuerte – base débil como NH_4Cl .
- Sales de ácido débil – base débil como AcONH_4 .

En todos los casos los iones generados en la disolución de la sal interaccionan con el agua, pero con resultados diferentes.

A continuación, se presenta una breve descripción de estos procesos con base en el modelo ácido–base de Bronsted Lowry. En este modelo aplicado al caso del agua se considera que un ácido es un donador de protones y al hacerlo genera una especie química “desprotonada” que está en capacidad de recibir un protón de una especie que se lo pueda dar, en este caso el agua. Este comportamiento puede representarse mediante los equilibrios:



Donde: HB ácido débil



B⁻ anión que puede recibir un protón. Se denomina **base conjugada** del ácido.

OH⁻ ion hidroxilo generado por el agua al ceder su protón a la base conjugada.

Recordemos que en el agua pura la concentración molar de los iones hidronio e hidroxilo es 1×10^{-7} M.

Cada uno de los equilibrios anteriores (1), (2) y (3) se describe mediante las correspondientes constantes de equilibrio:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14} \quad K_a = \frac{[H^+][B^-]}{[HB]} ; \quad K_b = \frac{[HB][OH^-]}{[B^-]} = K_h$$

NOTA. H_3O^+ es equivalente a H^+ .

Donde K_b corresponde al equilibrio de hidrólisis de la base conjugada **B⁻** y se designa por K_h . Un segundo aspecto de la utilidad del modelo de Bronsted – Lowry es contribuir a una descripción cualitativa de la capacidad de dar o recibir protones, que se puede resumir con algunos ejemplos en el cuadro sugerido por (Crockford,1966).

Ácido ₁	+ Base ₁	=	Ácido ₂	+ Base ₂
HCl	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ Cl ¹⁻
HNO ₃	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ NO ₃ ¹⁻
H ₂ SO ₄	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ HSO ₄ ¹⁻
H ₃ PO ₄	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ H ₂ PO ₄ ¹⁻
HSO ₄ ⁻	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ SO ₄ ²⁻
CH ₃ COOH	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ CH ₃ COO ¹⁻
HSO ₃ ⁻	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ SO ₃ ²⁻
H ₂ CO ₃	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ HCO ₃ ¹⁻
HCN	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ CN ¹⁻
NH₄⁺	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ NH ₃
HCO ₃ ²⁻	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ CO ₃ ²⁻
HPO ₄ ²⁻	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ PO ₄ ³⁻
HS ¹⁻	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ S ²⁻
H ₂ O	+ H ₂ O	=	H ₃ O ⁺	+ OH ¹⁻

Es claro que los aniones generados como bases conjugadas tienen diferente capacidad de recibir protones provenientes del agua.

Al disolverse un ácido fuerte en agua genera una base conjugada débil, es decir que para ella el valor de K_b es pequeño y el equilibrio mostrado por la ecuación 3 está desplazado a la izquierda, es decir que los iones H^+ y B^- se mantienen como tales en disolución y el equilibrio 2 se desplaza hacia la derecha.

De otra parte, un ácido débil al disolverse en agua genera una base conjugada fuerte y el equilibrio mostrado por la ecuación 2 está desplazado hacia la izquierda y el equilibrio 3 estará desplazado a la derecha. En resumen, este tipo de ácidos tienden a permanecer con una baja disociación.

Similar análisis se puede plantear para las bases, como en el caso del amoníaco:



En este caso la base relativamente débil es el amoníaco y el ácido conjugado correspondiente, ion amonio, tiene tendencia a comportarse como ácido frente al agua por lo que el equilibrio mostrado en la ecuación 5 estará desplazado hacia la derecha, generando una disolución con características ácidas.

Retomando los cuatro grupos en que se pueden clasificar las sales en su comportamiento al disolverse en agua, se puede plantear una breve descripción a nivel introductorio.

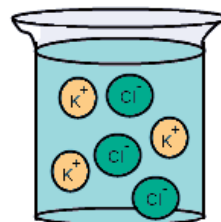
1. Sales de ácido fuerte – base fuerte

En general este tipo de sales se comportan como electrolitos fuertes, es decir se disocian totalmente al disolverse en agua. Cómo se podría describir su comportamiento si el pH se mantiene con respecto al agua. De acuerdo con modelo de Bronsted Lowry los iones generados no son ni donores ni aceptores de protones respecto del agua y por tanto su pH no varía respecto del agua antes de la disolución; el agua es simplemente el medio para contener los iones. Una forma de representar este comportamiento es por medio de la ecuación de disociación, por ejemplo:



Los iones K^+ , Cl^- , Na^+ y NO_3^- , permanecen como tales en la solución y no afectan el equilibrio del agua.

Otra forma puede ser mediante una representación gráfica como la que se muestra, donde los iones⁴, en este caso K^+ y Cl^- se encuentran en el seno del agua, pero mantienen su identidad; simplemente las moléculas de agua se orientarán a su alrededor de acuerdo a la carga eléctrica del ion en lo que se



4 La representación de los iones no muestra la escala relativa de tamaño.



conoce como **solvatación**, tal como se mencionó en el módulo de disoluciones, es decir **no se da el proceso de hidrólisis**.

2. Sales de ácido débil–base fuerte

Como uno de sus componentes proviene de una base fuerte su disociación en agua es total. Un ejemplo típico es el acetato de sodio generado por el ácido débil acético (CH_3COOH o AcOH) y una base fuerte como el hidróxido de sodio (NaOH). Esta sal produce el ion acetato (CH_3COO^- o AcO^-) que genera una disolución de carácter básico y como el ion sodio (Na^+) no interactúa químicamente con el agua, el carácter básico se origina en la interacción del anión del ácido (base conjugada fuerte), que puede recibir protones del agua que se comportaría como ácido, disminuye la concentración de iones hidronio y la disolución adquiere características básicas, proceso que se puede representar por la ecuación:



Aunque numerosos autores presentan el tema con un amplio desarrollo matemático, a continuación, se muestra una breve descripción de este proceso.

Se parte de dos sistemas en equilibrio:



El equilibrio para el agua se desplaza hacia la derecha por la sustracción de iones hidronio (H_3O^+) del sistema. La constante del equilibrio de hidrólisis es:

$$Kh = \frac{[\text{AcOH}][\text{OH}^-]}{[\text{AcO}^-]}$$

A partir del producto iónico del agua $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$ se deduce que:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} \text{ por tanto: } Kh = \frac{[\text{AcOH}]K_w}{[\text{AcO}^-][\text{H}^+]} \text{ y } Kh = \frac{K_w}{K_a}$$

Este desarrollo permite tener una idea de la magnitud de la constante de hidrólisis (K_h). Por ejemplo para el ácido acético (AcOH) la constante K_a tiene un valor $1,8 \times 10^{-5}$, de donde el valor de la constante de hidrólisis para la base AcO^- es:

$$Kh = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56 \times 10^{-10}$$

Para un ácido más débil como el cianhídrico (HCN) con un valor de $K_a = 1 \times 10^{-9}$, la constante K_h para la base CN^- tiene un valor de 1×10^{-5} . Es una base más fuerte que el acetato.

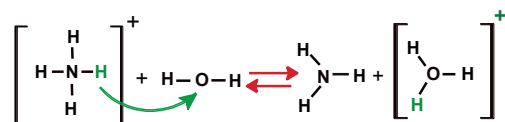
Para ácidos o bases fuertes la disociación es alta y así mismo el valor de K_a , por lo que el valor de la constante de hidrólisis tiende a cero, es decir la tendencia para recibir protones de la base Cl^- es prácticamente nula. Este desarrollo aporta elementos para entender la tabla presentada anteriormente.

3. Sales de ácido fuerte – base débil.

- El ejemplo más común es el cloruro de amonio que disocia totalmente en agua porque proviene de una base débil (NH_3) y un ácido fuerte (HCl). Esta disolución presenta un carácter ácido y como el ion cloruro no interacciona químicamente con el agua el carácter ácido se origina en la interacción del catión de la sal (ácido conjugado fuerte) que puede dar protones al agua que se comportaría como una base. Este proceso se puede representar mediante la ecuación:



El ion amonio (NH_4^+) es el dador de protones y el agua el receptor, proceso que se puede representar por la ecuación:



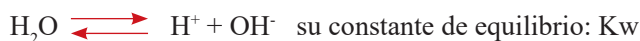
La carga positiva está soportada por el ion amonio en el primer caso y por el ion hidronio en el segundo.

Esta ecuación en forma condensada es:



Este equilibrio tiene su correspondiente constante K_h .

Los demás procesos en equilibrio descritos en forma condensada son:



Con un análisis similar al realizado en el caso anterior se obtiene:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$



En este caso $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ y la correspondiente constante de hidrólisis es:

$$Kh = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Puede surgir la inquietud si este valor de la constante de hidrólisis puede generar un medio ácido. Como información para una disolución 0,05 M de NH_4Cl , el pH es 5,3; definitivamente de carácter ácido.

4. Sales de ácido débil – base débil.

Los iones generados en la disolución (ácido y base conjugados) de este tipo de sales tienen la posibilidad de reaccionar con el agua, es decir hidrolizarán para dar la forma no disociada de la sal y variación de la concentración de iones hidronio e hidroxilo. Estas reacciones ocurren en una extensión que depende de las características del ácido y la base débil que las generaron, es decir del valor de K_a y K_b . Esto amplía las posibilidades porque pueden producir medio neutro, ácido o básico dependiendo de si $K_a = K_b$, $K_b > K_a$ o si $K_b < K_a$. Como ilustración se muestran unos ejemplos típicos que se citan en la mayoría de la literatura de Química Básica.

En el primer caso el ácido y la base son de fuerza semejante; es el caso del acetato de amonio (AcONH_4) donde $K_a = K_b = 1,8 \times 10^{-5}$. Las reacciones de hidrólisis correspondientes son:

Para el ácido conjugado (NH_4^+).



$$\text{Con: } Kh = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Para la base conjugada AcO^- se tiene:

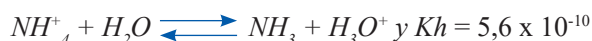


$$\text{Con: } Kh = \frac{[\text{AcOH}][\text{OH}^-]}{[\text{AcO}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Con estos valores de Kh se puede decir que la disolución será neutra.

$$\text{pH} \approx 7$$

Para el caso $K_b > K_a$ se puede tomar como ejemplo cianuro de amonio (NH_4CN), donde $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ y $K_a = 4,0 \times 10^{-10}$. La reacción para el ácido conjugado es:



Para la base conjugada la reacción es:



$$K_b = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4,0 \times 10^{-10}} = 2,5 \times 10^{-5}$$

La segunda reacción se lleva a cabo en mayor extensión y la disolución tendrá un carácter básico.

Para el caso de $K_b < K_a$ y siguiendo un análisis similar de acuerdo con la sal, se encuentra que se lleva a cabo en mayor extensión la reacción que genera iones H_3O^+ y la disolución tendrá un carácter ácido.

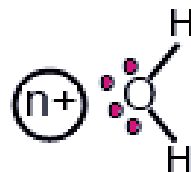
Lectura complementaria 2. Efecto del tamaño del ion metálico



Estos procesos de hidrólisis amplían su panorama cuando se observa que sales con iones metálicos pequeños y alta carga positiva, tienen un carácter ácido atribuible al ion metálico. Es el caso del sulfato de aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Esto sucede cuando iones metálicos de ciertas características, que en disolución se rodean de moléculas de agua (solvatan), interactúan con ella y liberan iones hidronio (H_3O^+). Es decir que los hidrógenos del agua coordinada al ion metálico pueden ser liberados.

Con base en evidencia experimental se ha encontrado que en tanto más alta la carga del ion metálico, más pequeño es su tamaño y mayor la tendencia a liberar iones hidrógeno.

En una primera aproximación se puede plantear una explicación en la que se parte de las características del ion metálico solvatado, de elementos del enlace químico y que las moléculas de agua se orientan alrededor del catión; como resultado del campo eléctrico generado, el oxígeno atrae más fuertemente los electrones de la unión con el hidrógeno, es decir que el hidrógeno del agua se hace “más positivo” cuando el agua está coordinada al ion metálico y así tiende a liberarse con mayor facilidad que cuando el agua no está coordinada. El agua actúa como base y acepta el protón. En forma resumida este proceso se representa mediante la ecuación:



El efecto del ion metálico es más notorio a medida que aumenta su carga positiva y disminuye su tamaño; en estas condiciones, como se mencionó antes, el efecto del



campo eléctrico es mayor y aumenta la tendencia a liberar el protón frente al agua. Como ejemplo (Huheey, 1978) de este comportamiento se puede citar algunos casos.

	ION	K_h	
	Na^{1+}	$3,3 \times 10^{-15}$	
	Mg^{2+}	$3,8 \times 10^{-12}$	
	Al^{3+}	$7,2 \times 10^{-6}$	
	Fe^{3+}	$6,5 \times 10^{-3}$	
	Bi^{3+}	$2,6 \times 10^{-2}$	
	Zr^{4+}	0,60	

Estos valores de K_h muestran que el ion sodio (Na^{1+}) prácticamente no hidroliza, en tanto que la hidrólisis del ion aluminio es mayor y la del ion bismuto es aún mayor. Por esto, sales de estos iones de carga alta se solubilizan en medio ácido para desplazar el equilibrio hacia la formación del ion solvatado.

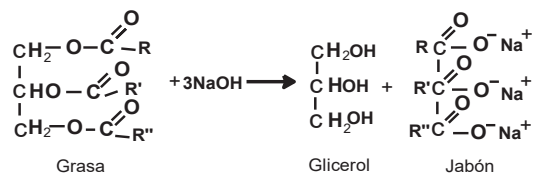
Con este texto se presenta una breve introducción básica a la temática de la hidrólisis, que permite plantear una aproximación a la explicación del fenómeno.

Lectura complementaria 3. Hidrólisis de compuestos orgánicos



En el ámbito de la química orgánica es importante conocer la hidrólisis en la cual un grupo funcional se convierte en otro grupo funcional como en las amidas que se descomponen en aminas y ácidos carboxílicos, los ésteres que se descomponen en alcoholes y ácidos carboxílicos y los polisacáridos que llegan hasta mono sacáridos

Un aceite vegetal por ejemplo es un éster de ácido carboxílico, específicamente es un triglicérido que quiere decir que hay tres ácidos carboxílicos de cadena larga R_1 , R_2 y R_3 unidos al glicerol que es un alcohol. Por hidrólisis básica los aceites se descomponen y dan origen por un lado a la glicerina y por el otro a las sales de los ácidos grasos que constituyen lo que conocemos como jabón. Este proceso se conoce comúnmente como **saponificación**.



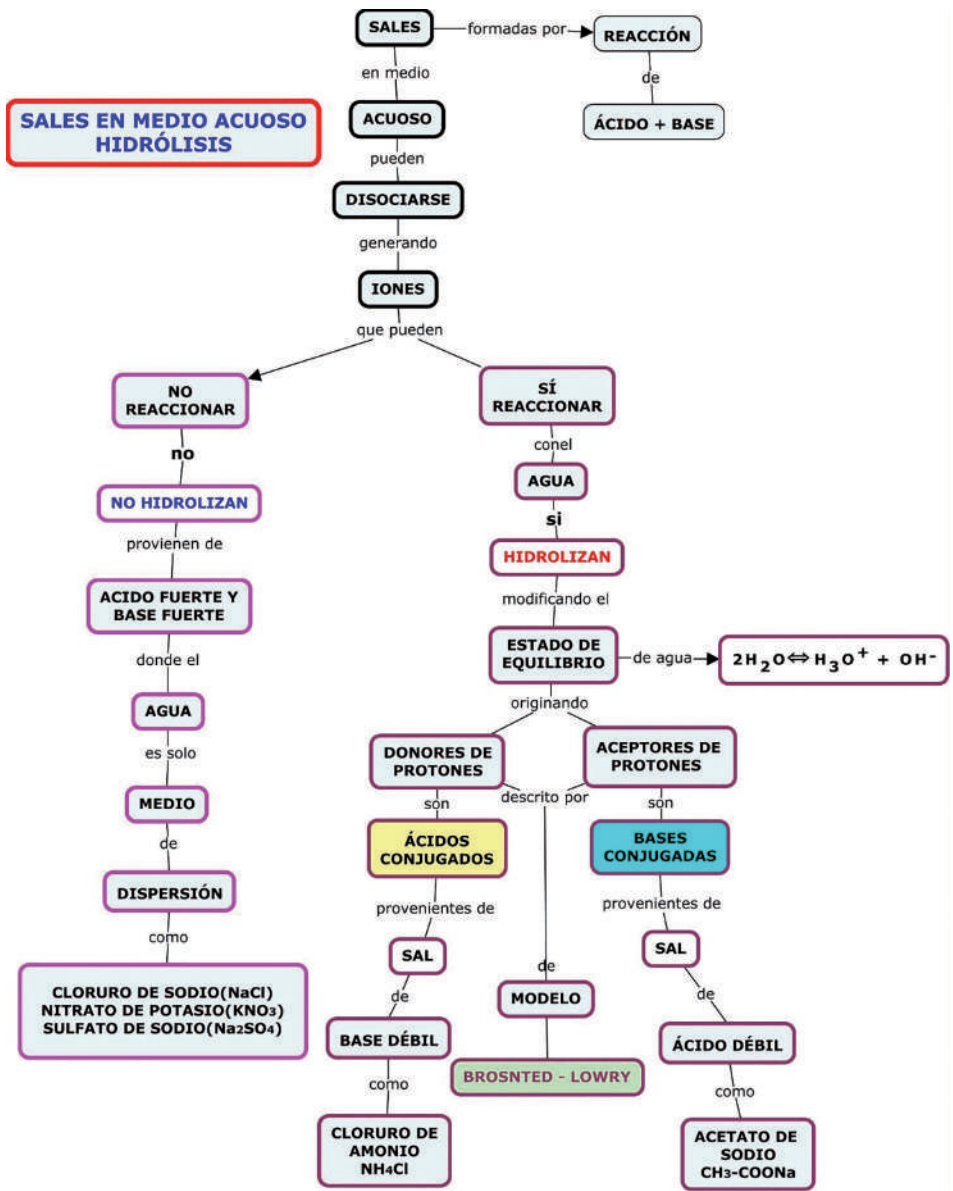
El almidón se encuentra en las raíces, semillas y frutos de las plantas y estas constituyen su mejor fuente comercial. Todos los almidones dan por hidrólisis completa solamente glucosa. El agua caliente separa el almidón en dos fracciones, una insoluble llamada amilopectina y otra soluble llamada amilosa que se hidroliza completamente a maltosa por acción de la enzima maltasa. La maltosa es un azúcar fermentable y es la materia prima para producir la cerveza.

La celulosa es un polisacárido o polímero de la glucosa de elevado peso molecular que se encuentra en todas las plantas. Aproximadamente el 50% de la lana y el 90% de la fibra de algodón son celulosa. Sus deshechos son una parte considerable de la biomasa, la cual se considera una fuente de carbono orgánico que podría considerarse sustituto del petróleo como fuente de combustibles y otros productos. Actualmente se están investigando métodos para hidrolizar celulosa presente en la biomasa para producir biodiesel y etanol.

Finalmente, en el proceso digestivo animal los disacáridos, como el azúcar común (sacarosa) y los polisacáridos como los almidones deben ser hidrolizados hasta monosacáridos para que puedan atravesar la pared intestinal y llegar al torrente sanguíneo y poder así ingresar al interior de las células para cumplir sus funciones y ser útiles al organismo.

Bibliografía

- Cram, D. y Hammond, G. (1963). *Química Orgánica*. Mc. Graw Hill Book Company. New York.
- Ecured. (NA). www.ecured.cu/Hidrolisis Consultado: 21-12-19.
- Morales de la Rosa, S. (2015). *Hidrólisis ácida de celulosa y biomasa lignocelulósica asistida con líquidos iónicos*. <http://hdl.handle.net/10486/667856> Consultado: 20-12-19.
- Raffino, M. E. (NA). *Concepto de hidrolisis*. <https://concepto.de/hidrolisis>. Consultado: 26-12-19.
- Crockford, H. y Knight, S. (1966). *Fundamentals of Physical Chemistry*. Ed. Wiley International. Ed. 2a. N.Y. pág. 147.
- Huheey, J. (1978). *Inorganic Chemistry. Principles of Structure and Reactivity*. Ed. Harper and Row. Second Ed. Págs. 265-266.



4



¿Qué es pH?

Introducción

Numerosos compuestos al disolverse en agua generan disoluciones de carácter ácido o básico y para identificarlas se puede en principio seguir dos caminos: el primero es aplicar procesos para establecer la concentración de protones (H^+) en el caso de las disoluciones de carácter ácido, o de hidroxilos (OH^-) en el caso de disoluciones de carácter básico, con la complejidad que pueden presentar los sistemas acuosos al analizarlos.

El segundo es identificar su característica utilizando disoluciones de ciertos compuestos, conocidos como indicadores, que tienen la característica de variar de color en función de la concentración de iones hidronio (H_3O^+).

Como la concentración de este ion tiene relación con el pH, el cambio de color de los indicadores se puede ubicar en la escala de pH, que tiene su fundamento en la auto-disociación del agua y varía entre 1 y 14. Este aspecto que se describe en la lectura complementaria.

En conclusión, para determinar el pH de una disolución se dispone de dos herramientas: los indicadores y el medidor de pH (pHmetro). En este módulo se describirá el uso de una tira de papel impregnada con un indicador que presenta diferente color dependiendo del pH de la disolución con la que se ponga en contacto.

Descripción

Esta actividad está orientada a la aplicación del proceso de dilución, en donde a partir de una disolución de concentración dada se obtienen disoluciones de menor concentración (aproximada). Con estas disoluciones y el uso de papel indicador universal (tornasol) se determina el valor de pH. Previamente al desarrollo experimental se plantea un cuestionario de entrada que permite complementar la contextualización y tener información sobre los conceptos básicos que se requieren para una mejor



comprensión de la experiencia propuesta. Se enumeran los materiales necesarios y se plantean algunos puntos de reflexión. Se finaliza con dos lecturas complementarias donde se desarrollan aspectos básicos para la explicación del comportamiento ácido-base y se contextualiza brevemente la importancia en diversas circunstancias relativas a la vida, el ambiente, la agricultura y la industria de alimentos. Se propone un marco conceptual.

Conceptos previos. Estructura corpuscular de la materia, disolución, dilución, disociación, escala, escala patrón, notación exponencial, ácido, base.

Actividades

Cuestionario inicial

- ¿Qué es el pH?
- ¿Qué es el pOH?
- ¿Para usted qué es la escala de pH?
- ¿Es posible que haya valores de pH fraccionarios?
- ¿Qué explicación se da para que los valores de pH estén entre 0 y 14?
- ¿El pH tiene alguna relación con la concentración del ácido o de la base?
- ¿Un valor de $\text{pH} = 7$ indica que no existe el ácido ni la base?
- ¿Qué es un indicador ácido-base?



Exploración

Experiencia No. 1. Preparación de una escala patrón

Materiales

- 13 Tubos de ensayo para cada grupo.
- Gradillas para tubo de ensayo.
- Papel indicador universal (tornasol).
- Disolución de ácido clorhídrico (HCl) 0,1 M.
- Disolución de NaOH hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M
- Agua destilada



Desarrollo

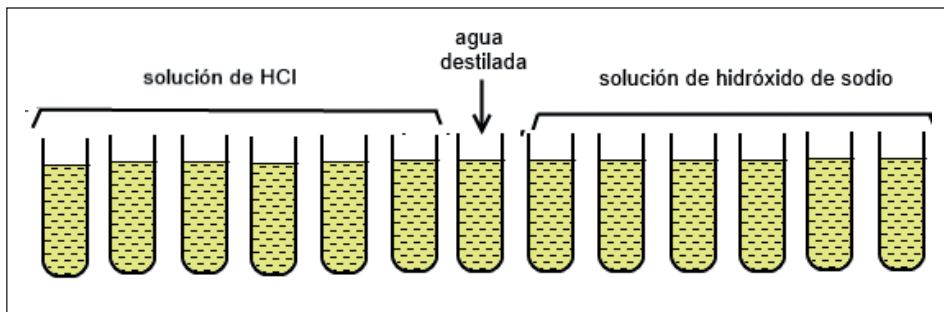
Actividad previa. Previo a la realización de la experiencia se debe insistir en la importancia de la observación cuidadosa y objetiva de los colores generados.

- Es conveniente repasar la notación que se emplea para la expresión de las concentraciones y hacer énfasis en el significado de las potencias negativas.
- Por el número de disoluciones que se manejan, se debe tener en cuenta la disponibilidad de material para la conformación de los grupos de trabajo de los estudiantes.
- Cabe la posibilidad de hacerla demostrativa con la instrucción previa necesaria

NOTA. Para la preparación de las disoluciones patrón y el proceso de dilución consultar el módulo 6 de disoluciones del Bloque II y el módulo 8 del bloque III.

- Partiendo de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico (ácido fuerte) se hacen diluciones de 1 a 10 hasta llegar a 10^{-6} M. Igual procedimiento se hace a partir de una disolución 0,1 M de hidróxido de sodio (base fuerte) hasta llegar a 10^{-6} M. La experiencia puede esquematizarse así:

NOTA. El diagrama siguiente representa el procedimiento sugerido para el desarrollo de la actividad. Este diagrama sin los valores numéricos debe ser conocido por los alumnos antes de iniciar la actividad sea, demostrativa o realizada por los alumno.



[H⁺] 10^{-1} 10^{-2} 10^{-3} 10^{-4} 10^{-5} 10^{-6} 10^{-7}

[OH⁻] 10^{-6} 10^{-5} 10^{-4} 10^{-3} 10^{-2} 10^{-1}

El proceso de dilución para la disolución ácida se hace de 1 a 10 en cada paso, es decir tomando una gota de la disolución inmediatamente anterior de mayor concentración y completando a volumen total de 10 gotas, es decir se adicionan 9 gotas. Para el caso de la disolución de base se procede de igual manera partiendo de la disolución 0,1 M de hidróxido de sodio (NaOH).

Antes de continuar se debe calcular el valor del pH y pOH de cada una de las disoluciones preparadas mediante la relación:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad \text{y} \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$



Como el proceso aplicado en la obtención de las disoluciones no es estrictamente analítico, el pH y pOH asignado (calculado) para cada solución puede no ser exactamente igual al real, pero está muy cercano. Identifique cada tubo con el pH y pOH esperados.

NOTA. Si dispone de los elementos, guarde las disoluciones patrón y las de partida, para la siguiente actividad y para la actividad propuesta como: “intervalo de viraje de algunos indicadores” en el siguiente módulo.



Explicación. Se puede orientar hacia la relación existente entre las diluciones realizadas y el pH correspondiente.



Discusión. Se podría orientar hacia el análisis de las limitaciones para obtener patrones por el método aplicado.

Experiencia No. 2. Visualización del pH

Materiales. Se indicaron en la experiencia No. 1.

Se utilizan las disoluciones preparadas en la experiencia No. 1.

Papeles indicadores de pH.

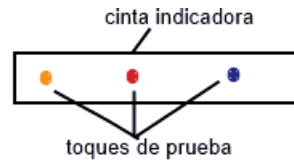
En el comercio se encuentran libretas o rollos de tiras de papeles impregnadas con diferentes indicadores que se utilizan para control en diversos intervalos de pH. En los laboratorios de enseñanza se utiliza comúnmente el “Indicador Universal” que presenta diferentes colores en prácticamente todo el intervalo de pH. El color desarrollado se compara con la tabla que trae el empaque de la cinta. La escala de colores generalmente obtenida y el pH correspondiente se presentan en el siguiente cuadro.

Tabla de colores y pH con Indicador Universal.

pH	Color	pH	Color
1	Rojo oscuro	8	Verde oscuro
2	Rojo claro	9	Verde azulado
3	Naranja oscuro	10	Azul claro
4	Naranja	11	Azul oscuro
5	Naranja claro	12	Púrpura claro
6	Amarillo	13	Púrpura oscuro
7	Verde claro		

Desarrollo

Compruebe si el papel de que dispone responde igual a lo reportado en la literatura; para esto se humedece, con cada una de las soluciones preparadas e identificadas con un pH, el extremo de una varilla de vidrio delgada y se hace el toque sobre la cinta indicadora. Se anota el color obtenido en cada caso.



El resultado de la observación se consigna en una tabla como la siguiente pero ampliada para todos los datos.

pH	Color propuesto	Color obtenido

Explicación

- Compare los resultados obtenidos con la hipótesis que planteó.
- ¿Qué puede concluir sobre el uso del papel indicador universal para determinar el pH de una solución?



Discusión. Con este esquema y partiendo de los conceptos de: ácido fuerte, base fuerte, disociación y definición de pH, se promueve la discusión sobre la preparación de las disoluciones, las predicciones sobre la variación de la concentración de iones hidrógeno (H^+) e hidroxilo (OH^-). ¿por qué no se preparan disoluciones básicas con la solución ácida desde 10^{-1} M hasta 10^{-14} M?

- Esta actividad puede aprovecharse para una exploración sobre los preconceptos de los asistentes relativos a: disociación ácido base, K_w (producto iónico del agua), indicadores.

Aplicación

En la vida diaria y el ambiente se tienen productos y sustancias con diferentes valores de pH. Indague sobre el pH de: ácido de batería, jugo gástrico, vinagre, saliva, agua pura, lluvia ácida, agua de mar,





leche de magnesia, limpiadores de hornos. En la lectura complementaria 2 se presenta unas aplicaciones de pH.

Lectura complementaria 1. Fundamento del pH



Al comienzo de este módulo se plantearon algunos interrogantes sobre el pH, su escala y significado. Como ya se estableció desde hace muchos años y gracias al aporte de muchos científicos se estructuraron modelos de ácido y base tomando como fundamento algunas características tanto de los compuestos como del agua como disolvente.

En este sentido es necesario recordar que a través del tiempo un primer aspecto definido fue el concepto de **ionización**, como el proceso en el cual las unidades constitutivas de los solutos al disolverse en agua tienden a disociarse generando partes con carga eléctrica llamadas **iones**, unos con carga positiva, los **cationes** y otros con carga negativa, los **aniones**. El nombre fue propuesto por Arrhenius en el siglo XIX y son las entidades que conducen la corriente eléctrica en las soluciones llamadas **electrolitos**.

También es importante recordar que el agua como disolvente no es un medio químicamente inerte; sus propiedades ácido base son el fundamento de la escala de pH, ya mencionada, que tiene efecto en diferentes contextos de la vida diaria, de los procesos industriales y hoy en día es, por ejemplo, uno de los factores determinantes para el empleo de una crema, un champú, una loción y para la calidad de muchos otros.

Un primer paso para explicar el comportamiento del agua es a partir de uno de los primeros modelos de ácido y base propuesto por Bronsted-Lowry. En este modelo:

Acido: compuesto con capacidad de donar o ceder protones (H^+).

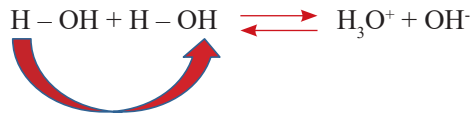
Base: compuesto con capacidad de aceptar (recibir) protones.

El átomo de hidrógeno es el más sencillo en la naturaleza y a partir de estudios de numerosos científicos se llegó a plantear que está constituido por un protón (carga positiva) en el núcleo y un electrón (carga negativa) en la zona extranuclear. Por eso es común que al **ion H^+ también se le llame protón**.

¿Cómo puede explicarse el comportamiento ácido–base del agua? Para responder a este interrogante acudimos al modelo de Bronsted-Lowry y mediante la propuesta del equilibrio de autodisociación descrito por la ecuación:



Que puede representarse con más detalle:



El ion hidronio (H_3O^+) normalmente se escribe H^+ .

La ecuación anterior indica que la reacción alcanza un estado de equilibrio en el que las reacciones opuestas continúan y por tanto las concentraciones de reaccionantes y productos permanecen constantes. Esto permite plantear una relación de concentraciones, expresadas en molaridad (**M**), que permanece constante y que para el agua es:

$$K_{eq} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

Reordenando los términos de la ecuación se obtiene:

$$K_{eq} [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

Teniendo en cuenta que para los líquidos y sólidos puros su concentración es constante, se plantea una nueva constante llamada constante de disociación del agua simbolizada por K_w , (**producto iónico del agua**) que tiene como expresión y valor:

$$K_w = [\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\text{por tanto: } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ Molar}^*$$

Nota. La concentración de cada ion es por lo tanto $1 \times 10^{-7} \text{ M} = 0,0000001 \text{ M}$.

*Molaridad: moles de soluto en 1 litro disolución.

La expresión anterior muestra que el agua se disocia muy poco y la concentración indicada para los iones, caracteriza la neutralidad del medio acuoso y además el producto 1×10^{-14} siempre se cumple en este medio. Esto indica que si por la adición de un soluto se aumenta la concentración de iones hidrógeno debe disminuir la de iones hidroxilo para mantener el producto 1×10^{-14} . Al adicionar al agua un ácido, se incrementa la concentración de iones H^+ y disminuye la de iones hidroxilo (OH^-) de tal manera que la constante se mantiene. Por ejemplo, si la concentración de H^+ es 10^{-6} M ($0,000001 \text{ M}$) la de OH^- es 10^{-8} M ($0,00000001$).

Para no manejar números tan pequeños en notación decimal se acude al logaritmo negativo y se plantea así otra forma de referirnos a las características ya sean ácidas o básicas de un sistema acuoso: el **pH** descrito en primera aproximación por la relación:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \text{y} \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Los paréntesis cuadrados indican concentración molar.

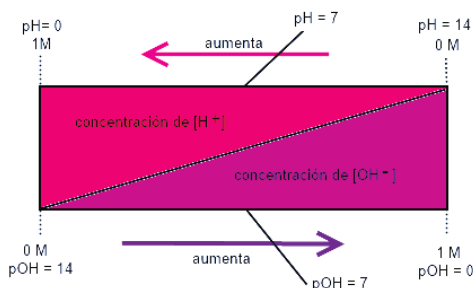


Si $[H^+] = 10^{-6}$ M la $[OH^-] = 10^{-8}$ M. El $pH = -\log 10^{-6} = 6$ y el $pOH = -\log 10^{-8} = 8$

Un sistema con un $pH = 4$ indica una mayor presencia de las características ácidas, un $pH = 9$ de las características básicas y un $pH = 7$ se considera neutro porque las dos características están equilibradas (igual concentración). **Esta escala tiene aplicación para electrolitos débiles o disoluciones muy diluidas de electrolitos fuertes.**

Como conclusión se puede decir que el fundamento del pH es el sistema acuoso ácido-base en equilibrio, que puede ser desplazado en una u otra dirección dependiendo de las características de los compuestos que se disuelvan.

Cuando el pH varía de 7 a 1 implica un aumento de la característica ácida y cuando varía de 7 a 14 muestra un aumento de las características básicas, como se muestra en el diagrama adjunto.



Lectura complementaria 2. ¿Cómo puede visualizarse el carácter ácido – base de una disolución?



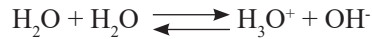
En el desarrollo de la parte experimental se emplearon disoluciones o cinta impregnada de compuestos que son también ácidos o bases débiles y que presentan diferente color según las características ácidas o básicas de la disolución a la que se adiciona. Los ejemplos que se mencionan con gran frecuencia son la **fenolftaleína** que toma color magenta (rojizo) en medio básico y es incolora en medio ácido. Otro indicador es el **tornasol** que es azul en medio básico y rojo en medio ácido.

Actividad y concentración

Para no disponer únicamente de una forma práctica de trabajar con la escala de pH es oportuno ampliar la explicación de este comportamiento teniendo en cuenta la participación real de los iones en disolución.

La lectura propuesta es un resumen sobre el tema que se encuentra en la mayoría de los textos y guías de trabajo a nivel básico. Sin embargo, es oportuno plantear algunas consideraciones relacionadas con concentración y disponibilidad de los iones, y su incidencia en el valor del pH y no dejarlo en la definición y su aplicación práctica.

Ante todo, volvamos nuevamente sobre el equilibrio de disociación del agua pura.



Donde las concentraciones de los iones hidronio e hidroxilo son iguales y la correspondiente constante tiene un valor de 1×10^{-14} , para finalmente obtener:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ y por tanto } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Estas condiciones siempre se cumplirán para sistemas en medio acuoso.

Cuando se adiciona un ácido (aporte de H^+) o una base (aporte de OH^-), se induce un desplazamiento del equilibrio, pero se sigue cumpliendo la relación del producto iónico del agua de 1×10^{-14} .

La pregunta ahora es: ¿a cualquier concentración de un ácido todos los iones están disponibles? Es decir, todos los iones presentes se mueven libremente en la disolución; ¿son independientes unos de otros? ¿Qué se puede considerar al respecto?

Teniendo en cuenta elementos principalmente de la Física sobre interacción electrostática, a medida que aumenta la concentración de iones, sean hidronio o hidroxilo se espera que su movilidad o disponibilidad en un momento dado disminuya por la interferencia o influencia principalmente de los iones presentes de carga contraria; en otras palabras, cuando la concentración aumenta los iones activos (dispuestos a reaccionar) disminuyen. Por esto, del total de iones presentes en una disolución solamente hay una fracción (porcentaje) activa. El desarrollo del planteamiento condujo a los conceptos de **actividad** (a) y **coeficiente de actividad** (γ) que se relacionan mediante la expresión:

$$a = \gamma c \text{ donde: } a: \text{ actividad}^1$$

$$\gamma: \text{ coeficiente de actividad.}$$

$$c: \text{ concentración del ion.}$$

Cuando se aplica al ion hidronio: $a_{\text{H}^+} = \gamma [\text{H}^+]$

Esto quiere decir que en una disolución donde la concentración del ion tiende a cero (muy diluida), el 100% de los iones están disponibles y por tanto $\gamma = 1$, pero a medida que la concentración aumenta el valor de γ disminuye (0,98; 0,90; 0,60.....). Al aplicar esta conclusión a una disolución 0,01 M y coeficiente de actividad 0,85, la concentración de iones activos es 0,0085 M es decir el 85% de la concentración.

¿Cómo se explica este modelo de comportamiento de las disoluciones? Diversos autores (algunos se citan en la bibliografía) plantean sustentaciones. Tal vez una de las más sencillas es la que toma como base las llamadas propiedades coligativas.

1 Este concepto fue desarrollado por G.N Lewis, químico americano (1875 – 1946) en publicación del año 1923.



Entre los iones presentes, con carga positiva y negativa, debe darse una interacción cuya magnitud dependerá de las características del medio. Retomando lo planteado anteriormente puede considerarse que en disoluciones muy diluidas (baja concentración) la interacción tiende a cero. Para disponer de evidencia para sustentar esta apreciación se acudió a una propiedad coligativa de las disoluciones: su temperatura de congelación.

Aquí se hace un paréntesis para aclarar este aspecto. Cuando se compara la temperatura de congelación del agua pura, 0°C, con la temperatura de congelación de una disolución (soluto no volátil) se detecta una disminución de este valor. Cuando la disolución es 1 molal *(1m) la disminución es de 1,86°C; este valor es la constante crioscópica del agua. Así cuando se tiene una disolución de una concentración dada de un no electrolito (no se disocia en solución) se observa una disminución de temperatura de congelación DT; si la concentración es el doble la disminución observada es 2ΔT. Pero si el soluto es un electrolito que genera dos iones en disolución, la medición hecha bajo las mismas condiciones no se observa el doble de disminución en la temperatura de congelación, sino un valor menor, lo cual indica que se presenta una pérdida de capacidad de acción de los iones en solución. Se puede plantear entonces que en la disolución se presentan “dos concentraciones”, UNA REAL y otra EFECTIVA o ACTIVA, donde esta es menor que la primera. El paso siguiente es como relacionar estos dos valores.

Si toda la concentración fuera activa en términos de concentración, su relación γ con la concentración sería:

$$\gamma = a/m = 1$$

* m es molalidad: moles de soluto por kilogramo de disolvente.

Pero en la realidad “a” es menor y por tanto “ γ ” tendrá un valor menor de 1, γ se llama coeficiente de actividad. Reordenando la relación anterior se tiene:

$$a = \gamma m \quad \text{y en general: } a = \gamma c \quad \text{con } c = \text{concentración}$$

NOTA. En una etapa del desarrollo de este modelo se reemplazó, para efectos prácticos, la concentración expresada como molalidad² por molaridad³, dado que, a las condiciones de trabajo, disoluciones diluidas, su valor es semejante. Por esto su aplicación es aproximada.

Con base en este desarrollo el pH se definió mediante la relación:

2 Recordemos que una disolución 1 molal (1 m) contiene **1 mol de soluto por kg. de solvente** (1.000 g). Se aplica en el estudio de propiedades coligativas de las disoluciones.

3 A su vez una disolución 1 molar (1 M) contiene **1 mol de soluto por litro de disolución** (1.000 mL).

$$\text{pH} = -\log a_{\text{H}^+}$$

que luego al trabajar con disoluciones diluidas se reemplazó actividad por concentración molar.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{de donde} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Esta última relación fue propuesta por Sorensen⁴ por la facilidad para el manejo de concentraciones muy bajas mediante potencias negativas de 10.

Puesto que el pH es una medida de potencial eléctrico, su determinación y sus variaciones pueden medirse en las disoluciones iónicas con un instrumento llamado potenciómetro, tema desarrollado en el módulo 8 de este bloque.

Lectura complementaria 3. Algunas aplicaciones prácticas del pH. El pH y el medioambiente



Al considerar los distintos elementos que influyen en el medio ambiente indudablemente la calidad del agua y la fertilidad de los suelos se consideran definitivos.

Para nadie en este planeta es extraña la presencia del agua en sus diversas formas en cualquier ambiente y desde luego, como sabemos que nuestro planeta, la tierra, es hasta ahora el único de nuestro sistema solar que posee esta sustancia, no dudamos en afirmar que donde hay agua hay vida; sus diferentes manifestaciones están íntimamente relacionadas con el clima y sus variaciones, condicionan la ecología particular en cada región.

La manifestación más común del agua es la lluvia, por eso, es importante conocer su pureza y su nivel de acidez o alcalinidad definidos por el pH, característica que permite apreciar en forma rápida su estado general.

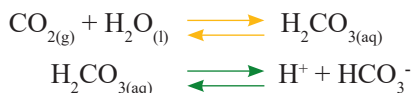
¿Es pura el agua lluvia?. La respuesta puede tener dos miradas: si el medio donde ocurre la precipitación está alejado de las ciudades, podría decirse que el agua es bastante pura, tanto que en regiones apartadas de zonas pobladas y centros industriales, esta agua se recoge en los manantiales para las actividades normales de las comunidades, es decir que en su precipitación desde las nubes el aire está libre de factores contaminantes. En otras condiciones el agua encuentra en su paso por la atmósfera factores contaminantes generados en diversas fuentes, desde la respiración de los seres vivos y los liberados en numerosas actividades de las comunidades que emplean combustibles fósiles, y gran cantidad de contaminantes sólidos y gaseosos

4 Sorensen, Peter, químico Danés (1868 – 1939) introdujo la conocida relación de pH con concentración en el año 1909.



que interactúan con ella generando sustancias que afectan las corrientes que alimentan lagos, lagunas y finalmente desembocan en el mar.

En general el agua lluvia tiene un cierto carácter ácido a causa en primera instancia por su interacción con el CO_2 de la atmósfera con la formación del ácido carbónico, alcanzando un pH aproximado de 5,6.



El efecto de estas aguas ácidas en las corrientes de agua, depende de la capacidad de la naturaleza para contrarrestar esta situación, que fundamentalmente se lleva a cabo por la interacción con minerales que contienen calcita (CaCO_3) y dolomita $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$.

En zonas donde se presentan erupciones volcánicas, incendios naturales, actividad eléctrica atmosférica, así como donde la actividad industrial es alta o se presentan emisiones por uso de combustibles fósiles para actividad fabril o para el transporte, se presenta disolución de las emisiones gaseosas en las gotas de agua que forman las nubes y caen a la tierra en forma de lluvia, nieve y aún, niebla saturadas de compuestos derivados de los óxidos de azufre (SO_2) y de nitrógeno (NO_2) y otros factores que contribuyen a la acidez y presentarán pH inferior a 5,6.

Cuando este proceso es creciente, la capacidad de la naturaleza para contrarrestar la acidez se ve superada, las corrientes de agua **aumentarán su acidez** (bajo pH), que en su desplazamiento solubiliza numerosas sales minerales que afectan el desarrollo de cultivos y la salud de las personas. Estas aguas finalmente desembocan en el mar con la consiguiente alteración del ecosistema marino y sus efectos sobre la flora y fauna.

Las aguas que provienen de la alta montaña y páramos donde la producción de contaminantes es muy baja, son aguas puras (aguas naturales) muy apetecidas con uso óptimo para la agricultura y el consumo humano. Por esto la importancia de la protección y conservación de los páramos, el desarrollo de actividades agropecuarias limpias y desechos de las comunidades debidamente tratados. Todo con el objetivo de disminuir la contaminación al máximo posible y así evitar que se rompa el equilibrio con la naturaleza.

Importancia del pH en la Agricultura

El pH es una de las variables químicas más importantes en el tema agrícola, porque afecta directamente la absorción de los nutrientes por parte de las plantas y la existencia de algunos procesos químicos que se efectúan en él. Su control es muy importante

para programar la adecuada fertilización y el logro de mayor productividad y rendimiento de los cultivos pues de esta variable dependen las reacciones que determinan si los nutrientes van a estar disponibles o no para ser absorbidos por la planta.

Cuando el pH del suelo no se encuentra en el intervalo apropiado para el cultivo es causa de los problemas nutritivos más comunes en las plantas. Cada cultivo tiene su intervalo de pH óptimo; algunos datos recopilados en la literatura citada en la bibliografía se indican en la siguiente tabla.

Cultivo	Intervalo de pH del suelo
Trigo	5,5 - 7,5
Cebada	6,5 - 8.0
Avena	5,0 - 7,5
Alfalfa	6,0 - 7,5
Girasol	5,5 - 7.0
Plantas ornamentales	5,5 - 6,8

El pH del suelo no se mantiene constante a lo largo del tiempo porque está sometido a los impactos del clima, la absorción de nutrientes por las plantas y la transformación de las sustancias presentes por efecto de las reacciones inherentes a los procesos naturales que suceden en él. Por eso su control es importante para programar adecuadamente la fertilización del cultivo a que se destina.

El pH del suelo influye en la disponibilidad de los nutrientes para las plantas y puede causar deficiencias y toxicidad en los cultivos. En valores menores de pH, es decir en suelos ácidos, se presentan problemas de retención de nitrógeno, potasio, calcio y magnesio y por el contrario se favorecen la solubilidad de otros como hierro, fósforo, manganeso, cinc y cobre que pueden ser fitotóxicos a pH menores de 5. En valores superiores, es decir, en suelos básicos se presenta poca disponibilidad de fósforo pues generalmente genera fosfatos cálcicos insolubles, no aprovechables por las plantas.

El pH del suelo puede corregirse a base de compuestos minerales y orgánicos aprovechando su gran capacidad reguladora del pH. Sin embargo, este es un proceso que debe efectuarse con un tiempo prudencial antes del cultivo porque su acción es lenta y gradual y requiere un esfuerzo paciente y laborioso.

Importancia del pH en la industria de alimentos

A diario oímos mencionar este término por los medios, unido a otros factores de calidad en numerosos productos industriales y sin embargo su presencia en muchos otros pasa desapercibida por el común. Esta fama se la tiene merecida porque constituye un



parámetro indicativo de numerosos procesos químicos y bioquímicos que hacen que su valor sea de muy amplia aplicación.

Por ejemplo, en la industria de alimentos el control de su nivel es definitivo por la relación que tiene con la presencia o ausencia de microorganismos que en unos casos son fundamentales, como en los productos de fermentación y en otros es índice de conservación, como en el caso de la leche fresca.

El control del pH alrededor de 4,2 en la industria cervecera es muy importante para favorecer la fermentación de la malta y el desarrollo de sabores y aromas característicos, evitando a la vez la activación de otros microorganismos indeseados

La leche presenta normalmente un pH de 6,5 y es un buen medio de cultivo para numerosos microorganismos. Como este pH permite el desarrollo de levaduras y mohos, es necesario someterla al procedimiento de pasterización. En el proceso de elaboración de quesos se favorece el crecimiento de bacterias lácticas seleccionadas como *Streptococcus lactis*, *Lactobacillus bulgaricus* y otros que producen ácido láctico a expensas de la lactosa, originando un descenso de pH hasta 4,5 o 4,0 generando el cuajado.

En el caso de la comercialización de carne fresca es interesante saber que este producto recién obtenido, dado su contenido de agua, su riqueza en nutrientes y su pH próximo a 7,0 es un excelente medio de cultivo para muchos microorganismos; sin embargo, la interrupción de la circulación sanguínea priva al músculo del aporte del oxígeno y el glucógeno existente naturalmente produce ácido láctico el cual baja el pH a valores entre 5,5 y 5,7; estos valores de pH inhiben o paralizan la proliferación de microorganismos favoreciendo que el consumidor reciba un producto sano. Es interesante anotar que cuando la muerte le llega a un animal fatigado o excitado el descenso del pH no se produce porque en el músculo no existe o hay muy poco glucógeno y la carne obtenida muestra características diferentes a la obtenida en el primer caso, siendo además susceptible a la proliferación de microorganismos.

En algunas industrias alimenticias como producción de zumos y concentrados de frutas, jarabes, leche y huevos deshidratados es un problema grave el producto conocido como *pardeamiento no enzimático* que está ligado muy de cerca con el pH así:

En la pasterización y cocción de productos de frutas con pH de 2,5 a 3,5 aparecen oscurecimientos del color, desarrollo de sabores y colores no deseables y pérdida de elementos nutritivos debido a la degradación del ácido ascórbico y de la fructosa presentes naturalmente. Si el producto admite una mayor acidificación, esta puede ayudar a prevenir el pardeamiento. Experimentalmente se ha establecido que la menor velocidad de pardeamiento se obtiene a pH 1.

Para alimentos como leche y huevos deshidratados cuyo pH está entre 6 y 8, un descenso de pH permite atenuar el pardeamiento durante la deshidratación, pero modifica desfavorablemente las características organolépticas.

El pH y la vida. Protoplasma

Al acercarnos al conocimiento de los seres vivos nos encontramos que el material fundamental de todos los seres animales o vegetales es lo que se conoce con el nombre de **protoplasma**. Este no es una sustancia única, sino que varía considerablemente de un organismo a otro, entre las diversas partes del animal o planta y aún dentro de un mismo órgano de ellos. El protoplasma existe en porciones discontinuas, denominadas células, que actúan como elementos tanto estructurales como funcionales y los procesos del cuerpo son la suma de las funciones coordinadas de las células. Es importante anotar que gran parte del protoplasma es **agua**.

El protoplasma de la mayor parte de las células animales y vegetales es cercano a la neutralidad, es decir que su pH es aproximadamente igual a 7,0 y cualquier variación significativa de este valor es incompatible con la vida. Recordemos que la escala de pH es logarítmica y por eso una solución de pH= 6 tiene una concentración de iones hidrógeno diez veces mayor que una de pH= 7.

El protoplasma de cualquier animal o planta contiene una variedad de sales minerales en las cuales el sodio, potasio, calcio y magnesio son los principales cationes y el cloruro, bicarbonato, fosfato y sulfato son los aniones más importantes; la concentración aproximada de estas sales en los líquidos corporales de los mamíferos actuales es de 0,9 por ciento en peso. Es interesante anotar que el agua de mar actual contiene un contenido salino de aproximadamente 3,4 por ciento en peso.

En el ser humano, el porcentaje de agua en el protoplasma varía en los diferentes tejidos, desde el 20%, aproximadamente en la estructura ósea, hasta el 85% en las células cerebrales. ***Cerca de las dos terceras partes de nuestro peso corporal total, corresponde al agua*** que es un elemento esencial para el desarrollo de funciones que se originan en el protoplasma; casi todas las otras sustancias químicas presentes están disueltas en ella y necesitan el medio acuoso para poder reaccionar.

La composición química del cuerpo humano está constituida por carbono, oxígeno, hidrógeno y nitrógeno cuya suma constituye aproximadamente el 96% del material. Otro 3% está constituido por la suma de calcio, fósforo, potasio y azufre, y el 1% restante lo constituye la suma de pequeñas cantidades de yodo, hierro, sodio, cloro, magnesio, cobre, manganeso, cobalto, cinc y algunos otros; todos estos elementos se encuentran distribuidos en incontables y variadas estructuras, responsables de numerosas y específicas funciones dentro del organismo, por lo que podemos afirmar que la vida depende de las adecuadas relaciones que existen entre estos elementos y las sales que forman.



Aunque en los líquidos corporales las sales se encuentran en baja concentración, tienen una marcada influencia sobre las funciones celulares. La concentración de las distintas sales es constante en condiciones normales y cualquier desviación de lo normal produce efectos marcados e inclusive la muerte. Por ejemplo se ha demostrado que una disminución de iones calcio en la sangre de los mamíferos produce convulsiones y muerte y que el corazón funciona normalmente sólo cuando existe un equilibrio adecuado de los iones sodio, potasio y calcio.

Además de estos efectos específicos de algunas sales minerales determinadas sobre el protoplasma, las sales son importantes porque mantienen las relaciones osmóticas entre el protoplasma y su medio.

Características físicas del Protoplasma

Las propiedades del protoplasma dependen no sólo de la clase y cantidad de sustancias presentes sino también que se presenta naturalmente en estado coloidal. Es decir, las partículas tienen **tamaño nanométrico**. Las disoluciones coloidales o coloides se caracterizan por cambiar del estado líquido llamado *sol* al semisólido o sólido llamado *gel*. El protoplasma es una suspensión coloidal de partículas proteicas y sales en agua.

El protoplasma pasa constante y rápidamente de estado sol a gel y viceversa, lo cual es una expresión de su vitalidad; por ejemplo, en condiciones normales un músculo que es un tejido semisólido a pesar de contener cerca del 80% de agua; cuando se contrae pasa rápida y reversiblemente de sol a gel

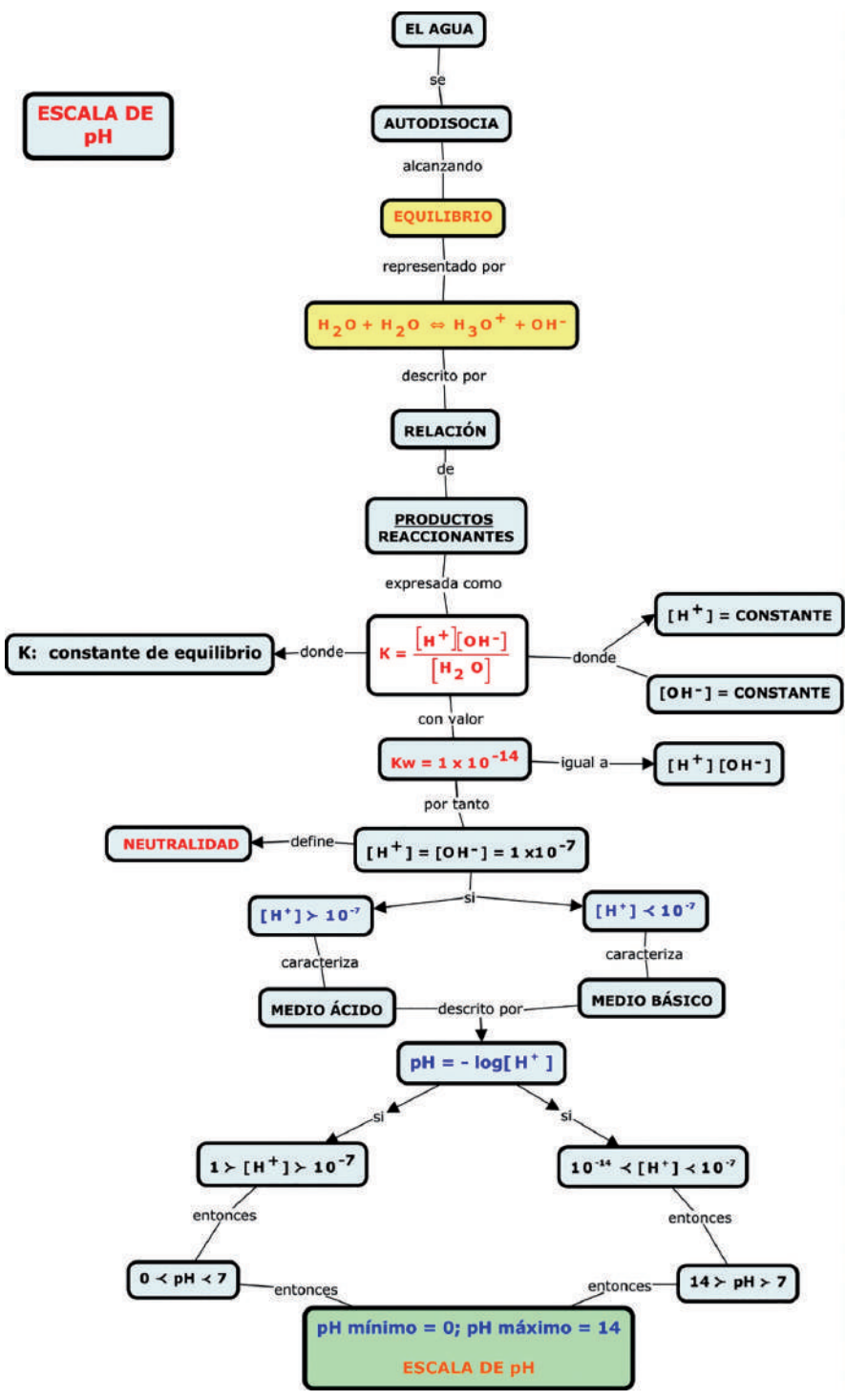
Sin embargo, si se eleva la temperatura más allá de un cierto límite, o si se aplican ciertas sustancias químicas, el protoplasma se transforma irreversiblemente en sol o en gel. En el ser humano, poco después de la muerte los músculos se convierten en gel en forma irreversible y se contraen, ocasionando el fenómeno conocido como rigidez cadavérica. Estos cambios de naturaleza y estructura, están asociados a variaciones notables en el pH, como se anotó en la lectura del pH en la industria de alimentos.

Bibliografía

- Cheftel, J. Cheftel, H. Bensançon, P. (1997). *Introducción a la Bioquímica y tecnología de alimentos*. Ed. Acribia, Zaragoza (España), vol. 2. Págs.. 70,304,306.
- Fialkov, Y. (1985). *Propiedades extraordinarias de las Soluciones corrientes*. Ed. MIR. Moscú. pag.77-80.
- Crockford, H. y Knight. (1966). *Fundamentals of Physical Chemistry*. Wiley International, second. Ed. N.Y. pags. 201-203

Armida, Laura. (2011). *Teoría de Bronsted Lowry. Importancia del pH en los sistemas biológicos*. <http://cb10laura.blogspot.com/2011/02/teoria-acido-base-de-bronsted-lowry.htm> Consultado: 20-11-19.

Barbaro, L., Mónica, A., Karlanian, M. (NA). *Importancia del pH y la conductividad eléctrica en los substratos para plantas*. [https://inta.gob.ar/sites/default/files/script-tmp-inbta-importanciadelpHylaconductividad eléctrica.pdf](https://inta.gob.ar/sites/default/files/script-tmp-inbta-importanciadelpHylaconductividad%20el%C3%A9ctrica.pdf). Consultado: 20-11-19.





5

Intervalo de viraje de indicadores ácido-base

Introducción

Los ácidos pueden ser compuestos gaseosos como el cloruro de hidrógeno, líquidos como el ácido sulfúrico o sólidos como el cítrico, al disolverse en agua generan disoluciones de carácter ácido. Igualmente, los compuestos básicos pueden ser gaseosos como el amoníaco, líquidos como algunas aminas o sólidos como el hidróxido de sodio que al disolverse en agua generan disoluciones de carácter básico.

Una forma práctica para identificar la característica ya sea ácida o básica en medio acuoso, es por medio del pH que se puede determinar con indicadores en disolución o con tiras de papel impregnadas del indicador. En esta escala que va de 1 a 14 se considera neutra la disolución de $\text{pH}=7$; menor de 7 de carácter ácido que va aumentando hacia 1. Mayor de 7 se considera de carácter básico y va aumentando hacia 14.

Como se pudo apreciar en las experiencias anteriores, los indicadores no presentan cambios de color definidos dentro de un intervalo de valores de pH y generalmente se observa un cambio paulatino de la coloración, pero sin que se observe un cambio neto a un valor dado de pH. Así, los indicadores presentan variaciones de la coloración a valores de pH diferentes y estos cambios de color y su relación con el pH se determinan experimentalmente.

Es importante identificar, para cada indicador, el intervalo de pH en que se presenta el cambio de coloración. Se dispone de tablas que presentan el cambio de color y el pH correspondiente; sin embargo, como se mencionó antes, el cambio no es nítido, sino que se presenta en forma paulatina entre los dos valores de pH, es el llamado intervalo de viraje, característico para cada indicador. En la lectura complementaria se plantea una explicación sobre este comportamiento.

Descripción

En esta actividad la experiencia está orientada a identificar el intervalo de viraje del pH de algunos indicadores ácido – base en disolución y en cinta, mediante el uso de



las disoluciones patrón preparadas en experiencia anterior. Previamente al desarrollo de los aspectos experimentales se plantea un cuestionario inicial que permite complementar la contextualización y tener información sobre los conceptos básicos que se requieren para una mejor comprensión de las experiencias propuestas. Se enumeran los materiales necesarios y se finaliza con dos lecturas complementaria donde se desarrollan aspectos básicos para la explicación de los usos y limitaciones del pH y del origen vegetal de muchos de ellos. Se propone un marco conceptual.

Conceptos previos: Disolución, dilución, molaridad, expresiones en potencias de 10, escala logarítmica, equilibrio iónico, indicador de pH.

Actividades

Cuestionario inicial.

- ¿Para usted qué se entiende por intervalo de viraje?
- ¿Para usted qué es un indicador ácido–base?
- ¿Para usted que es un indicador de pH?
- ¿Si usted no dispone de disoluciones de indicador de pH, conoce otras posibilidades para determinarlo?



Experiencia. Intervalo de viraje de algunos indicadores

Materiales.

- Trece tubos de ensayo para cada grupo.
- Gradilla para los tubos de ensayo.
- Frascos goteros para disoluciones de indicador.
- Disoluciones patrón (ver experiencia 1 módulo).
- Disoluciones de indicadores de pH; se sugieren: fenolftaleína, metil naranja, rojo neutro.
- Papel indicador universal y tornasol rojo y azul.

Desarrollo

Actividad previa. Si no dispone de las disoluciones patrón de pH, prepárelas según se indica en la experiencia 1 del módulo anterior.



Parte A. Trabajo con indicadores en disolución.

NOTA. Para hacer las pruebas se puede utilizar tubo de ensayo pequeño o placa de porcelana.

- ❖ En tubos de ensayo o sobre una placa blanca, debidamente separadas, se colocan de 2 a 3 gotas de la disolución patrón identificando el valor del pH correspondiente
- ❖ A cada disolución patrón se adicionan 1 o 2 gotas del indicador seleccionado.
- ❖ Observar los cambios de color y el intervalo de pH donde ocurren.



Registro de lo observado. Se sugiere un cuadro como el siguiente para anotar la información.

pH	Fenolftaleína (color)	Rojo Neutro (color)	Metil Naranja (color)
1			
2			
3			
4			
5			
6			
7			
8			
9			
10			
11			
12			
13			
14			



Explicación. Plantear una posible explicación sobre los cambios observados.



Discusión. Se sugiere orientar la discusión hacia la contribución de cada forma coloreada del indicador en la apreciación del proceso.

Parte B. Trabajo con papel indicador (cinta)

Notas.

- En el comercio se encuentran varios papeles indicadores en forma de cinta impregnados con indicadores, que se utilizan para control en diferentes intervalos



de pH. En los laboratorios de docencia se usa comúnmente el “**papel indicador universal**” porque presenta variaciones de color en prácticamente todo el intervalo de pH. El color desarrollado al hacer la prueba se compara con una tabla que trae el empaque de la cinta. La escala de colores obtenida y el pH correspondiente se presentan en el siguiente cuadro. Es de anotar que los colores pueden variar según el laboratorio que elabora el papel y el intervalo de uso.

pH	color	pH	color
1	rojo oscuro	8	Verde oscuro
2	Rojo claro	9	verde azulado
3	Naranja oscuro	10	Azul claro
4	naranja	11	Azul oscuro
5	Naranja claro	12	Púrpura claro
6	amarillo	13	Púrpura oscuro
7	Verde claro		

Otro tipo de papel bastante usado es el tornasol que presenta dos colores: rojo o azul dependiendo del pH de la disolución en contacto. La prueba con cada una de las soluciones patrón preparadas, se realiza humedeciendo el extremo de una varilla de vidrio o del tubo gotero con la solución patrón correspondiente y luego se hace un toque en la cinta indicadora. Cada tira de cinta de unos 2 a 3 cm puede emplearse para dos o más pruebas dependiendo del cuidado al hacer el toque correspondiente.

- La prueba con cada una de las disoluciones patrón preparadas, se realiza humedeciendo el extremo de una varilla de vidrio o del tubo gotero con la disolución patrón correspondiente y luego se hace un toque en la cinta indicadora. Cada tira de cinta de unos 2 a 3 cm puede emplearse para dos o más pruebas dependiendo del cuidado al hacer el toque correspondiente.

pH	Color esperado	Color obtenido

- ❖ Hacer la prueba con el papel indicador universal y anotar la observación correspondiente en el cuadro adjunto ampliado para todos los datos.
- ❖ Repita la prueba utilizando la tira de papel tornasol rojo y luego la tira de papel tornasol azul. Anotar el color desarrollado en cada caso.

pH	Papel rojo	Papel azul	pH	Papel rojo	Papel azul
1			7		
2			8		
3			9		
4			10		
5			11		
6			12		



Discusión. De acuerdo con los resultados observados, se puede orientar hacia las ventajas o no de usar papel indicador y en qué situaciones se podrían emplear.

Aplicación. Indagar sobre productos de uso diario o situaciones y su ubicación en la escala de pH.



Lectura complementaria 1. ¿Qué es y cómo funciona un indicador ácido-base



Como se ha mencionado, los indicadores son compuestos de carácter orgánico que en disolución tienen un comportamiento ácido-base débil, con la característica de que dependiendo de la concentración de iones hidrógeno se desplaza el equilibrio entre estructuras que tienen diferente color, dentro de un determinado intervalo de valores de pH. Es decir que de un valor límite hacia abajo presentan un color y hacia arriba del límite superior presentan otro. Por ejemplo, el rojo de fenol presenta un color amarillo para pH menor de 6,4 y color rojo para pH mayor de 8,2. Como se deduce de la experiencia y de la consulta bibliográfica, el cambio de color no es repentino, sino que se presenta en un intervalo de pH, característico de cada uno; es decir hay indicadores que viran en la zona ácida y otros en la zona básica y no necesariamente alrededor de pH 7.

Una explicación introductoria de este comportamiento puede hacerse aplicando las leyes del equilibrio químico, puesto que los indicadores como ácidos o bases débiles presentan disociación en medio acuoso que se describe en forma general por la ecuación:

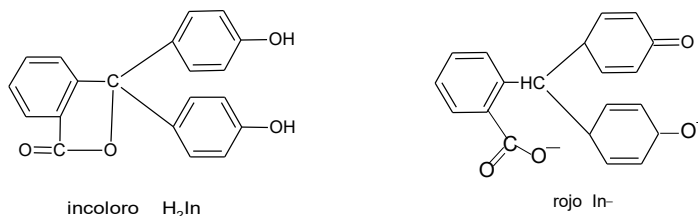


Por un aumento de la concentración de iones hidrógeno el equilibrio se desplaza hacia la formación de **HIn**, predominando el color A; en caso contrario el equilibrio se



desplaza hacia la formación de In^- , predominando el color B. En el intervalo de viraje se presenta una mezcla de los dos colores, predominando uno de ellos dependiendo de la zona del intervalo donde se encuentre.

En los textos básicos se encuentra con frecuencia el ejemplo de la fenolftaleína para describir el cambio estructural asociado con el cambio de color, como se muestra en el esquema.



Tomando como base el equilibrio para la disociación del indicador, se puede plantear la correspondiente constante, esto es:

$$Ka = \frac{[H_3O^+][In^-]}{[HIn][H_2O]} \quad \text{reordenando se obtiene:} = \frac{[In^-]}{[HIn]} = \frac{Ka}{[H_3O^+]}$$

En la relación final se aprecia que el segundo término de la relación varía únicamente cuando cambia la concentración de ion hidrógeno, puesto que Ka es una constante. Es decir que la relación de las concentraciones de las especies del indicador, dependen de la concentración de iones hidronio y en últimas del pH.

Esta condición permite aclarar el por qué el cambio de color del indicador no es repentino, sino que se presenta una franja de pH en el que coexisten las dos especies del indicador y lo que se observa es una mezcla de sus colores respectivos. Así para el caso de la fenolftaleína para valores de pH menores de 8,2 predomina la especie incolora y a partir de un valor pH de 9,8 predomina la especie coloreada. Igual análisis se puede hacer para los demás indicadores, donde el valor de la constante es determinante para la posición de la franja de intervalo de viraje del indicador en la escala de pH.

Con base en la relación anterior se puede plantear:

$$[H_3O^+] = Ka \frac{[HIn]}{[In^-]}$$

La relación de las concentraciones depende de la concentración de iones hidronio (H_3O^+). Cuando esta relación tiene un valor de 1, la concentración de las especies molecular e iónica del indicador es igual y el color observado es una mezcla de los colores de las respectivas especies, se está dentro del intervalo de viraje del indicador.

El criterio que se aplica para concretar puede tener varias miradas. Una de ellas se aplicó en el desarrollo de la experiencia: es la zona de la escala de pH donde el observador aprecia un cambio claramente observable (subjetivo) según las propiedades del indicador y que puede describirse para que otros experimentadores lo apliquen.

Por ejemplo, si un indicador a un cierto pH por debajo de 9 presenta una coloración verde y superior a 11,5 presenta una coloración definitivamente roja, el límite inferior se dará cuando el color verde comienza a perder intensidad y el límite superior cuando la coloración sea roja. En el intervalo de viraje se pasará de un verde con una débil tonalidad roja, hasta un color rojo con una débil tonalidad verde. Como puede verse es un criterio muy subjetivo (depende de la apreciación del observador). Es claro que si a partir de 1 para la relación de concentraciones de las especies molecular e iónica del indicador, esta pasa a 10, indica que la concentración de iones hidronio (H_3O^+) aumenta 10 veces. Esto corresponde a una variación de una unidad de pH. Para el proceso contrario se puede hacer un análisis similar.

En la literatura es común encontrar relacionado el intervalo de viraje de indicadores. Un ejemplo puede ser.

Indicador	pH de viraje	Cambio de color
Fenolftaleína	8,2 → 9,8	Incoloro → rosado
Azul de bromotimol	6 → 7,6	Amarillo → azul
Rojo neutro	6,8 → 8	Azul rojizo → anaranjado
Tornasol	5 → 8	Rojo → azul
Rojo congo	3,0 → 5,2	Violeta azulado → naranja rojizo

Como se mencionó antes dentro del intervalo de viraje se apreciarán tonalidades de color, dependiendo del presentado en los límites. Así, en el rojo Congo a partir de pH= 3 la coloración violeta azulado se va perdiendo y toma intensidad creciente la coloración naranja rojizo que es nítida a partir de pH = 5,2.

Lectura complementaria 2. Pigmentos vegetales



Desde tiempos inmemoriales los pigmentos naturales procedentes de minerales, animales y vegetales han sido utilizados por el hombre ya sea en ornamentos artísticos como pinturas, cerámicas, textilera y en muchos otros procesos.

La naturaleza vegetal que es la que hoy queremos explorar, nos ofrece una muy variada paleta de pigmentos presentes en raíces tallos, flores y frutos que además de comunicar belleza, cumplen diferentes funciones y presentan variados comportamientos según su estructura molecular, lo cual permite agruparlos en grandes familias como

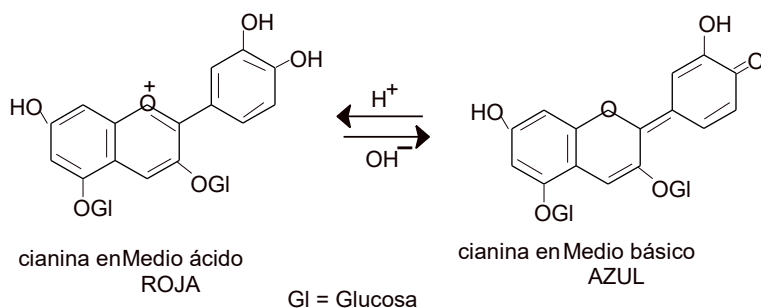


por ejemplo carotenoides, clorofílicos, betaínicos, flavonoides, antocianínicos o también según otros criterios en antocianinas, flavonoides, flavinas, quinonas y citocromos. Como se puede ver, el tema es bastante amplio, por eso escogimos dirigir la atención sólo a dos de estos grupos que tienen amplia utilización, principalmente en las industrias de alimentos, productos farmacéuticos y cosméticos.

La importante función de la fotosíntesis se lleva a cabo sustentada por las clorofilas y los carotenoides, que tienen en su estructura molecular cadenas de dobles enlaces conjugados que absorben la luz solar y la hacen disponible para la reacción fotosintética; **las clorofilas** absorben fotones de la región roja del espectro (640-700 nm.) y de la azul (400-500nm.) y reflejan el color verde muy generalizado en la naturaleza **y los carotenoides** (presentes en la zanahoria; carrot en inglés) de donde derivan su nombre, que absorben en la región azul y reflejan coloración amarillo rojiza con una excepción: el pigmento del tomate (licopeno) aun cuando es francamente rojo, también pertenece a este grupo

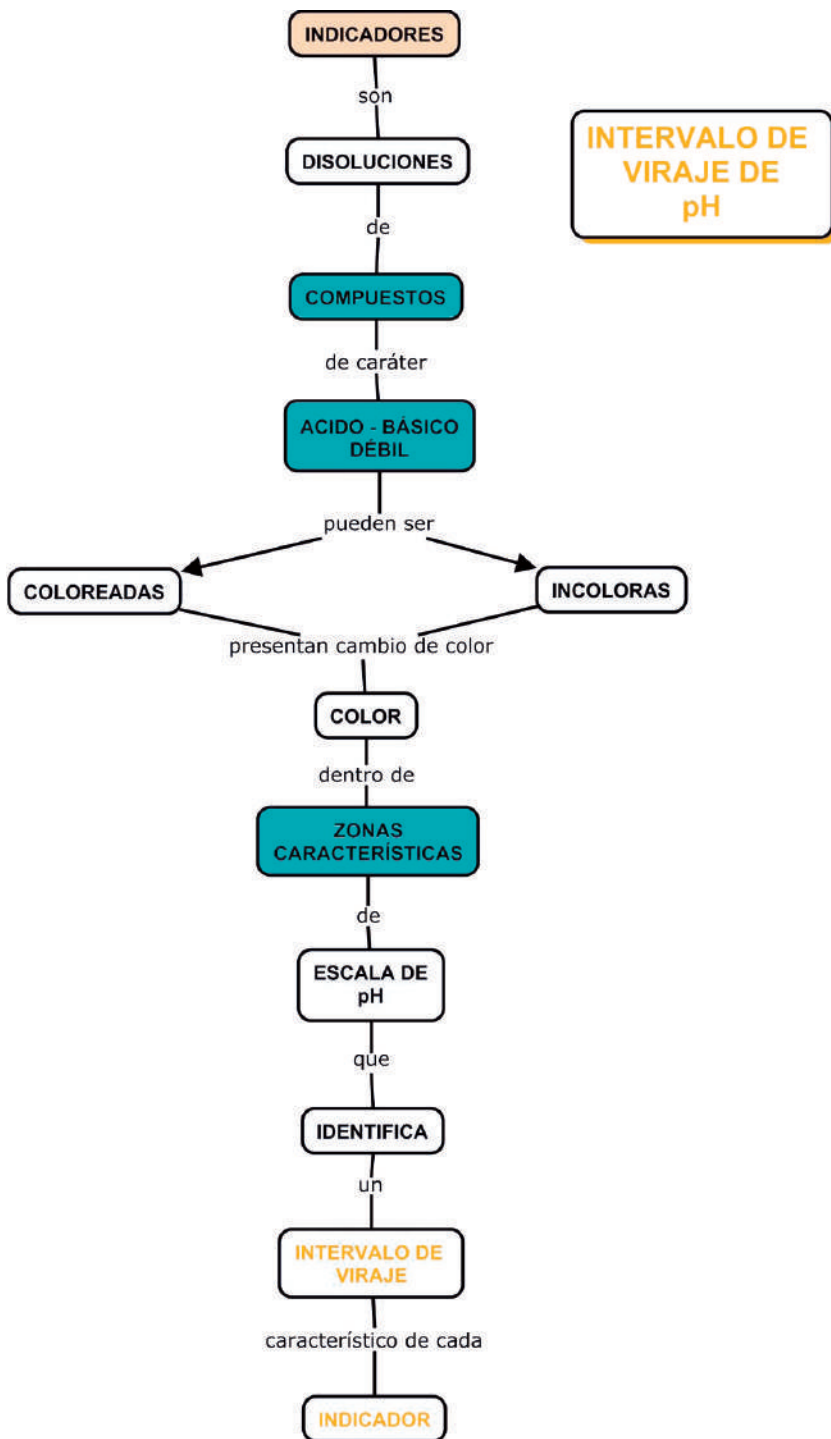
Los flavonoides y las antocianinas constituyen un grupo muy grande de sustancias solubles en agua, sensibles al cambio de pH que presentan colores rojo, violeta y azul en muchas flores, frutas y hortalizas. Su estructura molecular está constituida por tres anillos con dobles enlaces conjugados y varios grupos $-OH$ y $-O-CH_3$. En las antocianinas se han sustituido uno o más grupos $-OH$ por grupos $-O-Glucosa$ ($-OGl$) y presentan coloraciones diferentes según el pH del medio. Las plantas las usan como protección de la luz solar y para atraer los insectos polinizadores.

Los extractos vegetales suelen contener varios tipos de antocianinas, las cuales determinan los diferentes cambios de color condicionados por la variación del pH. Estos cambios corresponden a variaciones en la distribución a nivel molecular de los grupos $-OH$ y $-OCH_3$, y a las sustituciones por los grupos $-Oglucosa$. Estos extractos se pueden utilizar con éxito en los laboratorios, como indicadores ácido-base cuando la sustancia existe en dos formas: la forma ácida posee un color y por pérdida de un protón se convierte en la forma básica de color distinto.(Heredia,2005)



Bibliografía

- www.itfuego.com.ar/apuntes/ácidosbases.pdf Consultado: 11-11-14.
- Ibáñez, M.P. (2015). *Indicadores naturales*. Prezi.com/egmhfbnd_qsf/indicadores-naturales/# Consultado: 30-04-20.
- Bolívar, G. (2020). *6 indicadores naturales de pH. Beneficios y extracción del colorante*. Lifeder.com/indicadores-naturales-pH/ Consultado: 30-04-20.
- Heredia, S. (2005). Experiencias sorprendentes de química con indicadores de pH caseros. es.slideshare.net/mapicapra/indicadores-de-p-h-caseros Consultado: 01-05-20.
- Hernández-Ríos, I., Markwell, J., Namath, D. (2020). *Introducción a los pigmentos vegetales y a la fotosíntesis*. Passel2.unl.edu/view/lesson/ae42848963d4 Consultado: 01-05-20.
- Belen, A.D. (2013). *Indicadores naturales*. <https://www.cac.es/cursomotivar/resources/document/2013/indicadoresnaturales.pdf> Consultado: 10-11-19.





6

Disoluciones reguladoras de pH. Efecto de ion común

Introducción

En el módulo de comportamiento de sales en medio acuoso, se planteó un acercamiento a su interacción con el agua que, dependiendo de sus características, puede comportarse como ácido, base o simplemente como medio de dispersión solvatando los iones generados en la disolución.

Un aspecto muy particular de este comportamiento es cuando se emplean sales provenientes de un ácido o base débil y su sal iónica¹ correspondiente, porque conforman sistemas con posibilidades de regular la concentración de iones hidronio. Son los llamados sistemas o disoluciones reguladores.

La acción de un sistema que regula el pH, dentro de ciertos límites, depende del “efecto de ion común”, descrito como el comportamiento de una disolución acuosa en la que está presente un mismo ion aportado por dos compuestos diferentes. Los sistemas más comunes son:

- Disoluciones de ácido débil y una sal iónica del ácido débil.
- Disoluciones de una base débil y una sal iónica de la base débil.

La acción de disoluciones de este tipo consiste en mantener el pH aproximadamente constante, bajo la adición de cantidades moderadas de un ácido o una base. Su importancia es tal, que numerosos procesos en los seres vivos, animales y plantas, como en procesos industriales, requieren para su adecuado funcionamiento que el pH del sistema se mantenga dentro de ciertos límites.

En la lectura complementaria se presentará una descripción fundamental de las características y comportamiento de estas disoluciones.

¹ Sal iónica. Aquella que es totalmente soluble, es decir que uno de sus componentes proviene de un ácido o base fuerte.



Descripción

Se propone un trabajo dividido en dos partes A y B complementarias que permiten observar el mecanismo regulatorio del pH de un sistema.

Previamente al desarrollo de los aspectos experimentales, se plantea un cuestionario inicial que permite complementar la contextualización y tener información sobre los conceptos básicos que se requieren, para una mejor comprensión de las experiencias propuestas. Se enumeran los materiales y reactivos necesarios y se plantean algunos puntos de reflexión. Se finaliza con dos lecturas complementarias donde se desarrollan aspectos básicos para la explicación del comportamiento regulador ácido–base y algunas aplicaciones. Se adjunta un marco conceptual y un gráfico esquemático de la parte experimental.

Conceptos previos. pH, pOH, escala de pH, equilibrio en medio acuoso, ácido fuerte y débil, base fuerte y débil, hidrólisis.

Actividades

Cuestionario inicial

- ¿Qué entiende por efecto de ion común?
- ¿Qué se entiende por ácido fuerte y base fuerte?
- ¿Qué se entiende por ácido débil y base débil?
- ¿Qué se entiende por disolución reguladora.



Exploración.

Experiencia. Disoluciones reguladoras

Parte A. Preparación de un sistema regulador.

Materiales.

- 6 tubos de ensayo de 15 x100 mm.
- 2 pipetas graduadas de 10 mL.
- 1 vidrio de reloj.
- Espátula (puede ser una cucharita de plástico).
- 5 varillas delgadas de vidrio o plástico.
- Acetato de sodio sólido (AcONa; CH_3COONa) o acetato de potasio (AcOK)
- Disolución de ácido acético 0,1 M.

- Disolución de ácido clorhídrico 0,01 M (HCl).
- Papel indicador universal.



Desarrollo

Actividad previa. Es pertinente llamar la atención que el trabajo propuesto consiste en la obtención de disoluciones **reguladoras de pH**, llamadas también **tampones** o **buffer**. Igualmente recordar el manejo de la notación que se emplea para la expresión de concentración de disoluciones, con énfasis en el significado de las potencias negativas de 10.

Insistir en el cuidado que debe tenerse durante la realización de la experiencia para no contaminar las disoluciones.

Exploración

- ❖ En cada uno de 5 tubos de ensayo iguales, debidamente identificados, y con ayuda de una pipeta coloque 2, 4, 6, 8 y 10 gotas de disolución de ácido acético. Complete cada uno con agua destilada hasta un volumen de 4 mL. Utilice el sexto tubo con 4 mL de agua destilada como blanco y patrón de comparación para el volumen.
- ❖ Con la ayuda de la varilla de vidrio o plástico haga un toque de cada disolución en la tira de papel indicador universal y determine el pH incluido el blanco.
- ❖ A cada tubo, con excepción del blanco, adicione, con ayuda de la cucharita, unos pocos cristales de acetato de potasio. (Aproximadamente igual masa en cada tubo). Agite el tubo para solubilizar la sal.
- ❖ Con la ayuda de la varilla de vidrio o plástico haga un toque de cada disolución en la tira de papel indicador universal y determine el pH.
- ❖ Consigne la información en el cuadro al final de las experiencias A y B.

NOTAS

- Guarde las disoluciones para la para la parte B.
- Preferiblemente disponga de un agitador para cada disolución. De no ser así el agitador debe lavarse y secarse antes de cada medición de pH.
- El cuadro propuesto al final incluye el campo para anotar la información de las actividades desarrolladas en las partes A y B.



Explicación. Indique los posibles factores que pueden influir en las diferencias de pH observadas en la experiencia.



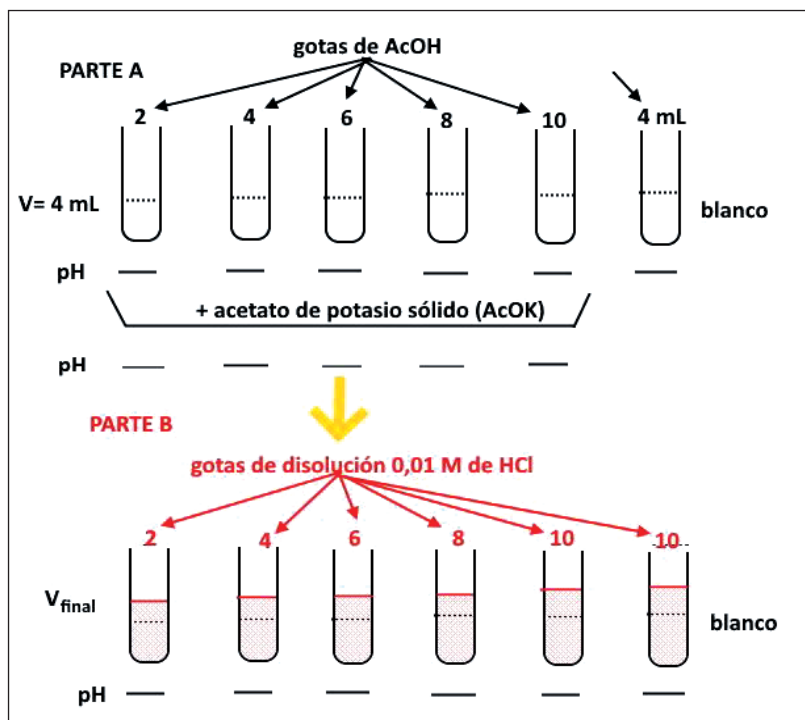
Disoluciones reguladoras. Parte B.

Reactivos. Se trabaja con las disoluciones reservadas de la experiencia en A y con disolución de ácido clorhídrico 0,01 M.

Exploración.

- ❖ Adicione respectivamente a cada uno de los tubos 2, 4, 6, 8 y 10 gotas de la disolución de ácido clorhídrico. Adicione 10 gotas de esta disolución al tubo escogido como blanco.
- ❖ Adicione a cada tubo las gotas de agua necesarias para tener volúmenes finales iguales. (Igual altura de la columna de líquido).
- ❖ Agite cuidadosamente cada disolución para homogeneizar.
- ❖ Con la ayuda del agitador y del papel indicador determine el pH final de cada disolución.
- ❖ Reúna la información obtenida en las experiencias A y B en el cuadro adjunto.

ESQUEMA SOBRE EL PROCEDIMIENTO



Experiencia 1		Experiencia 2		
Tubo (#gotas)	pH inicial	pH mas sal	HCl 0,01 M (# gotas)	pH Final
2				
4				
6				
8				
10				
Blanco			



Explicación. De los datos obtenidos qué explicación podría dar a la utilidad de las disoluciones reguladoras.



Discusión. Podría orientarse al análisis de las posibles reacciones químicas que permiten explicar el comportamiento de las disoluciones reguladoras.

Aplicación. Indagar sobre situaciones de la vida diaria donde el sistema químico presente, condiciona un comportamiento similar al observado. Igualmente consultar sobre la utilidad de estos sistemas en diferentes situaciones en la industria y organismos vivos.

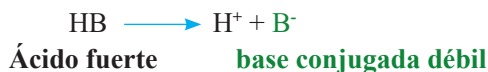


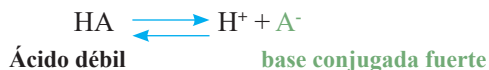
Lectura complementaria 1. Disoluciones reguladoras de pH, Buffer o Tampones



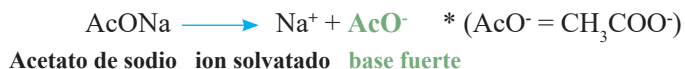
En su papel como disolvente el agua puede interactuar de diversas formas con los iones generados en el proceso de disolución, como se analizó en el módulo de comportamiento de sales en agua, donde las sales derivadas de ácido y bases fuertes simplemente se disocian y los iones generados se rodean de moléculas de agua (solvatación). Pero la situación varía cuando uno de los componentes de la sal formada, ya sea el catión o el anión, provienen de una base o ácido débil.

Antes de describir con algo de detalle estos sistemas es pertinente recordar el modelo ácido-base de Bronsted-Lowry, fundamentado en la capacidad de los compuestos para ceder o aceptar protones, comportamiento que se puede describir en forma general:





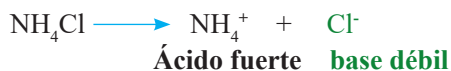
Si la sal proviene de una base fuerte como el hidróxido de sodio (NaOH) y un ácido débil como el acético (AcOH), se solubiliza totalmente:



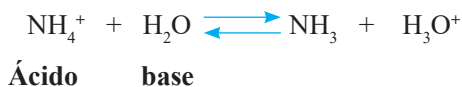
En este caso la base AcO^- tiene capacidad para recibir protones del agua y parcialmente genera nuevamente ácido.:



De forma similar, si la sal es el cloruro de amonio (NH_4Cl) que proviene de una base débil como el amoniaco (NH_3) y un ácido fuerte como el clorhídrico (HCl) se disuelve totalmente:



En este caso el ácido (NH_4^+) es más fuerte que el agua y tiene la capacidad para cederle protones y parcialmente se genera nuevamente la base:



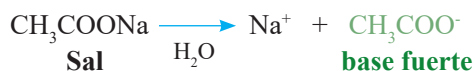
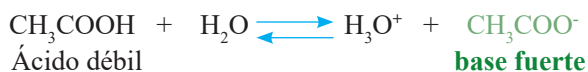
En los dos casos se describe el proceso en equilibrio y por tanto puede ser desplazado adicionando las especies químicas que puedan afectarlo.

¿A qué se da el nombre de **efecto de ion común**? Como su nombre los identifica son sistemas en los que a partir de compuestos diferentes se aporta a la disolución un ion común. Esto se presenta cuando se tiene en disolución de un ácido débil y su sal correspondiente (totalmente soluble), o una base débil y su sal correspondiente (totalmente soluble).

Es común encontrar en los textos y manuales dos ejemplos típicos.

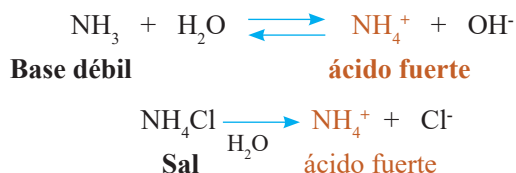
- Ácido acético (débil) y acetato de sodio (sal completamente soluble)
- Amoniaco (base débil) y cloruro de amonio (sal completamente soluble).

Para el primero la disociación y equilibrio que lo describen son:



Como el acetato de sodio (AcONa) está totalmente disociado, genera un aumento de la concentración de ion acetato (AcO⁻) y el equilibrio para el ácido se desplaza hacia la izquierda con la consiguiente disminución de la concentración de ion hidronio (H₃O⁺). El ion común que produce este efecto es el acetato.

Para el segundo caso el planteamiento es similar.



Como la sal al disociarse aumenta la concentración de ion amonio (NH₄⁺), el equilibrio para la base débil se desplaza hacia la izquierda, con la consiguiente disminución de la concentración de iones hidroxilo (OH⁻).

Con este fundamento se puede hacer una descripción de cómo opera un sistema regulador de pH.

Tomando el primer caso (AcOH-AcONa) el equilibrio correspondiente es:



La adición de un ácido fuerte genera un aumento momentáneo de la concentración de iones hidronio (H₃O⁺) y el equilibrio se desplaza hacia la formación de ácido (hacia la izquierda) con la consiguiente disminución en la concentración de H₃O⁺, hasta restablecerse el nuevo equilibrio.

Si la concentración de la sal es mayor que la del ácido, la reacción que ocurre es:



Se considera que esta reacción se realiza en su totalidad porque el ácido empleado es débil y tiene gran tendencia a obtener la forma molecular.

De lo anterior puede deducirse que los iones hidronio adicionados en el ácido fuerte son “capturados” por el anión del ácido débil, contrarrestando el aumento inicial de su concentración; es decir que su concentración se mantiene dentro de límites muy cercanos a la inicial y la variación de pH es mínima. Si no existiera en el sistema esta opción, la concentración ácida sería alta y la variación del pH significativa.

Un análisis similar se hace cuando la adición moderada es de una base fuerte como el hidróxido de sodio.

La **capacidad reguladora** es una medida de la resistencia al cambio de pH que se produciría al agregar pequeñas cantidades de ácidos o bases fuertes. Una disolución que contenga concentraciones equivalentes (equimolares) de un ácido débil y su base



conjugada tendrá un pH casi igual a su pKa y en esta situación la variación por adición de pequeñas cantidades de un ácido o base fuerte debe ser mínima.

Lectura complementaria 2. Algunas aplicaciones de las disoluciones reguladoras de pH



Las disoluciones reguladoras de pH denominadas también “disoluciones Buffer o Tampones” están presentes en numerosos procesos debido a su capacidad de aceptar protones y compensar los posibles desequilibrios cuando estos pueden presentar algún peligro en el sistema.

¿Qué puede comentarse sobre los sistemas reguladores ácido–base en la vida diaria? Indudablemente sus aplicaciones son numerosas e importantes tanto en procesos industriales como en los seres vivos; su presencia en la industria es importante en las electrolíticas, en las de curtiembres, elaboración de tintas y en la antigua fotografía.

Su actividad en procesos biológicos es definitiva, como es el caso de los sistemas carbonato–bicarbonato en la sangre y fosfato diácido–fosfato monoácido en los procesos celulares. Representan las principales defensas del organismo ante los cambios desfavorables del pH, que podrían presentarse durante los procesos metabólicos.

Los principales sistemas buffer en el organismo están representados por los carbonatos, los fosfatos y el sistema biológico de las proteínas.

Hay que anotar que en el organismo todos los sistemas buffer están interrelacionados y se amortiguan unos a otros de modo que todos los de un mismo sistema van a actuar conjuntamente ante un cambio de pH.

En el ser humano el pH corriente del torrente sanguíneo es 7,4 y se considera que inferior a 7,0 y superior a 7,8 puede tener consecuencias críticas

Uno de los sistemas que controla este pH es ácido carbónico – bicarbonato descrito por el equilibrio:



Es importante anotar que el ácido carbónico se descompone generando dióxido de carbono y agua; por otra parte, el CO_2 es el producto final de la oxidación de carbohidratos, grasas y aminoácidos (proteínas). Este gas es eliminado casi en su totalidad por los pulmones.

Este buffer es el más importante y eficaz en nuestro organismo; está presente en todos los medios intra e intercelulares. La especie H_2CO_3 se regula a nivel renal y la concentración de la especie CO_2 se regula a nivel pulmonar.

Como puede verse el ΔpH dentro del cual debe mantenerse el sistema es cercano al valor del pK_a^2 del ácido que forma parte del sistema regulador. Si el requerimiento para el pH está en la zona alcalina, el sistema regulador apropiado es el de una base débil cuyo pK_b sea cercano al intervalo de pH que se quiere controlar.

Continuando con el ejemplo de la sangre (plasma sanguíneo), el sistema regulador del pH tiene la función de controlar la **acidosis o alcalosis**.

En el primer caso los niveles ácidos altos pueden originarse por hipoventilación (causada por efisema), bronconeumonía, producción metabólica del medio ácido por diabetes melitus o fallas renales. La situación puede regularse por la exhalación del bióxido de carbono gaseoso (CO_2) producido.

Cuando el incremento es en el medio básico, el sistema regulador del pH se desplaza hacia la derecha por reacción de los iones hidrógeno y se presenta un incremento de la concentración de ion bicarbonato, descrito por el equilibrio:



La situación puede presentarse por hiperventilación, fiebre severa, consumo excesivo de antiácidos o vómito severo. Es la llamada **alcalosis** y se presenta con menos frecuencia que la acidosis. El organismo retoma su estado normal de pH disminuyendo la exhalación de dióxido de carbono y la consiguiente eliminación del medio alcalino por la orina.

En el siguiente cuadro tomado parcialmente de Bloomfield³ se resumen los procesos.

Síntoma	Pulmones	Sangre	Riñones
Acidosis	$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons$ ↑ Exhalación rápida	$H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$ Retenido en la sangre	H^+ Sale en la orina
Alcalosis	$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons$ ↓ Respiración lenta	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$ Retenido en la sangre	HCO_3^- Sale en la orina

También hay ácidos fijos como el fosfórico que se forma por el metabolismo de los fosfolípidos, fosfoproteínas, fosfoglicéridos y ácidos nucleicos, que puede afectar el

2 pK_a . Log. negativo de la constante de disociación (K_a) del ácido.

3 Bloomfield, L.S.(1996). *Chemistry and Living Organism*.

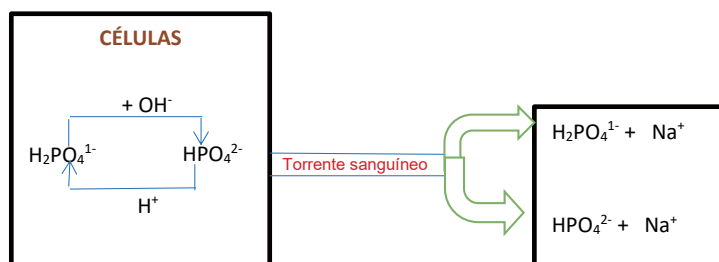


equilibrio del pH. El sistema que actúa principalmente en las células es el par monofosfato – difosfato (H_2PO_4^- - HPO_4^{2-}), descrito por el equilibrio:



Si aumenta la concentración de iones hidrógeno (H^+) el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, aumenta la concentración del ion monofosfato que es un ácido débil y puede eliminarse su exceso por la orina. Si la situación presentada es por aumento en la concentración de iones hidroxilo (OH^-) el equilibrio se desplaza hacia la derecha por consumo de los iones. El hidrógeno al reaccionar con los iones hidroxilo (OH^-) forma agua y el exceso de ion difosfato se eliminan por la orina. La importancia de este sistema regulador se basa en la capacidad para contrarrestar el exceso de ácido o base generado por las células del cuerpo y la posibilidad de eliminar el exceso de monofosfato o difosfato por la orina, sin alteración en el pH.

Un esquema adaptado de (Bloomfield, 1996,60) resume muy bien la actividad de este sistema regulador.



Este buffer ejerce su acción fundamentalmente a nivel intracelular pues es allí donde hay más fosfatos y el pH está cercano a su pKa (6,8). También es importante en la función del riñón que presenta un valor de pH menor a 7.

Reguladores de pH biológicos

Muchas proteínas, pero especialmente la hemoglobina tiene la capacidad de comportarse como regulador biológico a nivel intracelular. La condición esencial para su comportamiento es que posean residuos de histidina porque este aminoácido tiene grupos imidazol que se caracterizan por comportarse como un ácido débil.

La hemoglobina es el principal buffer de la sangre. La carboxihemoglobina tiene más capacidad que la oxihemoglobina lo cual es muy importante para la regulación del CO_2 .

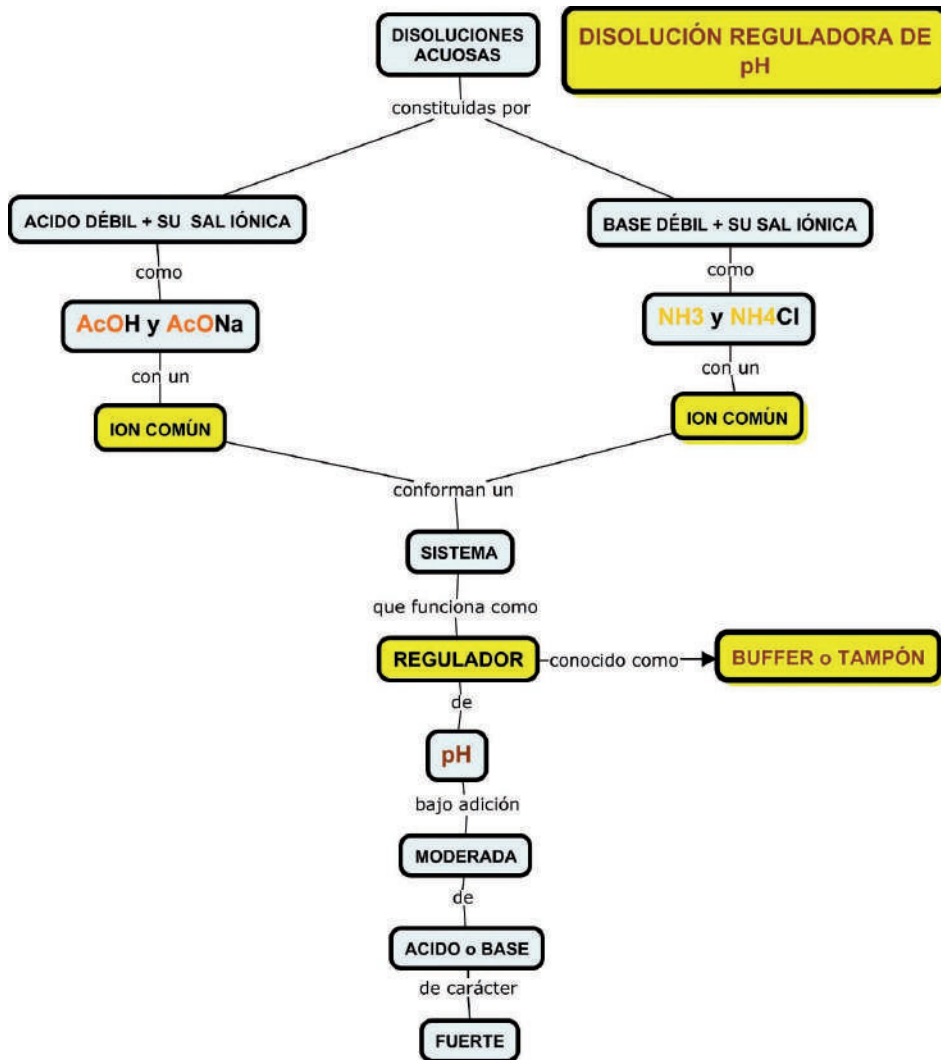
Esta breve mirada a algunos de los procesos donde los sistemas reguladores ácido-base son importantes, indudablemente no agota el tema, pero es un llamado a

los profesores para que en el desarrollo de los temas tengan en cuenta aspectos que inciden directamente en los ciudadanos, así su desarrollo sea a nivel introductorio, puede ser de gran incidencia en la forma de vivir de las comunidades.

NOTA. El objetivo de la lectura es una mirada general al tema, por tanto, si se desea profundizar un poco más, se pueden consultar textos de Química General en el capítulo correspondiente a equilibrios ácido–base y en la bibliografía se registran algunos artículos de utilidad.

Bibliografía

- QUIMIAUDAS.(NA). Varios videos referentes al tema de soluciones reguladoras con buenas explicaciones. <https://www.youtube.com/watch?v=Umir3kSRkd0> Consultado: 05-03-20.
- Mabe, I. T. (NA). *Aplicaciones fisiológicas de los reguladores de pH*. <https://es-slideshare.net/mabeltupaz/ph-aplicacionesfisiologicas> Consultado: 06-03-20.
- Quintanilla, A. Torres, M. et.al. (NA). *Uso de buffer en proceso de curtiembre al cromo. Gráfico*. <https://prezi.com/rvqy78.igoft/aplicación-de-soluciones-amortiguadoras> Consultado: 06-03-20
- Domínguez. (2012). *¿Qué es el wet blue en el cuero y cómo se produce?* <https://blogdelcalzado.com/02/19/que-es-el-blue-en-el-cuero-y-como-se-produce> Consultado: 07-03-20
- Granados, Jairo. (2014). *Soluciones buffer o amortiguadora. Generalidades en sistemas biológicos*. (se accede por granados Jairo.) Consultado: 11-06-22.
- Bloomfield, L.S.(1996). *Chemistry and Living Organism*. Six. Ed. N.Y. pags.558-9.





7

Estequiometría. Neutralización ácido-base

Introducción

Es frecuente que las experiencias sugeridas en los diferentes textos y guías de laboratorio, para desarrollarse a nivel básico y medio, tengan objetivos muy puntuales porque se espera que el resultado sea la apropiación de un concepto o técnica de trabajo. Sin embargo, en la generalidad de experiencias es posible diseñar actividades en las que sea posible integrar elementos conceptuales relacionados con los objetivos principales, que amplían la posibilidad de discusión y de una descripción integrada de sistemas, en este caso de reacciones ácido-base.

En la práctica química se utilizan numerosos métodos de análisis para determinar la composición cuantitativa de las sustancias y evaluar sus transformaciones. En este módulo se presenta un sencillo inicio a este conocimiento relacionándolo con el proceso ácido-base.

La reacción entre un ácido y una base constituye el proceso llamado **neutralización**, en el que se obtiene como productos una sal y agua. Como toda reacción se representa mediante la ecuación química correspondiente que cumple con las leyes de la estequiometría y permite, a partir de disoluciones de ácido y base de concentración conocida, determinar si han reaccionado las cantidades equivalentes de ácido y base; es decir, si se ha llegado a la neutralización. La ecuación general para la reacción de neutralización es:



y se llama interacción estequiométrica de la neutralización

La **Estequiometría** es el estudio de las proporciones cuantitativas entre los reactivos y los productos o las relaciones de masa de los elementos químicos implicados en una reacción química.

Experimentalmente la reacción se puede realizar a partir de un volumen dado de disolución de ácido y la adición controlada del volumen de la disolución de base, hasta alcanzar la neutralización; se ha formado la sal correspondiente que en medio acuoso



determina el pH final¹. Esto implica que no necesariamente en una neutralización el pH final, llamado pH de equivalencia sea 7. En este módulo se utilizarán indicadores de color para determinar este punto.

Descripción

Las 4 actividades de laboratorio propuestas conducen a la apropiación del fundamento de la Estequiometría referente a las reacciones de Neutralización.

La primera ofrece, en una experiencia bastante sencilla, la posibilidad de visualizar el efecto de proporcionalidad de los reactivos.

Las otras tres tienen el objetivo de identificar el comportamiento estequiométrico de neutralización de dos sistemas sistema ácido–base, y permiten generar un buen número de resultados analíticos, Utilizando los resultados que se obtienen, se proponen dos experiencias de aula para calcular la concentración de cada una de las disoluciones ácidas, asociando la unidad inicial de volumen: **gota**, con un volumen asignado (escogido) en mL y como complemento, se propone un manejo estadístico de los resultados.

Previamente al desarrollo experimental se plantea un cuestionario de entrada que permite complementar la contextualización y disponer de la información para una adecuada comprensión del fundamento y desarrollo de las experiencias propuestas. Se enumeran los materiales necesarios y el procedimiento a seguir y se plantean algunos puntos de reflexión. Al final se consignan 5 lecturas complementarias que amplían y desarrollan aspectos básicos para la explicación del proceso de neutralización, su utilización cuantitativa y la valoración estadística de los datos obtenidos en el laboratorio,

Finalmente se presenta un resumen de las leyes básicas de la Estequiometría y su importancia a través de la Historia de la Química y se presenta un ejemplo pedagógico para ayudar a la comprensión de una de sus leyes. Se propone un marco conceptual.

Conceptos previos. Ácido, base, neutralización, disociación, hidronio, hidroxilo, disolución, concentración molar, hidrólisis, reacción química, ecuación química, relación estequiométrica.

Actividades

Cuestionario inicial.

- ¿Qué se quiere indicar cuando se dice que han reaccionado cantidades estequiométricas?

1 Ver Modulo 3 de este bloque. Comportamiento de sales en agua.

- ¿Qué se entiende por reacción de neutralización?
- ¿El pH al que ocurre la neutralización completa es igual para todas las reacciones ácido – base?
- ¿Qué se entiende por intervalo de viraje de un indicador?



Exploración.

Experiencia No. 1. Visualización de la estequiometría de la neutralización

El trabajo sugerido es una adaptación de la propuesta de (Joi,2011)

Materiales

- Cinco Erlenmeyer de 125 mL
- Cinco globos pequeños para piñata.
- Espátula (metálica o plástica)
- 5 Vidrios de reloj.
- Balanza con aproximación a la centésima.
- Embudo pequeño de boca ancha. Si no lo hay, puede adaptar una hoja de papel
- Vaso de precipitados de 50 mL.
- Probeta o cilindro graduado de 50 mL
- Disolución 1 M de ácido acético (AcOH).
- Bicarbonato de sodio sólido (NaHCO_3 ; AcONa).
- Indicador universal².



Desarrollo

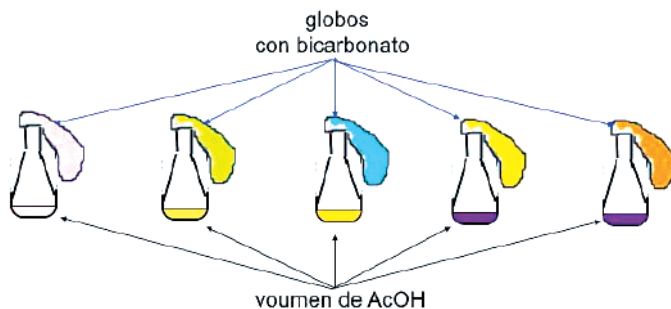
Actividad Previa. Leer cuidadosamente el procedimiento y calcular el número de moles de ácido acético y de bicarbonato que se van a colocar en cada conjunto Erlenmeyer – globo. Anotar los datos calculados en una tabla como la sugerida. Recordar la ecuación del proceso de neutralización y formular una hipótesis sobre la proporción molar que se va a desarrollar en la práctica. Para recordar Molaridad ver lectura en el módulo 4 del bloque II.

- ❖ Adicionar en cada Erlenmeyer 25 mL de disolución de ácido acético. Adicionar gotas del indicador universal.

2 Este indicador presenta una gama de colores en el rango de la escala de pH. Desde tonos rosados, pasando por amarillo hasta morado.



- ❖ Pesar en los vidrios de reloj, utilizando espátula y la balanza, masas crecientes en gramos de bicarbonato de sodio, así: 0,70; 1,00; 2,10; 4,20 y 6,30.
- ❖ Adicionar cuidadosamente el bicarbonato en los globos utilizando el embudo, cuidando que no se pierda masa de bicarbonato.
- ❖ Ajustar cuidadosamente los globos a la boca de los Erlenmeyer, cuidando que no se pierda masa de bicarbonato y que el globo quede bien ajustado.
- ❖ Identificar cada conjunto de acuerdo a los gramos añadidos de bicarbonato.
- ❖ Dejar caer el bicarbonato de sodio en los recipientes sin retirar los globos.
- ❖ Cuando no haya evidencia de reacción, anotar sus observaciones en el cuadro propuesto.
- ❖ En el diagrama se ilustra el procedimiento antes de dejar caer el bicarbonato en los erlenmeyers.



Registro de lo observado. Anotar en su cuaderno los datos calculados y las observaciones para cada experiencia, identificando los cambios observados de un recipiente a otro y relacionar con los datos anotados en la tabla sugerida.



Experiencia	Color	Descripción	Masa de NaHCO_3	Moles de AcOH	Moles de NaHCO_3	Relación en moles AcOH/AcONa
1			0,70			
2			1,00			
3			2,10			
4			4,20			
5			6,30			



Explicación Compare los resultados obtenidos con la hipótesis que planteó sobre la reacción utilizada.



Discusión. A partir de la información en las últimas tres columnas, realizar el análisis del proceso con énfasis en la ecuación química, su estequiometría, reactivo limitante, reactivo en exceso y color desarrollado por el indicador y su relación con el pH.

Experiencia No. 2. Comportamiento estequiométrico comparativo de dos sistemas ácido-base.

Primera parte. Neutralización ácido - base. Estequiometría. Acido A.

Materiales

- 2 tubos de ensayo de 10 mL
- 2 jeringas de 10 mL.
- Frasco gotero para el indicador.
- Varilla de vidrio o plástico para agitación.
- Gradilla para tubos de ensayo.

Reactivos.

- Disolución 0,1 M de ácido clorhídrico (HCl). Ácido A.
- Disolución 0,1 M de ácido sulfúrico (H_2SO_4). Acido B.
- Disolución 0, 1 M de hidróxido de sodio (NaOH).
- Disolución de indicador Fenolftaleína.



Desarrollo

Actividad previa. Antes de iniciar el proceso se recomienda leer cuidadosamente la **Lectura No. 1 Valoraciones volumétricas**. Preparar el volumen necesario de las disoluciones requeridas para la experiencia, siguiendo los lineamientos indicados en la lectura 2 de Módulo 8 de este Bloque III. Las dos deben quedar con concentración molar semejante.

Es necesario hacer énfasis sobre la experiencia propuesta, como un acercamiento al proceso de cuantificación de disoluciones ácido-base y una mirada elemental sobre la calidad de los resultados obtenidos, referidos a los conceptos de exactitud y precisión. Igualmente, justificar la repetición de la medida y el cuidado en su realización.

- ❖ En un tubo de ensayo medir cinco gotas de disolución del ácido A.



- ❖ Adicionar una gota de la disolución del indicador.
- ❖ Con la jeringa se adiciona gota a gota (contándolas) disolución de hidróxido de sodio. Agitar después de cada adición.
- ❖ Cuando se observa un ligero cambio en el color de la disolución, se suspende la adición de base. Anotar el número de gotas adicionadas.
- ❖ El proceso experimental se realiza por triplicado (Muestras 1, 2, 3). Se anotan los resultados en una tabla como la propuesta.

Experiencia No. 3. Neutralización ácido–base. Estequiometría. Ácido B.

Se repite el proceso de neutralización con el ácido B, y se anotan los resultados en la tabla propuesta.

Ácido	Muestra	Nº. gotas ácido	Nº. gotas base	Promedio gotas base	Volumen base en mL	Promedio volumen base	$C_A \circ C_B$	Promedio $C_A \circ C_B$
A	1	5						
	2	5						
	3	5						
B	1	5						
	2	5						
	3	5						

Nota. Los resultados de estas dos experiencias y consignados en el cuadro sugerido son los trabajarán en las actividades complementarias 1 y 2.



Explicación. De acuerdo con los resultados obtenidos plantear una explicación sobre el comportamiento estequiométrico de los ácidos A y B. Igualmente ¿qué podría plantearse sobre la calidad de los datos a nivel de todos los grupos?



Discusión. Puede orientarse al análisis de los volúmenes (medidos en gotas y mL.) de ácidos y base. ¿Qué se podría concluir? Hacer una introducción a los conceptos de exactitud y precisión.

Actividad complementaria 1. Cálculo de la concentración por neutralización de dos disoluciones ácidas

Actividad previa. En esta parte, el trabajo es de cálculo de la concentración de las disoluciones de los ácidos A y B. Se puede trabajar en grupos o individualmente

Como se propuso inicialmente el trabajo permite un acercamiento al proceso de cuantificación y su eventual validez, por la calidad de los resultados en cuanto a su exactitud y precisión; de ahí su realización por triplicado

Se sugiere trabajar con el grupo para aclarar, que los cálculos que se propone realizar se hacen con base en asignar, **arbitrariamente** para la gota de disolución, un volumen en mL., por ejemplo 0,5 mL Con esta base se puede aplicar la relación para calcular la concentración: $C_A \times V_A = C_B \times V_B$, donde C_A y C_B son concentraciones molares aproximadamente iguales de los ácidos A y B, y V_A y V_B los volúmenes correspondientes.

Actividad complementaria 2. Evaluación de precisión y exactitud y precisión de los resultados analíticos.

Como una aplicación importante se propone aplicar una estadística muy sencilla para valorar la exactitud de los resultados del trabajo del grupo, con base en el cálculo de las gotas de disolución de base utilizadas en cada una de las neutralizaciones.

Dependiendo de los grupos de trabajo, en la experiencia realizada se tiene para cada ácido (A y B) entre 6 y 9 datos..

Para esto se propone reunir el mayor número de datos obtenidos para cada ácido, en una tabla como la sugerida, y para determinar la precisión y exactitud de los resultados, en la Lectura 3 se ofrece una síntesis de los parámetros estadísticos comúnmente usados en los laboratorios para tal fin.

n	x	\bar{x}	s^2	s



Donde:

n = identificación del resultado: 1, 2, 3, ...

x = resultado = gotas de disolución de NaOH adicionadas a 5 gotas de disolución de HCl o de H_2SO_4 según el caso.

\bar{x} = media aritmética

s^2 = varianza

s = desviación estándar

Aplicación. Consulte sobre la concentración de ácido HCl en el estómago. Si su pH es de 4.0. y su volumen de 1L. Calcule la nueva concentración, después de tomar una dosis de antiácido que contiene 2 g. de bicarbonato de sodio.



Lectura complementaria 1. Comentarios sobre valoraciones volumétricas



Por las características de este tipo de procesos es pertinente hacer algunas observaciones, para la adecuada realización de la experiencia, que se reflejará en la calidad de los datos obtenidos.

- Las posibilidades para determinar que se ha llegado a la final de la neutralización de un ácido con una base, en general son dos:
 - Utilizando un indicador cuyo intervalo de viraje se encuentra lo más cerca posible del pH de equivalencia del sistema.
 - Siguiendo la reacción mediante un medidor de pH (pHmetro).
- En las dos opciones se debe usar material volumétrico como pipetas, buretas, para mediciones de mayor exactitud; pero como una aproximación se pueden utilizar jeringas e inclusive goteros.
- En cualquiera de los casos el procedimiento es similar: se parte de un volumen conocido de disolución de ácido o base y se adiciona en forma controlada volúmenes de disolución de base o ácido (según el caso).
- Si no se cuenta con material volumétrico (medición con aproximación a décima o centésima de mL), pueden emplearse jeringas o frascos gotero, donde la mínima unidad de volumen es la gota.
- El sistema que se se trabajar en las experiencias 2 y 3 es ácido **fuerte**–base **fuerte**, cuyo pH de equivalencia es 7, como se describió en el módulo de **HI-DRÓLISIS**, donde se describió el comportamiento de sales en medio acuoso.
- Se sugiere utilizar como indicador la fenolftaleína (intervalo de viraje: 8,2—9,8; incoloro a rojo).

- Se propone trabajar con jeringas como material para la medición de los volúmenes.
- El material debe estar limpio y seco.

Lectura complementaria 2. Reacción de neutralización ácido – base.

En la realización de la experiencia se ilustró un proceso de neutralización ácido base, en el cual se partió de un volumen de ácido medido en gotas y el volumen de disolución de base para neutralizar, también medido en gotas. Cuando se apreció una respuesta de (cambio de color) del indicador utilizado (sugerido), se consideró, de acuerdo con los parámetros establecidos, que se había alcanzado la interacción estequiométrica y paralelamente se tenía una aproximación al pH a la cual se presentó de acuerdo con intervalo de viraje del indicador.

La estequiometría de la neutralización, especifica que por cada mol de iones hidrógeno (protones), se necesita un mol de iones hidroxilo para formar la masa correspondiente de agua. Por lo tanto, un ácido monoprótico se puede distinguir fácilmente de uno diprótico mediante titulación, porque la cantidad molar presente de ácido en la disolución se puede calcular mediante este proceso.

Es claro que la experiencia es un acercamiento a una forma de obtener información sobre las reacciones ácido base, pero permite plantear algunos comentarios que se deben tener en cuenta en este tipo de procesos.

En la experiencia realizada se seleccionó un sistema en el que tanto el ácido y la base son fuertes y por tanto la sal formada tiene un comportamiento en medio acuoso que determina un pH de equivalencia igual a 7³, y es la fenolftaleína el indicador con un intervalo de viraje entre **8,2 y 9,8** y cambio en la coloración de **incolore a rojo**; es decir que la tonalidad rojiza comienza a manifestarse a partir de pH=8,2. Al dar por finalizada experimentalmente la neutralización, con un cierto margen de error porque no se puede tener la certeza de que el pH es igual a 7 y que se ha completado la neutralización. Lo que sí puede decirse es que se llegó muy cerca de ese punto, que en situaciones normales de trabajo es una buena aproximación.

¿Qué otros indicadores podrían emplearse? La respuesta es evidente: aquellos cuyo intervalo de viraje incluya o esté lo más cercano posible del pH de equivalencia. Para el sistema trabajado podría ser el indicador **alizarina** (5,8---7,2) que cambia de **amarillo a rojo**. En este caso el criterio para dar por terminada experimentalmente la neutralización, es observar un color francamente rojo. Este indicador nos acercaría más al comportamiento real del sistema.

3 Para recordar este aspecto ver el módulo 2 de este bloque: Ácidos y Bases. .



Qué pasaría con otros indicadores como el **metil naranja** (3,1---4,4) que cambia de **rojo a anaranjado**. Es claro que no es el indicador adecuado porque su intervalo de viraje está lejos del pH de neutralización del sistema y no se dispone de un criterio claro para considerar que ha finalizado el proceso o se está muy cerca, porque a partir de pH igual a 4,4 el color anaranjado simplemente se intensificará.

Otra situación diferente se presenta si el sistema ácido base genera una sal que determina un pH de equivalencia (neutralización) cercano a este intervalo de viraje, como puede ser el caso del cloruro de amonio⁴, con un pH de neutralización cercano a 5,3. Si se emplea como indicador el metil naranja, el límite superior del intervalo (4,4) permitiría al experimentador dar por finalizado el proceso cuando la coloración es francamente anaranjada; sin embargo se presenta un margen de error.

Como resumen se pueden plantear algunas condiciones para seleccionar el indicador adecuado para monitorear un proceso de neutralización dado.

1. El intervalo de viraje del indicador debe estar cercano al pH de neutralización del sistema.
2. De varios indicadores posibles, prima el que presente un cambio de coloración más claro de discriminar.
3. Cuando el indicador recomendado presenta un intervalo complicado de diferenciar se acude a un patrón de comparación visual, que puede ser adicionar el indicador a una disolución con un pH cercano al de neutralización.

Como conclusión, se puede plantear que hay una variedad de procesos de neutralización que se han estudiado para determinar su pH de equivalencia o neutralización y así recomendar el indicador adecuado para su control. Para ello se emplean sistemas en que el proceso de la reacción se puede seguir paso a paso y que se ilustrará en el módulo 8.

Lectura complementaria 3 . Exactitud y Precisión

En la cualificación de cualquier serie de medidas utilizamos estos términos, pero muchas veces los usamos como equivalentes cuando en la realidad son dos características diferentes de la calidad de una medida.

Citando a Fischer y Peters (1970) “la distinción entre **Precisión y Exactitud** puede compararse al resultado de disparar una serie de flechas a un blanco de arquería; precisión se refiere a que tan cerca se clavan las diversas flechas y exactitud se refiere a lo cerca del centro del blanco en que se clava cada flecha.”

4 Ver bloque III – modulo 3: Comportamiento de sales en medio acuoso.

Según esta consideración podemos decir que “la **precisión** se refiere a la variabilidad entre mediciones repetidas de la misma cantidad” y “la **exactitud** se refiere a la diferencia entre el valor medido y el valor que se acepta como verdadero o correcto para la variable que va a medirse”.

En el trabajo científico es muy importante la consideración de estas características de las series de medidas, pues, si bien es cierto que una serie se presente como muy precisa, puede ser inexacta por diversos factores o errores que afectan su medida y en ese caso dar lugar a diversas opiniones que pueden surgir de su análisis.

En la práctica de laboratorio se considera fundamental poder brindar resultados confiables, para lo cual es necesario efectuar las determinaciones más de una vez, es decir replicadas en las mismas condiciones, mínimo por triplicado y luego combinar los resultados obtenidos para dar la respuesta. Para controles de rutina generalmente se usa el cálculo de promedio que permite acercarse al valor más cercano al real. A partir de resultados de laboratorio nunca se puede saber con certeza absoluta si la media aritmética es el valor correcto a menos que se efectúen un número muy grande de determinaciones. Sin embargo, se puede saber y especificar la probabilidad de que la respuesta verdadera se encuentre en un intervalo dado y es posible indicar el intervalo en términos del promedio y la desviación estándar. Este intervalo se designa como **Límite de confianza**

En sentido estricto, los valores reales no se conocen nunca, excepto en la cuenta de objetos discretos; (“hay exactamente 12 estudiantes en esta clase”) y en cantidades definidas (“el peso atómico de un determinado isótopo del carbono es exactamente 12.0000”). Todas las demás mediciones son realmente **comparaciones con normas o estándares” que permiten apreciar la exactitud.**

Al reunir una cantidad de resultados (X) de la misma determinación, se determina el **promedio (\bar{x}) o media aritmética**, como una medida de la tendencia general; simplemente como la suma de resultados dividido por el número de resultados.

Como en la experiencia realizada se obtuvieron una serie de resultados sobre una medida, en este caso volumen medido en gotas o su equivalente en mL., los resultados obtenidos permiten obtener la información que permita hacer una reflexión sobre qué tan “confiables” son y determinar los parámetros necesarios para calificar su validez.

Estos son **media aritmética \bar{x} y desviación estándar.**

Media aritmética \bar{x} es el resultado de la suma de los valores obtenidos dividido por el número de valores.

$$\bar{x} = \frac{(X_1 + X_2 + X_3 + \dots)}{n} \quad \bar{x} = \text{donde } x_i \text{ son los datos y } n \text{ número de datos.}$$



Por ejemplo, para una serie de 5 valores de una medida como: 5, 6, 4, 5, 7 la media aritmética es:

$$\bar{X} = \frac{5+6+4+5+7}{5} = \frac{27}{5} = 5,4$$

Puede verse que la media difiere de los valores particulares; es la llamada dispersión, pero esta media se encuentra entre los límites, en este caso 5 y 7.

Se define así una desviación media (DM) que es la media aritmética de la desviación de cada medida respecto de la media aritmética, entonces:

$$DM = \frac{(5-5,4)+(6-5,4)+(4-5,4)+(5-5,4)+(7-5,4)}{5} = 0$$

Al realizar las operaciones se encuentra que la suma de las desviaciones es cero. Aquí los estadísticos proponen dos opciones: tomar el valor absoluto de cada desviación o elevarlas al cuadrado. Tomando la primera opción se obtiene un valor de 0.88, valor que indica la dispersión o desviación media de los valores.

Tomando la segunda opción se tiene:

$$S^2 = \frac{(5-5,4)^2+(6-5,4)^2+(4-5,4)^2+(5-5,4)^2+(7-5,4)^2}{5} = \frac{5,2}{5} = 1,04$$

Este tipo de relación se denomina **varianza** (s^2) y su raíz cuadrada se **denomina desviación estándar** y se designa por s .

Desviación estándar: $s = \sqrt{s^2} = \sqrt{1,04} = 1,02$

El valor numérico indica el promedio de la diferencia que hay entre los datos y la media; cuánto por arriba o por debajo de la media se encuentra el dato. Un valor pequeño indica que el valor está más cercano a la realidad y valor alto indica que hay una gran variación de los datos respecto de la media y por tanto baja exactitud.

Valor verdadero = Promedio \pm desviación estándar

Valor verdadero = $\bar{X} \pm s$

Lectura complementaria 4. La Estequiometría y el desarrollo de la Química

La química es una de las ciencias más jóvenes; a pesar de que su utilización se remonta a miles de años; el conocimiento de las propiedades de las sustancias, de sus transformaciones y las leyes naturales que las rigen sólo surgió hasta el siglo XVII; y los aportes de diferentes personas y grupos de investigadores auxiliados por los adelantos de la física, han permitido el inmenso desarrollo científico alcanzado en los dos últimos siglos. El poder medir, calcular e identificar las partículas atómicas

y moleculares, fundamentó y sistematizó el lenguaje que ha permitido la comunicación entre los interesados en desarrollar este conocimiento del funcionamiento de la naturaleza.

Respondiendo al interrogante: **¿Cómo se conocen las proporciones de los reactivos de un proceso químico?** nace la **Estequiometría** que establece las leyes que regulan las proporciones cuantitativas entre los reactivos y los productos o las relaciones de masa de los elementos químicos implicados en ella.

En la práctica química se utilizan numerosos métodos de análisis para determinar la composición cuantitativa de las sustancias y sus transformaciones.

Sin embargo la química como la conocemos ahora, nació como ciencia hace relativamente poco tiempo, pues podemos observar que los conocimientos relativos a la naturaleza de las sustancias y su aplicación, de índole química, en los tiempos de la biblia y florecimiento de los pueblos cultos como egipcios, babilonios, asirios, judíos, fenicios, medos y persas, fueron principalmente utilitarios, aplicados a materiales naturales.

Si bien es cierto que en la antigüedad en Grecia, Demócrito y Leucipo propusieron que la materia está compuesta por partículas minúsculas e indivisibles a las que llamaron átomos y posteriormente Epicuro y Lucrecio retomaron la idea, esta hipótesis no tuvo ningún efecto en Grecia y Roma; los conocimientos que adquirieron los griegos y los romanos fueron principalmente los aplicados principalmente en el manejo de los minerales naturales como metales (oro, plata y cobre) y arcillas (cerámica) o los que se usaban para obtener colorantes para los textiles y otros usos o para medicamentos, pero no adelantaron de modo esencial pues faltaban estudios de carácter sistemático.

La situación continuó prácticamente así hasta mediados del siglo XVII “cuando en la época del flogisto aparece por primera vez el concepto de “elemento” como fundamento que identifica cada sustancia pura, pero aún son confusas las ideas de masa y peso” (Lockerman (1960) V1 pg. 5).

En el siglo XVIII Lavoisier desarrolla la “*nueva teoría de la oxidación*” (1777-1789) basándose en el descubrimiento del oxígeno por Scheele (1771) y Priestley (1774) **aclorando los conceptos de masa y peso** y ofreciendo prácticamente a los investigadores de su tiempo las dos primeras herramientas que condujeron al inicio de los estudios sistemáticos que constituyen la base de la química como la ciencia que conocemos ahora.

Muy pronto en 1792 J.B Ritcher bautiza como **Estequiometria** a la práctica de calcular matemáticamente las relaciones medibles de los elementos involucrados en una reacción y desarrolla la teoría de los **pesos de combinación y pesos equivalentes**.



Por la misma época J.L. Proust de origen francés estableció su laboratorio en Segovia- España y preocupado por el mismo tema logró desarrollar trabajos que le permitieron establecer la **ley de las proporciones definidas** que define una identidad para cada elemento en cada compuesto y da luz en cuanto a las proporciones que guardan de combinación con otros elementos para formar los compuestos; Además llegó a señalar que una reacción llega hasta cuando se acaba uno de los elementos que toman lugar en ella.

A principios del siglo XIX J Dalton revive la idea del atomismo de Demócrito de que la materia está formada por partículas muy pequeñas a las que llamó también “átomos” y propone su **teoría atómica** con la cual ofrece respuesta a numerosos interrogantes que se planteaban los investigadores. Sus postulados pueden resumirse así:

- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre si, tienen la misma masa e iguales propiedades.
- Los compuestos son combinaciones de dos o más átomos.
- Una reacción química es un reordenamiento de átomos.
- **Ley de la conservación de la masa.** Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química.
- **Ley de la composición constante.** Cuando los átomos se combinan para dar compuestos, se ordenan según relaciones simples descritas mediante números enteros.
- **Ley de las proporciones múltiples.** Dos átomos pueden combinarse en diferentes proporciones para dar diferentes compuestos.

Gay Lussac trabajando con gases postuló pocos años después (1808) su **ley de volúmenes de combinación** que fue un paso fundamental en el desarrollo de la estructura de la materia. Para una mayor comprensión se propone en la **Lectura 5** una representación esquemática y se describen al final las implicaciones de esta Ley. Se debe anotar que el esquema es una representación de la relación entre las unidades de los reaccionantes y el producto, mas no una representación del total de unidades presentes en los volúmenes respectivos.

En el cuadro siguiente se resumen los principales momentos históricos del desarrollo de la química, relacionados con la Estequiometría

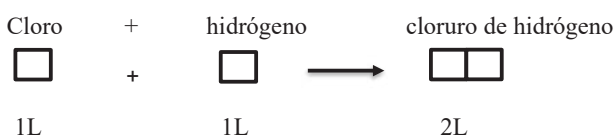
Desarrollo histórico de la Estequiometría

1783	Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794) Francés	<p>LEY DE CONSERVACIÓN DE MASA</p> <p>La materia no se crea ni se destruye, sino que sufre cambios.</p> <p>En las reacciones químicas la cantidad de materia que interviene permanece constante.</p> <p>La masa de un sistema permanece invariable, cualquiera que sea la transformación que ocurre dentro de él.</p>
1792	Jeremias Benjamin Richter (1762-1807) Alemán	<p>Define la ESTEQUIOMETRÍA (a partir del griego stoicheion= sustancia fundamental= elemento,) como la ciencia que mide los elementos químicos.</p> <p>Desarrolla la teoría de los pesos de combinación o pesos equivalentes.</p>
1794	Joseph Louis Proust (1754-1826) Francés. Trabajó en el Real colegio de artillería en Segovia- España	<p>LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS: Cuando varios elementos se combinan para formar un compuesto determinado lo hacen en una relación fija de masa.</p> <p>Cada compuesto contiene sus elementos en unas proporciones fijas independientemente de cómo se prepare.</p> <p>Cuando en una reacción sobra parte de un elemento el otro elemento se considera reactivo limitante</p>
1803	John Dalton (1766-1844) Británico	<p>LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES: Cuando dos elementos se combinan entre sí para originar distintos compuestos, dada una cantidad fija de uno de ellos, las diferentes cantidades que se combinan del otro están en relación de números enteros con el primero.</p>
1808	Joseph Louis Gay Lussac (1778-1850) Francés	<p>LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN. Los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química, tanto los reactivos como los productos, están en la proporción de números enteros sencillos</p>
1811	Amedeo Avogadro (1776- 1856) Italiano	<p>HIPÓTESIS DE AVOGADRO. Volúmenes iguales de gases, a las mismas condiciones de temperatura y presión contienen igual número de moléculas.</p> <p>Los gases simples como oxígeno e hidrógeno están constituidos por moléculas diatómicas.</p> <p>La fórmula del agua es H_2O</p>
1860	Estanislao Cannizzaro (1826-1910) Italiano Alumno de Avogadro	<p>Método de cálculo de pesos moleculares en base a la Hipótesis de Avogadro. En el congreso de Karlsruhe (Alemania) presenta la propuesta de aplicar la hipótesis de Avogadro para la determinación del peso de las moléculas, idea que tuvo gran acogida por parte de los asistentes, investigadores en su época.</p> <p>Asignó el valor de 2 al peso de la molécula de hidrógeno y 1 a su átomo y lo tomó como patrón para el cálculo del peso de los demás elementos.</p> <p>Propuso una nueva notación química basado en su trabajo</p>

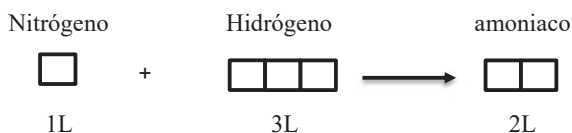


Lectura complementaria 5. La Ley de volúmenes de combinación de Gay Lussac y la Hipótesis de Avogadro. Representación en aula. Impacto histórico

Recordemos la Ley de Gay Lussac. “Los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química, tanto los reactivos como los productos, están en la proporción de números enteros sencillos”. Si representamos por un cuadrado el volumen de 1L de elemento o compuesto gaseoso, se puede describir la reacción en el cloro e hidrógeno en estado gaseoso.



Posteriormente, para poder dar una explicación a estos comportamientos Avogadro planteó la posibilidad que existieran elementos biatómicos en estado gaseoso. Así la reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno para obtener amoníaco se podría describir:



Una representación con mayor discriminación puede ser:



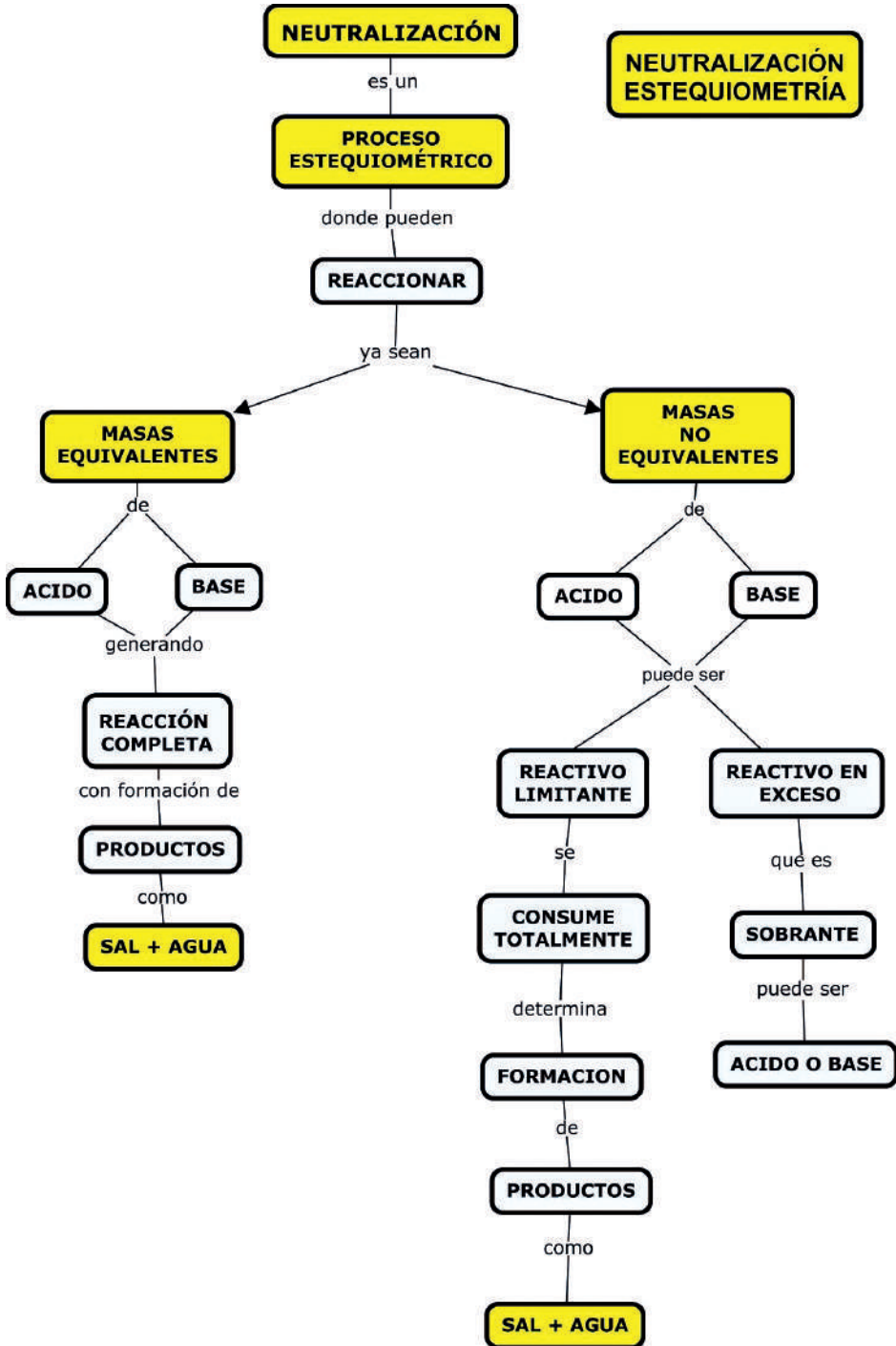
Amadeo Avogadro inmerso en el estudio de las reacciones con gases y conociendo el trabajo de Gay Lussac propuso el concepto de **molécula**, indicando, que el Hidrógeno y el oxígeno gaseosos están constituidos por moléculas biatómicas y sus ideas fueron decisivas para confirmar la teoría atómica de Dalton. En su estudio titulado “Ensayo sobre un modo de determinar las masas relativas de las moléculas elementales” estableció su hipótesis de que *volúmenes iguales de gases en las mismas condiciones de temperatura y presión contienen igual número de moléculas*; **Consecuencia inmediata fue el poder calcular el peso molecular de las sustancias gaseosas.**

Este estudio fue presentado en sus clases en la Universidad y fue oído por su joven alumno Estanislao Canizzaro quien dedicó su trabajo de investigación al tema y en el año 1860 presentó una ponencia escrita en este sentido que inicialmente fué poco aceptada por los asistentes al congreso de Karlsruhe; sin embargo algunos de ellos al regreso a sus lugares de origen repasándola encontraron que al tomar el peso

molecular en gramos tomamos siempre un número igual de moléculas, concepto muy importante en los cálculos en química. A partir de entonces vino el inmenso desarrollo con la clasificación y sistematización de numerosos conocimientos, la organización de la tabla periódica, la unificación del lenguaje químico y el fortalecimiento de su actuar como ciencia.

Bibliografía

- Fischer, R. y Peters, D. (1970). *Análisis Químico Cuantitativo*. Ed. Interamericana, S.,A. 3ª. Ed. México, pág. 68 y sig.
- Joi, P. Víctor, S. et. Alt. (2011). *A Performance-Based Assessment for Limiting Reactants*. Journal of Chemical Education. 88,1243-1246.
- Lockermann, G. (1960). *Historia de la Química*. Manuales UTEHA, No. 2. México, 1960.
- Muhye, Anthony. (NA). *Leyes de Estequiometría: descripción, ejemplos y ejercicios*. Lifeder.com/leyes-de-estequiometria Consultado: 11-06-20.
- Ruiz, M. Fernández, T. Tamaro, E. (2004). *Biografía de J. L. Proust*. https://www.biografiasyvidas.com/biografia/p/proust_joseph_louis.html Consultado: 24-06-20.
- Laura. (NA). *Leyes fundamentales de la Química*. Laurablogdotcom4.files.wordpress.com/2013/04/teoría-ii-leyes-de-la-quimica.pdf Consultado: 23-06-20.





8

Valoración potenciométrica ácido - base

Introducción

En el proceso de neutralización realizado en el módulo anterior, se detectó el punto final por medio de indicadores ácido-base, pero no se siguió el proceso paso a paso. Para esto se requiere el empleo de equipos, por medio de los cuales, se puede seguir el curso de la reacción de neutralización, haciendo uso de propiedades de los electrolitos y su relación con la conducción eléctrica de disoluciones. Para esto se dispone básicamente de un electrodo y un sistema de medición; el primero es el elemento que detecta las condiciones de la disolución con la que está en contacto y envía la señal al registrador en milivoltios. Para facilidad de trabajo se dispone de una escala de lectura directa en unidades de pH. De esta forma, se puede seguir el curso de la reacción leyendo el pH del sistema después de cada adición de la base sobre el volumen tomado de disolución del ácido (alícuota).

Descripción

La actividad propuesta está orientada a la descripción y aplicación del proceso ácido-base llamado **neutralización, siguiéndolo paso a paso**. Previamente al desarrollo experimental se plantea un cuestionario de entrada que permite complementar la contextualización y disponer de la información sobre conceptos básicos que se requiera ampliar o profundizar para una adecuada comprensión del fundamento y desarrollo de la experiencia propuesta. Se enumeran los materiales necesarios y se plantean algunos puntos de reflexión. Al final en la lectura complementaria se amplían y desarrollan aspectos básicos para la explicación del proceso de neutralización. Se planteas un marco conceptual.

Conceptos previos. Ácido, base, neutralización, disociación, hidronio, hidroxilo, disolución, concentración molar, electrodo, titulación potenciométrica.



Actividades

Cuestionario previo.

- ¿Qué entiende por neutralización?
- ¿Qué entiende por pH de equivalencia?
- ¿Qué entiende por pH de neutralización?
- ¿Qué es un ácido fuerte y base fuerte?
- ¿Qué es una disolución 0,1 M?
- ¿Qué se entiende por peso equivalente en los sistemas ácido-base?
- ¿Qué es normalidad de una disolución?



Exploración.

Experiencia. Valoración¹ ácido–base. Neutralización

Materiales

- Balanza (aprox. 0,01g)
- Espátula.
- Vidrio de reloj.
- 2 vasos de precipitados de 100 mL.
- Pipeta aforada de 10 mL.
- Bureta de 25 mL.
- Erlenmeyer de 125 o 200m mL.
- Probeta de 10 mL.
- Pinza para bureta.
- Pera de succión.
- Soporte metálico.
- 2 balones aforados de 100 mL
- Agitador de vidrio.
- Medidor de pH (pHmetro).

1 Valoración ácido-base. Proceso en el cual una disolución de ácido o base, de concentración desconocida, se neutraliza con una disolución de base o ácido, de concentración conocida hasta obtener el punto de **equivalencia**, identificado con un indicador o pHmetro. También se identifica el proceso como titulación.

Reactivos

- Hidróxido de sodio (lentejas).
- Disolución de ácido clorhídrico (36% en peso; $d = 1,18 \text{ g/mL}$)
- Agua destilada.



Desarrollo

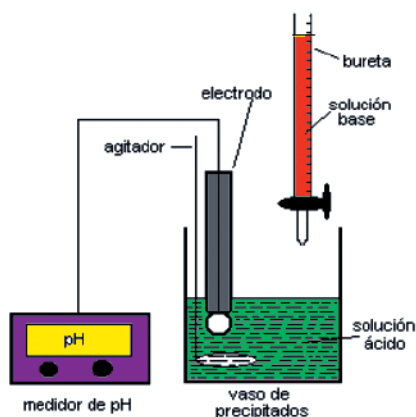
Actividad previa. Preparación de disoluciones de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio.

- ❖ Medir con la probeta el volumen de disolución concentrada de ácido clorhídrico, que contiene la masa de ácido requerida para preparar 500 mL de solución 0,1 M. **(Ver en la lectura complementaria el procedimiento y cuidados a tener en cuenta).**
- ❖ Medir rápidamente en un vidrio de reloj la masa necesaria de hidróxido de sodio (NaOH) para preparar 500 mL de disolución aproximadamente 0,1 M. **(Ver en la lectura complementaria el procedimiento y cuidados a tener en cuenta).**
- ❖ Estandarización (normalización) de la solución de hidróxido de sodio. **(Ver en la lectura complementaria el procedimiento a seguir).**

Observación. Es pertinente realizar una descripción del montaje que se va a utilizar, la forma de lectura del pH y manejo de la bureta.

Se propone realizar un seguimiento detallado del proceso de neutralización utilizando un medidor de pH. La mayoría de los textos presentan como ejemplo el **sistema ácido fuerte – base fuerte** y el montaje correspondiente se muestra en el esquema adjunto.

- ❖ Con la pipeta aforada se toma una muestra (alícuota) de 10 mL de la disolución de ácido clorhídrico y se coloca en el vaso de precipitados.
- ❖ Se sumerge en la disolución el electrodo de vidrio² que está conectado a un lector de la señal en unidades de pH.



2 El electrodo de vidrio es un instrumento sensible a los iones hidrógeno presentes en la disolución mediante un proceso de intercambio iónico no afectable por variaciones del equilibrio electrónico.



- ❖ Para facilidad de operación se adiciona suficiente agua destilada, para que el bulbo del electrodo quede sumergido en la disolución, como se muestra en el esquema.
- ❖ Con la bureta donde previamente se ha colocado disolución de hidróxido de sodio de concentración conocida, se hacen adiciones controladas, de más o menos 0,2 a 0,5 mL cada vez.
- ❖ Después de cada adición se agita la disolución para homogeneizarla y se toma la lectura de pH.
- ❖ Al iniciar se tiene la disolución del ácido (pH bajo). La adición de disolución básica se realiza hasta obtener un medio alcalino (pH alto).
- ❖ Consignar la información en un cuadro como el siguiente.

V. de disolución básica (mL)	pH
0,0	
0,5	
1,0	
.....	
.....	

- ❖ Con base en los datos obtenidos dibujar una gráfica de volumen adicionado de disolución de base (eje X) contra valor de pH (eje Y).



Explicación. Plantear una explicación a la variación del pH en el transcurso de la titulación.



Discusión. Puede orientarse a la confirmación o no de las explicaciones propuestas por los grupos de trabajo.

- Explicar la leve variación del pH al comienzo de la titulación.
- En un momento dado se aprecia un cambio brusco en el valor del pH. ¿Qué explicación puede dar a este comportamiento?
- Después de este cambio, nuevamente la variación del pH por la adición de solución de base es pequeña. ¿Qué explicación puede dar a este comportamiento?

Aplicación. Investiga sobre el uso de procesos de neutralización en el campo industrial.

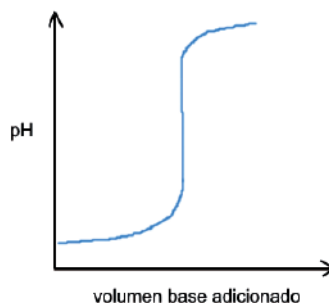


Lectura complementaria 1. Aspectos básicos de la titulación potenciométrica



Las reacciones de neutralización ácido – base están presentes en numerosos contextos de la vida diaria. Por solo mencionar algunos, podemos mencionar la lluvia ácida generadora de muchos problemas que para ser evaluados y determinar su impacto ambiental, es necesario conocer la concentración ácida. Otro campo es el control de productos ya sea de consumo industrial o humano; o características de desechos industriales, donde es necesario monitorear la concentración de ácidos y bases y así tener criterios para prevenir efectos sobre los seres humanos, como en los ríos y quebradas por la contaminación que producen.

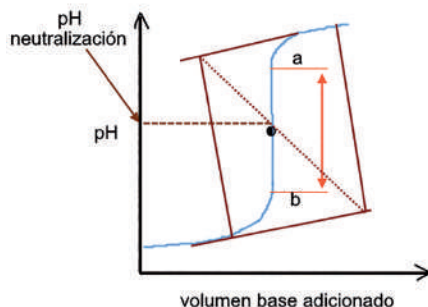
En el caso estudiado, al iniciar el proceso por la adición de solución básica se inicia la neutralización y va disminuyendo la concentración de iones hidronio (H_3O^+) o hidrogeno (H^+) provenientes del ácido y el pH va aumentando progresivamente. En la parte central se observa un cambio brusco del valor del pH, zona donde se localiza la neutralización total de los iones hidronio y se presenta un exceso de la base. La tercera zona de la gráfica corresponde a un aumento de la concentración de los iones hidroxilo (OH^-). En los textos y manuales de laboratorio se presenta generalmente una gráfica “ideal”, como la que se muestra en el esquema adjunto.



Esto no quiere decir que en la práctica se van a generar esta forma de la gráfica, pero si muy similares y de gran utilidad para el estudio de este tipo de reacciones. La forma de la gráfica depende fundamentalmente de la finura como se ha realizado el trabajo.

El paso siguiente es cómo ubicar en la gráfica donde se alcanzó la neutralización. Para esto en general se pueden aplicar al menos dos métodos, como se muestra en el esquema.

El primero es tomar el punto medio de la zona donde se presentó el salto en el valor del pH. En la gráfica sería el punto medio entre a y b.





En el segundo método se acude a un manejo geométrico representado por los trazos de color morado.

Dependiendo de la calidad de la gráfica se acude a uno u otro sistema.

La gran utilidad de este procedimiento es que se puede determinar el pH de neutralización más cercano al valor real y el volumen de disolución de base adicionada para alcanzarlo; con esta información se puede calcular la concentración del ácido. El seguimiento del proceso por este método es algo prolongado y generalmente se utiliza para el estudio de los diversos sistemas ácido – base; pero en el trabajo rutinario, donde el objetivo es detectar el punto de neutralización se acude a los indicadores. Conocida la curva de valoración se pueden seleccionar los indicadores adecuados para determinar, con una buena aproximación, el volumen de neutralización. Para esto se tiene la opción de seleccionar el indicador o indicadores cuyo intervalo de viraje esté lo más cercano posible del valor del pH dado por la gráfica.

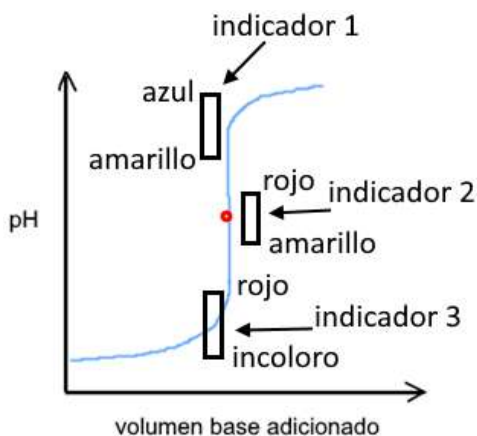
En la gráfica se ilustran tres posibles indicadores para utilizar en la neutralización de un sistema que tiene un pH de equivalencia indicado por el punto rojo sobre la gráfica.

Con el indicador 1 el punto final se identificaría por un tenue cambio de coloración de amarillo con una débil componente azul, zona en la que se está más cerca del pH de neutralización. Esta situación es algo complicada de identificar.

Con el indicador 3 estamos del otro lado del pH de equivalencia; en este caso, el criterio sería una coloración francamente roja de la disolución, que sería la situación más cercana del pH de equivalencia, Su limitante es similar al indicador 1 porque no se tiene claridad sobre la intensidad del color rojo adecuada.

Con el indicador 2 la situación es mucho más clara porque el pH de equivalencia se encuentra dentro del intervalo de viraje del indicador. En este caso, el criterio es un color mezcla de amarillo y rojo, relativamente fácil de ubicar y además muy cercano al pH requerido por lo que el error sería mucho menor que con los otros dos indicadores.

Procedimiento similar se ha seguido para estudiar otros sistemas cuyo pH de neutralización es diferente de 7 como ya se ilustró en el módulo 3, “Comportamiento de sales en agua”.



Lectura complementaria 2. Preparación de disoluciones para uso cuantitativo

Ácido A: Disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. (3,6 g de HCl por litro de disolución).

El ácido clorhídrico concentrado se comercializa para laboratorios e industria como una disolución de densidad 1,19 g/mL y el 37% (gramos de ácido en 100 gramos de disolución). Con esta base calcular el volumen de ácido concentrado que se debe tomar para tener la masa necesaria de ácido para llevar a un volumen final de 500 mL. El volumen requerido se mide con una probeta de 10 mL, se adiciona a un vaso de precipitados de 100 mL que contiene 30 mL de agua destilada. Posteriormente la disolución se pasa al balón aforado de 500 y se completa a volumen. Como esta disolución es la que se va a titular su concentración es aproximada. **Preferiblemente esta disolución debe ser preparada por el docente.**

ALERTA DE SEGURIDAD. El ácido clorhídrico es corrosivo y genera vapores. Debe operarse en vitrina y emplear los elementos de seguridad pertinentes: guantes, gafas, tapabocas. Si cae sobre la piel debe lavarse inmediatamente con abundante agua.

Ácido B. Disolución de ácido sulfúrico 0,1 M. (9,8 g de H_2SO_4 por litro de disolución).

El ácido sulfúrico concentrado para laboratorio se comercializa como una disolución de densidad 1,84 g/mL que contiene 94 g de ácido por 100 g de disolución. Con esta base calcular el volumen de ácido concentrado que se debe tomar para tener la masa necesaria de ácido para llevar a un volumen final de 500 mL. El volumen requerido se mide con una probeta de 10 mL,

ALERTA DE SEGURIDAD. Nunca adicione el agua sobre el ácido sulfúrico concentrado porque su interacción es fuertemente exotérmica. Cuando adicione el ácido requerido al vaso de precipitados, que contiene agua destilada, debe estar refrigerado (baño de agua con hielo) y verter lentamente el ácido por las paredes del vaso, agitando suavemente después de cada adición. Antes de completar a volumen la solución debe estar fría.

El ácido sulfúrico es altamente corrosivo. Debe operarse en vitrina y emplear los elementos de seguridad pertinentes: guantes, gafas, tapabocas. Si cae sobre la piel debe lavarse inmediatamente con abundante agua y solución de bicarbonato de sodio. Preferiblemente esta solución debe ser preparada por el docente.



Base. disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M. (4,0 g de NaOH por litro de solución).

Empleando un recipiente de vidrio (vaso de precipitados de 100 mL, vidrio de reloj), pese rápidamente aproximadamente 2 g. de hidróxido de sodio y se disuélvalo lentamente en aproximadamente 50 mL de agua destilada con agitación suave. La disolución fría se trasvasa a un balón aforado de 500 mL y se completa a volumen con agua destilada.

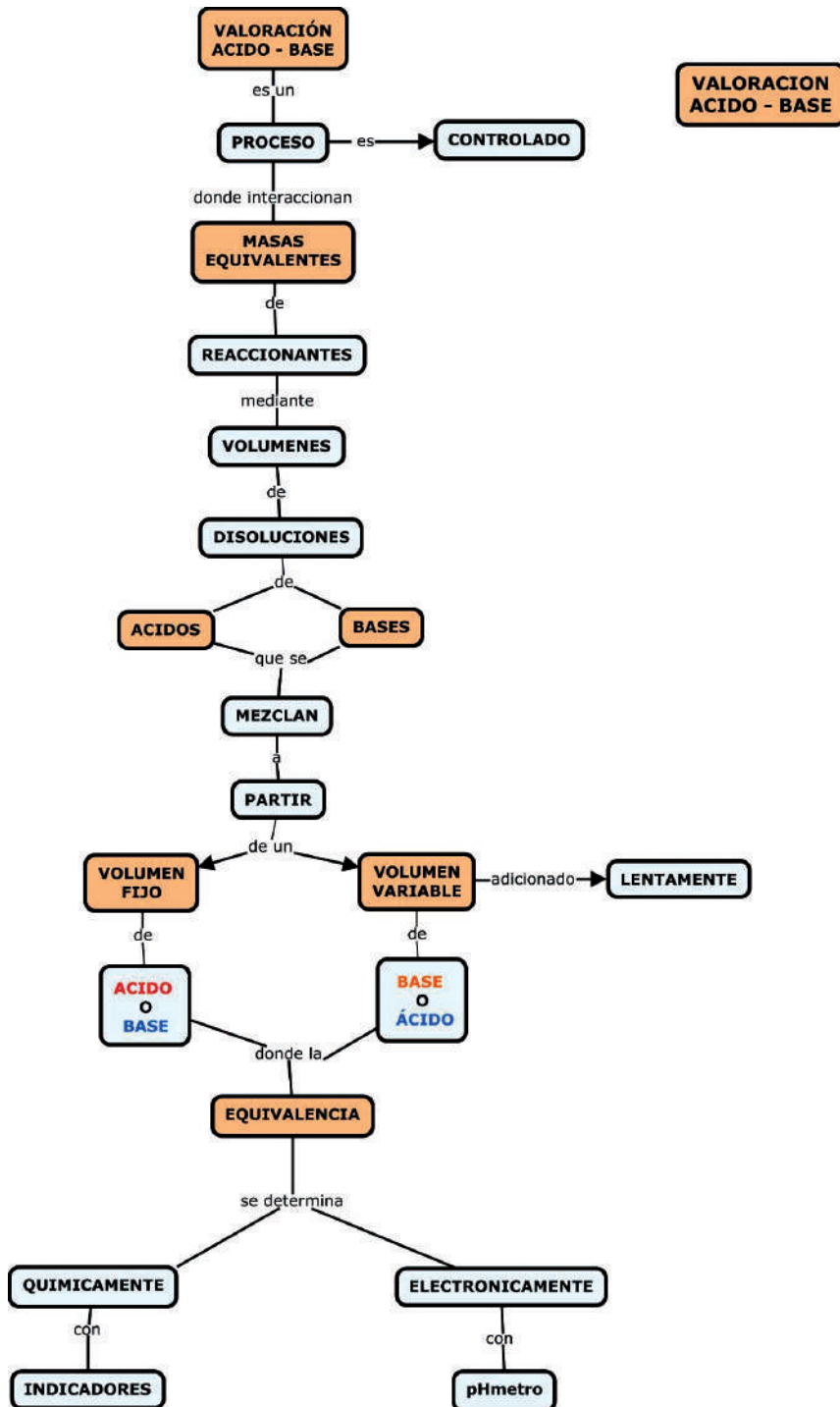
El hidróxido de sodio es una base corrosiva y cualquier salpicadura debe lavarse inmediatamente con abundante agua. Se almacena en recipiente plástico debidamente tapado.

La normalización de la disolución de hidróxido de sodio debe ser realizada por el docente. Para ello se emplea el patrón primario biftalato de potasio ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$) que tiene la ventaja de tener un peso molecular alto, se puede tener puro y es estable al someterlo al secado. Se pesa la masa de este patrón requerida para que se neutralice con 10 mL de la disolución de hidróxido de sodio preparada.

Si hay posibilidad puede usarse la disolución comercial de hidróxido de sodio de la concentración requerida.

Bibliografía

Fisher, R.B., Peters, D.G. (1970). *Análisis Químico Cuantitativo*, Ed.3ª, Interamericana, S.A. México, págs. 622 y ss.







BLOQUE IV

Procesos de oxidación-reducción Redox

—•—•—

Módulos – 9 • Experiencias – 21



Introducción

¿Nos hemos preguntado alguna vez cómo funciona una pila? ¿Qué es la corrosión? ¿Qué son los recubrimientos para proteger metales?, y ¿cómo es la tecnología de los automotores propulsados por electricidad proveniente de pilas? Si nos proyectamos a un futuro cercano vemos que ya se habla de celdas de combustible y el hidrógeno como combustible. Si de los procesos electrolíticos se trata, actualmente se dispone de variadas aplicaciones: desde recubrimientos para protección contra la corrosión, hasta producción industrial de elementos, compuestos y generación de colores y texturas en las superficies metálicas.

¿Cómo nació esta área de la ciencia? Son variadas las opiniones. Una de ellas la sitúa Lockerman a finales del siglo XVIII, quien propone que la electroquímica tuvo su origen en el descubrimiento de Luigi Galvani, al observar las sacudidas de las ancas de rana al contacto con dos hilos de metales diferentes unidos entre sí. Este fenómeno fue bien interpretado por el físico Alessandro Volta en Pavía, quien estableció la *serie de potenciales eléctricos de los metales*.

En 1798 Johan Wilhelm Ritter mostró, que la serie de potenciales de Volta tenía concordancia con la ordenación en la serie de los metales por su afinidad con el oxígeno y por su precipitación recíproca de sus soluciones respectivas. “*No se puede extrañar –decía– que el sistema de la electricidad sea a su vez el sistema de la Química y viceversa*”. Al reconocer esta realidad fue Ritter el fundador de la Electroquímica Científica.

La aplicación de la corriente eléctrica en la investigación, produjo resultados impensables en manos del joven Humphrey Davy (1778-1829), quien causó asombro mundial al emplear en sus experimentos la pila eléctrica propuesta por Volta; Davy aisló el sodio y el potasio haciendo pasar la corriente eléctrica a través de álcalis fundidos y posteriormente aisló los metales alcalino térreos calcio, estroncio y bario por electrólisis de los hidróxidos, empleando electrodos de mercurio, con el que se formaba en el cátodo la amalgama del metal.



Es tal el desarrollo de la Electroquímica que no podríamos imaginar la sociedad actual y futura, sin el aporte de infinidad de sistemas y elementos a nivel doméstico, médico, industrial o económico, fundamentales para el diario vivir, que basan su funcionamiento en procesos electroquímicos. La mayoría de los aparatos de común uso funcionan con electricidad proveniente de centrales generadoras o de pilas, cada día con mayor sofisticación tanto por su duración, como por la posibilidad de recargarlas.

Además, los procesos redox están presentes ampliamente en la naturaleza, son el fundamento del fuego y del metabolismo de los seres vivos, por lo que su conocimiento es de gran importancia para entender numerosas manifestaciones naturales.

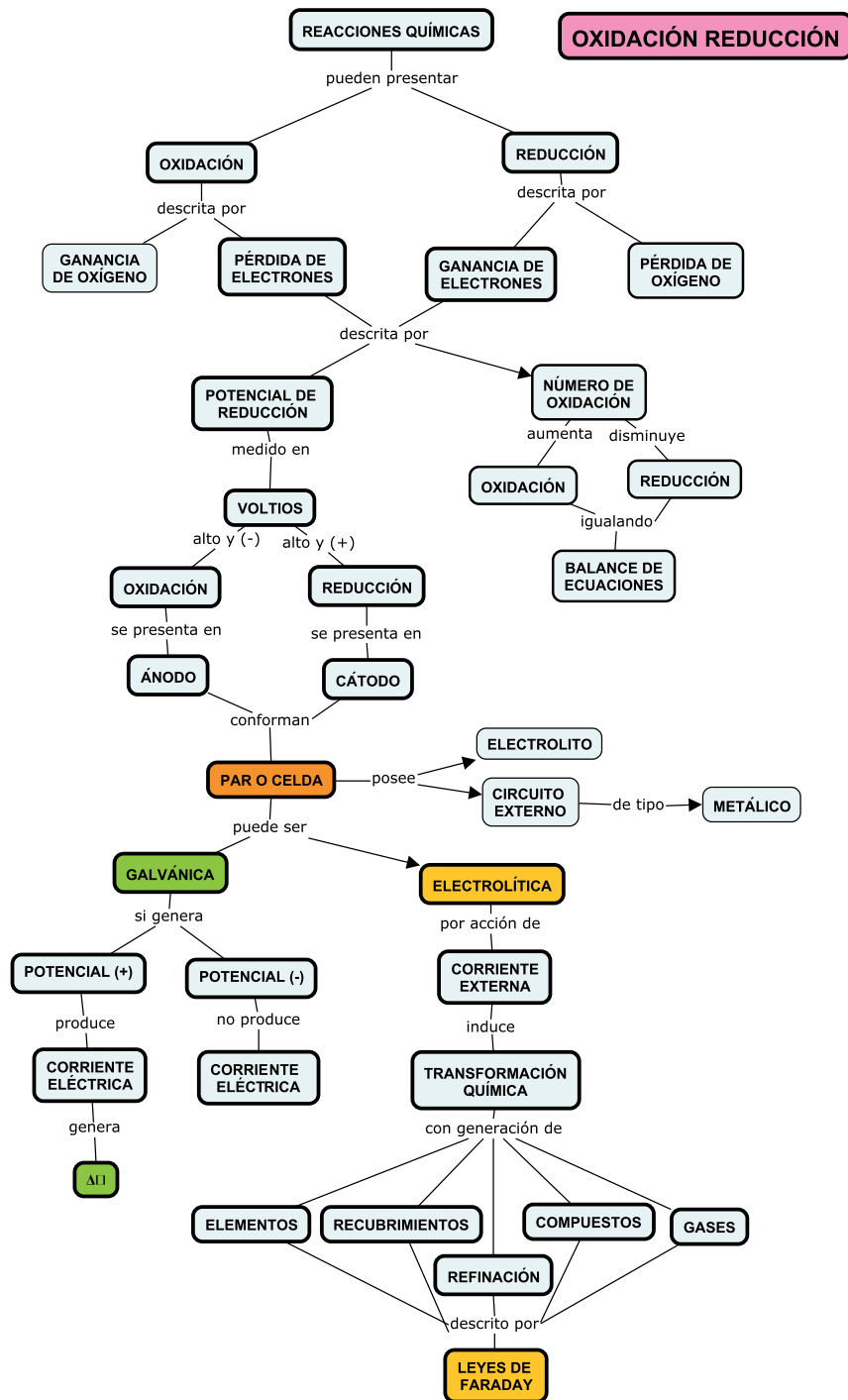
En general, los elementos fundamentales de los procesos redox no se desarrollan suficientemente a nivel secundario, porque su aplicación presenta dificultades para su tratamiento a nivel de aula de clase, dado que requiere el manejo de comportamientos a nivel macroscópico y propuesta de explicaciones a nivel microscópico, complementado con representaciones simbólicas y con la integración de elementos de la Física.

En este bloque se propone una fundamentación básica experimental, que permita el manejo de modelos y representaciones simbólicas para incursionar en esta área, cada vez con mayores retos para el desarrollo de las comunidades y está conformado por 9 módulos así:

- 1- Observación de procesos Redox – balance de ecuaciones.
- 2- Comportamiento de metales en disoluciones de iones metálicos.
- 3- Generación de corriente eléctrica por reacciones químicas.
- 4- Determinación del potencial de una pila.
- 5- Generación de reacciones químicas por corriente eléctrica.
- 6- Procesos electrolíticos- Recubrimientos.
- 7- Descomposición electrolítica del agua.
- 8- Combustión.
- 9- Procesos redox en materiales orgánicos.

Las experiencias que se plantean tienen dos fuentes: la experiencia docente de los autores, la observación en la vida diaria y las numerosas publicaciones de hace bastantes décadas, que por su sencillez y facilidad de realización a nivel de aula de clase han adoptado numerosos autores para el desarrollo del área.

El cuadro adjunto es un ejemplo de entramado conceptual básico sobre las reacciones de oxidación reducción.





1

Observación de procesos Redox. Balance de ecuaciones

Introducción

En la vida diaria frecuentemente observamos procesos tales como la oxidación de unos clavos o tornillos, el ennegrecimiento de las tajadas de banano o de manzana, la pérdida de brillo de las ollas de aluminio, el funcionamiento del reloj de pilas, el amarillamiento de los guantes de caucho cuando empleamos desinfectantes, la aparición de llamitas amarillas en la llama azul del quemador de gas en la estufa y si nos preguntan si “hallamos alguna relación entre ellos” con franqueza posiblemente diríamos que no. Sin embargo, a través del estudio de las reacciones químicas podremos encontrar que todos estos procesos y muchísimos otros que se presentan a diario, son manifestaciones **de procesos de oxidación-reducción o redox**.

Estos procesos los llamamos redox porque son simultáneos, es decir, si se presenta una oxidación necesariamente debe presentarse una reducción.

Es importante anotar que la oxidación no se asocia sólo con la presencia de oxígeno y la reducción con la presencia de hidrógeno como en algún tiempo se propuso. Actualmente cuando se hace referencia a las reacciones químicas y la forma como pueden estudiarse, la clasificación incluye las reacciones de desplazamiento que siempre son de oxidación reducción. Generalmente este tipo de reacciones se ilustra con la producción de hidrógeno gaseoso por reacciones de disoluciones ácidas con metales, o con la demostración clásica consistente en sumergir un clavo de hierro en una disolución de sulfato de cobre; observando al cabo de un corto tiempo la formación de un sólido rojizo de cobre sobre la superficie del clavo.

Los procesos de oxidación reducción se aplican ampliamente en el campo químico e industrial, trabajando principalmente con el número de oxidación, muy relacionado con la distribución electrónica y el concepto de electronegatividad.

Descripción

En este primer módulo se proponen dos experiencias: la primera basada en un ejercicio de observación, colocando un clavo de hierro (Fe) en diferentes condiciones del



medio donde se encuentra. En la segunda experiencia se aprecia la acción del cloro (Cl_2) sobre diferentes sustancias. Se propone un cuestionario preliminar, tres lecturas complementarias para ampliar el tema de la oxidación reducción, de la corrosión y un método de protección contra ella y finalmente se proponen 3 actividades pedagógicas de aplicación de los conceptos, balance de ecuaciones y un cuadro conceptual para contextualizar el tema de trabajo.

Conceptos previos. Estructura de la materia, estructura atómica, átomo, distribución electrónica, número de oxidación, electronegatividad, electrolito, catión, anión.

Cuestionario preliminar.

- ¿Qué entiende por oxidación de una sustancia?
- ¿Qué proceso conoce como reducción de una sustancia?
- ¿Conoce alguna sustancia que no sea metálica y que se oxide?
- ¿Puede nombrar algún antioxidante de uso común?
- ¿Conoce qué es el número de oxidación de los elementos químicos en una sustancia dada?



Experiencia No. 1. Algunos ejemplos de procesos de oxidación-reducción

Materiales y reactivos

- 4 tubos de ensayo pequeños. (por grupo)
- 4 vasos plásticos pequeños (por grupo)
- 4 puntillas o clavos de hierro pequeños.
- Algodón.
- Agua corriente.
- Agente secante. (adsorbe el agua) como Cloruro de calcio o sílica gel.
- Parafina.

Desarrollo

Actividad previa. Se colocan los clavos de hierro bajo las condiciones especificadas, identificando claramente cada tubo. Como la experiencia puede tomar algún tiempo (al menos tres días), se sugiere que se efectúen observaciones periódicas anotando los cambios en el cuadro que se sugiere.

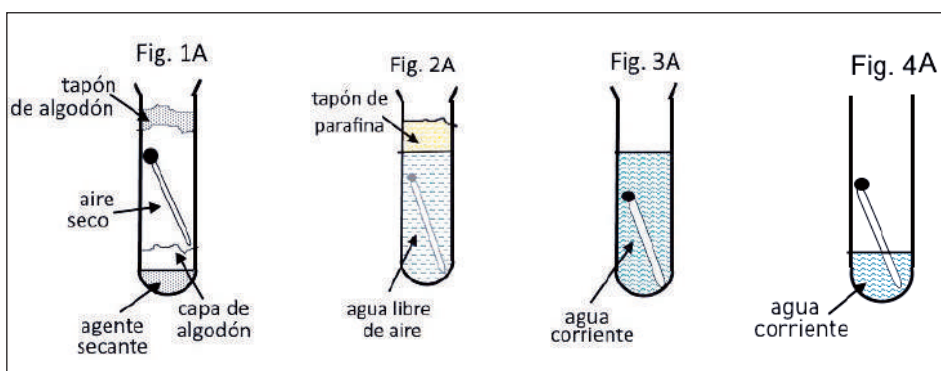


- ❖ En un tubo de ensayo adicionar una pequeña cantidad de agente secante como cloruro de calcio (CaCl_2), manteniéndolo en el fondo con algodón, tapar el

tubo con un tapón de algodón. Después de unas dos horas destapar el tubo, introducir el clavo de hierro e inmediatamente colocar el tapón de algodón. (Fig. 1A).

- ❖ En el segundo tubo adicionar agua previamente hervida, el clavo que debe quedar sumergido totalmente y se coloca el tapón hermético de parafina fundida. (Fig. 2A).
- ❖ En el tercer tubo adicionar agua corriente y sumergir totalmente el clavo de hierro. (Fig. 3A).
- ❖ En el cuarto tubo adicionar agua corriente y colocar el clavo parcialmente sumergido. (Fig.4A).

Una representación esquemática de la experiencia puede ser:



Registro de resultados. En el siguiente cuadro anotar las observaciones realizadas en un período de al menos tres días.



OBSERVACIÓN			
Tubo	1er. día	2do. día	3er. día
1A			
2A			
3A			
4A			



Explicación. Qué explicación puede plantear sobre las observaciones realizadas.



Discusión. Se sugiere orientarla para establecer la relación entre las condiciones y el efecto observado.

Experiencia No. 2. Acción redox del cloro

Materiales y reactivos

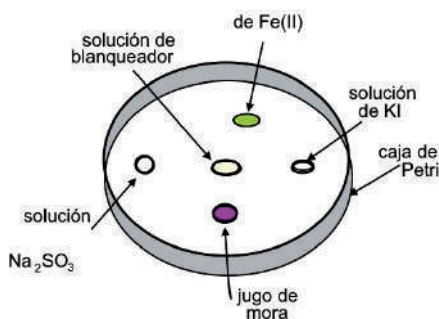
- Caja de Petri con tapa.
- Hoja de papel blanca.
- Cinco pipetas plásticas o de vidrio.
- Disolución comercial de hipoclorito de sodio (NaOCl ~5%). Blanqueador.
- Disolución de sulfato de hierro(II) y amonio ($\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$) al 1% peso/volumen), recién preparada.
- Disolución de sulfito de sodio (Na_2SO_3) al 2% peso/volumen, recién preparada.
- Disolución de yoduro de potasio (KI) 0,05 M
- Disolución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) 1M.
- Jugo de uva o de mora.



Desarrollo

Actividad previa. Como en los procesos de oxidación reducción no siempre interviene el oxígeno, indicar que en este caso se trabajará con cloro gaseoso, en cantidades muy pequeñas y recipiente cerrado de tal forma que no hay peligro para los experimentadores.

Una forma del montaje sugerido se muestra en el diagrama.



- ❖ En la base de la caja de Petri (o recipiente que se utilice) y con la ayuda de las pipetas, colocar gotas de las disoluciones como se indica en el diagrama.

- ❖ Adicionar al blanqueador dos gotas de la disolución de ácido sulfúrico y colocar inmediatamente la tapa correspondiente.
- ❖ Identificar los cambios presentados, utilizando el papel blanco como pantalla.

Registro de resultados. Se sugiere un cuadro como el siguiente para consignar la información.



Solución	Observación
$\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$	
KI	
Na_2SO_3	
Jugo de uva o mora	



Explicación. Describir las reacciones involucradas.



Discusión. Se recomienda discutir sobre las observaciones, planteando posibles reacciones. Consultar el trabajo pedagógico 1.

Aplicación. Uso del hipoclorito como blanqueador y desinfectante.



Lectura complementaria 1. Fundamentos de los procesos redox



En el diario vivir es más familiar la oxidación que la reducción. Por ejemplo, es el caso de la oxidación del hierro y el aluminio; el primero se recubre de una capa coloreada y el aluminio pierde su brillo y se opaca; se explica el proceso por la presencia de oxígeno que forma el óxido correspondiente. Sin embargo, se conocen compuestos como el hipoclorito de sodio (NaClO) que se emplea como desinfectante porque se descompone generando cloro (Cl_2), conocido por sus propiedades oxidantes fuertes, pero en el cual no se ve claramente su relación con el tema.

En general las explicaciones de los procesos de oxidación reducción presentan dificultades para su apropiación por los alumnos, debido tal vez, a que algunos ele-



mentos básicos para su desarrollo no se tienen claros y además porque se dispone de diferentes modelos para describirlos.

En primer lugar, es necesario tener claro que la base es el modelo **corpúscular de la materia**, que describe al átomo como la partícula eléctricamente neutra más pequeña que caracteriza un elemento, con una estructura donde intervienen como constituyentes básicos del núcleo los neutrones (carga cero) y los protones (carga positiva), y alrededor del núcleo los electrones (carga negativa).

A los electrones se atribuye el papel como medio o puente de unión de los diferentes elementos para formar compuestos. Así, en las agrupaciones de átomos de elementos o moléculas, su proporción y orientación espacial dependen de la capa electrónica periférica de los átomos de los elementos que se unen y determinan en gran medida su comportamiento químico y propiedades.

A su vez, en el modelo de unión química, los electrones que participan en la unión están bajo la acción de su propio núcleo y de los de los vecinos. Esta influencia varía según el elemento; unos tendrán mayor afinidad que otros por estos electrones y por tanto, en la unión de dos átomos de diferentes elementos, los electrones no tendrán una disposición intermedia, sino más desplazados hacia uno de los núcleos.

Cuando se da la posibilidad de separación, uno de los elementos se llevará los electrones de la unión adquiriendo una carga negativa y el otro presentará una carga positiva. Se han formado dos **IONES** y el proceso se llama **IONIZACIÓN**.

Por ejemplo, en la molécula de agua (H_2O) el oxígeno atrae hacia sí los electrones de la unión presentando una “carga” negativa y los hidrógenos adquieren una carga positiva. El enlace entre los átomos de los elementos en el agua se caracteriza como **POLAR**.

Por tanto, la unión entre átomos diferentes siempre tiene una polaridad que implica que la tendencia de los electrones hacia uno de los átomos le genera una carga negativa. Esta tendencia se describe por una característica asociada con los elementos que se unen llamada **ELECTRONEGATIVIDAD**. Entre los elementos más electronegativos se encuentra el Flúor y el Oxígeno que pueden apropiarse de los electrones de la unión y formar iones negativos. Elementos metálicos como el Sodio y el Magnesio tienen baja electronegatividad, pueden ceder fácilmente electrones y formar iones positivos.

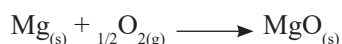
Número de Oxidación

Los avances en los modelos para explicar la estructura de la materia y la unión química han aportado valiosos elementos para el trabajo con los procesos de oxidación reducción, relacionándolos con la pérdida o ganancia de electrones de las especies químicas sean reaccionantes o productos.

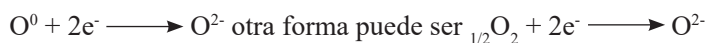
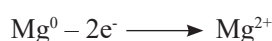
Como un paso más para facilitar la descripción de este tipo de reacciones se definió el **NÚMERO DE OXIDACIÓN**, relacionado con la pérdida o ganancia de electrones suponiendo que se forma una unión iónica y los electrones participantes se adjudican al elemento con mayor electronegatividad. En una unión al menos electronegativo se le asigna un valor positivo y al más electronegativo un valor negativo.

En la bibliografía se encuentran variedad de definiciones: “El número de oxidación es un concepto formal adoptado por conveniencia y se asignan aplicando unas reglas básicas”. “Carga positiva o negativa que puede ser asignada a un átomo en un compuesto, si la unión fuera de carácter iónico”.

Así, en la reacción:



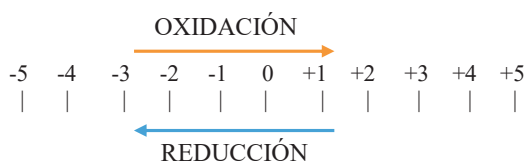
Los electrones de la unión se asignan al oxígeno y a su vez el magnesio los pierde; el oxígeno adquiere una carga de -2 y el magnesio de +2. El magnesio tiene un número de oxidación de +2 y el oxígeno de -2, lo que puede expresarse como:



Debe anotarse que en algunos casos resultan números de oxidación fraccionarios, pero esto **no indica** que se tienen cargas fraccionarias o que los átomos se dividan.

Las reacciones químicas en las que cambia el estado de oxidación de los átomos se conocen como de oxidación reducción. Se entiende por oxidación de un elemento el aumento en su número de oxidación y si este disminuye el elemento se ha reducido.

Este comportamiento puede representarse por medio del siguiente gráfico:



En conclusión, se puede resumir que:

- a. Un elemento se oxida cuando cede electrones y se reduce cuando gana electrones.
- b. En toda reacción química la oxidación de un elemento va acompañada de la reducción de otro y viceversa; por eso se les llama comúnmente reacciones redox.

de oxidación ($2+$ a 0) se redujo y en el segundo caso otra parte de azufre aumentó su número de oxidación ($2+$ a $4+$) se oxidó. Este es un ejemplo muy particular llamado **dismutación** cuando en la reacción el elemento principal forma dos compuestos diferentes con diferente estado de oxidación.

Una mirada general a la temática muestra que con los avances en los modelos sobre estructura de la materia, se han desarrollado los modelos explicativos para estas reacciones de oxidación reducción que podrían resumirse en las siguientes etapas:

- 1ª. Oxidación con base en la ganancia de oxígeno y reducción con base en la ganancia de hidrógeno.
- 2ª. Introducción del modelo electrónico basado en la pérdida y ganancia de electrones.
- 3ª. Definición del número de oxidación y su aumento o disminución en los procesos de oxidación reducción.

Lectura complementaria 2. Proceso de Corrosión



En la vida diaria se observa frecuentemente el deterioro de estructuras metálicas expuestas al medio ambiente, fenómeno denominado **corrosión**.

Este proceso generalmente dañino es muy familiar para la mayoría y se puede observar en las láminas de los automotores, porque se puede generar, aún debajo de la pintura a pesar de su actividad protectora.

Siendo el hierro el metal más abundante en el desarrollo de las comunidades es el que con más frecuencia se ve cubierto de una capa de óxido o herrumbre, causando el debilitamiento de estructuras metálicas. Pero no todos los metales presentan este comportamiento; algunos como el oro, el titanio y platino son muy estables y en otros como el aluminio, se recubren de una capa de óxido que los protege.

La corrosión se trabaja o se menciona simplemente como el resultado de una reacción química, que en la realidad se produce por la formación de una **celda electroquímica** entre el metal y algunos componentes del ambiente, principalmente el oxígeno. Además, puede presentarse la corrosión galvánica cuando se ponen en contacto dos metales diferentes, como asegurar placas de hierro con tornillos de aluminio. También se puede dar la corrosión como efecto del trabajo mecánico al que se somete la pieza metálica. Estos aspectos se verán en más detalle en los módulos correspondientes.

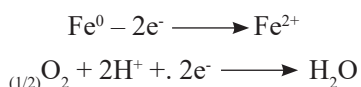
Estos procesos de corrosión (oxidación) se promueven cuando el metal se expone a ambientes ricos en oxígeno, como se pudo observar en la experiencia realizada, donde el clavo de hierro se expuso a diferentes medios y condiciones.



Las estructuras metálicas pueden protegerse de la corrosión, cubriéndolas con capas protectoras de pintura o recubriendo con películas de metales más resistentes, como el cromo, mediante procesos químicos de galvanizado y anodizado, o mediante el llamado ánodo de sacrificio como el presentado en la experiencia 2, figura 3B donde el clavo de hierro no se oxida porque el cinc lo hace más fácilmente y favorece la forma reducida en el clavo de hierro.

La pregunta es: ¿Protege la pintura al hierro y acero de la corrosión? Depende de las condiciones: si la superficie metálica está completamente aislada, no se presenta; pero si la capa protectora está agrietada, el metal expuesto, así sea un área microscópica, presenta la corrosión.

Las reacciones que describen el proceso son:



La reacción total es: $\text{Fe}^0 + \text{}_{(1/2)}\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$

Como se ve el hierro se oxida (pierde electrones) reacción anódica; aumenta su número de oxidación y el oxígeno se reduce (gana electrones) reacción catódica, disminuye su número de oxidación.

El Fe(II) producido se oxida a su vez a Fe(III) para formar un nuevo óxido que da el aspecto característico: la formación de una capa rojiza conocida como herrumbre.

El contexto que integra procesos de oxidación reducción es muy amplio y no se restringe a los aspectos tratados en este primer módulo. Su aplicación va desde casos relativamente sencillos de describir, hasta procesos muy complejos.

Lectura complementaria 3. Protección contra la corrosión: Galvanizado



El método más efectivo en la actualidad para proteger el hierro y el acero de la corrosión, es el llamado galvanización o galvanizado que consiste en cubrir el material con cinc metálico. Este proceso fue patentado en 1837 por Stanislas Sorel, y a través del tiempo ha demostrado ser muy útil y es ampliamente aplicado en todo el mundo. Se puede aplicar en frío utilizando brocha, rodillo o pistola una pintura que al secar deje un recubrimiento con un contenido de al menos 92% de cinc metálico; sin embargo, el procedimiento en caliente es mucho más efectivo y usado ampliamente para proteger variedad de utensilios.

El proceso de galvanización en caliente comprende cuatro etapas: las tres primeras adecúan el material que se va a recubrir para garantizar la calidad en el proceso fi-

nal; estas son **limpieza** en un baño con agente desengrasante para remover cualquier residuo de pintura o de suciedad que pueda tener; a continuación se deja escurrir y en seguida se somete al **decapado** con un baño en una disolución diluída de ácido clorhídrico, para eliminar cualquier residuo de óxido de hierro que esté presente; en seguida se somete al proceso llamado “**fluxado**” en el cual se sumerge en un baño de disolución de cloruro de amonio en agua a 80°C, que se usa como catalizador para el siguiente paso. Los residuos se eliminan por gravedad quedando así lista la pieza para el proceso final.

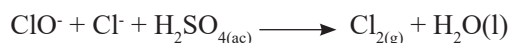
La **galvanización** sucede por **inmersión en un baño de cinc fundido a 450°C**; el tiempo de inmersión puede variar desde unos segundos a unos pocos minutos dependiendo de las características finales que se exijan para la pieza. En el baño, el cinc cubre perfectamente los ángulos, los remaches, los bordes de la soldadura y toda la superficie, penetrando hasta los pequeños poros y confiriendo así protección completa a las piezas. La velocidad de extracción del baño es lenta y controlada para garantizar la formación de capas de aleación cinc-hierro unidas metalúrgicamente entre sí al hierro de la base y sobre ellas una capa exterior de cinc puro, formando una coraza contra la corrosión en presencia de los agentes atmosféricos como agua y aire.

Propuestas de trabajo en el aula o trabajos pedagógicos

Trabajo pedagógico 1. Reacciones en la experiencia con el hipoclorito en la caja de Petri.

En la experiencia 2 realizada, el hipoclorito (contiene ClO^- y Cl^-) se coloca en el centro, se adiciona una gota de disolución de ácido sulfúrico para generar cloro gaseoso. El sistema se cierra rápidamente para que el cloro se difunda y reaccione con las otras sustancias presentes.

La posible ecuación, no balanceada, que describe la reacción de generación del gas cloro es:



Con el sulfato ferroso amónico se genera el sulfato férrico. Una posible reacción es:



Con el yoduro de potasio se produce yodo libre. La posible reacción es:



Con el sulfito reacciona y se obtiene sulfato. La posible reacción es:





Finalmente el colorante presente en la mora se oxida cambiando de color de su forma reducida a su forma oxidada.

Del análisis de estas reacciones, establecer en cada caso el cambio en el número de oxidación

- Con base en el diagrama lineal sobre cambio en el número de oxidación presentado en la lectura complementaria 1, indicar la pérdida y ganancia de electrones.
- Identificar la especie que se oxida y la que se reduce.
- Identificar la especie oxidante y la reductora.

Trabajo pedagógico 2. Propuestas de aplicación

Con el ánimo de facilitar a los estudiantes la apropiación del conocimiento de este tema fundamental en la Química, se propone la realización de unos ejercicios que integran oxidación reducción. La meta es ofrecer un camino para aplicar conceptos y modelos que permitan identificar y describir el proceso propuesto y su relación con algunos conceptos que fundamentan el modelo redox.

Se proponen cinco ejemplos sencillos. Cada uno de ellos se debe trabajar independientemente y se sugiere para su análisis el siguiente camino:

- Leer cuidadosamente el proceso elegido. Escribir la información generada y su análisis en el cuaderno de laboratorio.
- Describir cualitativamente el proceso y plantear la posible ecuación química.
- Identificar el cambio en el número de oxidación de los elementos y especies que reaccionan y se producen.
- Identificar la especie que se oxida y la que se reduce.
- Identificar la especie oxidante y la reductora

La información que se da más adelante puede ser de utilidad para describir cada uno de los procesos.

Procesos

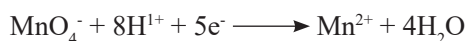
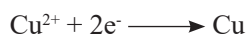
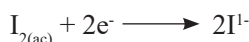
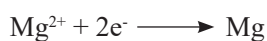
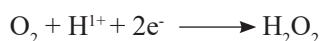
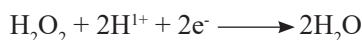
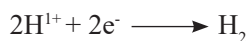
- Cuando una disolución acuosa incolora de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se adiciona a una disolución acuosa incolora de yoduro de potasio (KI), se obtiene una disolución rojiza característica de la presencia de yodo (I_2) en la disolución.
- Una experiencia muy común en los textos y guías de laboratorio, consiste en pasar una corriente de hidrógeno gaseoso (H_2), sobre una muestra caliente

de color oscuro de óxido de cobre (CuO). Después de un tiempo se observa la formación de cobre metálico.

- c. Al mezclar una disolución acuosa incolora de peróxido de hidrógeno (H₂O₂) con una disolución azul violeta de permanganato de potasio (KMnO₄), se obtiene una disolución incolora.
- d. La ración de cada soldado en campaña está en recipiente sellado y dispone internamente de dos pequeños espacios separados: uno con magnesio metálico (Mg) y el otro con agua (H₂O). Al hacer presión se rompen las paredes; al reaccionar los componentes se genera la energía necesaria para calentar la ración.
- e. Una experiencia muy común es inflar un globo de piñata con hidrógeno (H₂) y cerrar la boca del globo. Con la debida precaución se acerca una cerilla encendida y se produce una pequeña detonación, indicativo de una reacción química.

La siguiente información puede ser útil para el desarrollo del trabajo pedagógico propuesto.

En las siguientes semirreacciones se indica el proceso de reducción. En el caso que sea oxidación se invierte el sentido de la semirreacción identificando según sea el caso pérdida o ganancia de electrones.



Los resultados correspondientes se pueden consignar en un cuadro como el siguiente.

Ejemplo:

Ecuación química:					
Elemento que se oxida:		No. Oxidación inicial:		No. Oxidación final:	
Elemento que se reduce:		No. Oxidación inicial:		No. Oxidación final:	
Agente oxidante:	Agente reductor:				



Trabajo pedagógico 3. Balanceo de ecuaciones de oxidación reducción

Como la pérdida y ganancia de electrones por las especies químicas que intervienen en las reacciones se relacionan con su estequiometría, es posible balancear las ecuaciones de oxidación reducción igualando la pérdida a la ganancia de electrones, siguiendo un proceso sencillo que se propone aplicar en este trabajo.

Es bueno recordar que todos los procesos químicos siguen las leyes de la estequiometría ya expuesta en el módulo 7 del bloque III, por esto, es importante establecer las proporciones de combinación de los elementos que intervienen en las reacciones.

Para el balanceo de este tipo de reacciones se cuenta con varios métodos. Aquí describimos el llamado método del ion electrón en medio ácido. Los siguientes son pasos a seguir.

1°. Escribir la ecuación que describe el proceso, ubicando a la izquierda los reaccionantes y a la derecha los productos, separados por una flecha.

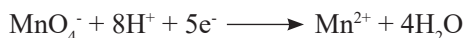
2°. Escribir por separado las reacciones de oxidación y de reducción (semirreacciones). Determinar los elementos que muestran cambio en su número de oxidación.

3°. En cada una de las reacciones establecer el balance de masa de tal manera que el número de átomos de cada lado de la ecuación sea el mismo, excepto hidrógeno y oxígeno. Luego se balancea el oxígeno adicionando agua y el hidrógeno adicionando H^+ donde sea necesario.

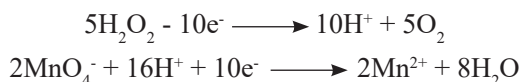
4°. Balancear eléctricamente cada semirreacción, adicionando o restando electrones. Se selecciona el átomo cuyo número de oxidación aumenta y se anota su cambio electrónico; igualmente se hace para el átomo cuyo número de oxidación disminuye.

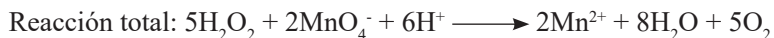
5°. Balancear el número total de electrones involucrados en el proceso multiplicando todos los términos de cada semirreacción por el número adecuado para igualar la pérdida a la ganancia.

A continuación se plantea el desarrollo del proceso c propuesto como ejemplo en el trabajo pedagógico 2.



Se balancea el número de electrones en las semirreacciones multiplicando la primera por 5 y la segunda por 2. El resultado es:

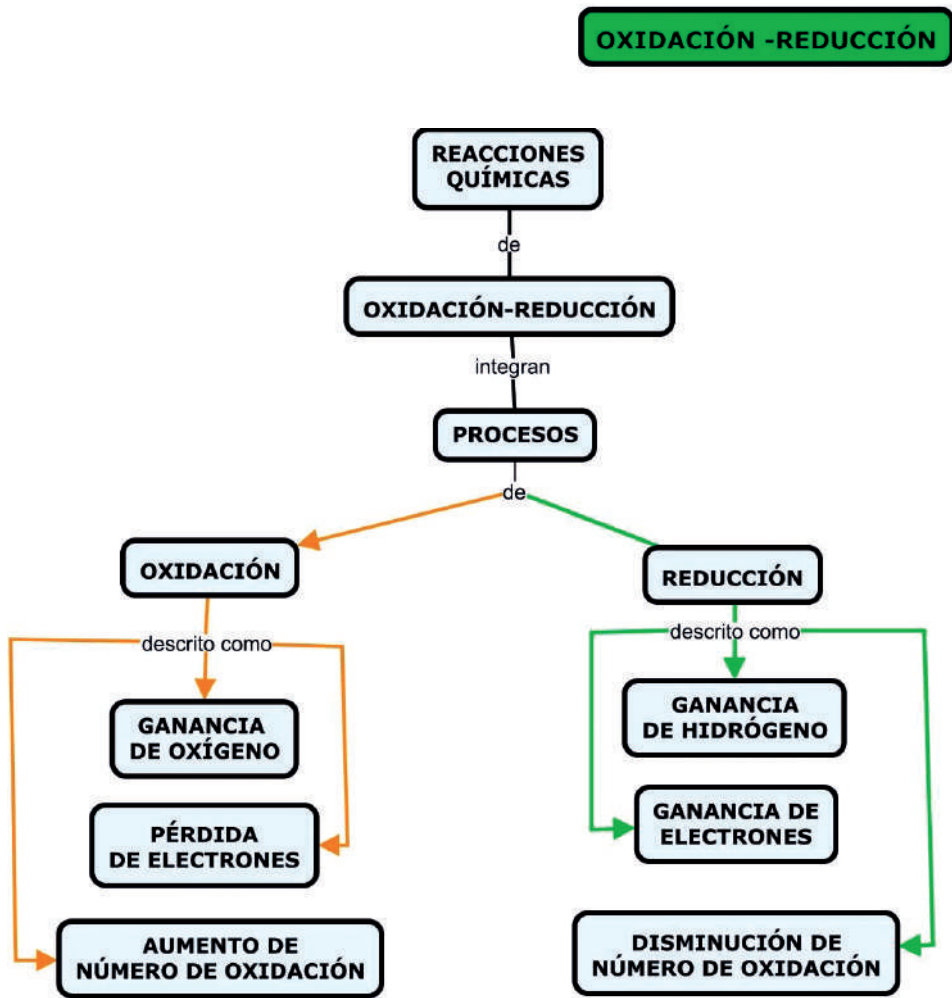




Con esta guía se puede hacer el mismo proceso para los ejemplos trabajados anteriormente.

Bibliografía

- Raffino, M.E. (2020). *Reacciones redox*. <https://concepto.de/reacciones.redox/>
Consultado: 20-12-20.
- Raffino, M.E. (2021). *Corrosión y Oxidación*. <https://concepto.de/corrosión/>
Consultado: 11-01-21.
- Nacho, S. Semáforo Químico (NA). *Indicadores de reacciones Glucosa e indigotina red*.
Video. [redhttps://www.youtube.com/watch?v=sHvXoj1YvQU](https://www.youtube.com/watch?v=sHvXoj1YvQU). Consultado: 21-06-22.
- Molinar, E. (.NA). *Video Reacción agua oxigenada y permanganato*. Video. <https://www.youtube.com/watch?v=7jsrxLdgpFM> Consultado: 21-06-22.
- Experimentos científicos. Varios. (NA) <https://www.experimentoscscientificos.es/reacciones-redox/> Consultado: 21-06-22
- Corominas, J. Viñas.(2016) . *Un espectáculo de química con las cosas que hay en casa*".
Centro de Ciencias Principia. Video en Youtube.com Consultado: 21-06-22.





2

Comportamiento de metales en disoluciones de iones metálicos

Introducción

Nos hemos preguntado: ¿qué explicación se ha construido para describir la generación de energía eléctrica en una pila? Es el campo de la electroquímica entendida como la relación entre energía eléctrica y cambio químico, y las propiedades de los electrolitos como conductores de electricidad, como se ilustró en el módulo 1 del bloque III. Otro aspecto importante es que no se puede construir una pila con cualquier par de electrodos metálicos, deben presentar determinadas tendencias relativas a oxidarse o reducirse y en este campo ocurren los procesos de **desplazamiento** que se ilustrarán mediante las experiencias que se propone realizar en este módulo.

Descripción

En este módulo se proponen dos experiencias y un ejercicio analítico teórico que evidencian el comportamiento redox de metales y sus disoluciones, así como el comportamiento de metales frente a disoluciones de ácidos. Se propone un cuestionario preliminar, conceptos previos necesarios, se sugiere un procedimiento y el registro de las observaciones que serán objeto de análisis.

Conceptos previos. Estructura de la materia, estructura atómica, distribución electrónica, conceptos básicos de modelos de oxidación y reducción, conductor eléctrico metálico, electrolito, catión, anión.

Cuestionario preliminar.

- Algunos metales en contacto con disoluciones ácidas desplazan gas hidrógeno y otros no. ¿podrías dar una explicación?
- ¿Qué explicación puedes dar al comportamiento de un metal cuando está en contacto con la disolución iónica de otro metal?
- ¿Puedes explicar la capacidad de un metal de desplazar otro metal de un compuesto dado?





- ¿Qué explicación podría dar a la observación de Galvani?

Experiencia No. 1. Reacciones de oxidación reducción y corriente eléctrica

Actividad previa. Anotar que en las experiencias, cuando se observan cambios, tienen que ver con reacciones de oxidación reducción y la conducción de corriente eléctrica, tanto por el circuito metálico como por la disolución. Se propone un proceso experimental en tres pasos, sencillo y fácil de realizar, que se puede consultar en numerosos textos y artículos como una interesante introducción al tema.

Para el trabajo de aula la experiencia se divide en tres pasos. En cada uno de ellos se hace la descripción del material y la operación que se va a realizar. Para las tres experiencias se emplea el mismo vaso.

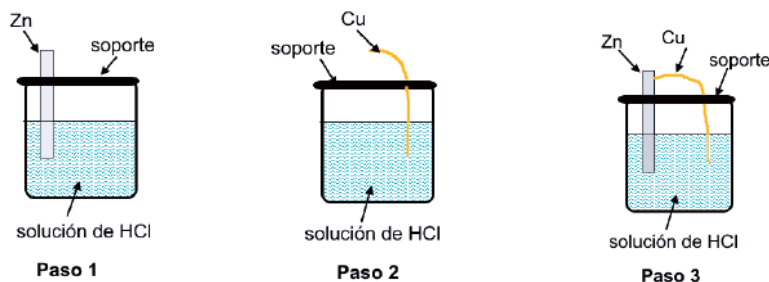
Materiales

- Disolución de ácido Clorhídrico 0,1 M.
- Vasos transparentes de plástico o de vidrio.
- Cinc metálico (en alambre, lámina o cinta).
- Cobre metálico (en alambre o lámina).



Desarrollo

En el diagrama se muestra paso a paso el procedimiento propuesto para la experiencia.



En el vaso empleado se adiciona el volumen suficiente de la disolución 0,1 M de ácido clorhídrico.

- ❖ **Paso 1.** Se sumerge parcialmente la lámina de cinc metálico en la disolución ácida.

- ❖ **Paso 2.** Se saca la lámina de cinc y se sumerge el alambre o lámina de cobre.
- ❖ **Paso 3.** Se acopla la lámina de cinc y el alambre o lámina de cobre al soporte y el conjunto se sumerge en la solución ácida.

Registro de lo observado. Se propone un cuadro como el siguiente para anotar las observaciones.



Paso	Observación	Explicación	Representación
1			
2			
3			



Explicación. Plantear las reacciones que ocurren en cada paso



Discusión. Se sugiere orientarla hacia el análisis de las diferentes observaciones. Como guía se recomienda leer la **lectura complementaria 1. Oxidación reducción y producción de corriente.**

Experiencia No. 2. Tabla de desplazamientos relativos

Parte A.

Materiales

- Cuatro vasos pequeños transparentes (pueden ser de plástico)
- Disolución 0,1 M de sulfato de cobre (fuente de Cu^{2+}).
- Disolución 0,1 M de sulfato de magnesio (fuente de Mg^{2+}).
- Disolución 0,1M de nitrato de plomo (fuente de Pb^{2+}).
- Clavo de hierro.
- Alambre o lámina de cobre.
- Lámina de aluminio.
- Lámina de cinc.

Desarrollo

Actividad previa. Hacer énfasis en el cuidado de la observación.

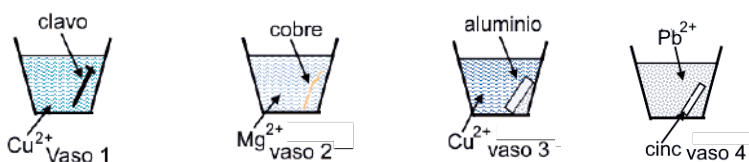




Experimentación

- En el vaso 1 verter disolución de Cu^{2+} y sumergir un clavo de hierro
- En el vaso 2 verter disolución de Mg^{2+} y sumergir un trozo de varilla o lámina de cobre.
- En el vaso 3 verter disolución de Cu^{2+} y sumergir un pequeño trozo de aluminio.
- En el vaso 4 verter disolución de Pb^{2+} y sumergir un trozo de lámina de cinc.

El diagrama que muestra el proceso de experimentación es:



Registro de lo observado. Se propone el siguiente cuadro

Vaso	Observación	Explicación
1		
2		
3		
4		



Discusión. Se sugiere orientarla hacia la posibilidad de que un ion metálico sea removido de su disolución por un metal y plantear el posible intercambio electrónico y características de los productos. Hacer énfasis en que no en todos los casos se presenta desplazamiento; y en los que se da puede identificarse una ganancia y una pérdida de electrones; cuando en este proceso se tiene un montaje adecuado se detecta una corriente eléctrica.

Parte B. Ejercicio analítico

Actividad previa. En esta parte se propone trabajar sobre una información ampliada del comportamiento de pares metal-ion. Observar y analizar la información

suministrada en el cuadro adjunto y plantear un ordenamiento de los metales en función de su capacidad de desplazamiento.

Metal	Ion (disolución)	Productos		Observación
Mg	Cu ²⁺	Mg ²⁺	Cu	Producción de sólido rojizo
Al	Cu ²⁺	Al ³⁺	Cu	Producción de sólido rojizo
Zn	Pb ²⁺	Zn ²⁺	Pb	Producción de sólido metálico brillante.
Ag	Cu ²⁺	Ag	Cu ²⁺	No se observa cambio
Zn	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Cu	Producción de sólido rojizo
Fe	Ag ¹⁺	Fe ²⁺	Ag	Formación de sólido esponjoso
Cu	Ag ¹⁺	Cu ²⁺	Ag	Producción de sólido esponjoso
Zn	Fe ²⁺	Zn ²⁺	Fe	Formación de sólido esponjoso
Cu	Mg ²⁺	Cu	Mg ²⁺	No se observa cambio



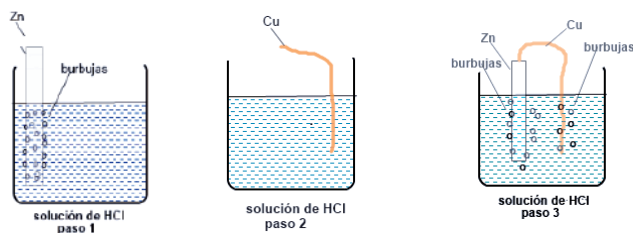
Discusión. Se sugiere orientarla hacia la posibilidad de que un ion metálico sea removido de su disolución por un metal y plantear el posible intercambio electrónico y características de los productos. Hacer énfasis en que no en todos los casos se presenta desplazamiento; y en los que se da puede identificarse una ganancia y una pérdida de electrones; cuando en este proceso se tiene un montaje adecuado se detecta una corriente eléctrica.

Lectura complementaria 1. Oxidación reducción y producción de corriente



Esta lectura tiene como objetivo orientar la discusión y propuesta de conclusiones sobre la experiencia planteada. En el diagrama precedente se muestran aspectos del comportamiento del sistema en los diferentes pasos programados.

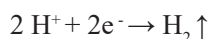
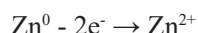
En la experiencia 1 propuesta se deben tener en cuenta, entre otros, dos aspectos: la reacción de metales con ácidos como el clorhídrico y la presencia de una conexión externa a la disolución, que al parecer es determinante en la formación de burbujas observada en el tercer paso.





Inicialmente se observó desplazamiento por la formación de burbujas en el electrodo de cinc pero no con el cobre; sin embargo en el tercer paso cuando se estableció la conexión externa del cinc con el alambre de cobre, sobre éste se produjeron burbujas; en los dos casos se originó gas a partir de los iones en disolución,

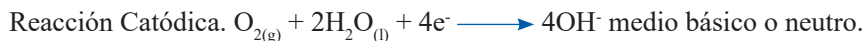
El hidrógeno en la disolución de ácido clorhídrico está como H^+ (o H_3O^+ ion hidronio) y en el proceso se obtiene como gas (H_2), comportamiento que se explica por la pérdida de electrones (oxidación) por parte del zinc y su ganancia (reducción) por el ión hidrógeno.



Cuando se conectan los dos electrodos, en el cobre también se forma hidrógeno gaseoso (H_2), lo cual implica que de los electrones liberados por el zinc además de formar hidrógeno, algunos viajan por el circuito externo hacia el cobre, donde son tomados por el hidrógeno H^+ ; esto porque en el paso 2 se mostró que el cobre en el medio ácido no presenta proceso de oxidación. Se ha generado un flujo de electrones por el circuito metálico; es decir una corriente eléctrica. Se tiene una PILA o **celda electroquímica**.

Una celda electroquímica consiste prácticamente en dos electrodos sumergidos en un medio conductor iónico al que llamamos **electrolito**; entre los electrodos hay intercambio de electrones. El electrodo en el cual ocurre la oxidación (pérdida de electrones) se llama siempre **ánodo**, mientras se llama **cátodo** al electrodo donde ocurre el proceso de reducción (ganancia de electrones) Los electrolitos fueron descritos en el módulo I del bloque III.

Considerando el proceso de corrosión visto en el módulo anterior, al “oxidarse” el metal actúa como ánodo y el oxígeno ambiental como cátodo situación que se puede describir por las reacciones:



En estas reacciones, como las observadas en la parte experimental desarrollada, se presenta un flujo de electrones que genera un voltaje,

Lectura complementaria 2. Observaciones sobre reacciones de desplazamiento

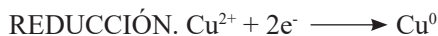
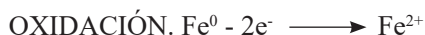


En el trabajo desarrollado se llegó a la conclusión que en las reacciones de oxidación reducción se puede dar un flujo de electrones, que debidamente canalizado se traduce en una corriente eléctrica.

Igualmente se evidencia que con cualquier par metal-ion no necesariamente se puede generar esta corriente y además que se puede disponer de metales con una alta capacidad de desplazamiento de iones en disolución. Esto permite construir un ordenamiento de tipo descendente de **capacidad de desplazamiento**.

Como se mencionó en este proceso, en tanto una especie química cede sus electrones, otra los acepta, sean metales, iones o compuestos, comportamiento íntimamente ligado con la estequiometría de la reacción que se lleve a cabo. Así, las reacciones de desplazamiento siempre son de oxidación-reducción, así como las de combinación o descomposición en que una de las especies sea un metal.

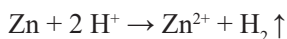
La **representación simbólica** de los procesos es relativamente sencilla; tomando como ejemplo los procesos de la experiencia 2, para el primer caso se evidencia desplazamiento que se interpreta como oxidación del hierro (Fe^0) que pasa a la disolución como (Fe^{2+}) y el cobre en disolución (Cu^{2+}) pasa a cobre elemental (Cu^0); lo observable es un depósito rojizo sobre el clavo de hierro. Este proceso se describe mediante el planteamiento de dos semirreacciones:



Como ejercicio, descripción similar se puede realizar para los demás pares en que se observe evidencia de desplazamiento.

En el caso de la experiencia 1, se observó desplazamiento por la formación de burbujas inicialmente en el electrodo de cinc y cuando se estableció la conexión externa con el iones en disolución, en este caso el ion hidrógeno del ácido (H^+), al tener a su disposición los electrones que viajaron por el circuito externo hacia el cobre.

Se concluye así que la fuente de este gas es el ion hidrógeno H^+ (o H_3O^+) presente en la disolución ácida, que capturó los electrones provenientes de la oxidación del electrodo de cinc y como único proveedor de ellos. Este proceso también puede describirse cualitativamente en el sentido que el cinc desplazó al hidrógeno de la disolución. La reacción es:



Las semirreacciones son





Lectura complementaria 3. Conductividad-Resistividad en metales



Esta lectura es una mirada muy general a algunas propiedades de los metales, porque el modelo es algo más complejo, pues incorpora interacción de orbitales; sin embargo, es pertinente disponer de una descripción, así sea a nivel muy básico.

En la experiencia cotidiana cuando se menciona conductividad eléctrica o térmica, se asocia inmediatamente con metales. De otra parte, cuando se mencionan disoluciones conductoras de corriente eléctrica, se destaca el hecho que se requiere la presencia de partículas cargadas eléctricamente, los iones, que se desplazan en una determinada dirección entre dos electrodos. Este comportamiento se ilustró en la experiencia propuesta en el bloque III, módulo 1: “disoluciones y conductividad eléctrica”.

La pregunta que surge es: ¿en los metales, como se explica la conductividad eléctrica? esto conduce a identificar qué partículas cargadas eléctricamente se desplazan y ¿cómo pueden hacerlo a través del metal?

La explicación planteada parte del modelo de estructura de la materia que la considera constituida por átomos y estos a su vez por un núcleo positivo y una nube electrónica, negativa a su alrededor y que son la base de la unión química.

Con base en el modelo corpuscular de la materia, en un metal se tienen iones cargados positivamente, “sumergidos” en una nube de electrones “deslocalizados”, es decir, que no se asignan a un ion metálico, sino a toda la red. Estos electrones tienen gran movilidad y pueden ser forzados a desplazarse dentro de la red a niveles de energía disponibles. Así, cuando se aplica una corriente, los electrones de la red son empujados y al moverse dejan un espacio vacío que inmediatamente es ocupado por otros electrones, situación que se repite a través de toda la red metálica. Como resultado se genera un movimiento de partículas cargadas que se llama **corriente eléctrica**.

Cuando el tránsito de electrones es fácil, el metal tiene buena conductividad; pero si los niveles de energía en la red están alejados, el tránsito se dificulta, al tener que superar una barrera mayor; el metal así posee una baja conductividad. Estos espacios vacíos sucesivos entre los cuales se realiza el movimiento de los electrones constituyen la llamada “banda de conducción”.

Otras propiedades de los metales como conductividad térmica, maleabilidad, ductilidad y aspecto lustroso (brillante), se explican por la movilidad de los electrones en la red metálica, ya sea por la acción de una fuente térmica o por la absorción de energía radiante que los proyecta a niveles superiores de energía y cuando vuelven a su estado inicial emiten energía como luz visible.

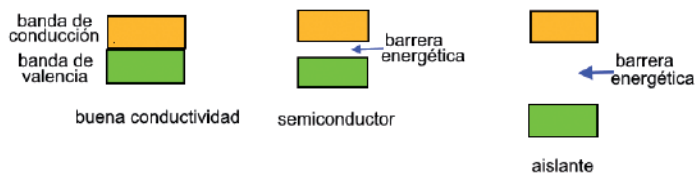
En general los metales son maleables y dúctiles, lo cual indica que aún bajo acción mecánica, su estructura se acomoda a la nueva situación y por eso su apariencia no varía.

El tema de la conducción puede tener diferentes descripciones, pero la base es igual. Por ejemplo, una muy común es la que considera la estructura del metal como núcleos metálicos positivos, que tienen a su alrededor los electrones en sus correspondientes niveles de energía u orbitales, constituyendo la llamada **banda de valencia**; además tienen orbitales de mayor energía parcialmente ocupados o desocupados, disponibles por tanto para recibir electrones, situación que se repite a través de toda la red metálica; formando la llamada **banda de conducción**. Si se da un aporte de energía suficiente para que los electrones se desplacen de una banda a la otra, se presenta la conducción de corriente eléctrica. Se tiene entonces:

1. Cuando las bandas de los orbitales se superponen o está muy cercanas en nivel de energía, la transición electrónica es fácil y el metal tiene buena conductividad.
2. Cuando las bandas están algo separadas energéticamente, se requiere suministrar más energía a la red para que se de la transición, entonces el metal se puede clasificar como semiconductor.
3. Cuando se tiene una separación energética alta, la transición no se da. El material es aislante.

Seguramente han oído mencionar en este contexto el término “dopaje”, proceso que da una mayor posibilidad de transición electrónica y mejora de la conductividad. Este dopaje se hace sembrando en la red metálica átomos de elementos con abundancia de electrones, que al ser aportados a la red mejoran la conductividad.

En numerosos documentos de consulta se encuentran diferentes representaciones gráficas de los diferentes casos.



Otro aspecto a destacar sobre las observaciones realizadas y la información presentada en el cuadro de desplazamientos, es que esto no se presenta con todos los posibles pares **metal-ion metálico**, solo se da en algunos casos de manera espontánea, lo cual permite suponer que en estos actúa una fuerza que “empuja” los electrones para desplazarlos del dador hacia el aceptor; a esta fuerza normalmente la llamamos potencial **o voltaje**. En otros textos se conoce como Fuerza electromotriz (FEM) Al respecto es importante que esta temática se trabaje en el curso de Física.

¿Pero cómo se determina esta fuerza o voltaje? En un metal (electrodo) aislado no es posible hacerlo, se debe tener un punto de partida y uno de llegada de las cargas



(electrones) que se desplazan. Para hacer posible la medición del voltaje y disponer de un patrón, se seleccionó como referencia el hidrógeno y se diseñó un electrodo de hidrógeno que en el proceso puede actuar como aceptor o dador de electrones, es decir reducirse u oxidarse, y se asignó un valor de CERO para su potencial.

En el módulo 3 de este bloque se trabajará sobre el origen y uso de la Tabla de Potenciales de Reducción y funcionamiento de las pilas.

Lectura complementaria 4. Capacidad de desplazamiento



En la producción de hidrógeno gaseoso de la experiencia 1, se concluyó que la fuente de este gas es el ion hidrógeno H^+ (o H_3O^+) presente en la disolución ácida, que capturó los electrones provenientes de la oxidación del electrodo de cinc y como único proveedor de ellos y que este proceso también puede describirse cualitativamente en el sentido que el cinc desplazó al hidrógeno de la disolución.

Es posible prever que pueden existir otros sistemas o pares metal-ion en solución, que presenten este comportamiento, originados en las actividades de aula o de laboratorio, donde se pueden realizar ensayos con los metales y disoluciones de iones disponibles. Generalmente en los libros de texto y manuales de laboratorio se presentan como ejemplos los sistemas que muestran a simple vista cambios llamativos. Sin embargo, en este camino se encuentran pares metal-ion metálico que permanecen inalterados, es decir, no se genera el desplazamiento.

Con la información experimental es posible diseñar un ordenamiento en función de la capacidad relativa de desplazamiento. El ejemplo universal es el par $Zn-Cu^{2+}$, en el que se observa la formación de un sólido, cobre, sobre la lámina o alambre de cinc; pero con el par cobre-magnesio ($Cu-Mg^{2+}$) no se observa cambio.

En un ordenamiento se puede ubicar de primero el elemento que tiene capacidad de desplazamiento respecto de los iones metálicos que se ubicarían debajo. Esta mirada cualitativa de la información pertinente del laboratorio puede ser base para organizar un listado de elementos, donde de primeros están los metales con una gran capacidad de desplazamiento, es decir que el primero desplazaría a todos los demás iones metálicos en disolución; o que el cuarto lo haría con el undécimo. Pero el proceso no se realizaría si el metal es de los últimos en el ordenamiento y el ion metálico es de los primeros.

Especial mención se hace con el hidrógeno, que en el módulo siguiente se toma como patrón de la escala, donde este ordenamiento, que puede incluir reacciones, se reporta en una medida en este caso de potencial en voltios.

Una muestra del ordenamiento se presenta a continuación, donde se tienen elementos comunes en cualquier laboratorio de docencia o mencionados con frecuencia en el desarrollo de las actividades de aula del plan de Química.

En este tipo de ordenamiento se encuentran un gran número de reacciones de oxidación-reducción, algunas de ellas se trabajarán en módulos posteriores de este bloque, como por ejemplo las que intervienen en los variados tipos de pilas que se encuentran en el mercado o en procesos de tipo productivo.

$\text{Li}^{1+} + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Li}$
$\text{K}^{1+} + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{K}$
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}$
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}$
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}$
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cr}$
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cd}$
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}$
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}$
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}$
$2\text{H}^{1+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_{2(\text{g})}$
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{I}^-$
$\text{Ag}^{1+} + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Hg}$
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Br}^-$
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{F}^-$

En el cuadro se presenta una muestra como ejemplo. En los textos de Química y Manuales de Laboratorio se encuentran listados más amplios.

Un aspecto a destacar es que este ordenamiento se hace con base en los potenciales de reducción, cuya presentación se unificó por decisión de LA UNIÓN INTERNACIONAL DE QUÍMICA PURA Y APLICADA (IUPAC), que en el año 1953 adoptó esta forma de presentación.

Se observa que los ácidos diluidos desprenden hidrógeno gaseoso con todos los metales que están situados por encima del par redox $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+$. Los metales se ionizan (forman cationes) que en la disolución tienden a unirse a los iones libres del ácido (aniones), formando compuestos que pueden separarse por evaporación. Sin embargo esta reacción no siempre es espontánea y algunos metales necesitan algunas condiciones especiales para que se de la reacción

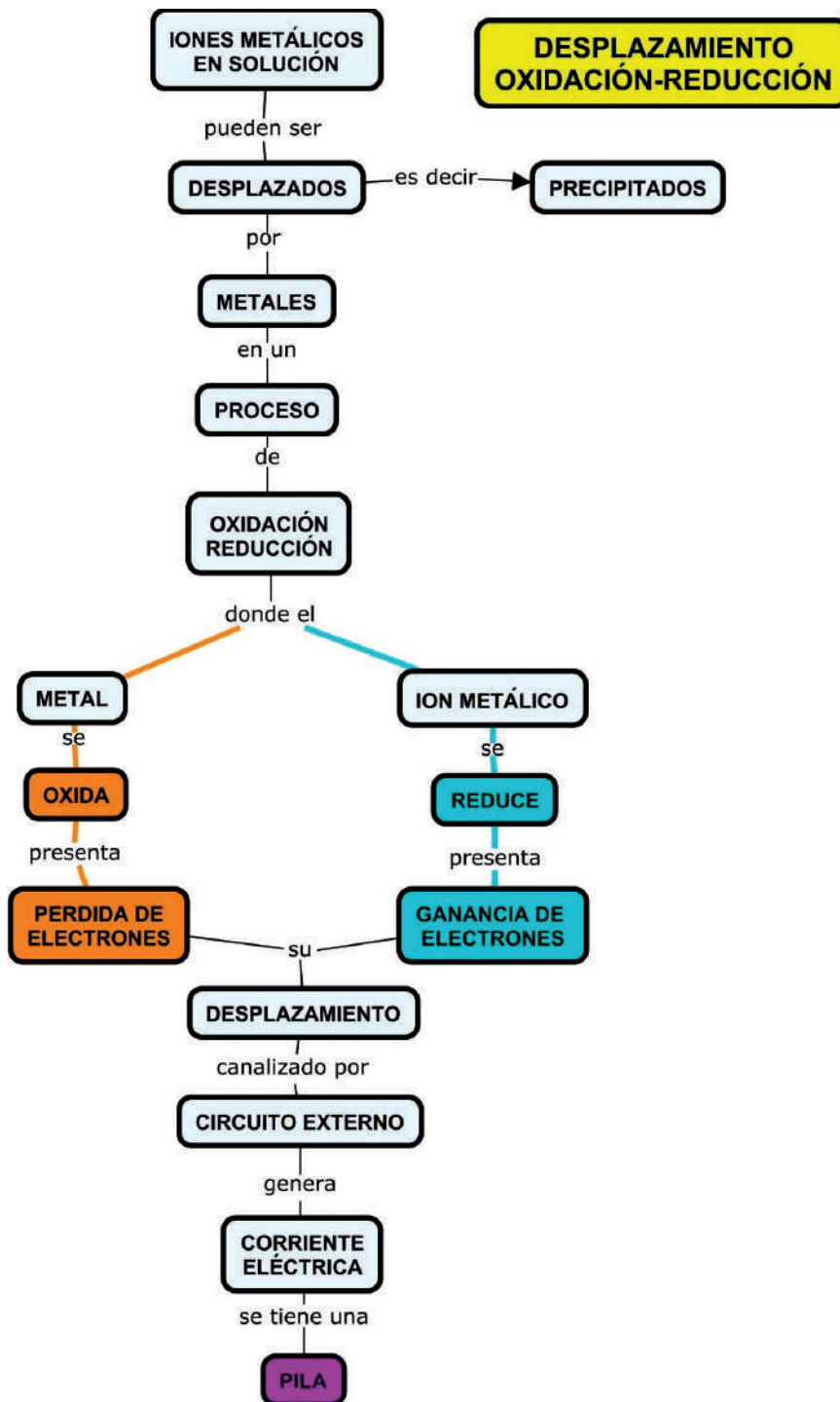
Con base en esta descripción cualitativa se puede determinar que el Litio es buen reductor y desplaza a todos los demás iones en solución que estén debajo, o que el Aluminio desplace al ion Plomo, o que el Hierro desplace al ion hidrógeno. Pero la plata al oxidarse no desplazará al cobre, es decir no lo reduce. A su vez el flúor oxidará al ion yoduro a yodo elemental, desplazándolo de la disolución.

En el módulo 3 se tomarán ejemplos de la tabla para el trabajo sobre pilas, donde se muestra el origen del valor de los potenciales de reducción y su aplicación.



Bibliografía

- Susan, M. John, L. J. (1995). *Augmenting a classical electrochemical demonstration*. Journal of Chemical. Education, 72,55-57.
- Barral, F. et. Alt. (1992). *Secondary Students' interpretations of the process occurring in electrochemical cell*. Journal of Chemical Education, 69,655-57.
- Michael I, Guy W. (1995). *Thinking Chemistry*. Oxford University Press, N.Y. págs.158-9,311.
- Corominas, J. (2016). Un espectáculo de química con las cosas que hay en casa . Centro de Ciencias Principia. Video en Youtube.com Consultado: 21-06-22.
- Gabel, D.(1999). *Improving Teaching and Learning Through Chemistry Education Research: A Look to the future*. Journal of Chemical Education, 76,548-54.
- J.Chem.Edu.1999,76,548-54. Citado por Dagoberto C. y José M. en “La Química al alcance de todos”, U. Nal. de Colombia, Unibiblos, 2006, pags.113-115.





3

Celdas galvánicas o pilas. Generación de corriente eléctrica por reacciones químicas

Introducción

Nos hemos preguntado alguna vez, ¿cómo funciona una batería de automóvil y una pila para celular? ¿Podemos preguntarnos si estos dos elementos generadores de energía eléctrica tienen alguna relación, con los procesos químicos de oxidación - reducción que hemos trabajado hasta ahora?

El estudio de estos procesos se inició hace bastante tiempo con la mencionada experiencia de Luigi Galvani en el año 1741, cuando observó la respuesta del músculo de la rana al entrar en contacto con dos metales diferentes. Esto dio inicio al desarrollo de un área de las ciencias, la electroquímica que se fundamenta, como su nombre lo dice, en la relación reacción química - electricidad. Al estudio de esta relación han aportado un gran número de científicos, destacándose Alessandro Volta y Michael Faraday.

Existen dos tipos de montajes de las llamadas celdas **electroquímicas** que aplican el proceso redox de los metales según sea espontáneo o no: las **pilas o celdas galvánicas** de las cuales nos ocuparemos en este módulo y las electrolíticas que se tratarán posteriormente.

Así, una celda galvánica es un sistema electroquímico en el cual la ocurrencia espontánea de reacciones químicas en los electrodos, produce energía eléctrica que puede generar trabajo útil.

Según Lockermann,(1960) el descubrimiento de Galvani fue bien interpretado por su contemporáneo Volta quien en 1800 “construyó una columna de pares de placas de cobre y cinc, separadas en cada par por un disco de fieltro impregnado en ácido sulfúrico diluido y creó con ello el primer medio para engendrar una corriente eléctrica” significativa, constituyendo así la primera celda electroquímica o pila de la historia. En 1836 John Frederic Daniell, químico británico introdujo mejoras funcionales a la pila de Volta y desarrolló la primera pila de uso común. Su versión mejorada llegó a principios del siglo XX con el uso de dos recipientes, que separan por completo las dos semirreacciones, unidos por un puente salino para cerrar el circuito.



Descripción

En esta parte se proponen dos experiencias relacionadas con el ensamblaje de celdas galvánicas con materiales de fácil adquisición. Se propone un cuestionario preliminar y 3 lecturas complementarias donde se describen aspectos relacionados con las celdas galvánicas (pilas) y su funcionamiento. Se incluye al final el marco conceptual y se integra con el del módulo 4.

Conceptos previos. Anión, catión, ánodo, cátodo, sistema redox, electrolito, oxidante, reductor, voltaje.

Cuestionario preliminar.

- ¿Qué explicación podría dar a la observación de Galvani?
- ¿Qué es un electrodo?
- ¿En una pila Galvani se puede emplear cualquier par metálico?
- ¿Qué es un electrolito?
- ¿Cuál es la función de un conductor metálico?



Experiencia No. 1. Construcción de celdas galvánicas sencillas

Materiales y reactivos

- Papel de filtro (puede ser filtro de cafetera).
- LED rojo
- Cinta de magnesio de (0,5x1) cm. Ánodo.
- Disolución de sulfato de cobre (CuSO_4). Cátodo.
- Disolución de sulfato de sodio (Na_2SO_4). Puente salino.
- Agua destilada.



Desarrollo

Actividad previa. Identificar cada una de las partes que se van a utilizar: ánodo electrodo positivo¹; cátodo o electrodo negativo², electrolito conductor, (puente salino) entre los dos electrodos.

En el diagrama se muestra cada una de las partes.

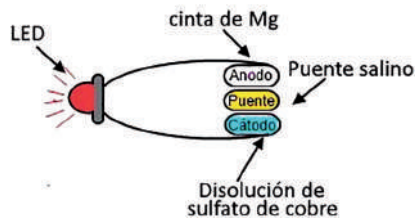
1 En el ánodo se presenta la oxidación, hay una pérdida de electrones y adquiere carga positiva.
2 En el cátodo se presenta la reducción, hay una ganancia de electrones y adquiere carga negativa.



LED. Es un diodo emisor de luz, consta básicamente de un semiconductor que por acción de la corriente eléctrica continua emite luz, fenómeno conocido como electroluminiscencia

Procedimiento

- ❖ Sumergir el papel de filtro (0,5x2) cm en la disolución de sulfato de cobre, sacarla y dejar secar.
- ❖ Sumergir el papel de filtro (2x2) cm en la disolución de sulfato de sodio, sacarlo y dejar secar.
- ❖ Ensamblar las partes como se indica en el esquema, manteniéndolas juntas con los dedos y adicionar dos gotas de agua destilada al sistema.



Registro de lo observado. Describir la función que cumple cada uno de los elementos empleados en la experiencia y la forma de organizarlos para obtener un sistema que genere corriente eléctrica.



Explicación. Describir la función que desempeña cada uno de los componentes del sistema, indicando las correspondientes semirreacciones.



Discusión. Se sugiere orientarla hacia la generación de la corriente eléctrica y cómo sería el flujo de electrones.

Aplicación. Con base en el cuadro de desplazamientos trabajado en el módulo anterior, seleccionar pares que permitan generar corriente eléctrica.





Experiencia No. 2. Construcción de una pila con recursos caseros

En la literatura se encuentran numerosas sugerencias para la construcción de Pilas de Daniel sencillas, con materiales comunes. La propuesta por Per-Oda, Truls G y Lise K (2006) trabaja con materiales muy particulares.

Materiales y reactivos

- Un vaso de 50 mL de vidrio o plástico transparente.
- Dos pipetas plásticas o jeringas.
- Mina de grafito. (ver nota).
- Clavos galvanizados, o cinta de magnesio, o lámina de aluminio.
- Alambre de cobre delgado para la conexión externa.
- Un bloque pequeño de espuma Oasis (se emplea para soporte en arreglos florales).
- Papel de lija fino (#22) para limpiar el metal antes de usarlo.
- LED rojo.
- Disolución saturada de sulfato de cobre(II).
- Disolución saturada de sulfato de sodio.

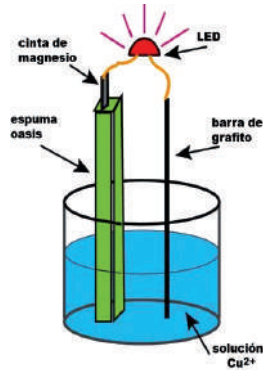
NOTA. El grafito es una forma alotrópica del carbono, excelente conductor de la electricidad, es inerte químicamente y con alta resistencia a la temperatura.

Procedimiento

- ❖ Cortar un bloque rectangular delgado de espuma de longitud mayor que la altura del vaso.
- ❖ Introducir la cinta de magnesio (más o menos 1 cm) en un extremo del rectángulo de espuma
- ❖ En el espacio adyacente del vaso que está libre ubicar la mina de grafito.
- ❖ Con la ayuda de una pipeta o jeringa saturar el bloque de espuma con disolución de sulfato de sodio.
- ❖ Conectar la terminal corta del LED a la cinta de magnesio y la terminal larga a la mina de grafito.
- ❖ Con la jeringa adicionar disolución de sulfato de cobre hasta una altura tal que el extremo inferior de la espuma quede sumergido y no haga contacto directo con el electrodo de magnesio.

Repita el procedimiento utilizando un clavo de hierro y un trozo de aluminio.

En la siguiente figura se muestra un esquema del montaje final de la pila.



Registro de lo observado. Identificar sobre un esquema del montaje sus componentes. ¿Se observa algún cambio si el metal se cambia por el clavo o lámina aluminio? ¿Al invertir los contactos se observa algún cambio?



Explicación. Se sugiere orientarla con base en la función de los elementos que constituyen la pila. Especial énfasis en los contactos con el LED, el cambio de polaridad y materiales.



Discusión. Se sugiere orientarla con énfasis en la generación de corriente eléctrica, sentido del flujo de los electrones. Identificar la característica de la corriente generada: continua o alterna.

Aplicación. Tomando como ejemplo el montaje trabajado, diseñar otros con elementos de fácil consecución.



Lectura complementaria 1. Fundamento de las celdas galvánicas



La experiencia 1 permitió crear un esquema básico de una celda galvánica magnesio-cobre (generadora de corriente eléctrica) así:

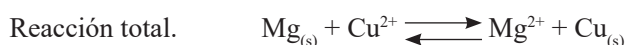
Se tienen dos metales: el magnesio en lámina y el cobre en disolución los cuales llamaremos **semiceldas o electrodos** y entre los dos existe un **punte salino** (disolución de sulfato de sodio) que tiene como función cerrar el circuito para que haya paso de corriente eléctrica.

Sobre el puente salino se presentan con gran frecuencia concepciones erradas como que: por él circulan electrones o que los iones ayudan al desplazamiento de los electrones. Sobre este aspecto es necesario aclarar que los electrones fluyen por el circuito metálico externo como se puso de manifiesto con el bombillo LED y los iones



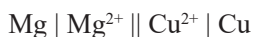
positivos o negativos se desplazan por la disolución y el puente salino se emplea para cerrar el circuito y mantener la neutralidad eléctrica del sistema.

En estos sistemas, la oxidación se presenta en el ánodo y la reducción en el cátodo; en el caso de la celda descrita, la oxidación se presenta en el Magnesio (la semicelda de la izquierda) y la reducción en el cobre (la semicelda de la derecha). El proceso se puede describir por las semirreacciones:



El paso siguiente es tener en cuenta las características y condiciones de los componentes de las semiceldas que hacen posible que un par dado genere una corriente eléctrica. Un factor que en una primera instancia permite el comportamiento es el **potencial de reducción**.

Para las pilas se dispone de una forma abreviada de representación; para la pila descrita es:



Cada conjunto a lado y lado de la doble raya se le denomina genéricamente como “electrodo”.

Por convención, se representa el ánodo a la izquierda y el cátodo a la derecha, indicando las concentraciones de las disoluciones entre paréntesis; la línea vertical indica un cambio de fase y la doble raya vertical indica el puente salino.

Cuando las especies iónicas se encuentran en concentración 1M y las gaseosas a 1 atm. (1 Bar), el potencial del electrodo se denomina **Potencial estándar** y se representa por E^0 . Así, la corriente generada por el paso de electrones del ánodo al cátodo genera una diferencia de potencial entre ellos, el potencial de la celda o pila y se expresa por la relación:

$$E^0_{\text{celda}} = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}}$$

Lectura complementaria 2. Características de las celdas galvánicas o pilas



Las celdas galvánicas o pilas se identifican inicialmente por dos características o condiciones:

1ª. La generación de corriente eléctrica (continua) siempre se asocia con una reacción química.

2ª. La reacción se debe llevar a cabo sin que haya un contacto directo de los reaccionantes, empleando medios separadores de variadas características. De esta forma las reacciones ocurren en la superficie de los electrodos.

Para que se presente la generación de corriente es necesario que uno de los electrodos seleccionados supere al otro en capacidad de ceder electrones (oxidarse), que por un circuito metálico externo lleguen al electrodo que los acepta donde se presenta la reducción. Pero como los electrodos no deben estar en contacto directo (condición 2ª.) se requiere que el separador permita la circulación de iones positivos para cerrar el circuito y que la corriente eléctrica circule. Este separador se identifica como puente salino.

¿De qué depende que un montaje dado genere corriente eléctrica? Como ya se mencionó antes, de la mayor capacidad de uno de los componentes a oxidarse, ceder electrones, para que el otro componente sea su aceptor.

El ordenamiento de la capacidad relativa de oxidarse se encuentra en la Tabla de Desplazamiento trabajada en el módulo 2 y que permite seleccionar los pares adecuados para que se efectúe espontáneamente el proceso de oxidación reducción. En tanto más alejados se encuentren en la tabla, mayor será el valor del voltaje generado. Esto implica que una pareja óptima es por ejemplo sodio (Na) y plata (Ag) o cloro (Cl₂); sin embargo, el sodio es un metal muy activo y presenta problemas tecnológicos para diseñar una pila donde actúe como ánodo. Se buscan entonces, sistemas cuyas características permitan un manejo técnicamente viable para el diseño de la pila.

Lectura complementaria 3. Pila clásica



En la figura adjunta se muestra un diagrama esquemático de la pila tradicional donde se distinguen el ánodo (cubierta de zinc), el cátodo (barra de grafito) y un medio conductor conformado por una mezcla de dióxido de manganeso, cloruro de amonio y agua.

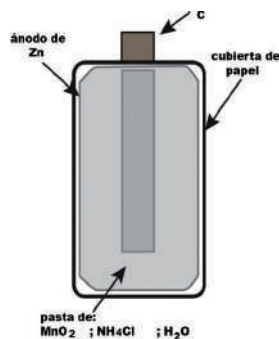
Todo el conjunto rodeado de una cubierta de papel.

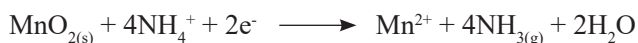
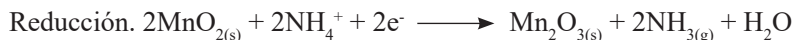
de papel.

En este tipo de pila el zinc se oxida, pierde electrones que fluyen por el circuito externo y llegan al cátodo (inerte) donde ocurre el proceso de reducción del dióxido de manganeso.

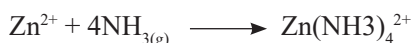
En la numerosa bibliografía al respecto, se plantean posibilidades de reacción: una de oxidación y tres de reducción.

Oxidación. $Zn_{(s)} - 2e^- \longrightarrow Zn^{2+}$





En este tipo de pilas se presentan algunos problemas como es la producción de gases (amoníaco e hidrógeno). El primero se elimina, como gas, por formación de un ion complejo con el Zn(II) y el hidrógeno se elimina mediante la reacción con dióxido de manganeso. Las reacciones correspondientes son:



Finalmente es pertinente aclarar una confusión que se presenta con cierta frecuencia. Por ejemplo:

- ¿Cómo se explica que electrones (de carga negativa) abandonen un sitio positivo?.
- ¿Cómo se explica que los electrones (de carga negativa) se desplacen hacia un sitio negativo?

Una posibilidad para absolver las inquietudes las presenta Sanger y Greenbowe (1997). Estos sistemas se deben separar en dos partes: El circuito externo donde se usa un conductor metálico para el flujo de electrones y una parte interna o electrolito donde se da el flujo de iones para mantener la electroneutralidad del sistema. Si volvemos sobre la celda descrita anteriormente (Zn-Cu), el Zn metálico actúa como ánodo y pasa a la disolución como Zn(II) y el ion cobre(II) se reduce y deposita sobre el electrodo de cobre (cátodo), por tanto:

- El electrón no abandona un sitio positivo (ánodo), sino que al liberar los electrones forma el ion Zn(II). Es la fuente de electrones.
- El electrodo de cobre (cátodo) recibe los electrones y los iones Cu(II) presentes en la disolución, los toman y se reducen a cobre metálico.

Bibliografía

Fischer, R. B. y Peters D.G. (1970). *Análisis Químico Cuantitativo*. Editorial Interamericana S.A. Mexico, págs. 399-401.

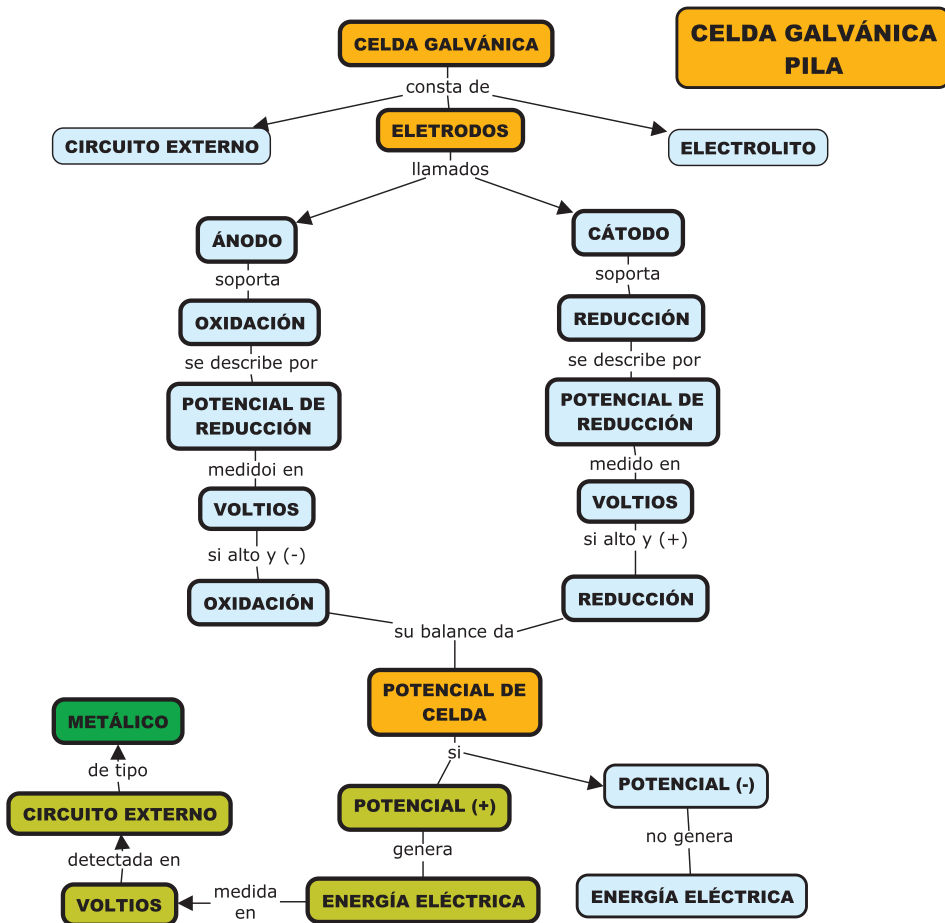
Cáceres, D., Muñoz, J. (2006), *La Química al alcance de todos. Universidad Nacional de Colombia. Colección Notas de clase. Facultad de Ciencias. Cap. 5, págs. 113-136.*

Lockermann, G.(1960).Historia de la Química, Manuales UTEHA, No. 2, México.

EcuRed. (NA). *Electroquímica*. www.ecured.cu/electroquímica. Consultado: 6-02-21.

Per-Odd, Truls, G y Lise K.(2006).*Small Scale and Low Cost. Galvanic Cell*. Journal of Chemical Education, 83,8,1201-1203.

Sanger, M., Greenbowe, T.U. (1997). *Students' Misconceptions in Electrochemistry Regarding Current Flow in Electrolyte Solutions and Salt Brigge*. Journal of Chemical Education,74,819-23.





4

Determinación del potencial de una pila

Introducción

Es tal el desarrollo de los aparatos eléctricos autónomos en la actualidad, que ya existe una amplia gama de pilas en el comercio que favorecen el suministro eléctrico a diversos voltajes y se manipulan en variados ambientes. Por esto es importante conocer el fundamento que permite predecir el proceso generado para lograr obtener el voltaje requerido.

Históricamente la creación de las pilas de Volta aportó un instrumento invaluable para la investigación de la naturaleza y especialmente en el estudio de los metales en el siglo XVIII y principios del siglo XIX. Según Lockemann (1960) en 1793 Volta estableció la serie de potenciales eléctricos de los metales en Pavía y en 1798 Johann Wilhelm Ritter en Gena mostró que la serie de potenciales de volta tenía concordancia con la ordenación en serie de los metales por su afinidad con el oxígeno y por su precipitación recíproca de sus disoluciones respectivas.

Como podemos apreciar desde entonces y hasta ahora, constituye un aspecto fundamental la medida del potencial generado por los pares metálicos, que se relaciona con la Tabla de Desplazamiento; para ello es necesario disponer de una información cuantitativa, asociada con el proceso que permita cuantificar la medida, en la cual, es necesario distinguir entre el potencial total de la pila y el aporte de cada electrodo a ese potencial. Esta es la información que se consigna en la **Tabla de Potenciales de Reducción**. El proceso para llegar a esta tabla se describirá de forma general en las lecturas complementarias.

Descripción

En la experiencia se propone ensamblar una pila o celda galvánica sencilla Zn-Cu, que se encuentra descrita en numerosas fuentes, se mide su potencial con un multímetro. Se anexan 3 lecturas complementarias: Una sobre la obtención de la escala, la segunda manejo con algunos ejemplos de la tabla de potenciales de reducción y la



tercera sobre algunos tipos de pilas que se encuentran a nivel comercial. Se propone un marco conceptual sobre celdas galvánicas y pilas.

Experiencia No. 1. Medida del voltaje en una pila

Introducción. Con los elementos trabajados en las experiencias previas y sus resultados cualitativos, es posible ensamblar una pila o celda galvánica sencilla, con el objetivo de obtener una medida característica de la corriente generada, en este caso VOLTAJE con la ayuda de un medidor de esta propiedad: voltímetro, también llamado multímetro.

Conceptos previos. Ánodo, cátodo, anión, catión, oxidación, reducción, oxidante, reductor, conductor metálico, electrodo, voltaje.

Cuestionario preliminar.

- ¿Cómo podrías identificar el electrodo donde se presenta la oxidación?
- ¿Cómo podrías identificar el electrodo donde se presenta la reducción?
- ¿Podrías explicar la conducción eléctrica en electrolitos?
- ¿Cómo se podría explicar la conducción eléctrica en metales?



Materiales y reactivos

- ❖ Dos recipientes de 50 mL de vidrio o plástico transparente.
- ❖ Cinc metálico. (barra o lámina).
- ❖ Cobre metálico. (alambre o lámina).
- ❖ Disolución saturada de sulfato de sodio. (Na_2SO_4) para el puente salino. Su alistamiento se indica más adelante.
- ❖ Disolución 0,1 M de sulfato de cinc. (ZnSO_4)
- ❖ Disolución 0,1 M de sulfato de cobre (CuSO_4).
- ❖ Agar-agar o gelatina sin sabor.
- ❖ Agua destilada.
- ❖ Alambre de cobre (#22).
- ❖ Manguera plástica flexible. (similar a las empleadas en equipos de venoclisis)
- ❖ Jeringa con aguja.
- ❖ Soporte para los electrodos.
- ❖ Bombillo de linterna o LED rojo.
- ❖ Voltímetro. (su uso requiere un trabajo previo del profesor con énfasis en la selección de la escala de medida.

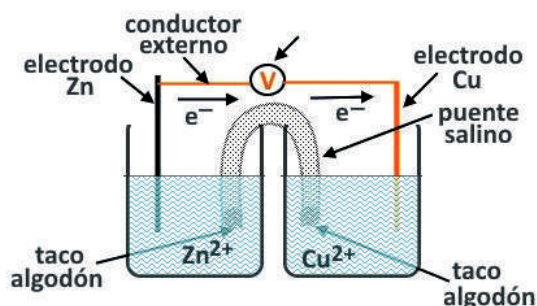
Desarrollo

Actividad Previa. Anotar que los elementos que se emplean son similares a los ya trabajados, solo que el montaje incluye un instrumento de medida del voltaje de la corriente generada, y una modalidad de puente salino cuya función es pertinente trabajar previamente.



Procedimiento

Como ya se tiene experiencia en los montajes, como guía se muestra un esquema de la celda clásica Zn-Cu que aparece en la mayoría de la literatura disponible.



Elaboración del puente salino. Los extremos de la manguera que se va a usar se tapan con un taco de algodón. Con la ayuda de una jeringa se inyecta la disolución caliente del componente del puente salino. Se le da la forma requerida a la manguera y se deja enfriar. Este se obtiene previamente por disolución en caliente de la sal con gelatina o agar-agar obteniendo una disolución fluida.

Registro de lo observado. Se sugiere orientar a la descripción del sistema y la lectura dada por el voltímetro



Explicación. Una forma de orientarla es con base en la función de los elementos que constituyen la pila. Especial énfasis en la forma de conectar con el voltímetro. Semirreacciones de oxidación, de reducción y reacción total.



Discusión. Se sugiere orientarla en la construcción de una explicación del mecanismo de generación de la corriente eléctrica, su característica básica, sentido del flujo de electrones y posible efecto del cambio en la forma de conectar el voltímetro.

Aplicación. Consultar qué otros elementos metálicos y disoluciones se podrían emplear para construir una pila similar.





Lectura complementaria 1. Medida del Potencial de reducción

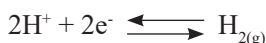


En la construcción de una pila es necesario considerar que no con cualquier par de metales se puede lograr, es condición necesaria que generen una corriente eléctrica y por tanto una diferencia de potencial (voltios). Este comportamiento permite construir un ordenamiento de los elementos en función de la característica POTENCIAL DE REDUCCIÓN, que como cualquier medida requiere de un patrón de referencia. Para el caso de los sistemas de oxidación reducción es el ELECTRODO NORMAL DE HIDRÓGENO identificado por ENH.

Electrodo de hidrógeno

La figura muestra un esquema sencillo de los elementos básicos del electrodo de hidrógeno: consta de una placa de platino (Pt) sumergida en una disolución ácida de concentración 1 M e hidrógeno gaseoso a una presión de 1 atm.

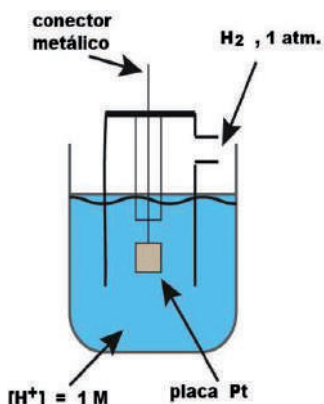
La reacción que tiene lugar en este electrodo se representa por el equilibrio:



Este equilibrio puede desplazarse en cualquiera de los dos sentidos dependiendo del par con el que se conecte.



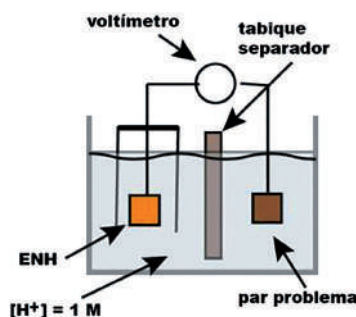
Como patrón de la escala se le asignó un valor de potencial $E^0 = 0,00 \text{ V}$. conocido como potencial normal o estándar.



Medida del potencial de reducción

El potencial de un electrodo aislado no puede medirse, por eso experimentalmente se mide con un voltímetro la diferencia de potencial entre las dos semiceldas, obteniendo así el voltaje o fuerza electromotriz de la pila.

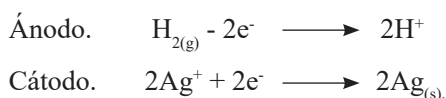
En la figura se muestra el esquema de una celda para medir el potencial de diferentes sustancias frente al patrón hidrógeno.



Se tendrán elementos que desplazan al hidrógeno de su solución y otros no, situación que se reflejan en el signo, dependiendo de la dirección del flujo de electrones.

En el esquema no se muestra la dirección del flujo de electrones ni la entrada de hidrógeno gaseoso en el ENH.

Por ejemplo, si el par metálico es plata, el valor $E^0 = + 0,80V$, luego los electrones fluyen de la semicelda que actúa como ánodo (ENH) al electrodo de plata. Las semi-reacciones correspondientes son:



Si el par es Magnesio, el potencial medido es $- 2,92 V$, luego los electrones fluyen de la semicelda que actúa como ánodo, el electrodo de magnesio (Mg) y los toma el ENH.

NOTA. En los pares metálicos la disolución es 1 M en el ion correspondiente y la disolución del ENH es 1 M en H^+ .

Lectura complementaria 2. Tabla de potenciales de reducción



El planteamiento general realizado, lleva a proponer que los diferentes elementos y reacciones de oxidación reducción se pueden organizar en dos secciones o grupos. En uno se ubican los que ceden electrones al ENH, se oxidan, y en otro los que reciben electrones del ENH, se reducen. El criterio de ordenamiento o agrupamiento puede ser con base en potencial de reducción o potencial de oxidación; se usa actualmente el primero adoptado por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) en el año 1953.

En la tabla de potenciales de reducción se sitúan por arriba del hidrógeno los que tienen alto poder reductor (se oxidan fácilmente) y en tanto más alta sea su capacidad reductora mayor será su valor numérico. A su vez, los que se sitúan por debajo del hidrógeno tienen bajo poder reductor (se reducen fácilmente), lo que se traduce en mayor capacidad oxidante; su signo será positivo y en tanto más alta sea su capacidad oxidante mayor será su valor numérico.

Un ejemplo parcial de la tabla de potenciales de reducción se muestra a continuación. (Kennet, W Kennet, R.,(1992,618).



Elemento	Reacción	Potencial (V)
Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,92
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}$	-1,66
Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$	-0,76
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,44
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,12
H₂	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2$ REFERENCIA	0,00
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+0,33
I ₂	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,54
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+0,80
Cl ₂	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,36
F ₂	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,87

Sobre esta tabla se pueden plantear algunas consideraciones generales.

- ❖ Los elementos con potencial negativo reducen al ion hidrógeno, con la producción de hidrógeno gaseoso.
- ❖ Los elementos con potencial positivo oxidan al hidrógeno gaseoso, con la producción de ion hidrógeno (H⁺).
- ❖ Por su posición en la tabla el litio presenta alta tendencia a oxidarse y es una fuente de electrones. A su vez, el flúor presenta alta tendencia a reducirse y es aceptor de electrones.

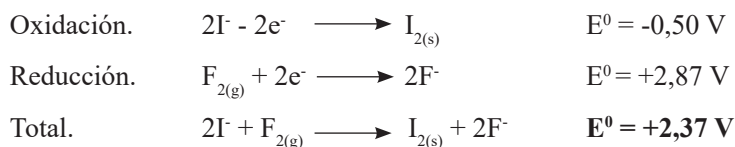
Cuando en los pares que forman la pila no está el hidrógeno, el comportamiento es similar. Por ejemplo, cómo se comportaría una celda con el par aluminio (Al) plomo (Pb), los dos con potencial negativo. En este caso el aluminio es el ánodo (oxidación) y el plomo es el cátodo (reducción).

Las semirreacciones correspondientes son:



La conclusión es que una pila como la planteada genera un potencial que favorece la reacción, situación que se puede comprobar al sumergir una barra de aluminio en una disolución de iones plomo(II); se apreciará la aparición de un sólido claro sobre la barra de aluminio, es plomo metálico. Si se plantea la reacción contraria el potencial generado es $-1,54\text{ V}$, la reacción no se favorece. Esto indica que al sumergir una barra de plomo en una disolución que contenga iones Al(III) no se observará cambio.

Otro ejemplo puede ser el par $\text{I}_2\text{-F}_2$, para los cuales los valores en la tabla de potenciales de reducción son $+0,50\text{ V}$ y $+2,87\text{ V}$ respectivamente. Por su posición relativa en la tabla se espera que el yodo se oxide y el flúor se reduzca. Las semirreacciones correspondientes son:



La reacción es favorable. Si se plantea la contraria el potencial es $-2,37\text{ V}$, reacción no es favorable.

NOTA. Parte de los textos y descripciones presentadas tiene como base la publicación: Cáceres, C. Muñoz, J.(2006) “La Química al alcance de todos”. Universidad Nacional de Colombia. Colección notas de clase. Facultad de Ciencias. Cap. 5, pags. 113-136.

Lectura complementaria 3 . Las pilas en la vida diaria



El objetivo de esta lectura es presentar de forma muy general algunos tipos de pilas, conscientes de que el panorama es muchísimo más amplio.

El desarrollo de las pilas como fuente de energía ha sido acelerado; de la pila clásica descrita se llegó, entre otras, a las alcalinas, las basadas en Ni-Cd , las de ion Litio recargables y las de combustible, que algunos consideran la pila del futuro. En todas el proceso es de oxidación reducción con diferentes sustratos y tecnología en su fabricación, con el objetivo de aumentar su vida útil y que los productos de desecho sean lo menos contaminantes.

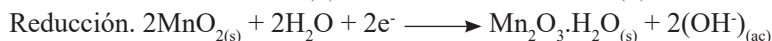
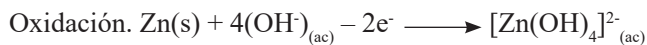
Pilas alcalinas. Un tipo de esta pila se describe en forma general como de Zn-MnO_2 en medio alcalino. Como todas, tiene electrodos que soportan el proceso de oxidación reducción. Por ejemplo:

Anodo. Electrodo de polaridad negativa donde el cinc pulverizado se oxida.

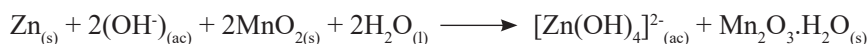


Cátodo. Electrodo de polaridad positiva donde el manganeso en estado de oxidación 4+, en el MnO_2 , se reduce a 3+ en el Mn_2O_3 . Este electrodo es una barra de acero rodeada de una pasta que contiene MnO_2 , KOH y H_2O .

Las semirreacciones que pueden describir el comportamiento de la pila son:



El proceso global de la descarga genera una corriente de 1,5 V y se describe por la reacción.



Como se mencionó en la pila clásica el sistema químico es algo complejo y puede presentar reacciones secundarias, como producción de hidrógeno gaseoso (H_2). Las reacciones básicas son similares y cuando por el uso la pila se descarga, los reaccionantes se agotan y la pila se desecha. Pero por los productos de la reacción no se considera basura doméstica, por eso su desecho debe ser independiente de la basura normal.

Pilas recargables. Desde hace algunos años se encuentran en el comercio variedad de pilas recargables, es decir que su composición y tecnología permite desplazar el proceso redox hacia la formación de los reaccionantes, es decir recargar la pila. Como en toda pila, la descarga genera corriente eléctrica a expensas de los reaccionantes que se consumen y en la carga por la acción de una fuente de corriente eléctrica externa se puede hacer que la reacción en sentido inverso regenere los reaccionantes. El estudio de este tipo de pilas se intensificó desde la década del 70 y su desarrollo ha sido acelerado.

Este tipo de pilas constan fundamentalmente de dos electrodos, un electrolito para el flujo de iones y los correspondientes medios de separación de los componentes

Se pueden mencionar las llamadas Ni-Cd y Ni-hidruro metálico, muy poco usadas por la alta contaminación cuando se desechan.

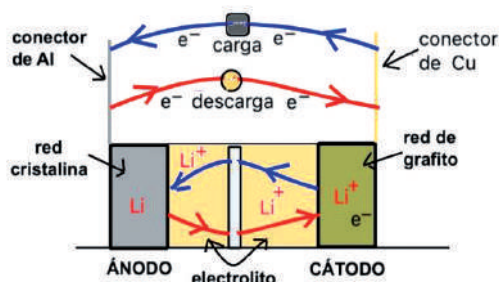
Estas fueron reemplazadas por las pilas de ion Litio que han sido objeto de investigación para lograr una pila con bajo impacto ambiental y ventajas por su duración y mantenimiento de la carga durante su uso.

Uno de los principales problemas que se debió superar, se relaciona con el carácter del litio metálico, elemento muy reactivo por la facilidad de su oxidación como metal alcalino que reacciona fuertemente frente al agua y el oxígeno. En el transcurso de su desarrollo se encontró que se lograba una pasivación en su comportamiento cuando se incorporaba en una red cristalina, de la cual se podía liberar como ion Li^{1+} durante el proceso de oxidación. Por su parte, para el cátodo se encontró que el grafito, por su

característica de formar capas de redes recibe los iones Li^+ y electrones (e^-), y tiene la posibilidad de mantenerlos aislados y disponibles para migrar hacia el ánodo bajo la acción de una corriente eléctrica externa.

En la figura¹ se muestra un diagrama esquemático de las partes fundamentales de una pila recargable de ion Li^+ .

Cuando se usa la pila, llega al cátodo el Li^+ a través del electrolito y los electrones liberados por el circuito metálico externo (flechas rojas).



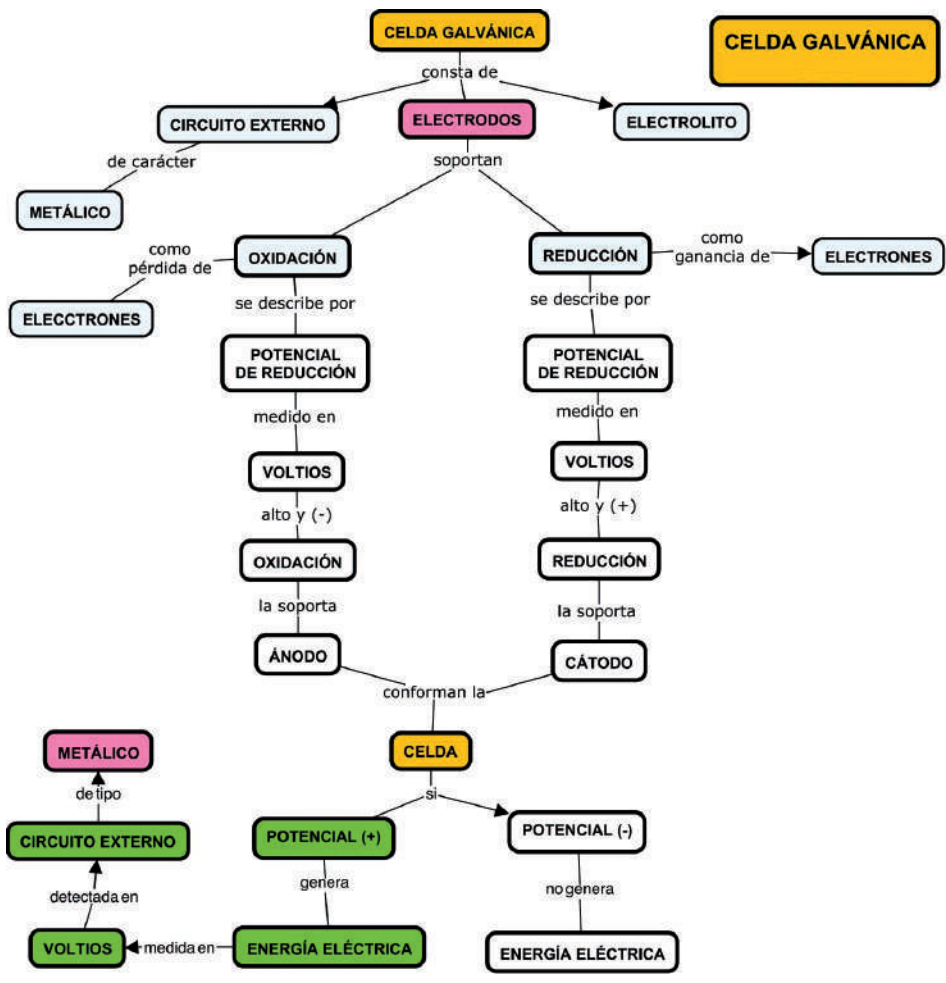
En el proceso de carga, al conectar la corriente externa, el flujo de electrones por el circuito metálico como de iones Li^+ por el electrolito se invierten (flechas azules) y al llegar al ánodo se reducen y están disponibles para un nuevo proceso de descarga.

La investigación en este tipo de pilas ha llevado al uso de diferentes componentes tanto de los electrodos, como de electrolitos y medios separadores, dando como resultado variedad de pilas y usos. En publicaciones y tutoriales por internet se encuentran una gran variedad de materiales sobre pilas recargables.

Bibliografía

- Fischer, R. B., Peters, D.G. (1970). *Análisis Químico Cuantitativo*. Editorial Interamericana S.A. Mexico, págs. 399-401.
- Cáceres, D. Muñoz, J. (2006), *La Química al alcance de todos*. Universidad Nacional de Colombia. Colección Notas de clase. Facultad de Ciencias. Cap. 5, págs. 113-136.
- Kennet, W., Kennet G., Raymond D. (1992). *Química General*. 2ª Ed. Española. McGraw-Hill, México, pag.618.
- EcuRed, (NA). *Electroquímica*. www.ecured.cu/Electroquimica.
- Mártel, I. (2019). *Baterías de iones de Litio. ¿Cómo son? Cuaderno de comunicación*. Blogs. publico.es/ignacio-martil. Consultado: 9-04-21.

¹ Este tipo de representación se encuentra en numerosas publicaciones, descripciones y tutoriales accesibles por internet.





5

Celdas electrolíticas. Generación de reacciones químicas por corriente eléctrica

Introducción

En los módulos previos de este bloque se identificaron procesos de oxidación reducción, sus características generales y la asociación de elementos y compuestos para la producción de electricidad, con base en las celdas galvánicas o pilas. Pero el camino inverso es posible, al generar cambios químicos por acción de la corriente eléctrica en un proceso que se conoce como **electrólisis**, realizado mediante las CELDAS ELECTROLÍTICAS.

En la vida diaria se emplean con regularidad este tipo de celdas, en las cuales las reacciones sobre los electrodos no son espontáneas, sino que se realizan cuando se aplica a través de los electrodos un voltaje externo. **En una celda electrolítica hay que gastar energía o trabajo eléctrico para producir las reacciones sobre los electrodos.**

Este proceso es el que normalmente ocurre al “recargar” las pilas de los celulares, debido a que la reacción que produce la energía consume los elementos de partida, disminuyendo el voltaje y se hace necesario restablecer las condiciones iniciales. Esta nueva carga de la pila o acumulador se realiza aplicando una corriente eléctrica en cantidad y calidad suficiente para generar las condiciones iniciales.

A principios del siglo XIX los británicos William Nicholson y Anthony Carlisle lograron descomponer el agua en hidrógeno y oxígeno, mediante la aplicación de corriente eléctrica entre dos electrodos sumergidos en ella, lo cual fue confirmado por Humphrey Davy, quien empleaba el mismo método con otros fines y logró aislar inicialmente sodio y potasio, y luego metales alcalino térreos como calcio, estroncio y bario por electrólisis de sus hidróxidos, empleando electrodos de mercurio con el que se formaba la amalgama con el metal.

Una celda electrolítica básicamente consta de:

- Fuente externa de corriente directa (continua).
- Dos electrodos: ánodo y cátodo.



- Un espacio para ubicar los electrodos.
- Un electrolito donde se sumergen los electrodos.
- Las conexiones y medios para el circuito externo.

Las experiencias que se proponen, su análisis y las lecturas complementarias, constituyen una aproximación al tema para ilustrar la proyección del desarrollo y aplicación de procedimientos en el manejo de la interacción corriente eléctrica - cambio químico.

Descripción

Se proponen tres experiencias¹ sobre obtención de halógenos por electrólisis, utilizando montajes básicos sencillos y uno complementado, que permiten observar los cambios presentados en el proceso e integran: obtención de elementos, descomposición de compuestos, descripción del proceso de electrólisis y su análisis con base en características, como potenciales de reducción. El marco conceptual que se propone es general e incluye las celdas electrolíticas.

Conceptos previos. Anión, catión, ánodo, cátodo, sistema redox, electrolito, oxidante, reductor, corriente continua, voltaje.

Cuestionario previo

- ¿Por qué es necesario un electrolito para que una celda funcione?
- ¿Qué se observaría en una celda electrolítica al emplear corriente alterna?
- ¿Todos los halógenos pueden obtenerse por electrólisis?



Experiencia No. 1. Obtención de halógenos yodo, cloro y bromo elemental a partir de sus sales alcalinas

Materiales y reactivos

- Dos alambres de cobre No. 22 de aproximadamente 10 cm.
- Caja de Petri o recipiente circular amplio de poca profundidad.
- Caimanes o cinta aislante para asegurar las conexiones.
- Gelatina sin sabor. (aproximadamente 0,5 g).
- Yoduro de sodio (NaI) o potasio (KI). (aproximadamente 1 g).

¹ En la literatura se encuentran una gran variedad de sugerencias de montajes.

- Bromuro de sodio (NaBr) o de potasio (KBr).
- Cloruro de sodio (NaCl) o de potasio (KCl).
- Agua destilada.
- Fuente de corriente de 6 V. Puede ser 4 pilas (1,5V) en serie o transformador



Desarrollo

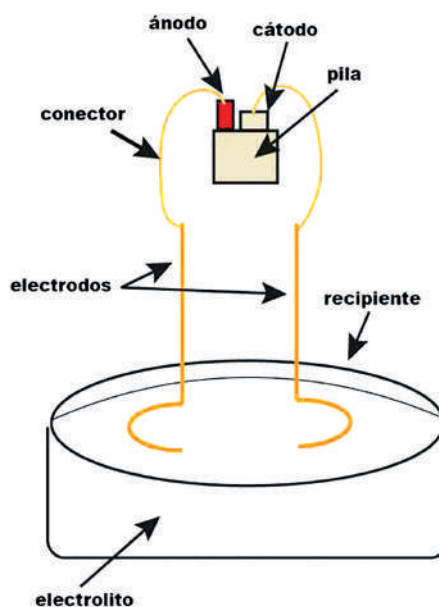
Actividad previa. Preparar tres montajes, uno para cada halógeno. La experiencia puede efectuarse simultáneamente demostrativa o asignando un halógeno particular a cada grupo de estudiantes.

Si no tiene disponibilidad de material para tener los tres sistemas y efectuar los procedimientos simultáneamente es necesario, antes de repetir cada procedimiento lavar todo el sistema, primero con agua corriente y luego con agua destilada.

Identificar los elementos del montaje que se empleará y su respectiva función. Hacer énfasis en las características del sistema: un electrolito acuoso semisólido y dos electrodos de cobre. Anotar que se debe dar especial atención a los cambios observados alrededor de los electrodos donde se espera que se obtengan los halógenos (I_2 , Br_2 , Cl_2). Promover el planteamiento de hipótesis sobre lo que se observaría. Insistir en que los electrodos deben estar sumergidos en el electrolito. Hacer énfasis en la forma de las conexiones entre los electrodos y la fuente de corriente.

Procedimiento

- ❖ Doblar uno de los extremos de cada electrodo en forma de semicircunferencia.
- ❖ Preparar en caliente 20 mL de disolución de la sal Con aproximadamente 1 g de sal.
- ❖ Adicionar a la disolución aproximadamente 0,2 g De gelatina sin sabor.
- ❖ Ubicar los electrodos como se muestra en el diagrama.
- ❖ Dejar enfriar hasta solidificación del medio.
- ❖ Con la ayuda de los caimanes o cinta aislante conectar los electrodos de la pila con los alambres de cobre (ver diagrama)





- ❖ Dejar circular la corriente unos 5 minutos.
- ❖ Tomar nota de los cambios observados.
- ❖ Sacar los electrodos del electrolito y percibir el olor en cada uno de ellos.



Registro de lo observado. Anotar en el cuaderno los cambios observados. Se sugiere un cuadro como el siguiente.

ion	Estado inicial		Estado final		Olor	
	ánodo	cátodo	ánodo	cátodo	ánodo	cátodo
I ¹⁻						
Br ¹⁻						
Cl ¹⁻						



Explicación. Describa las reacciones que ocurren sobre los electrodos en cada caso. Describir la dirección del flujo de electrones y las posibles causas de los cambios observados.



Discusión. Se sugiere orientarla a concretar las reacciones que se presentan sobre los electrodos con énfasis en los procesos de oxidación y reducción, electrodo donde se presenta la oxidación y donde se presenta la reducción, identificando los fenómenos que podrían dar base para una explicación.



Aplicación. Obtención de otros elementos a partir de sus sales.

Experiencia No. 2. Descripción del proceso electrolítico. Obtención de halógenos a partir de electrolitos en disolución

Introducción. Esta experiencia es similar a la anterior, empleando un montaje que permite describir algunas características de la disolución que se encuentra alrededor de los electrodos. Incluye su comportamiento ante disolventes orgánicos y capacidad de desplazamiento de iones de otro halógeno.

Materiales y reactivos

- Vaso de precipitados de 50 mL. o un recipiente de vidrio o plástico de boca amplia. Puede ser un frasco de compota.
- Tapa de madera o icopor que ajuste a la boca del frasco.

- Dos minas de lápiz (grafito).
- Dos jeringas desechables de 5 mL con aguja.
- Vidrio de reloj pequeño.
- Cinco tubos de ensayo 12X100 mm para cada halógeno.
- Gradilla para los tubos de ensayo.
- Cuatro caimanes o cinta aislante para asegurar conexiones.
- Fuente de corriente de 6 V.
- Disoluciones al 5% de cloruro de sodio (NaCl), bromuro de sodio (NaBr) y yoduro de sodio (NaI)
- Fenolftaleína (indicador).
- Tetracloruro de carbono (CCl_4) o éter etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{-O-C}_2\text{H}_5$).
- Tinta líquida (estilógrafo).



Desarrollo

Procedimiento

Actividad previa. Preparar tres montajes, uno para cada halógeno. La experiencia puede efectuarse simultáneamente demostrativa o asignando un halógeno particular a cada grupo de estudiantes. Si no cuenta con material para los tres montajes, es necesario antes de repetir el procedimiento, lavar el sistema y los tubos de ensayo con agua corriente y enjuagar con agua destilada.

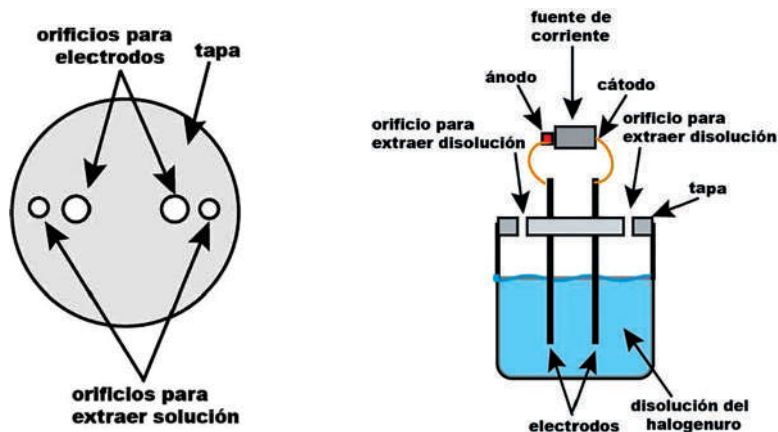
Con base en la celda electrolítica propuesta, identificar la posibilidad de obtener muestras de disolución de las cercanías de los electrodos. Con estas muestras se propone hacer unas pruebas de tipo químico para aportar elementos para la descripción del proceso electrolítico. Anotar que se omite el uso de tabique separador, por lo cual durante el proceso electrolítico y toma de muestras la celda no debe moverse.

El Análisis del proceso electrolítico Comprende dos partes A y B.

A. Proceso electrolítico.

- ❖ Llenar el vaso con la disolución del halógeno. Primero con NaCl.
- ❖ Armar el montaje correspondiente.
- ❖ Establecer las conexiones del sistema.
- ❖ Identificar los polos de la pila y su contacto con los electrodos.
- ❖ Identificar las características observables de la disolución de partida.
- ❖ Permitir el paso de la corriente durante aproximadamente 3 min.

El diagrama muestra los elementos y montaje de la celda electrolítica.



Registro de lo observado. En el cuaderno de laboratorio anotar sus observaciones comparando el estado inicial (antes de pasar la corriente) y después de realizado el proceso de electrólisis. Se sugiere un cuadro como el siguiente. Lo importante es que la información sea clara.



ion	Estado inicial		Estado final		Cambios observados	
	ánodo	cátodo	ánodo	cátodo	ánodo	cátodo
Cl^{1-}						
Br^{1-}						
I^{1-}						

Esta información se reúne con la que se obtiene en el siguiente paso.

B. Pruebas complementarias de comprobación.

- ❖ Disponer los tubos de ensayo limpios en la gradilla.
- ❖ Con la ayuda de la jeringa tomar muestras independientes de la disolución en las cercanías de cada electrodo así:
 - Electrodo negativo (cátodo) conectado al polo negativo de la pila.
 - Colocarla en un tubo de ensayo 1 y adicionar gotas de fenolftaleína.
 - Electrodo positivo (ánodo) conectado al polo positivo de la pila. Con una jeringa limpia realizar la toma de muestra de la disolución, colocarla en el tubo 2. Esta se distribuirá en tres partes, tubos 2.1, 2.2 y 2.3

- Disolución tubo 2.1. Adicionar aproximadamente 1 mL de tetracloruro de carbono (CCl_4) o éter etílico. Agitar y dejar en reposo.
- Disolución tubo 2.2. Adicionar la disolución de bromuro de sodio .
- Disolución tubo 2.3. Adicionar la disolución de yoduro de sodio.

OBSERVACIÓN. Si la disolución inicial es de **cloruro de sodio**, una primera parte de la disolución anódica se trata con un disolvente orgánico; una segunda se adiciona a disolución de **bromuro de sodio** y la tercera a una disolución de **yoduro de sodio**. Si, el electrolito es bromuro de sodio o yoduro de sodio el procedimiento es similar, con el cuidado de que la segunda y tercera muestras anódicas se mezclan con disoluciones de las sales de los otros iones.

Registro de lo observado. Para registrar las observaciones se sugieren los cuadros siguientes u otros similares.



Disolución catódica. Prueba con fenolftaleína.

Electrolito	Prueba con fenolftaleína	
	color	Medio ácido o básico
NaCl		
NaBr		
NaI		

Disolución anódica. Observación en cada paso.

Electrolito	CCl_4 o éter	NaBr	NaI	NaCl
NaCl				
NaBr				
NaI				

Esta información se reúne con la de los cuadros anteriores, como base para las explicaciones y discusión de resultados.



Explicación. De acuerdo con los cambios observados, plantear las posibles reacciones químicas en el proceso de electrólisis.



Discusión. Se sugiere orientarla a concretar y proponer explicaciones sobre los cambios observados. Se recomienda que previamente se realice una lectura total o parcial de la lectura complementaria 2, para ampliar y profundizar sobre los procesos electroquímicos y químicos resultado de las pruebas complementarias.



Experiencia No. 3. Recolección de gas producido en el cátodo en la electrólisis y comprobación del proceso

Introducción. Sobre el electrodo negativo de las electrólisis realizadas en la experiencia anterior, se observa la formación de un burbujeo que se atribuye a la formación de hidrógeno gaseoso y se planteó la explicación correspondiente. En esta experiencia se propone recolectar el gas y determinar su comportamiento frente a la llama.

Materiales y reactivos

- Recipiente de vidrio o plástico (aprox. 50 mL) de boca amplia. Puede ser un frasco de compota.
- Tapa de madera o icopor que ajuste a la boca del frasco.
- Dos minas de lápiz (grafito).
- Dos jeringas desechables de 5 mL.
- Manguera. aprox. 10 cm. Funciona bien la manguera de venoclisis.
- Pinza de presión para cerrar el paso por la manguera.
- Cuatro caimanes o cinta aislante para asegurar conexiones.
- Fuente de corriente de 6 V.
- Disolución al 5% de cloruro de sodio.
- Disolución de almidón. Suspender aproximadamente 1 g de almidón en 20 mL de agua fría. En otro recipiente calentar aproximadamente 80 mL de agua; cuando hierva se adiciona a la suspensión de almidón. Dejar enfriar. Usarla cuando esté fría.

Desarrollo

Actividad previa. Observando el esquema propuesto al final, anotar que la celda tiene una modificación respecto de la utilizada en la experiencia anterior; el electrodo (cátodo) está acoplado dentro del cuerpo exterior de una jeringa que funciona como colector del gas producido. De la parte superior de la jeringa se desprende un conducto para recoger el gas producido. Los contactos de la tapa con el montaje del electrodo, el conducto de salida y la jeringa extractora debe ser herméticos para evitar fuga de gas. Para mejor operación se recomienda fijar previamente los elementos en la tapa. Antes de emplear las minas se deben lijar suavemente con una lija fina.

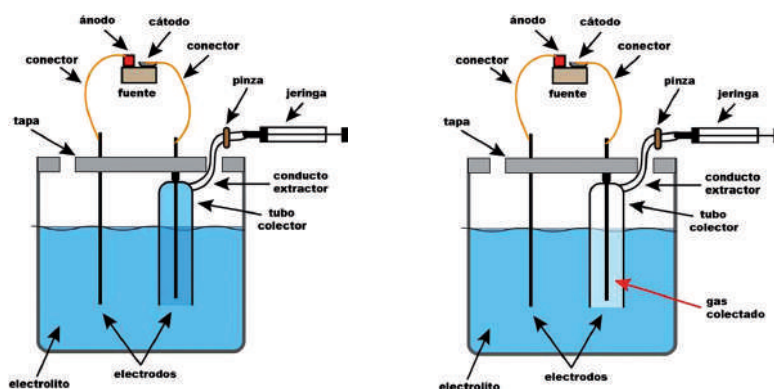


Procedimiento.

- ❖ Colocar en el vaso la disolución de **cloruro de sodio**.
- ❖ Con la jeringa externa extraer el aire encerrado en el volumen del electrodo negativo, hasta que se llene totalmente de disolución. Esquema de la izquierda.

- ❖ Cerrar el paso de la manguera.
- ❖ Hacer circular la corriente hasta que el gas producido desplace la disolución contenida en el tubo colector. Esquema de la derecha.
- ❖ Conectar la jeringa externa a la manguera de salida, abrir el paso de la manguera y extraer cuidadosamente el gas recogido.
- ❖ Con la ayuda del émbolo proyectar cuidadosamente el gas recogido hacia la llama de un fósforo. Anotar lo que observa.
- ❖ Con una jeringa tomar una muestra de las cercanías al electrodo positivo y repartirla en dos tubos de ensayo.
- ❖ A uno de los tubos adicionar unas gotas de disolución de bromuro de sodio y al otro tubo adicionar unas gotas de disolución de yoduro de sodio.
- ❖ A la disolución del primer tubo adicione unas gotas de tetracloruro de carbono o éter.
- ❖ A la disolución del segundo tubo adicione unas gotas de solución de almidón.

En el siguiente esquema se indican el estado inicial y final de la experiencia 3.



Registro de lo observado. Es necesario que la información sea clara y se sugiere la presentación.



Gas recogido	Características observables	Comportamiento a la llama
Disolución Anódica con:	NaBr	CCl ₄
		→
	NaI	almidón
		→



Explicación. plantear las posibles reacciones que se presentan y con base en los resultados previos proponer una justificación de lo observado.



Discusión. Como se dispone de variada información, se sugiere una discusión paso a paso para construir una fundamentación de los fenómenos observados. Para esto puede servir de apoyo la lectura complementaria 2.

Lectura complementaria 1. Algunos elementos básicos de electrólisis



Con base en las experiencias desarrolladas en el módulo anterior, es clara la relación entre reacciones químicas y energía eléctrica; relación que puede presentarse en dos direcciones: una, cuando a partir de reacciones de oxidación reducción **espontáneas** se genera energía eléctrica (pilas) y que desarrollan un potencial positivo.

En la dirección opuesta, se genera una reacción química por acción de la corriente eléctrica en el proceso llamado **electrólisis**, en el cual los componentes de un compuesto químico se separan. Es claro que estas reacciones no son espontáneas y para su ocurrencia se requiere un aporte de energía. En la descripción de este proceso el potencial de reducción es una herramienta muy útil.

El inicio y desarrollo de este proceso se debe a Humphry Davy quien se interesó en él por la experiencia de William Nicholson (1753-1815), al realizar por primera vez la electrólisis del agua. Mediante este proceso, Davy hacia 1808 obtuvo potasio (K), sodio (Na), bario (Ba), calcio (Ca) y magnesio (Mg). Por la misma época Michel Faraday asistente de Davy, cuantificó el proceso y hacia 1834 publicó sus resultados plasmados en las Leyes de Faraday que se describirán en el módulo 6 de este bloque.

En la celda electrolítica a partir de una fuente eléctrica externa, los electrones migran hacia el electrodo negativo o cátodo donde se presenta la reducción y en el ánodo o electrodo positivo se presenta la oxidación. Así, los iones presentes en la disolución (electrolito), se desplazan hacia el electrodo correspondiente de la celda; se oxidarán los que migran hacia el ánodo y reducirán los que migran hacia el cátodo. La polaridad de los electrodos de la celda está determinada por el contacto externo con la fuente de corriente, como se muestra en los esquemas de los montajes de las celdas propuestas.

Sobre esta área de la Electroquímica se encuentran un gran número de experiencias, desde las simplemente descriptivas que muestran comportamientos, hasta las que integran elementos de fundamentación para enriquecer conceptualmente las actividades.

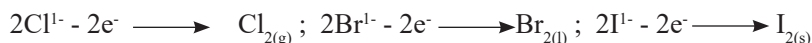
Además, se conocen un gran número de reacciones químicas que se pueden realizar con montajes sencillos que permiten fácilmente la observación de los cambios presentados. Es el caso de los halógenos que se pueden obtener por procesos electroquímicos sencillos y facilitan ilustrar la proyección a nivel industrial.

Lectura complementaria 2. Aspectos generales de los procesos electrolíticos realizados



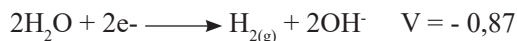
El objetivo de esta lectura es describir algunos elementos que pueden ser pertinentes para describir y explicar los cambios observados. La lectura consta de tres partes: la primera centrada en el ánodo, la segunda en el cátodo y la tercera en las pruebas complementarias realizadas con las disoluciones cercanas a los electrodos.

Reacciones zona anódica. Este es el electrodo positivo donde se presenta la oxidación y conectado al polo positivo de la fuente de corriente. Las semirreacciones correspondientes sea el medio gelatinoso o en disolución pueden ser:



Los cambios observados obedecen a la generación del halógeno en forma elemental.

Reacciones zona catódica. Este es el electrodo negativo donde se presenta la reducción, conectado al polo negativo de la fuente de corriente. En este electrodo el cambio no es tan simple, porque los iones positivos (cationes) presentes en la disolución se desplazan hacia este electrodo; por tanto, se puede plantear que hacia él se desplazan los iones sodio (Na^{1+}) y los iones hidrógeno (H^{1+}) aportados por el agua. Lo observado sobre este electrodo muestra únicamente un burbujeo más o menos notorio, pero no se aprecia la formación de una capa metálica, como podría esperarse por reducción del ion sodio a metal. El otro ion con posibilidad de reducirse es el hidrógeno. Una explicación puede construirse a partir de los potenciales de reducción de las semirreacciones, tomados de la Tabla de Potenciales.

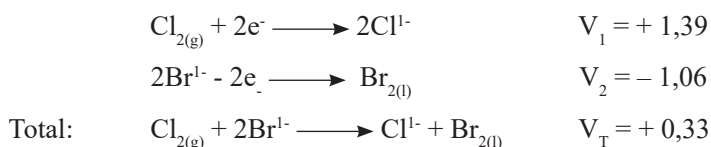


Estos valores indican que la barrera de potencial a superar es menor para el hidrógeno que para el sodio y por eso se aprecia la formación de hidrógeno gaseoso ($\text{H}_{2(\text{g})}$). Así, si en un electrolito están presentes varias especies en posibilidad de reducirse, como de oxidarse por efecto de una corriente eléctrica externa, el resultado depende del potencial externo que se aplique y de la barrera de potencial que debe superarse.



La tercera parte de la lectura son algunas anotaciones en la descripción de las pruebas complementarias realizadas con las disoluciones provenientes de las zonas anódica y catódica.

Disolución anódica. Durante el proceso de electrólisis se observan variaciones en el aspecto de la disolución, atribuibles a la formación del halógeno correspondiente. En el caso del cloro el burbujeo implica la formación de un gas, y se puede identificar si algo se disuelve aprovechando las propiedades oxidantes del cloro. Al adicionar gotas de esta disolución a disoluciones que contengan ion Bromuro (Br^{-1}) o yoduro (I^{-1}) el cambio de color indica que se ha formado bromo y yodo elementales; es decir que el cloro oxida al bromuro y yoduro. ¿Se puede decir lo mismo del bromo y del yodo? Los resultados consignados en el cuadro de resultados nos lo confirman. Nuevamente se puede hacer uso de los potenciales de reducción para construir una explicación.



La reacción total es favorable.

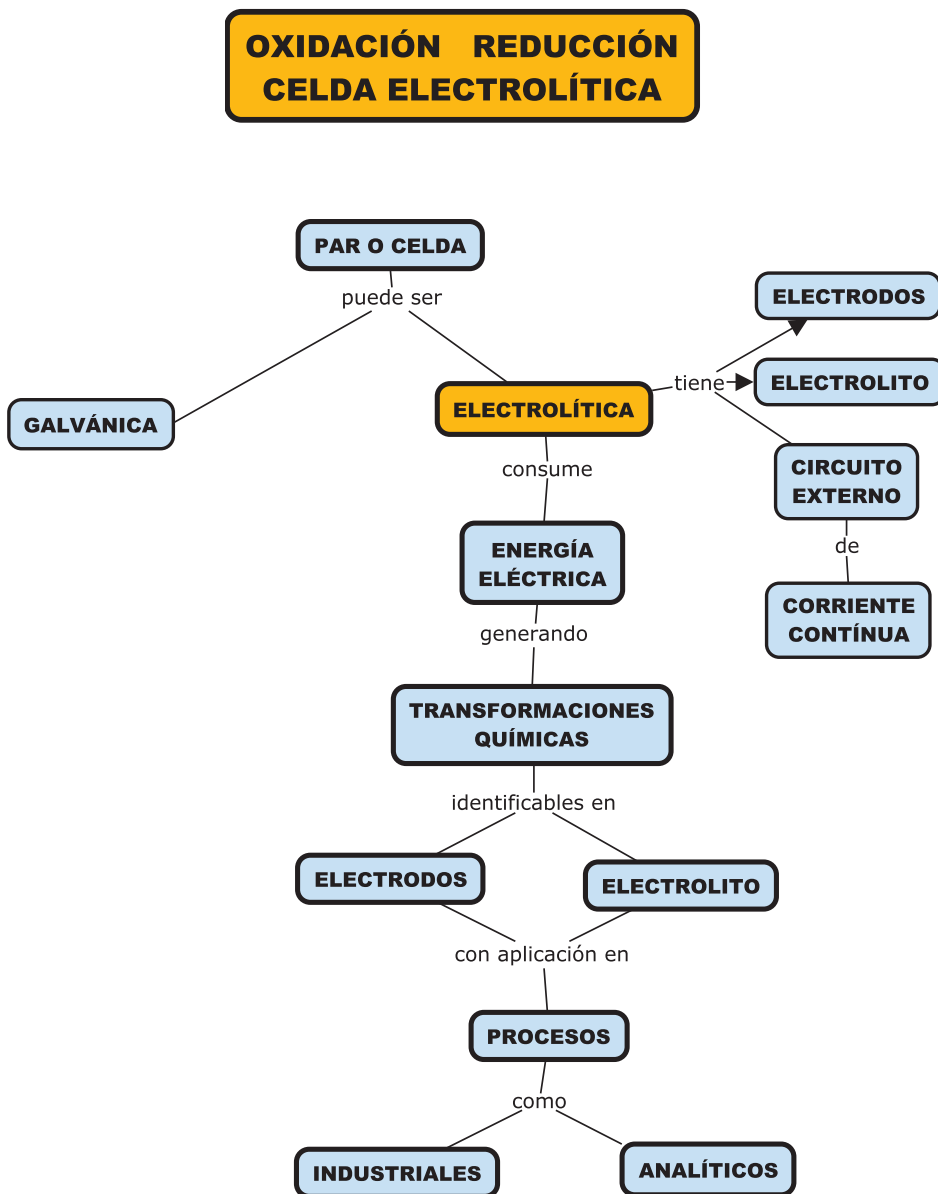
Cálculo similar se puede hacer para las demás combinaciones y así dar un soporte a los resultados consignados en el cuadro correspondiente.

Otra prueba es adicionar a las disoluciones un disolvente orgánico no miscible con el agua; se aprecia que la fase orgánica se colorea, indicativo de que el disolvente extrae el halógeno del agua, comportamiento descrito por la Ley de Reparto.

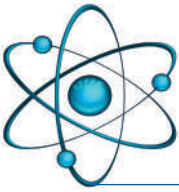
Disolución catódica. Hacia este electrodo se desplazan los cationes presentes en la disolución y se observa la formación de burbujas y la disolución presenta un carácter alcalino. Una explicación a este comportamiento se mencionó cuando se habló de reacciones en la zona catódica. Otra prueba complementaria es coleccionar el gas que se produce y hacer algún tipo de prueba; esta posibilidad se ilustra en la experiencia 3.

Bibliografía

- Friesen, R.J. (1975). *A Lab Motivate Weak Students*. Journal of Chemical Education. 52,102.
- Cedron, Juan, et. al. (NA). *Pontificia Universidad Católica de Perú. Celdas electrolíticas*. Imágenes Google.co.uk Consultado: 07-02-21.
- Cáceres, D., Muñoz, J. (2002). *Comentarios sobre el discurso químico en la escuela* Universidad Nacional de Colombia, Programa RED.



6



Procesos electrolíticos industriales. Leyes de Faraday

Introducción

En un proceso electrolítico la masa de material transformado y la cantidad de electricidad que circula están relacionados, y son la base de variadas aplicaciones como el recubrimiento de piezas metálicas para su embellecimiento y protección contra la oxidación, y la obtención industrial de elementos y compuestos químicos.

Descripción

Se proponen inicialmente 2 experiencias de recubrimiento tipo cualitativo, que ilustran aplicaciones de la Electrólisis, destacando el uso de los potenciales de reducción para su descripción y montajes básicos de la celda. Luego se propone una experiencia de tipo cuantitativo con la aplicación de las Leyes de Faraday y un trabajo pedagógico sobre las mismas. Algunas aplicaciones a nivel industrial, por sus características y condiciones, se describen en la Lectura Complementaria 5. Se indican los conceptos previos, cuestionario previo y una propuesta de marco conceptual.

Conceptos previos. Ánodo, cátodo, electrolito, ion, oxidación, reducción, circuito eléctrico, corriente continua, circuito metálico, potencial de reducción, mol.

Cuestionario previo

- ¿Qué es electrólisis?
- ¿Qué partes básicas conforman una celda electrolítica?
- ¿Qué es un recubrimiento protector?



Experiencia No. 1. Recubrimiento con película de cobre – Cobrisado

Actividad previa. Recordar que en las experiencias previas se propuso una explicación de lo observado por el paso de corriente eléctrica por el circuito externo (alambre de cobre). Esto lleva a plantear que al hacer circular una corriente eléctrica es posible generar cambios en los electrodos sumergidos en la disolución.



Materiales y reactivos

- 1 pila de 4,5 voltios. Puede ser con un transformador de salida variable o montaje de 3 pilas AA.
- 2 trozos de aproximadamente 20 cm. cable o alambre eléctrico delgado de cobre.
- Tijeras.
- Papel de lija.
- Un vaso de vidrio.
- Un clavo o puntilla de hierro.
- Una cuchara de plástico.
- Pinzas de tender ropa.
- Cinta aislante
- Sulfato de cobre.
- Agua.

Desarrollo

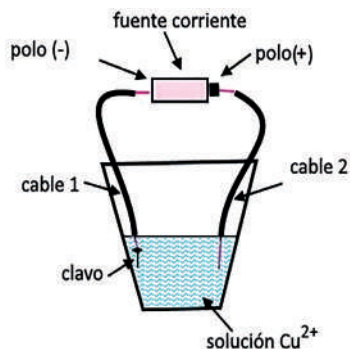
- ❖ Preparación de la disolución de Cu^{2+} .
Añade agua hasta la mitad del volumen del vaso. Añade dos cucharadas de sulfato de cobre y agite para disolver.

Montaje

- ❖ Retire 2 o 3 cm del recubrimiento plástico de los extremos de los alambres de cobre.
- ❖ Limpie el clavo con el papel de lija y sujételo enrollándolo en el extremo libre de uno de los cables (cable 1).
- ❖ Con la ayuda de un pedazo de cinta aislante enlace el otro extremo del cable, unido al clavo, al polo negativo de la pila.
- ❖ Enlace el otro cable (cable 2) al polo positivo de la pila.
- ❖ Llene el vaso hasta la mitad con la disolución de iones cobre. Sumerja el clavo en la disolución de Cu^{2+} y el extremo libre del otro cable teniendo cuidado que no se toquen. Pueden fijarse al vaso con las pinzas de tender ropa.

Deje que la reacción transcurra unos 20 minutos al cabo de los cuales se observa qué cambios se presentan en la disolución, en el clavo y en el extremo del cable que está sumergido.

El diagrama muestra la disposición final del montaje descrito



Registro de los resultados. Anote las observaciones realizadas y su explicación de lo ocurrido, para aportar a la discusión.



Discusión. Orientarla a la descripción de los cambios observados y su explicación con base en procesos redox y las posibles reacciones que se presentan.

Aplicación. Con base en indagación bibliográfica diseñar procesos para la deposición de cobre sobre otros materiales.



Experiencia No. 2. Electrodeposición de níquel sobre cobre

Introducción. El objetivo de la experiencia es recubrir una lámina de cobre con níquel. Para esto se requiere una fuente de iones níquel (Ni^{2+}) que al reducirse dará níquel metálico, que se depositará sobre la lámina de cobre que actúa como cátodo. El espesor del recubrimiento depende de la cantidad de corriente que circula y del tiempo de trabajo de la celda. En esta experiencia se usan como electrodos dos láminas de cobre y como electrolito una disolución de cloruro de níquel (NiCl_2).

Materiales y reactivos comunes para las experiencias 2 y 3

- Un vaso o recipiente transparente de 100 mL.
- Dos láminas de cobre.
- Dos tiras de alambre de cobre No. 16. Aproximadamente de 10 cm.
- Soporte para electrodos.
- Lija fina para metal.
- Cuatro caimanes para conexiones.
- Cinta aislante para fijar las conexiones.
- Frasco lavador.



- Cloruro de níquel (NiCl_2).
- Disolución 0,1 M de ácido clorhídrico. Aproximadamente 80 mL.
- Agua destilada.
- Alcohol.
- Fuente de 6 V.
- Multímetro.
- Reloj.



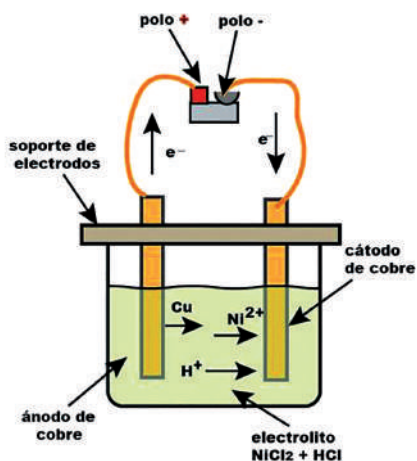
Desarrollo

Actividad previa. Aclarar que es una experiencia de tipo cualitativo, que la única fuente de iones níquel (Ni^{2+}) es la disolución que actúa como electrolito. Si se trabaja por grupos, a cada uno asignarle un tiempo diferente.

Procedimiento

- ❖ Limpiar los electrodos: lijar, lavar con agua y luego con alcohol.
- ❖ Fijar cada electrodo al soporte con unos 4 cm de separación.
- ❖ Verter en el vaso (o recipiente que se use) volumen suficiente de electrolito.
- ❖ Colocar el sistema de electrodos.
- ❖ Conectar a la fuente y dejar circular la corriente unos 10 minutos.

En el diagrama se muestra una posibilidad de montaje.



Registro de lo observado. Anotar los cambios observados con énfasis en el aspecto del recubrimiento.





Explicación. Describir el proceso indicando la reacción la ecuación correspondiente.



Discusión. Se sugiere centrarla en el cambio químico presentado, el origen de las burbujas observadas y su justificación de acuerdo con el potencial de reducción.

Experiencia No. 3. Leyes de Faraday

Introducción. En un proceso electrolítico, la masa de material transformado y la cantidad de electricidad que circula están relacionadas, y son la base para numerosos procesos como el recubrimiento de piezas metálicas para su embellecimiento o protección contra la oxidación. La descripción de este proceso electrolítico tiene como fundamento las leyes propuestas por Faraday, quien introduce el concepto de Equivalente Electroquímico. En su estudio y aplicación se requiere el aporte de elementos que describen la componente eléctrica del proceso como intensidad de corriente (A), flujo de electrones, cantidad de corriente (C). Se sugiere que previo a la realización de la experiencia se lea y analice la Lectura Complementaria 2.

Desarrollo

Actividad previa. Para ilustrar la Leyes de Faraday se propone tomar la experiencia de niquelado complementando el procedimiento anterior. A este se adicionan los pasos que tienen que ver con la cuantificación y cuidados, en el procedimiento.



Procedimiento

- ❖ Limpieza de los electrodos: lave con agua y desengrase con alcohol. Seque.
- ❖ Pese el electrodo que actuará como cátodo. Se sugiere manejarlo con pinzas o guantes.
- ❖ Fije los electrodos a los caimanes.
- ❖ Fije cada electrodo al soporte con una separación de 4 cm.
- ❖ Vierta en el recipiente de la celda un volumen suficiente del electrolito.
- ❖ Coloque el montaje de los electrodos
- ❖ En el sistema eléctrico conecte en serie el miliamperímetro y el interruptor de paso.
- ❖ Deje circular la corriente entre 10 y 15 minutos Tome el tiempo.
- ❖ Apague el sistema.
- ❖ Utilizando pinzas o guantes retire los electrodos. El cátodo lávelo y séquelo.



- ❖ Pese el electrodo.



Registro de lo observado

Cátodo	Masa inicial	Masa final	Tiempo	Amperaje	Cantidad de Corriente



Explicación. Plantear las reacciones que tienen lugar en el cátodo, con énfasis en los electrones transferidos en la reducción.



Discusión. Se sugiere centrarla en el aspecto cuantitativo del proceso. En el cátodo se observa la producción de burbujas de hidrógeno ($H_{2(g)}$). Discutir posibles formas de saber la cantidad de hidrógeno producida.

Aplicación. En las lecturas complementarias 3, 4 y 5 se muestran algunas aplicaciones.



Lectura complementaria 1. Fundamentos de la electrólisis



La Electrólisis es un proceso en el cual se separan los componentes de un compuesto químico por acción de la corriente eléctrica.

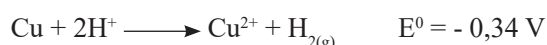
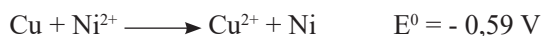
A principios del siglo XIX este proceso lo utilizó **Humphry Davy**, químico británico, para la obtención de los elementos, Na, Ba, Ca y Mg según consta en una comunicación fechada en 1808. En esa época **Michel Faraday**, excelente experimentador también británico, se convirtió en asistente de Davy en Londres y se interesó en el tema de la electroquímica, dedicando su atención al estudio cuantitativo del proceso y acabó publicando en 1834, en lenguaje claro y simple las dos leyes de la electrólisis que llevan su nombre; también es de su autoría el sistema de números de oxidación y toda la terminología de la técnica que aún se emplea, como los términos electrodo, ánodo, cátodo.

El proceso de **Electrólisis** consiste en aplicar una corriente eléctrica (continua) a través de un electrolito para generar la reacción redox. En la celda electrolítica el cátodo es el electrodo del que parten los electrones a la disolución y el ánodo es el electrodo por el que salen los electrones de la disolución. Así, la reducción o ganancia de electrones tiene lugar en el cátodo y la oxidación o pérdida de electrones tiene lugar en el ánodo.

Los métodos electroquímicos tienen numerosas aplicaciones tanto en laboratorios a diferente nivel como en el campo industrial. Una de las más utilizadas es el de la obtención de metales por electrodeposición, en la cual al circular la corriente con determinadas condiciones, a través de una disolución de una sal del metal, dicho metal

se va depositando gradualmente sobre uno de los electrodos, usualmente en estado elemental.

En el caso de las experiencias 1 y 2, los procesos pueden describirse con base en las semirreacciones de oxidación y reducción, teniendo en cuenta que se observa un cambio en el metal que actúa como cátodo, el clavo de hierro y la lámina de cobre, en el primer caso deposición de cobre, en el segundo de níquel y además la formación de burbujas. Además para cada semirreacción de los posibles procesos de reducción se tiene el correspondiente potencial, e indican que la reacción no se realiza espontáneamente, requiere de una fuente externa con un potencial que supere el de las semirreacciones. Para el caso de proceso de niquelado las reacciones serían:



Los potenciales indicados resultan de la combinación de los potenciales de reducción del cobre (+0,34V), níquel (-0,25 V) y del hidrógeno (0,00 V). Tener en cuenta que el cobre se oxida en el proceso y su signo es negativo. Con el potencial aplicado se superan los dos potenciales y se presentan las dos reacciones.

Es claro que la corriente eléctrica es un componente del proceso de electrólisis, y para su cabal comprensión es pertinente recordar algunos conceptos propios del área de la Física y que posteriormente se aplicarán en la cuantificación del proceso de electrólisis.

Unidades eléctricas.

- Cantidad de corriente. Su unidad es el culombio se simboliza por C. Cantidad de electricidad que pasa por un punto cuando circula 1 amperio en un segundo. También se encuentra que $C = 6,24 \times 10^{18}$ electrones.
Carga del electrón $1,602 \times 10^{-19}$ C.
- Intensidad. Unidad el Amperio, se simboliza por A. Circulación de 1C/s.
- Faraday. Se relaciona con el flujo de electrones en una reacción química, que a su vez está relacionado con la masa de material transformado y el número de Avogadro. $6,02 \times 10^{23}$.

Se deduce que la carga que transporta un mol ($6,02 \times 10^{23}$) de electrones, cada uno con $1,602 \times 10^{-19}$ C es :

$$6,022 \times 10^{23} e^- \times 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}/e^- = \mathbf{96.472 \text{ C}}$$

Esta cifra se aproxima a 96.500 Culombios y se denomina FARADAY.

Conclusión. Cuando por una celda electrolítica circula 1 Faraday de corriente se han desplazado un mol de electrones.



Lectura complementaria 2. Leyes de Faraday



Sobre las Leyes de Faraday se pueden encontrar varios enunciados que básicamente tienen el mismo sentido. Por ejemplo:

1ª. La masa de cualquier sustancia depositada o liberada en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circula por la disolución.

2ª. Las cantidades de las diferentes sustancias que se liberan o depositan en los electrodos por el paso de una misma cantidad de corriente, son proporcionales a los pesos equivalentes o pesos de combinación de las sustancias.

También se encuentran mencionadas como (Kennet,1992):

1ª. La cantidad de sustancia que experimenta oxidación o reducción en cada electrodo, durante una electrólisis, es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que circula por la celda.

2ª. En la electrólisis, **1 Faraday** de electricidad (96.500 Culombios) oxida o reduce respectivamente, la masa de un equivalente de las especies químicas correspondientes.

Es claro, que se deben tener en cuenta algunas características de la corriente eléctrica ya mencionadas como:

- Cantidad de corriente en Culombios (C).
- Intensidad de la corriente en Amperios. $1 A = 1C/s$.
- Tiempo de circulación de la corriente en segundos (s).

Se puede concluir de la primera ley que la masa de una sustancia que se transforma por electrólisis de una disolución, en un tiempo determinado es directamente proporcional a la intensidad de la corriente que circula y a su respectivo peso equivalente.

Aquí es pertinente hacer una ampliación, en el sentido que los electrones transferidos están relacionados con la masa de la sustancia. Si se transfiere un mol de electrones, ha circulado 1 Faraday; así, si una sustancia está en capacidad de dar o recibir, digamos dos electrones, cada mol de electrones transferido corresponderá a la transformación de media mol (un equivalente) de sustancia y habrán circulado 96.500 C. Ver marco conceptual Leyes de Faraday.

En la Lectura complementaria 3, se sugiere un trabajo pedagógico para explicar en detalle el sentido de equivalente en la segunda ley de Faraday.

Lectura complementaria 3. Trabajo pedagógico sobre las Leyes de Faraday



Una forma de entender estas leyes es planteándose preguntas prácticas sobre ellas; al respecto se encuentran variedad de ejemplos. Uno puede ser una adaptación de dos de los ejemplos propuestos en la obra de Hamilton y Simpson, que seguramente darán soporte al trabajo pedagógico en el aula.

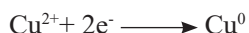
Ejemplo 1.

Cuántos gramos de cobre se depositarán por electrólisis de una disolución de ion cúprico, en tres horas, con una corriente de 4 amperios, asumiendo que no hay ninguna otra reacción en el cátodo.

Desarrollo

La primera Ley establece que el depósito será directamente proporcional a la cantidad de electricidad, que esta se expresa en Culombios (C) y que $C = I \cdot t$ expresando I en amperios y t en segundos.

Aplicando la segunda Ley sabemos que para la reacción:



un Faraday es decir 96.500 Culombios depositan $\frac{1}{2}$ mol de Cu. Recordemos p. at. Cu 63.54.

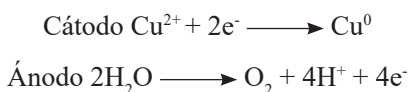
Según los datos dados y lo explicado en la lectura complementaria 1, podemos calcular que la cantidad de electricidad que ha circulado:

$$C = I \times t = 4 \text{ C/s} \times 3 \text{ h} \times 3600 \text{ s/h} = 43.200 \text{ C}$$

Esta cantidad de culombios depositarán 14,2 gramos de cobre, respuesta a la pregunta. Esto se cumple en una situación ideal.

¿Qué sucede en realidad en el proceso propuesto en el ejemplo anterior?

Es importante anotar que las leyes de Faraday se cumplen simultáneamente en los dos electrodos y como la disolución de cobre es acuosa las reacciones que suceden son:



Con estos datos y aplicando la segunda ley podemos predecir cómo será cuantitativamente la deposición del cobre en el cátodo y el comportamiento del agua en el ánodo, determinando la capacidad del Faraday en cada electrodo así:



1 Faraday deposita en el Cátodo $\frac{1}{2}$ de mol de Cu.

1 Faraday genera en el Ánodo $\frac{1}{4}$ de mol de oxígeno. Recordar que 1 mol de gas O_2 ocupa 22.4 litros a condiciones normales de presión y temperatura.

Para los datos aplicados en el ejemplo 1

Si 1 Faraday, es decir 96.500 Culombios generan 5,6 litros de O_2 , los 43.200 Culombios disponibles generaran 2,5 litros.

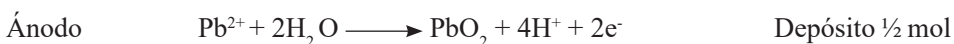
Otro aspecto importante es tener en cuenta que en los cálculos anteriores se asumió que la corriente tiene una eficiencia del 100%. Sin embargo, en la realidad se sabe que, en la deposición del cobre en disolución ácida, algunas pequeñas cantidades de hidrógeno se desprenden en el cátodo antes de que el cobre inicie su deposición.

En tales casos la suma de los pesos de los productos descargados en cada electrodo corresponde exactamente a la ley. Esto es, en la electrolisis de la disolución de cobre(II), por cada Faraday de electricidad que pase se deposita $\frac{1}{2}$ Mol de cobre y se generará $\frac{1}{4}$ moles de O_2 .

Ejemplo 2.

Si la diferencia entre los potenciales de descomposición de dos metales en disolución es suficientemente grande, usualmente es posible efectuar separaciones de esos metales por electrólisis. Un ejemplo típico de este comportamiento se aplica en el análisis de una aleación de cobre conocida generalmente como “latón” y que sirve para visualizar el proceso.

El “latón” contiene alrededor de 60% de cobre, 40% de cinc y aproximadamente un 0,5 % de plomo; si tal aleación se disuelve en ácido nítrico y la disolución se somete a electrólisis, utilizando electrodos de platino, que son inertes, entonces el cobre y el plomo se depositarán simultáneamente según las reacciones :



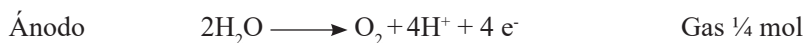
Cuando todo el plomo se ha depositado el cobre se continuará depositando.

Conclusión. Por cada Faraday de corriente que circule se depositarán $\frac{1}{2}$ de mol de cobre en el cátodo y $\frac{1}{2}$ de mol de dióxido de plomo (PbO_2) en el ánodo.

Como tenemos una disolución de ácido nítrico usualmente se encuentra una reducción de iones nitrato en el cátodo.



Finalmente el agua se comportará como lo muestran las reacciones:



Los iones Zinc presentes no se verán afectados mientras la disolución se mantenga ácida .

Recordemos que los potenciales normales de reducción E^0 para estos metales son:



Lectura complementaria 4. Recubrimientos. Anodizado



Las aplicaciones de la electrólisis son numerosas y cubren variedad de campos de actividad, como recubrimientos, con el objetivo de dar protección contra la corrosión a partes metálicas de uso industrial y cotidiano. Otro objetivo de los recubrimientos es dar a las superficies metálicas un acabado llamativo que conlleva su embellecimiento, como dorado, plateado, niquelado y cromado.

Sobre estas aplicaciones se encuentran numerosas referencias en internet, con propuestas de montajes a nivel muy práctico por lo sencillas de realizar. Como ejemplo examinaremos el anodizado.

Anodizado. El proceso de anodización genera gran protección contra la corrosión y alta resistencia a la abrasión superficial a los objetos elaborados en aluminio, por medio de tecnología electrolítica.

La base de este método es una celda electrolítica con un ánodo (polo positivo), con el objeto de aluminio que se quiere recubrir, sumergido en un baño de agua conductor por adición de una pequeña cantidad de ácido, base o sal (electrolito) y un cátodo (polo negativo) inatacable que generalmente es de níquel o plomo, unidos a una fuente de corriente continua.

En el proceso se observa un desprendimiento de hidrógeno en el cátodo y un recubrimiento de alúmina (Al_2O_3) en el ánodo. El oxígeno proviene de la disociación electrolítica del agua que opera oxidando el ánodo y por eso el proceso se llamó originalmente “oxidación anódica” y ahora se denomina anodización.

En general hay que tener en cuenta las siguientes variables:

1ª. La naturaleza del metal base, si es aluminio no aleado o si es una aleación de determinada pureza, tiene importancia sobre los resultados que se consiguen. Por ejemplo no se pueden anodizar aleaciones que contengan cobre.



2ª. La naturaleza del electrolito, si es activo sobre la capa de alúmina formada o no; en los que no son activos se forma una capa de óxido muy adherente y no conductora, cuyo crecimiento se extiende hasta que su resistencia eléctrica, es tan elevada, que impide la circulación de la corriente hacia el ánodo. Se forma una “**capa barrera**”.

En el caso de una disolución que tenga acción disolvente sobre la capa de alúmina, la capa formada consiste en alúmina anhidra en estado amorfo, cuyo centro será alúmina amorfa poco resistente a los ácidos y en la periferia será alúmina cristalina muy resistente a los ácidos. Aparece entonces en la superficie de la capa barrera una multitud de puntos de ataque por la disolución de la película por la acción del electrolito y constituyen el origen de los poros. Estos puntos son fuente de corriente, favorecen la formación de oxígeno naciente a costa del electrolito con la formación de más óxido, rompiendo así la capa barrera y ahondando los poros.

3ª. Además, la temperatura del proceso, la agitación del medio, el tiempo de proceso y la densidad de corriente dan lugar a la formación de capas protectoras diferentes que a su vez tienen distintas aplicaciones, desde dar belleza al objeto utilizado para objeto de adorno, hasta recubrimientos con capa de alúmina extremadamente dura y excelente aislante eléctrico y químico, muy apreciados en ambientes navales e industriales.

En la práctica se conocen diferentes procesos; por ejemplo, para anodizado de protección se aplican las siguientes etapas:

1ª. Preparación de la superficie del metal base generalmente por lijado, cepillado y pulido.

2ª. y 3ª. Desengrase y decapado en el cual se utilizan medios ácidos o básicos que luego se eliminan por lavado.

4ª. Neutralización con una disolución de ácido nítrico al 50% en agua y a temperatura ambiente.

5ª. Un ejemplo de oxidación anódica es empleando como electrolito una disolución acuosa de ácido sulfúrico al 20% a temperatura ambiente (19-20°C) y aplicando una corriente de 1,5 A/dm². El procedimiento de anodizado en medio sulfúrico es el más utilizado por lo económico y porque da resultados satisfactorios.

Después de cada una de las etapas descritas, el objeto se somete a sucesivos lavados con agua para eliminar los reactivos utilizados. A partir de este punto la capa obtenida se somete a coloración y a colmatado o fijación.

6ª. Coloración. En este proceso la capa de alúmina depositada presenta una estructura porosa semejante a fibras textiles, que pueden ser teñidas con colorantes derivados de esta industria; además, como la capa es transparente el brillo del metal se transmite

y pueden obtenerse terminados que ningún otro proceso por pintura o barniz puede igualar.

Este proceso también se puede efectuar por electrólisis empleando óxidos metálicos que se fijan en los poros y son resistentes a la luz y el calor.

7ª. Colmatado. Es el proceso por el cual se elimina cualquier ion que pueda seguir afectando la capa formada, aumentando así la resistencia a los ácidos. Es un proceso de desmineralización tanto aniónico como catiónico que se realiza con resinas especiales de intercambio iónico, en medio de agua muy pura a temperatura de ebullición y pH entre 5,5 y 6,5. En esta forma se favorece la hidratación de la alúmina y se optimiza la calidad de la capa formada.

Lectura complementaria 5. Obtención de elementos y compuestos químicos



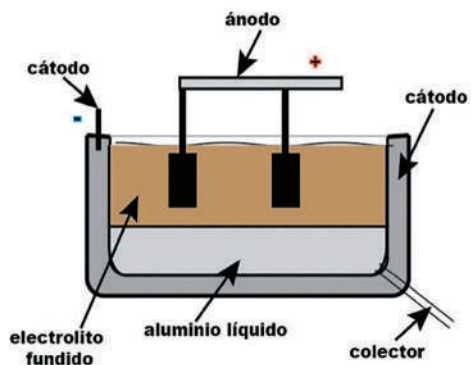
Otro campo de aplicación es la producción industrial de elementos y compuestos como cloro, sodio, aluminio. Se presenta una breve descripción de la producción de aluminio, cloro, hidrógeno, sodio e hidróxido de sodio.

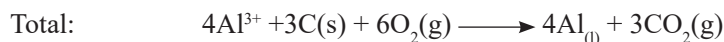
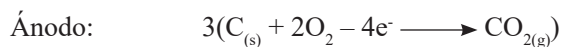
Aluminio. El aluminio ($T_f = 660^\circ\text{C}$) se extrae del mineral bauxita que contiene entre 20% y 30% de aluminio e impurezas de óxidos metálicos. El mineral se somete a procesos químicos de limpieza para obtener finalmente la alúmina (Al_2O_3), que tiene una temperatura de fusión aproximada de 2.050°C , pero con la adición de criolita, hexafluoroaluminato de sodio (Na_3AlF_6), esta temperatura disminuye a aproximadamente 1.000°C . Es el electrolito para la celda de producción.

Dependiendo de tipo de celda varía las condiciones de operación en cuanto a voltaje e intensidad de corriente.

La celda consta de un cátodo de hierro, un ánodo de grafito y el montaje correspondiente para la recolección del aluminio. El proceso se conoce como Hall, por su desarrollador el químico americano Charles Hall (1.863-1.914). Según la historia, simultáneamente el metalúrgico francés Héroult (1.863-1.914) desarrolló el mismo proceso.

Las reacciones que se presentan en la celda son:





puede verse que el ánodo se consume por oxidación y debe ser reemplazado cuando sea necesario.

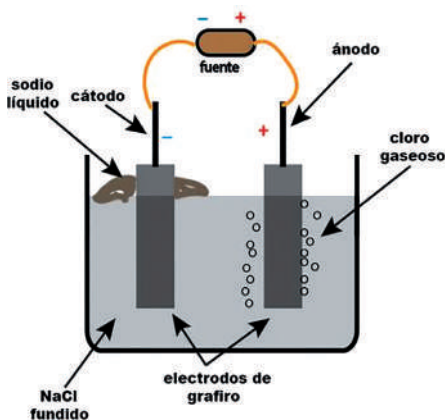
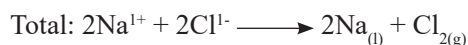
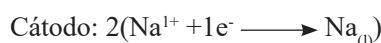
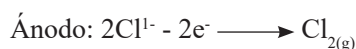
En la literatura se encuentran variadas representaciones de la celda de Hall; aquí se muestra un esquema básico. Las paredes internas y el fondo de la celda constituyen el cátodo y la barra de grafito el ánodo.

Con el tiempo se han modificado los montajes tanto en su estructura, como en las características del electrolito con el objetivo de disminuir el consumo de energía.

El aluminio tiene una temperatura de fusión de 660°C y es más denso que el electrolito, por lo cual puede recogerse del fondo de la celda.

Sodio y cloro. Estos dos elementos se pueden obtener a partir de la electrólisis del cloruro de sodio fundido (estado líquido), conductor muy bueno de la electricidad por la movilidad de sus iones (Na^{+} y Cl^{-}). En esta celda se libera cloro gaseoso en el ánodo y se forma sodio elemental en el cátodo, que por la temperatura se encuentra en estado líquido y flota sobre el cloruro de sodio fundido. La temperatura de trabajo es superior a 800°C . El sodio tiene $T_f = 98^\circ\text{C}$.

Las reacciones que tienen lugar son:

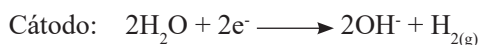
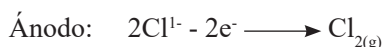


Por las características de los productos la construcción de la celda es algo compleja; se debe tener un sistema para coleccionar el cloro gaseoso y el sodio líquido. Dependiendo de su estructura se definen las condiciones de operación.

En el diagrama se presenta un esquema muy simplificado de la celda. El proceso implica que la estructura disponga de los mecanismos para recolectar el cloro gaseoso y el sodio líquido. Este método es práctico porque no maneja agua y así se evita la reacción inmediata con el sodio; este se retira, enfría y se almacena como bloques en un medio inerte.

Cloro. Otra fuente de cloro es por electrólisis de cloruro de sodio acuoso, proceso que es más económico, con el resultado final de producción de cloro gaseoso e hidrógeno. En esta celda se libera hidrógeno en el cátodo y el electrolito a su alrededor se hace básico. En el ánodo se libera cloro gaseoso. Este proceso es más económico que la electrólisis del cloruro de sodio fundido porque prácticamente se realiza a temperatura ambiente.

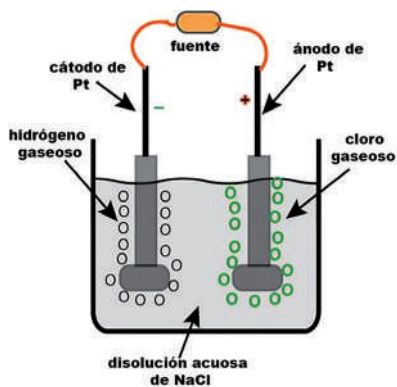
Las reacciones que describen el proceso son:



En el proceso de electrólisis se reduce el agua y los iones sodio Na^+ no participan en el proceso, pero aportan a la obtención de disolución de hidróxido de sodio (NaOH), que por evaporación da hidróxido de sodio sólido.

Este proceso produce, además de hidrógeno y cloro gaseoso, hidróxido de sodio. Constituye una buena fuente de producción comercial de estos productos.

El diagrama presenta un esquema muy simplificado de la celda. El proceso implica que la estructura disponga de los mecanismos para recolectar el cloro gaseoso, el hidrógeno y la disolución de hidróxido de sodio que se va concentrado y reemplaza progresivamente a la original de cloruro de sodio a medida que el proceso se realiza. Por esto la estructura de la celda debe disponer de un sistema de recuperación de la disolución de hidróxido de sodio y reemplazarla por nueva disolución acuosa de cloruro de sodio.



Bibliografía

Hamilton, L.F. y Simpson, S.G. (1960). *Calculation of Analytical Chemistry*. McGraw-Hill Book Co.Inc.6a. Ed, págs. 213-215.

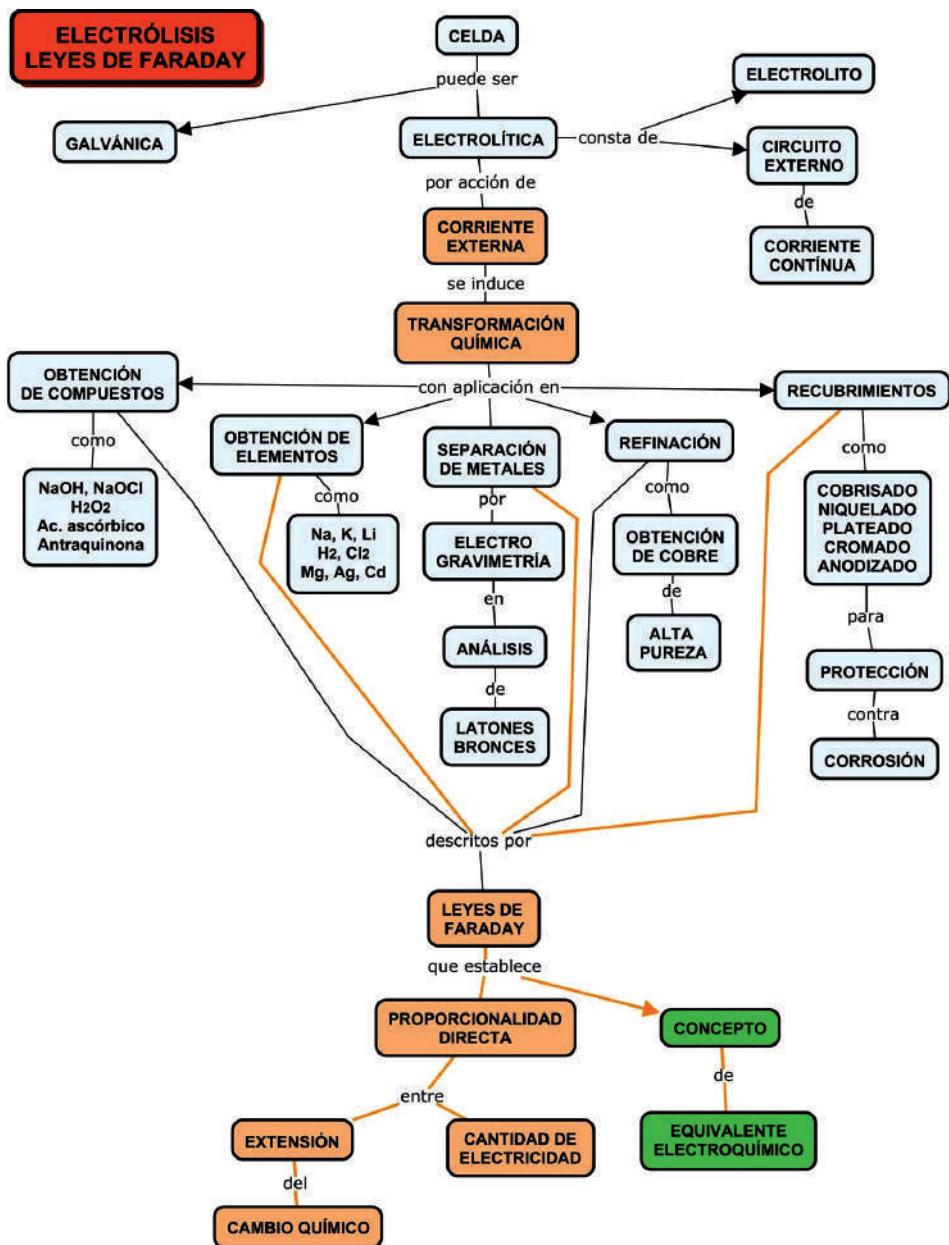
Gray, H.B. y Haight Jr. G.P. (1969). *Principios Básicos de Química*. Editorial Reverté S.A.

Alu.stock.es/es/información-técnica/anodizado/ Información técnica (NA). Consultado: 26-02-021.

Venkatesh, S. and Tilak, B.V. (1983). *Chlor-alkali Technology*. Journal of Chemical Education. 60,276-8. Consultado: 20-10-21.



- Haupin, W.E. (1983). *Electrochemistry of the Hall-Heroult process for aluminum smelting*. Journal of Chemical Education. 60,279. Consultado: 20-10-21.
- Kenneth, W., Kenneth, R. (1992). *Química General*. McGraw-Hill, México, 2a.Ed.1,pags. 606-608.
- Terry, J. (1967). *Química Fácil. Colección el joven investigador*” Ed. SM, Madrid, 1967.
- Manjkov, J. and Levine, D., (1986). *Electrodeposition of nickel on copper*. Journal of Chemical Education, 63, 809. Consultado: 20-10-21.





7

Descomposición electrolítica del agua

Introducción

Es bastante común la advertencia de evitar que el agua entre en contacto con enchufes o cualquier dispositivo eléctrico, porque se puede producir un corto circuito y ocasionar daños no solo al dispositivo eléctrico, sino en los materiales adyacentes. Con base en este único elemento, se podría decir que el agua conduce la corriente eléctrica. Pero la experiencia ha mostrado que el agua destilada o desionizada es mala conductora de la electricidad; su conductividad es prácticamente nula.

Sin embargo, la descomposición electrolítica del agua es una experiencia normal en el área de electroquímica. Este proceso se inició hace muchos años, cuando William Nicholson (1753-1815) aprovechó una versión mejorada de la pila diseñada por Alessandro Volta (1745-1827) y hacia el año 1800 realizó por primera vez la descomposición del agua por electrólisis. En el mismo año Johann Ritter (1776-1810), repitió la experiencia de Nicholson pero con los electrodos en recipiente diferente y así logró recoger los gases producidos por separado. Es significativo anotar que veinte años antes Henry Cavendish (1731-1810) demostró que el hidrógeno al “arder” producía agua.

A través del tiempo se han empleado variedad de montajes, unos simplemente demostrativos y otros con mayor elaboración para obtener algún tipo de medida que permita avanzar en la descripción estequiométrica del proceso.

Descripción

En este módulo se propone la realización de experiencias en los dos sentidos: la descomposición del agua y su formación por combustión del hidrógeno; esta última permite integrar elementos de Física y Matemáticas, integración muy utilizada en el desarrollo pedagógico del sistema STEM de enseñanza y proyecta su aplicación a la generación de energía para diversos usos.



Se incluye un cuestionario preliminar, conceptos previos, se indican materiales, reactivos y el detalle del desarrollo de cada experiencia, dos lecturas complementarias y un marco conceptual de referencia.

Para la experiencia 1 se propone un montaje que permite evidenciar la formación de los productos de descomposición alrededor de cada electrodo. Anotar que este tipo de proceso normalmente se encuentra descrito empleando el voltámetro de Hofmann (que puede no estar disponible) y que se encuentra ampliamente descrito en textos de Química básica y direcciones de internet.

La experiencia 2 plantea la descripción de los elementos para el montaje de los electrodos; la producción y recolección del hidrógeno (H_2), del oxígeno (O_2) y el montaje para la etapa de ignición.

Se plantea un procedimiento y lecturas complementarias sobre elementos del proceso y sugerencias para el tratamiento de los conceptos con el aporte de la Física y las Matemáticas.

Conceptos previos. Oxidación, reducción, ánodo, cátodo, electrolito, pila, corriente continua, potencial (voltaje), energía, combustión, circuito metálico, conductor, no conductor.

Cuestionario preliminar.

- ¿Qué es un proceso de electrólisis?
- ¿Cuáles considera los elementos principales de una celda electrolítica?
- ¿Qué es un electrolito?

Experiencia No. 1. Electrólisis del agua

- Dos jeringas desechables de 5 mL.
- Dos alambres de cobre (10 cm)
- Una pila de 6 V. (puede emplearse un transformador de corriente alterna a directa o continua).
- Un recipiente de vidrio o plástico transparente (que pueda contener las jeringas).
- Dos electrodos de grafito (puede ser mina de lápiz de longitud adecuada (aproximadamente 6 cm).
- Lija fina.
- Lámina de madera o icopor que se empleará como soporte.
- Cuatro caimanes para conexiones. (puede emplearse cinta aislante).
- Un multímetro.

- Soporte para el sistema de electrodos.
- Agua destilada.
- Sulfato de sodio (Na_2SO_4)



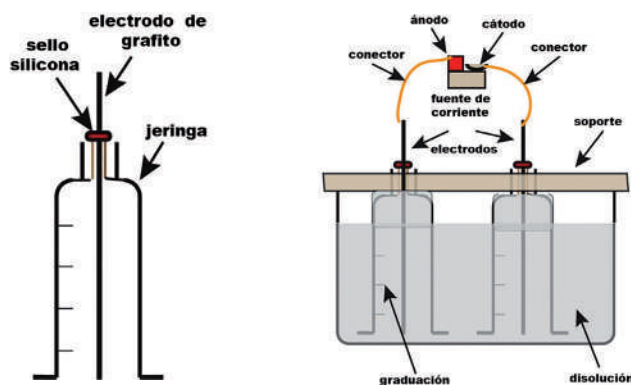
Desarrollo

Actividad previa. Con base en el diagrama de la celda, identificar cada elemento y su función.

Procedimiento

- ❖ Prepare una disolución acuosa al 3% de sulfato de sodio, según volumen del recipiente y de las jeringas.
- ❖ Acople los electrodos de grafito a las jeringas (ver diagrama). Selle con silicona. (ver diagrama).
- ❖ Acople cada conjunto al soporte (lámina de madera o icopor).
- ❖ Adicione al recipiente disolución de sulfato de sodio.
- ❖ Llene totalmente con la disolución de sulfato de sodio las jeringas que tienen los electrodos de grafito.
- ❖ Coloque un trozo de papel o plástico en el extremo abierto de cada jeringa. (se evita que al voltearlo se pierda disolución).
- ❖ Coloque el conjunto de los electrodos sobre el recipiente.
- ❖ Deje caer el papel que tapona cada electrodo.
- ❖ Conecte los electrodos a la fuente de corriente y déjela circular unos 10 min.
- ❖ Tome nota del volumen del gas producido en cada electrodo. Usar la graduación de la jeringa.
- ❖ Si se dispone de un multímetro, se conecta en serie, para registrar la corriente.

El siguiente es un diagrama para orientar el desarrollo de la experiencia.





Registro de lo observado. Anotar el volumen del gas generado en cada uno de los electrodos. En necesario aclarar que el volumen leído en la escala de las jeringas no es el real, porque el electrodo ocupa parte del volumen, pero se asume que es igual en cada uno.



Explicación. Con base en la polaridad de cada electrodo proponer la reacción química correspondiente.



Discusión. Se sugiere orientarla hacia la proporción de los volúmenes leídos y las implicaciones que tiene en la descomposición del agua. Adicionalmente, analizar cómo podría determinarse el volumen real recogido de cada gas, como base para realizar cálculos estequiométricos, como relación molar. Se recomienda leer previamente la Lectura Complementaria 1 que puede aportar algunos elementos para enriquecer la discusión y conclusiones.

Experiencia No. 2. Un ejemplo de reacción exotérmica. El cañón de hidrógeno

Introducción. El trabajo se desarrolla en tres etapas: descripción y ajuste de los elementos constitutivos para el montaje de los electrodos; la producción y recolección del hidrógeno, del oxígeno y el montaje y realización de la etapa de ignición.

Conceptos previos. Oxidación, reducción, electrodo, conductor metálico, circuito eléctrico, reacción de desplazamiento, catalizador, Pv, Pp, energía de activación, balance de ecuaciones redox.

Materiales y reactivos

- **Para la generación y recolección de gases.**
 - Tubo de vidrio de 15x80 mm. Para recoger los gases.
 - Dos tapones de caucho para el tubo colector.
 - Dos alambres de cobre No. 16 de aproximadamente 4 cm. Para electrodos.
 - Esponjilla fina (la utilizada para el brillo de ollas) para la ignición.
 - Dos tubos de ensayo de 15x120 mm con tubuladura de desprendimiento.
- **Para las reacciones.**
 - Dos vasos de 50 mL.
 - Dos jeringas desechables de 10 mL.
 - Un vaso de 400 mL o recipiente de vidrio equivalente.
 - Manguera delgada para acoplar las jeringas.
 - Manguera para colectar los gases e introducirlos en el tubo colector.

- Gradilla para el tubo de ensayo.
- Cinc en granallas (Zn).
- Bióxido de manganeso (MnO_2).
- Disolución de HCl 10 M.
- Peróxido de hidrógeno. (agua oxigenada comercial).
- **Para la obtención de agua por ignición.**
 - Soporte protector para el tubo de vidrio donde se realiza la ignición (puede ser tubo de PVC. De igual longitud y diámetro suficiente para que entre fácilmente el tubo de reacción).
 - Base inclinada para colocar el cañón.
 - Cinta pegante para fijar el tubo protector a la base.
 - Fuente de corriente de 12 V.
 - Alambre de cobre No. 22 para conexiones.
 - Cuatro caimanes para conexiones.



Desarrollo.

Actividad previa. Es de anotar que esta presenta comportamientos que en su análisis requiere el trabajo con conceptos de diferentes áreas de la Química y de la Física y de las Matemáticas. Por esto se debe insistir en hacer el desarrollo paso a paso, identificando en cada uno los aspectos conceptuales involucrados.

Introducción. Se recomienda leer inicialmente la lectura complementaria 2 para contextualizar los sistemas y proceder a montarlos.

La experiencia contempla tres sistemas para el manejo de gases.

- A. Sistema de generación
- B. Sistema de recolección.
- C. Sistema de ignición.

El diagrama A muestra el acople de los sistemas de generación y recolección de gases; el diagrama B muestra el detalle del montaje del tubo colector de gases y el diagrama C el acople del sistema de ignición.

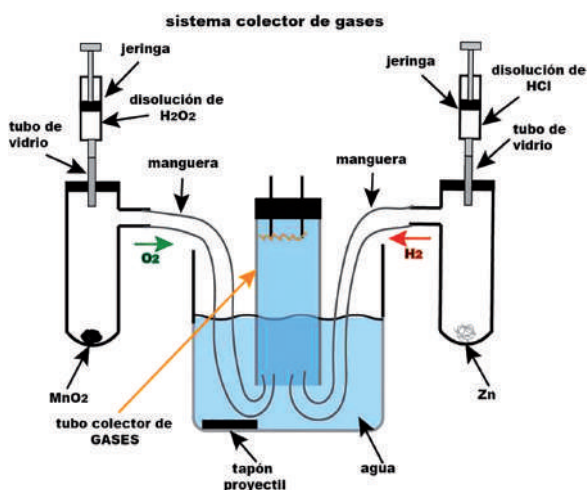
A. Montaje del sistema para la generación de los gases necesarios. Diagrama A

- ❖ Tome los dos tubos de ensayo con tubuladura de desprendimiento. Marque uno con H y el otro con O, compruebe que dispone de tapones adecuados y colóquelos en la gradilla.
- ❖ Mediante un taladracorchos haga una perforación en cada tapón, que le permita introducir el tubo delgado de vidrio, de tal manera que sobresalga algo hacia



arriba y un poco hacia abajo, que ajuste bien y no se presente escape durante la experiencia

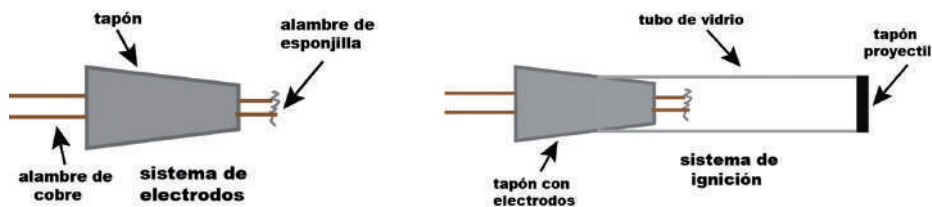
- ❖ En la parte superior del tubo acople unos 4 cm de manguera delgada, apropiada para acoplar adecuadamente la parte inferior de la jeringa.
- ❖ Ajuste a la tubuladura lateral de cada tubo de ensayo un trozo de manguera suficiente para que el hidrógeno (H_2) y el oxígeno (O_2) que se generen puedan recogerse adecuadamente en el sistema de recolección de gases como se describe en el diagrama A. Resérvelos en una gradilla.



En el diagrama A se muestra el montaje para la generación y recolección del hidrógeno y luego del oxígeno. Los sistemas necesarios deben armarse previamente.

B. Acople del sistema de recolección. Diagrama B

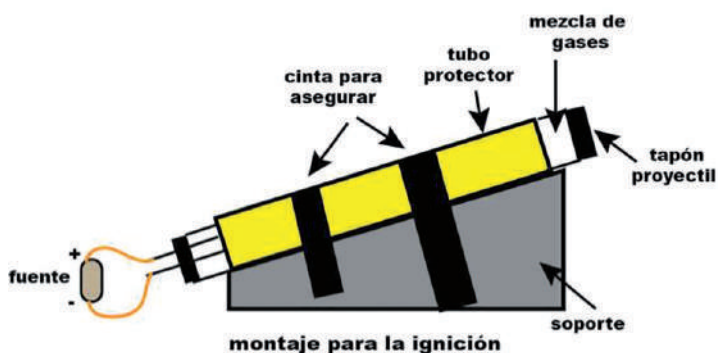
El tubo de vidrio recolector de gases tiene un tapón provisto de electrodos de cobre y alambre de esponjilla y otro tapón que va a actuar como proyectil; este debe ajustar suavemente. Ambos tapones deben garantizar que no se presenta escape de gas del tubo de recolección de gases que va a actuar como cañón.



C. Acople del sistema de ignición al montaje protector. Diagrama C

- ❖ Asegúrese que el tubo recolector de gases se adapta al tubo protector de PVC, dejando en la parte inferior los electrodos a los cuales se conectará la fuente o pila para producir la chispa que da lugar a la ignición.
- ❖ Fije el tubo protector al bloque soporte mediante una cinta pegante adecuada.

El siguiente diagrama muestra una posible forma de proceder a la ignición de la mezcla de gases.



Procedimiento.

- ❖ Adicione en el tubo de ensayo marcado con H unas granallas de cinc (Zn).
- ❖ Adicione en un tubo marcado con O una pequeña cantidad de bióxido de manganeso (MnO_2).
- ❖ En los vasos de 50 mL disponga de las disoluciones de peróxido de hidrógeno y ácido clorhídrico.
- ❖ Llene cada jeringa con la disolución correspondiente y márkela para evitar confusiones; resérvelas invertidas en un vaso de precipitados o tape el extremo con un papel para evitar el goteo mientras se usan.
- ❖ Adicione 200 mL de agua al recipiente de 400 mL.
- ❖ Deje caer al fondo el tapón que se usará como proyectil. Previamente se debe asegurar un ajuste suave con el tubo recolector de gases.
- ❖ Llene totalmente con agua el tubo de reacción colector de gases y luego colóquelo invertido en el agua del recipiente.

Generación de hidrógeno

- ❖ Acople la jeringa con disolución de ácido clorhídrico al tubo marcado con H.
- ❖ Acople la manguera conductora de gases con el extremo sumergido en el agua del tubo recolector como lo muestra el diagrama.



- ❖ Deje caer lentamente la disolución de ácido clorhídrico sobre las granallas de cinc. Recoja más o menos 1/3 del volumen del tubo.

Generación de oxígeno

- ❖ Conecte el tubo generador de gas marcado con O con el tubo recolector de gases, (ver diagrama). Es igual al procedimiento seguido para el hidrógeno.
- ❖ Deje caer lentamente la disolución de peróxido de hidrógeno sobre el bióxido de manganeso.
- ❖ Recoja el gas producido en el resto del volumen del tubo.
- ❖ Sin sacar del agua el tubo colector de gases donde se efectuará la reacción, ajuste el tapón proyectil.
- ❖ Teniendo cuidado que no se destape, coloque el tubo colector de gases en el soporte protector que se encuentra debidamente fijado. (ver el diagrama C; generalmente se ajusta un ángulo de aproximadamente 45°). **Previamente lea LAS CONDICIONES DE SEGURIDAD indicadas al final.**
- ❖ Conecte la fuente de corriente.
- ❖ Determine la distancia recorrida por el tapón proyectil.

Registro de lo observado. Se sugiere orientarlo hacia la descripción y análisis de los sistemas utilizados y del fenómeno observado en la ignición.



Explicación. Identificar y describir lo observado y si es el caso proponer la reacción química correspondiente.



Discusión. Por la variedad de las observaciones se sugiere orientarla a la identificación de los elementos conceptuales que aportan para la explicación. En la Lectura complementaria 2 se describen algunos elementos que pueden aportar al planeamiento de las explicaciones.

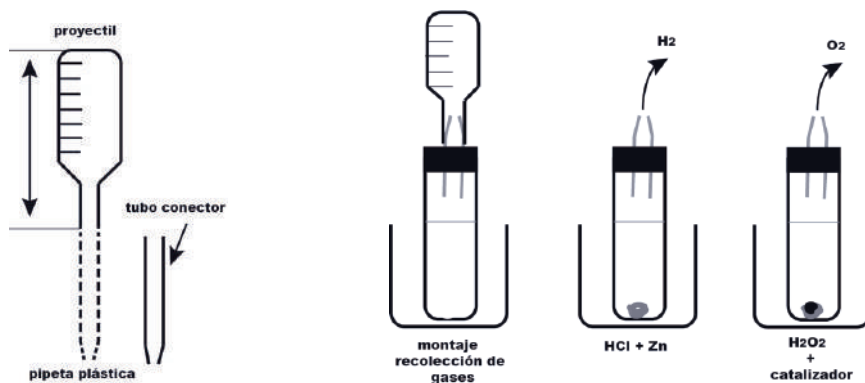
Aplicación Pedagógica de la reacción Hidrógeno-oxígeno.

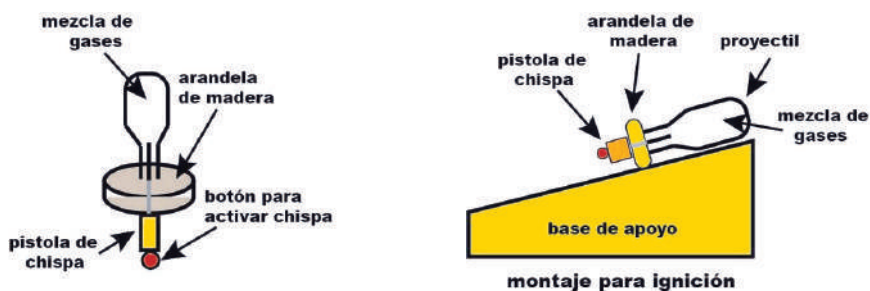
En la experiencia realizada del Cañón de Hidrógeno se apreciaron las características de la reacción con énfasis en el inicio o activación, la generación de energía y su efecto en el tapón, con posibilidad de promover su aplicación al mundo real, con la ventaja para los alumnos de desarrollar hipótesis, tomar acciones, resolver problemas y enfrentar retos para plantear diseños y procedimientos orientados a resolver inquietudes; además de integrar las miradas macroscópica, microscópica y simbólica. Hay que destacar que para resolver un problema de la vida diaria es necesaria la integración de áreas del conocimiento.

Un primer paso, es establecer la línea de acción en la proyección de la experiencia, con la identificación de las variables que inciden en el comportamiento del sistema, y plantearse la pregunta de cómo su variación podría modificar el resultado. Por ejemplo, estequiometría de la reacción, relación de masas de reaccionantes que intervienen, su incidencia en la energía liberada, relación con el recorrido del proyectil, ángulo de inclinación del sistema de ignición, masa del proyectil, tiro parabólico.

Con estos elementos los alumnos pueden proponer procedimientos que permitan establecer la relación entre la variable seleccionada y el resultado obtenido. Para esto es conveniente tener la posibilidad de repetir fácilmente el proceso bajo las diferentes condiciones. Esto requiere de procedimientos con montajes más sencillos, seguros y fáciles de repetir, que se encuentran descritos en diversas publicaciones (Patchree, 2021). En ellas se plantea como proyectil la parte ancha de una pipeta plástica sobre la cual se marca una graduación (arbitraria). Como generadores de los gases se emplean recipientes, frascos o tubos de ensayo, con los reactivos correspondientes y para activar la reacción un encendedor de chispa eléctrica. La recolección de los gases se hace por desplazamiento de un volumen de agua, conectando el recipiente generador respectivo con la ampolla colectora. Mientras se introduce el tubo generador de la chispa se mantiene cerrada la ampolla presionando la salida con los dedos. El montaje para realizar cada ignición es una buena actividad manual y de inventiva. La forma de trabajo para hacer las medidas programadas debe estar planeada de antemano.

En los siguientes diagramas se muestran esquemáticamente los elementos empleados y una sugerencia de montaje, adaptada de las referencias citadas con algunas modificaciones.





NOTA.

- La disposición de los diagramas ilustra una posible secuencia para la realización de las mediciones programadas.
- Los recipientes que se emplean para la generación de los gases deben estar en un recipiente amplio donde se deposita el agua desplazada durante el llenado de cada ampolla.
- Tener en cuenta el diámetro del tubo conector (que puede ser extremo de la pipeta), para hacer el orificio del tapón y que el acople quede bien ajustado y evitar escapes.
- Si bien se presentan pérdidas de gases entre cada medición, esto no representa peligro porque las cantidades son mínimas y no debe haber posibilidad de llama en la mesa de trabajo.
- El generador de chispa se consigue en ferreterías o almacenes de eléctricos, de preferencia piezo eléctrico que disponen de un botón pulsador.
- Para el disparo (ignición) se pueden tener diferentes montajes, condicionados al tipo de generador de chispa; si es corto se puede acoplar una arandela o disco de madera que sirve de apoyo al proyectil para ser disparado.
- Algunos generadores tienen un cable en cuyo extremo se produce la chispa. Esto permite diseñar otro tipo de montaje para la ignición.
- Con este esquema u otro similar, el tiempo entre cada disparo debe ser corto para evitar al máximo la pérdida de gases en los recipientes generadores.

SEGURIDAD. La persona que realice la experiencia con la debida protección, guantes y gafas de seguridad, debe ubicarse **detrás** del montaje. Igual el auditorio deben ubicarse a una distancia prudente **detrás** del montaje.

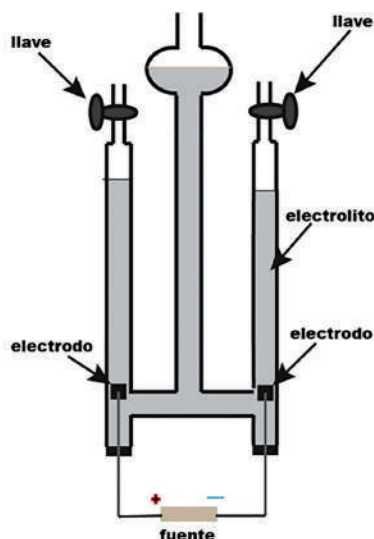
Lectura complementaria 1. Voltámetro de Hofmann



Como se mencionó en la introducción, la electrólisis del agua tiene una amplia difusión y abundantes referencias para su realización. Sin embargo, es conveniente plantear algunos aspectos que pueden aportar para la apropiación de los conceptos aplicados en la explicación de lo observado.

1°. Este proceso se encuentra generalmente descrito empleando un montaje conocido como “Voltámetro de Hofmann”, representado en la figura adjunta donde se identifican claramente sus componentes.

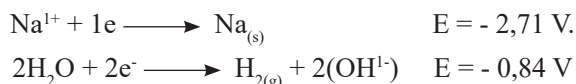
- Electrodo: ánodo y cátodo (generalmente de platino).
- Electrolito.
- Estructura que permite coleccionar los gases generados.
- Llaves que posibilitan fácilmente la toma de muestras de los gases generados.
- Tubo central, llamado de seguridad.
- Fuente de corriente continua.



Nótese que los tres cuerpos están conectados entre sí.

En caso de no disponer de este equipo se pueden diseñar montajes, como el propuesto para la experiencia con elementos sencillos y fáciles de conseguir. El electrolito puede ser una disolución acuosa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) o sulfato de sodio (Na_2SO_4). Los cationes presentes son hidrógeno (H^+) provenientes del agua y del ácido, y aniones como hidroxilo (OH^-) y el (SO_4^{2-}).

2°. Los iones positivos se desplazarán hacia el cátodo donde se presenta la reducción, en este caso de H^+ y Na^+ , proceso que se puede describir por las semirreacciones correspondientes y su valor de potencial de reducción

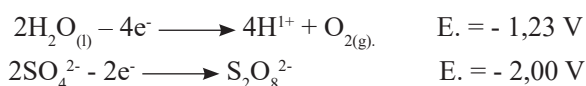


En este punto se debe recordar que el signo negativo del potencial se asocia con un proceso no espontáneo tal como está descrito y en tanto su valor negativo sea mayor, requerirá de un mayor potencial externo para que se produzca. Para las dos posibilidades de reducción la barrera se supera más fácilmente para la reducción para el



hidrógeno (aportado por el agua) y el medio en ese electrodo debe ser alcalino, lo que se comprueba adicionando un indicador como la fenolftaleína. La barrera para la reducción del ion sodio es alta y con el potencial aplicado no se alcanza a superar. Como conclusión se puede decir que con varias especies químicas con posibilidad de reducirse, es determinante el potencial externo aplicado y la barrera de potencial que debe superarse.

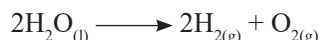
3°. En la zona del ánodo (oxidación) se tienen dos especies químicas con posibilidad de hacerlo: el agua y el ion sulfato (SO_4^{2-}), cuyas respectivas semirreacciones y potenciales son:



De acuerdo con estos valores de potencial se oxida más fácilmente el agua, porque su potencial presenta una barrera menor.

Como conclusión en el ánodo el burbujeo corresponde a la generación de oxígeno elemental ($\text{O}_{2(g)}$).

En el sistema los iones sodio (Na^{1+}) y (SO_4^{2-}) conducen la corriente eléctrica a través de la disolución, pero no participan en las reacciones. Así la generación de los gases proviene de la descomposición del agua, descrita por ecuación:



y se deduce la proporción de los volúmenes correspondientes generados.

Lectura complementaria 2. Comentarios sobre la experiencia del cañón de hidrógeno



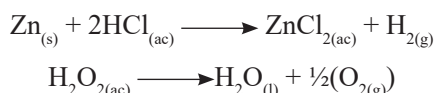
En la experiencia de electrólisis del agua se generó hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2) con el aporte de energía con una fuente de corriente continua, es decir se gastó energía en el proceso. El Proceso inverso es la combinación (reacción) del hidrógeno y el oxígeno para volver al agua en un proceso que libera energía.

Recientemente, la experiencia que se propone en segundo lugar llamada “cañón de hidrógeno”, se ha tomado como base para el trabajo de aula desarrollado dentro del programa STEM, por la variedad de información que aporta su realización. Se propone una variante del proceso general, realizado en numerosos talleres y que permite trabajar una serie de conceptos que seguramente se han desarrollado en niveles previos y un montaje con materiales sencillos de fácil consecución.

Por la variedad de conceptos que están alrededor de la experiencia, es oportuno destacar algunos como: oxidación, reducción, solubilidad de gases, propiedades de los gases, P_T , P_V , P_P , energía de activación, catalizador, energía de reacción, calor de reacción, reacción exotérmica, reacción endotérmica, reacciones de desplazamiento, conductividad eléctrica, resistencia, voltaje, intensidad.

Un primer paso es el sistema de electrodos como mecanismo para **activar** la reacción, empleando un conductor metálico muy delgado que implica alta **resistencia**; opera de manera similar a un bombillo incandescente. Así como se tienen conductores, también se usan no conductores como el caucho y el vidrio.

En la generación de los gases se tienen los tres estados de la materia:



Se destaca en la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno la presencia de un catalizador (MnO_2).

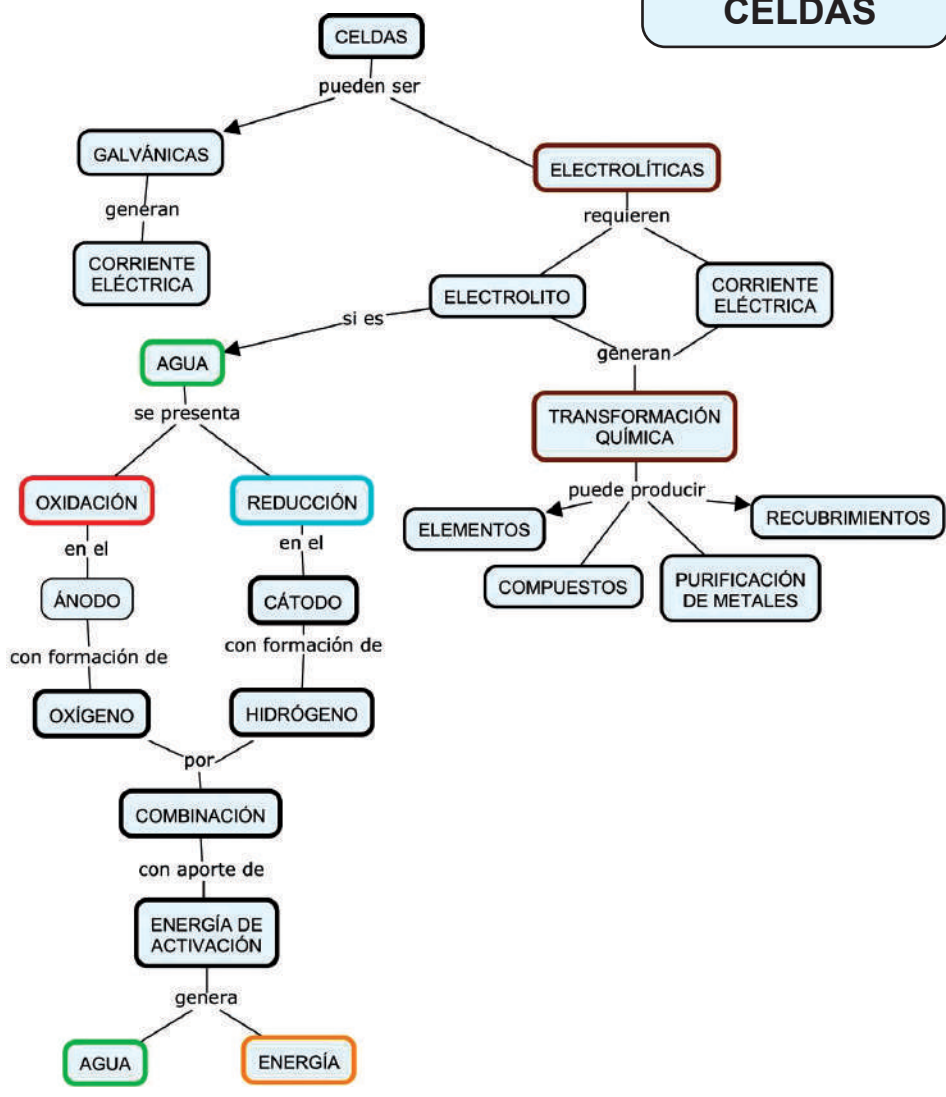
Cuando se tiene la mezcla gaseosa se evidencia la solubilidad de los gases que la componen, la presión que generan en el sistema con el aporte de respectiva presión parcial. La mezcla permanece sin presentar reacción en tanto no se active. Esta activación se da por la incandescencia del delgado alambre metálico al paso de la corriente; se promueve la reacción y la generación de energía.

Bibliografía

- Mellor, D.P. (1971). *Evolution of the Atomic Theory*. Elsevier P. Co. N.Y. pág. 67.
- Cáceres D. Muñoz J. (2002). *Comentarios sobre el discurso químico en la escuela*. Universidad Nacional de Colombia, Programa RED. Págs. 95-97
- Eggen, P., Kvittingen, L. (2004). *Journal of chemical Education*. 81,1337-1338. Consultado: 20-09-21.
- Patchree, C., Boonark, S. y Chatree, F. (2019). *STEM Activities in Determining Stoichiometric Mole Ratios for secondary-School Chemistry Teaching*. *Journal of Chemical Education*, 96,1182-1186. Consultado: 13-09-21.
- You Tube Beals Science. (2019). *Making Hydrogen Fueled Mini-Rockets*. <https://www.BealsScience.com> Consultado: 13/09/21.
- You Tube Royal Society of Chemistry. (2013). *Hydrogen Rocket*. Consultado: 13-09-21.



CELIDAS



8



Combustión

Introducción

El contexto de los procesos de oxidación reducción es muy amplio y describe una gran variedad de situaciones, de las cuales algunas se han propuesto en los módulos precedentes, sin embargo, es constructivo plantear unos ejemplos sobre el proceso de combustión, por su relación muy cercana con la vida diaria.

El recurso fundamental que ha tenido la humanidad para contrarrestar el frío y la oscuridad desde siempre es la combustión, que integra una reacción química que es rápida y genera importantes formas de energía como calor y luz.

Si hacemos memoria en la historia de la naturaleza, esta fue la primera reacción química que pudo observar el ser humano y la investigación de su uso como fuente de calor y de luz fue el motor de desarrollo de la humanidad desde la antigüedad. En la **combustión** las sustancias involucradas cambian drásticamente de naturaleza, generando otras totalmente diferentes y su manifestación principal es el calor, el fuego, y las llamas que lo forman. Es la primera fuente de energía conocida.

La investigación de la combustión a partir del siglo XVI constituyó la génesis de la Ciencia Química y por eso se incluye una breve síntesis de esta historia, como aporte para destacar la importancia que ha constituido en el desarrollo de la humanidad.

Descripción

Se proponen tres experiencias, un cuestionario preliminar, los procesos sugeridos para el desarrollo de las experiencias, materiales y reactivos necesarios, cinco lecturas complementarias y un marco conceptual de referencia.

Conceptos previos. Estructura de la materia, capilaridad, oxidación, reducción, energía térmica, formas de transferencia de energía, contacto, radiación, convección, fusión, evaporación.



Cuestionario preliminar

- ¿Qué es el fuego?
- ¿Qué es la combustión?
- ¿Qué condiciones considera necesarias para obtener fuego?
- ¿Qué es un combustible?
- ¿Qué formas de transferencia de energía conoce?
- ¿Cómo se genera energía térmica en la vida diaria?
- ¿Qué función tiene el pabito en una vela?



Experiencia No. 1. Combustión de una vela sumergida en aceite

Materiales y reactivos

- Dos recipientes metálicos pequeños.
- Dos velas delgadas iguales.
- Sistema de soporte para las velas.
- Fósforos.
- Aceite vegetal (de cocina)
- Pistola con barra de silicona.
- Chinchas de cabeza ancha.



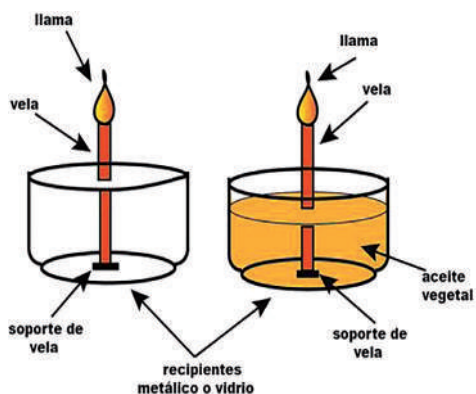
Desarrollo

Actividad previa. Hacer énfasis en el cuidado de la observación de los cambios presentados, comparando los dos montajes empleados.

Procedimiento

- ❖ Tome las dos velas de igual longitud. Deben superar máximo 2 cm el borde del recipiente empleado
- ❖ Fije con la ayuda de la silicona el chinche invertido en cada recipiente.
- ❖ Fije las velas en los soportes.
- ❖ En uno de los recipientes vierta aceite vegetal a un nivel por debajo del borde del recipiente.
- ❖ Encienda las dos velas al mismo tiempo.
- ❖ Observe cómo varía la longitud de las velas.
- ❖ La observación final se realiza cuando una de las velas se consuma totalmente.

El diagrama muestra el montaje sugerido.



Registro de lo observado. Anotar los cambios observados en las velas y las variaciones encontradas al final de la experiencia.



Explicación. Se sugiere centrarla en dar razón del consumo total de una de las velas comparado con la que está sumergida en el aceite.



Discusión. Orientarla a identificar las condiciones para iniciar la combustión y cómo el aceite puede reemplazar la parafina como combustible; observar si el proceso de combustión en cada caso presenta diferencias observables. La temperatura de fusión de la parafina está entre 42°C y 64°C.

Experiencia No. 2. ¿Qué es una llama?

Materiales y reactivos

- Una vela de parafina.
- Fósforos.
- Agua de cal¹.
- Sal común.
- Soporte para la vela.
- Pinzas para tubo de ensayo.
- Cuchillo con mango de madera o plástico con extremo delgado.
- Hielo.

¹ El agua de cal es una disolución saturada de hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 . Se obtiene a partir de óxido de calcio o cal viva (CaO) y agua; como el hidróxido es de muy baja solubilidad se deja la suspensión en reposo y luego se separa el sólido por filtración.



- Dos tubos de ensayo.
- Papel de filtro.
- Papel de aluminio.
- Embudo pequeño de vidrio.
- Soporte metálico con nuez.
- Manguera delgada.
- Tubo de vidrio de 10 cm para conexión.

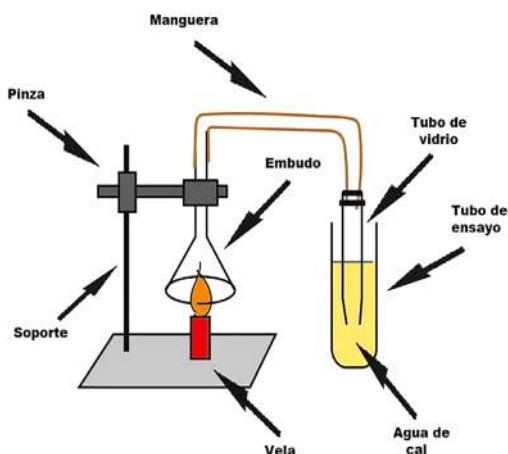


Desarrollo

Actividad previa. Como el primer paso es la descripción de la llama identificando las zonas por simple observación, ésta debe ser muy cuidadosa, porque es la base para las experiencias propuestas. Insistir en el registro cuidadoso de las observaciones en cada paso.

Procedimiento.

1. Prenda la vela y fijela en el soporte disponible.
2. Describa la llama de la vela (o encendedor si lo utiliza). Identifique y describa lo observado.
3. Ponga en contacto el extremo del elemento metálico empleado (cuchillo, espátula, puntilla) con la zona superior de la llama. Retírelo y observe.
4. Repita la operación anterior poniendo en contacto el elemento metálico con la zona inferior de la llama. Retírelo y observe.
5. En la bolsa de aluminio (previamente formada) coloque un cubo de hielo y media cucharadita de sal.
6. Con la ayuda de la pinza y por breve tiempo sostenga la bolsa a unos 8 cm sobre zona superior de la llama.
7. Para hacer burbujear los gases desprendidos de la llama en el agua de cal, se sugiere el siguiente montaje; observe qué sucede.

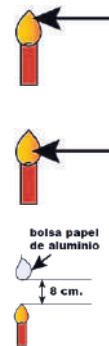


Registro de resultados. Como la experiencia tiene varias partes se sugiere consignar las observaciones en cuadros como los siguientes.



Actividad	Descripción de la llama	
2	Vela.	
2	Encendedor.	

Actividad	Descripción de observado
3	
4	
6	
7	



Explicación. Se sugiere dirigirla a proponer razones para los comportamientos observados. Comparar el aspecto de la llama de la vela y el encendedor y proponer explicaciones de lo observado.



Discusión. Se sugiere analizar con el grupo las posibles opiniones dadas, para lograr una explicación compartida y compararla con las iniciales propuestas. En la lectura complementaria 2 se comentan algunos aspectos del proceso.

Aplicación. Con base en consulta bibliográfica ampliar la información sobre sustancias combustibles y formas de operar para la extinción de incendios.



Experiencia No. 3. Efecto de algunos gases sobre la llama

Materiales y reactivos

- Tres tubos de ensayo de 13x100 mm con tubuladura lateral.
- Tres trozos de manguera delgada.
- Tres tapones para los tubos de ensayo. Se puede usar plastilina.
- Tres jeringas de 3 c.c.
- Gradilla para los tubos de ensayo.
- Una vela con su soporte.
- Recipiente pequeño para contener la disolución de detergente.
- Fósforos.
- Bicarbonato de sodio (NaHCO_3).
- Disolución de ácido clorhídrico 0,1 M. Puede emplearse vinagre.
- Agua oxigenada comercial.
- Permanganato de potasio (KMNO_4).
- Disolución acuosa de detergente líquido.
- Cinc metálico en granallas.



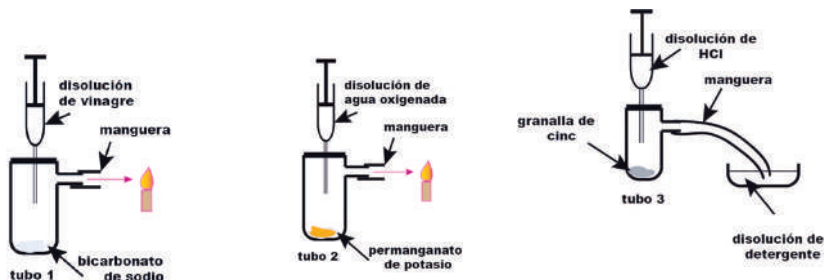
Desarrollo

Actividad previa. Disponer los tubos para la generación de los gases.

Como en el tubo 3 se maneja disolución de ácido clorhídrico de baja concentración se puede usar la jeringa con aguja, pero debe ser por un tiempo breve. En los tubos 2 y 3 se sigue el procedimiento indicado. Advertir que al realizar la reacción en los tubos 1 y 2 la manguera de salida debe dirigirse hacia la llama, y en el tubo 3 el extremo de la manguera debe estar sumergido en la disolución de detergente.

Procedimiento (ver diagrama)

- ❖ Aliste los tubos con los aditamentos correspondientes.
El diagrama muestra el esquema básico para las tres experiencias.



- ❖ Prenda la vela.
- ❖ **Tubo 1.** Adicione el bicarbonato de sodio y coloque el tapón. Tome con la jeringa la disolución de ácido clorhídrico o vinagre, introduzca la aguja a través del tapón, adicione poco a poco la disolución al tubo de ensayo. Acerque la llama al extremo de la manguera.
- ❖ **Tubo 2.** Adicione el permanganato de potasio y coloque el tapón. Tome con la jeringa la disolución de agua oxigenada, introduzca la aguja a través del tapón, adicione la disolución poco a poco al tubo de ensayo. Acerque la llama al extremo de la manguera.
- ❖ **Tubo 3.** Adicione la granalla de cinc y coloque el tapón. Tome con la jeringa la disolución de ácido clorhídrico, introduzca la aguja a través del tapón, adicione la disolución poco a poco al tubo de ensayo; haga burbujear el gas producido en la disolución del detergente. Acerque la llama de la vela a las bombas que se desprenden.

Registro de resultados. Para cada uno de los procesos propuestos describa lo observado, plantee la posible reacción que ha generado el gas. Se sugiere un cuadro como el siguiente para consignar la información.



Tubo	Descripción de lo observado	Reacción-Ecuación
1		
2		
3		



Explicación. De acuerdo a lo observado proponer una explicación para justificar el comportamiento del gas frente a la llama.



Discusión. Se propone analizar las explicaciones dadas y lograr conclusiones sobre el comportamiento observado.



Lectura complementaria 1. Combustión



La combustión es la manifestación de una reacción de oxidación-reducción, en la cual el oxígeno interactúa con una sustancia con desprendimiento de energía en forma de calor y luz acompañados de un cambio en la naturaleza de las sustancias involucradas. La temperatura a la cual se presenta es elevada y depende básicamente del combustible. En esta breve descripción del proceso se identifican varios factores:

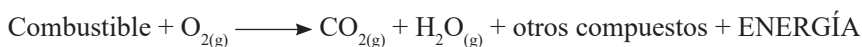
Combustible. Material que puede ser oxidado, generalmente de naturaleza orgánica, constituido fundamentalmente de carbono, hidrógeno y en algunos casos de azufre y nitrógeno. Se pueden mencionar carbón, madera, celulosa, parafina, caucho, gasolina, metano, butano, hidrógeno.

Comburente. Es el agente oxidante, toma electrones del combustible, es decir que puede oxidar a los combustibles y es generalmente aportado por el aire. Se pueden mencionar además del oxígeno, ozono, halógenos, cloratos, percloratos.

Temperatura de Ignición. Para iniciar la combustión se requiere de una temperatura mínima. Normalmente el proceso de combustión no es espontáneo, para iniciarlo requiere de un aporte de energía mínima, característica de cada material. También recibe el nombre de energía de activación.

Calor. Es la **energía térmica** generada en el proceso de combustión y que puede ser transferida por diferentes vías: contacto, convección, radiación.

La combustión es un proceso de oxidación-reducción. La correspondiente reacción puede describirse por la ecuación general:



Los otros compuestos que se pueden formar dependen de la naturaleza del combustible y podrían ser entre otros: $\text{SO}_{2(g)}$, $\text{NO}_{(g)}$, $\text{NO}_{2(g)}$ y cenizas constituidas por sustancias minerales.

La combustión puede manifestarse sin llama, como en los motores de combustión, o cuando se quema carbón o madera en cuyas brasas se puede observar incandescencia sin producción de llama; ésta es generada por los gases provenientes del combustible sea sólido o líquido.

Lectura complementaria 2. La llama

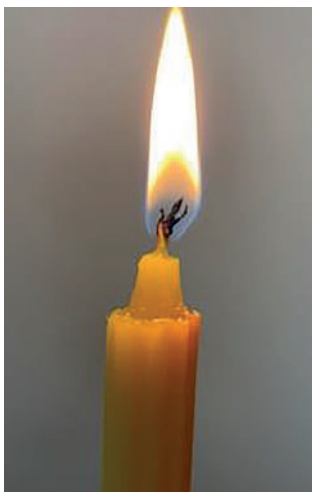


Según el diccionario enciclopédico UTHEA la llama es la masa gaseosa en combustión que se eleva de los cuerpos que arden y despiden luz y calor.

Por ejemplo, en la llama de una vela, la parafina o estearina que han sido absorbidas por la mecha o pabilo, se evaporan y arden en presencia de oxígeno del aire; la luz amarilla que emiten se debe a que las sustancias combustibles no se queman completamente porque no hay suficiente oxígeno en la zona y las pequeñas partículas de carbono, al arder producen luz y se depositan como una mancha negra si se ubica una superficie cerca de ellas.

En los mecheros de gas utilizados en el laboratorio y en las cocinas a gas, se puede regular la entrada de aire en relación con el volumen de entrada del combustible para que este se queme totalmente, la llama será de color azul y con mayor temperatura que la de color amarillo; por esta razón no se ve residuo de carbón en la base de las ollas sometidas a la llama azul.

Un ejemplo de la llama de una vela y encendedor se muestra en las siguientes imágenes tomadas por los autores.



En Internet se encuentran numerosos sitios que describen la llama de una vela o mechero bunsen. Se puede acceder a ellos tecleando *características llama de vela*.

Lectura complementaria 3. Combustión y medio ambiente



En la actualidad la humanidad está tomando conciencia sobre todos los factores que afectan el medio ambiente y como los combustibles fósiles, carbón y petróleo, son una fuente importante de contaminación atmosférica, la investigación de nuevas fuentes de energía es una tarea que impulsa ahora a numerosos grupos de investigación.



El hidrógeno, gas combustible por naturaleza es una de las grandes apuestas para obtención de energía en el futuro. En la actualidad se obtiene por electrólisis del agua. Es un combustible de “emisión cero” (0), catalogado como energía limpia puesto que su producto es vapor de agua (H_2O). Es el llamado **H_2 verde**. Ya se está usando en motores de combustión interna, en vehículos y dispositivos eléctricos y también en la propulsión de naves espaciales y se podría usar en vehículos para pasajeros y aeronaves. Sin embargo, su obtención a gran escala aún se está investigando. Recientemente ha surgido la inquietud de obtenerlo a partir de agua de mar y biomasa, pero un problema a resolver es que en su producción se genera contaminación, se denomina **H_2 gris**. El proceso puede mejorarse para hacerlo menos contaminante, obteniéndose el **H_2 azul**.

Los expertos en energía y medioambiente proponen al Hidrógeno como la fuente de energía del futuro debido a que tiene un alto contenido energético por unidad de peso y gran versatilidad de aplicaciones.

Lectura complementaria 4. Mitología e industria



El fuego como fuente de energía, luz y calor, impresionó vivamente al hombre primitivo haciéndolo objeto de culto y origen de mitos. El origen divino del fuego está simbolizado por Prometeo que con la ayuda de Minerva trajo del cielo el fuego sagrado y Vulcano y Vesta fueron otras figuras mitológicas que tienen el mismo origen. La conquista del fuego por el hombre está simbolizada también por Júpiter que domina el rayo. Por analogía los cultos al sol y al fuego siempre se encuentran combinados

En Grecia el filósofo Empédocles cinco siglos antes de nuestra era, incluyó al fuego entre la cuatro raíces de todas las cosas (Tierra, agua, fuego y aire) ratificando la importancia que se daba a la combustión en esa época.

El dominio por el hombre, de la combustión y de la energía producida, en tiempos remotos dio origen a algunas industrias como la alfarería, clasificada por la arqueología como la primera industria y considerada indicio del nacimiento de una cultura más elevada. La utilización de los metales que se encontraban nativos como el oro y la plata se incrementó con el uso del calor y poco después se descubrió la obtención de otros metales a partir de sus minerales y nacieron la forja y las aleaciones; esto dio lugar a otras industrias y procesos que producen materiales que han acompañado al hombre desde entonces. Por ejemplo, el vidrio, inicialmente originado en Fenicia, tuvo auge en el antiguo Egipto donde en época de los Faraones crearon vidrios y esmaltes de colores y posteriormente en Roma en tiempo de Augusto se creó el vidrio plano.

En tiempos más cercanos, en nuestra era, el proceso de combustión fue una herramienta decisiva para los estudiosos de las propiedades de las sustancias y de sus transformaciones y del establecimiento de muchos fundamentos que dieron lugar a la ciencia Química actual.

Como ejemplos de otros procesos industriales fundamentados en la combustión, podríamos citar la siderurgia y la obtención de acero, las armas de fuego, la pólvora y los cohetes. En los llamados fuegos artificiales se aplica la circunstancia de que diversos elementos químicos al quemar presentan diferentes colores a la llama, por ejemplo, el amarillo generado por el sodio y el verde que proviene del cobre.

La combustión del carbón en la producción de vapor de agua para producir trabajo fue decisiva en la revolución industrial, e impulsó el desarrollo especialmente en el siglo XX, pero desafortunadamente el uso de los combustibles fósiles impactó seriamente el ambiente y contribuyó al cambio climático que estamos viviendo. Ahora en inicios del Siglo XXI hay un interés generalizado en el cambio de la naturaleza de los combustibles para contribuir a minimizar los daños a la naturaleza sin “archivar” el proceso de combustión

Lectura complementaria 5. Breve Reseña histórica sobre la investigación de la combustión y el nacimiento de la química

Aunque desde tiempos inmemoriales la combustión ha sido el proceso que ha acompañado y respaldado a la especie humana para suplir numerosas soluciones en la vida diaria; sólo hasta el Siglo XVIII los investigadores de la naturaleza lograron comprender la relación íntima entre el aire y el fuego, y develar los fundamentos de estos, considerados desde la antigüedad como dos de los cuatro “elementos” esenciales para el diario vivir.

Se presenta una síntesis del trabajo desarrollado por Horacio García en su obra “El investigador del fuego” como un aporte al conocimiento de esta apasionante investigación, crucial en el desarrollo de la ciencia Química como la conocemos hoy.

El fuego y la Alquimia

Se puede aceptar como punto de partida para esta investigación el postulado de Paracelso en el siglo XVI, terminando ya la época de los alquimistas, que consideraba que en toda combustión existía un “principio” al que llamó “azufre”, presente en todas las sustancias capaces de arder y que las que no ardían no lo contenían. “Para los alquimistas el fuego era un medio de matar la materia para dar origen a otra diferente”.

En el siglo XVII surgen Robert Boyle y Robert Hook, quienes rechazan la teoría de los “elementos fundamentales” y orientan su investigación a conocer la naturaleza



del fuego. En ese tiempo se conocía como “calcinación” el calentamiento de los metales y a su producto lo denominaban “cal metálica”. Boyle observó que al calentar el metal se consumía aire y que la “cal metálica” pesaba más que el metal original; propuso que el fuego, como cualquier sustancia, estaba formado por corpúsculos y que estos se incorporaban al metal en la combustión, aumentando su peso. Por su parte Hook, que era ayudante en el laboratorio de Boyle llegó a la conclusión de que a la sustancia que ardía se le incorporaba “un componente del aire” que también se encontraba en el componente explosivo del “salitre”, sustancia conocida hoy como nitrato de potasio. Desafortunadamente estos descubrimientos obtenidos experimentalmente fueron pasados por alto por quienes los sucedieron en la investigación

En 1669 el alemán Johann Joachim Becher publicó una obra en la que opinaba que “la materia estaba constituida por 3 “terras” diferentes: “terra-fusilis”, “terra mercurialis” y “terra grasa”, y que esta última se encontraba en todas las sustancias combustibles y carbonizables y escapaba al producirse la combustión.

Época del Flogisto

Georg Ernst Stahl conoció este planteamiento y creyó hallar una explicación teórica satisfactoria para los procesos de combustión; propuso la teoría de que las sustancias capaces de arder, lo eran por “contener un principio de combustión”, al que llamó **flogisto**, (derivado de la palabra griega que significa inflamable) y que “escapaba al aire o se trasladaba de una sustancia a otra durante la combustión o a través de la llama”, ignorando toda la evidencia directa de los trabajos de Boyle y Hook relacionada con el aumento de peso de los metales al calcinarlos.

Stahl opinó que el carbón, que era el mejor combustible conocido en esa época, estaba casi totalmente constituido por flogisto, las telas y el papel también contenían bastante de esta sustancia y que la arena no lo contenía.

La evidencia de que al añadir carbón a una cal metálica y que al proceder a la combustión se recuperaba el metal, se interpretó como que se devolvía el flogisto anteriormente perdido y se lograba así revertir el proceso.

Estudio de los gases

A pesar de que la teoría del flogisto era falsa, en su momento se constituyó en un motor para la investigación especialmente de las sustancias volátiles, como se puede apreciar en los numerosos descubrimientos de sustancias gaseosas informados en el siglo siguiente.

Ya en el siglo anterior se había explorado el campo de la química y la física de los “aires” por J.V. van Helmont al que siguieron Boyle, Black y Cavendish.

En 1756 Joseph Black quien había nacido en Francia pero residía desde niño en Escocia dirigió su trabajo de grado a establecer qué sucedía en el proceso del calentamiento de la piedra caliza; en 1756 informa que el mineral se transforma en “cal metálica” y que se desprendía una sustancia volátil a la que llamó “aire”. Luego procedió a calentar en presencia de aire natural la cal metálica que había obtenido y para su sorpresa volvió a obtener el mineral original. Dedujo que la cal metálica (que ahora sabemos es óxido de calcio) se había unido al “aire perdido inicialmente”, y que este debía ser un componente del aire natural y por eso lo llamó “aire fijo”, también “aire silvestre” sustancia que hoy identificamos como dióxido de carbono. El mismo Black descubrió poco después que esta sustancia se exhalaba como producto de la respiración.

En 1766 Henry Cavendish un investigador inglés que, a diferencia de los investigadores de la época, trabajaba para esto en forma cuantitativa con medidas de número y peso, contaba en su laboratorio con una “cuba neumática” (aparato útil para recoger y examinar los gases, inventado recientemente por Stephen Hales, un clérigo rural inglés), además de trabajar con el “aire fijo” o “gas silvestre” descubierto por Black estudió el “aire inflamable” observado antes por Paracelso, Van Helmont y Boyle, que se obtenía al tratar metales con ácidos; descubrió que con metales y ácidos diferentes se desprendía siempre el mismo “aire inflamable” y que al mezclarlo con aire natural e inflamarse daba siempre la misma fuerza explosiva. Pensó que este aire era el flogisto, pero después de observar que en su detonación provocaba gotitas de agua lo llamó “hidrato de flogisto”. Mediante esta investigación fue caracterizado por primera vez el hidrógeno como un gas independiente.

Joseph Priestley hizo notar que en el fenómeno de la fermentación de la cerveza se produce una gran cantidad de gas que identificó como “aire fijo” o gas silvestre. En 1774 al calentar moderadamente “cal metálica de mercurio” recogió el gas que se desprendió y notó que era poco soluble en agua. Después llenó una campana de vidrio con el mismo gas y metió un ratón el cual al cabo de media hora estaba frío y parecía muerto, pero revivió al sacarlo de la campana y ponerlo al aire libre y en ambiente más cálido; determinó así que este gas era respirable. Al continuar estudiándolo anotó que hacía arder una llama más vivamente que el aire común y razonó que esto se debía a que no tenía flogisto y trataba de extraerlo de la llama, por lo que llamó a este gas “aire desflogisticado”. Había descubierto el oxígeno, pero no lo identificó como componente del aire ni descubrió el papel que desempeña en la combustión. Pocos años antes en 1771 un célebre boticario alemán residente en Suecia, llamado Carl Wilhelm Scheel, publicó su obra “Tratado químico del aire y del fuego” en la cual había informado el descubrimiento de un gas presente en el aire y que permitía la combustión al que llamó “aire de fuego”.



Muere el flogisto, se comprende la combustión y nace la química

En 1772 Antoine Lavoisier repitió algunos experimentos de Priestley quemando metales y no metales como el estaño y el fósforo, en presencia de aire y apreció que siempre, sin lugar a duda, los productos pesaban más que las sustancias originales. En 1774 tuvo la oportunidad de conocer a Priestley y su obra con el “aire desflogisticado”. Relacionó esto con lo expuesto por Scheel y comprendió que ahí podía estar la clave del misterio de la combustión.

Lavoisier repitió el experimento de Priestley calcinando estaño en un **recipiente cerrado** hasta transformarlo en “cal metálica” y comprobó que el peso del conjunto no cambiaba a lo largo del proceso. Seguramente pensaba que, de ser verdadera la existencia del flogisto, este se habría desprendido del metal durante la calcinación, pero como el peso total no se había modificado, dicho flogisto tenía que haberse quedado dentro sobre la cal metálica, mezclado con el aire encerrado en el recipiente llenándolo todo. Si era esto cierto, “la presión interior debería haber aumentado” y al destapar el recipiente la mezcla del aire **saldría** violentamente notándose su expulsión. **Sin embargo**, al abrir el recipiente **entró violentamente** aire del exterior.

Al observar que la presión interior del aire, en lugar de aumentar durante la calcinación por el paso del flogisto del metal al aire, **había disminuido**, (o sea que algo había pasado del aire al metal, para formar la “cal metálica” y por eso se había creado un vacío interior, que se había llenado con aire al abrir el recipiente), el peso de este aire que entró después debería afectar al final el peso total, lo cual comprobó efectivamente. Lavoisier continuó su experiencia calentando la cal para separar el componente adicionado en forma de gas y obteniendo el metal.

“Repitió el experimento utilizando mercurio y al final estableció, sin lugar a dudas que:

- a) El aire desflogisticado es un componente del aire natural y éste no es una sustancia pura sino una mezcla.
- b) Durante la combustión este “aire desflogisticado” se une al metal o a las sustancias que se queman y por eso el producto pesa más.
- c) El peso ganado por los metales al quemarse es igual al peso perdido por el aire natural en el que se queman.”

Al caracterizar el gas lo identificó como “aire desflogisticado” o “aire de fuego”, lo bautizó “Oxígeno” y determinó que este es un componente del aire natural.

Con la evidencia aportada por Lavoisier, prácticamente **queda sin respaldo la teoría del Flogisto** y se fortalece la investigación química que dio las bases para conocer los cambios en la materia que recopila y sistematiza la Química de hoy.

Lavoisier llegó también a la conclusión de que “Nada se crea, nada se destruye, todo se transforma” enunciado de la Ley de la conservación de la materia.

En 1775 presentó a consideración de la Academia de Francia sus experiencias en la disertación titulada “La naturaleza del principio que se une con los metales durante la calcinación, haciéndolos aumentar de peso”. Aun cuando en el momento de su presentación Lavoisier no dio crédito a Priestley ni a Scheel si, muy pronto, dedicó los mayores elogios al contenido de las publicaciones de ellos.

En 1777 Scheel encontró que el aire tiene dos componentes mezclados: el oxígeno que permite la combustión y el azoe o nitrógeno que es inerte a este proceso.

Gracias a la curiosidad y al trabajo dedicado y constante de este selecto grupo de investigadores de la naturaleza, ahora podemos apreciar, y manejar este proceso que continúa siendo una de las herramientas más útiles para la humanidad.

En el siguiente cuadro se presenta en orden cronológico el proceso descrito

COMBUSTIÓN

Desarrollo histórico de su conocimiento

Año ~	Autor	Aporte
1520	Paracelso. (1493-1541) Alquimista Suizo	En toda combustión existe un principio llamado “azufre”, contenido por las sustancias capaces de arder.
1600	J.V. Helmont (1580-1644) Alquimista Neerlandés	Diferencia entre los conceptos “gas” y “aire”. El gas que se libera al quemar carbón es el mismo que se libera en la fermentación de la cerveza. HOY CO ₂ .
1650	Robert Boyle (1627-1691) Alquimista Irlandés	Estudia la combustión y la respiración. Calcina- ción “método para matar la materia” y obtener otra diferente. La calcinación de un metal produce “cal metálica” que pesa más que el metal original.
1650	Robert Hook (1635-1703) Alquimista Inglés	Asistente de Robert Boyle. Observa que a la sustan- cia que arde se le incorpora un componente del aire. Esta sustancia también se encuentra en el compo- nente explosivo del “salitre” llamado hoy nitrato de potasio.
1669	J.J. Becher (1635-1682) Aleman	La materia está compuesta por “terra fusilis”, “terra mercurialis” y “terra grasa”. La terra grasa se encuentra en todas las sustancias combustibles y carbonizables y escapa en la combustión. Principio de inflamabilidad.
1700	Georg Ernst Stahl (1659-1734) Alemania - Ausbach	Acepta la teoría de Becher y denomina Flogisto a la llamada “terra grasa”. Propone que el flogisto se li- bera en la combustión y produce el fuego, el calor, la llama y la luz. El carbón es casi totalmente flogisto.



Año ~	Autor	Aporte
1756	J. Black (1728-1799) Escocia - Edimburgo	Al calentar piedra caliza se desprende un “aire” y se forma “cal metálica”. Descubre que éste también está en el aire natural y lo llama “aire fijo” o “gas silvestre”, lo que conocemos como CO ₂ . Poco después descubrió que el mismo “aire” se exhala en la respiración.
1766	Henry Cavendish (1731-1810) Cerdeña - Londres	Estudió el “aire fijo” (Black) y el “aire inflamable” (Paracelso, Van Helmont, Boyle) en la cuba “neumática”; descubrió que éste mezclado con aire se inflamaba, detonaba y producía agua. Lo llamó “Hidrato de Flogisto”, (Hoy H ₂).
1772	Joseph Priestley (1733-1804) Británico	Examinó el aire que se desprendía en la calcinación de la cal metálica de mercurio. Pensó que atraía el flogisto de la llama; lo llamó “aire desflogisticado”, (O ₂). Descubre el N ₂ . En 1774 publica “Experimentos y observaciones sobre diferentes especies de aire”.
1777	C. Wilhelm Scheel (1742-1786) Suecia	Ferviente estudioso de los gases en 1777 publica el “tratado químico del aire y el fuego”. Encontró que el aire era una mezcla de un aire que permitía la combustión (O ₂) que llamó “aire de fuego” y otro que era inerte.
1775	Antoine L. Lavoisier (1743-1794) Francia	Gran experimentador repite las experiencias de Prestley y relaciona sus resultados con lo expuesto por Scheel. Sus evidencias anulan la teoría del flogisto y aclara el papel de Oxígeno en la combustión. Se le considera el Padre de la Química. Formuló la Ley de Conservación de la Materia.

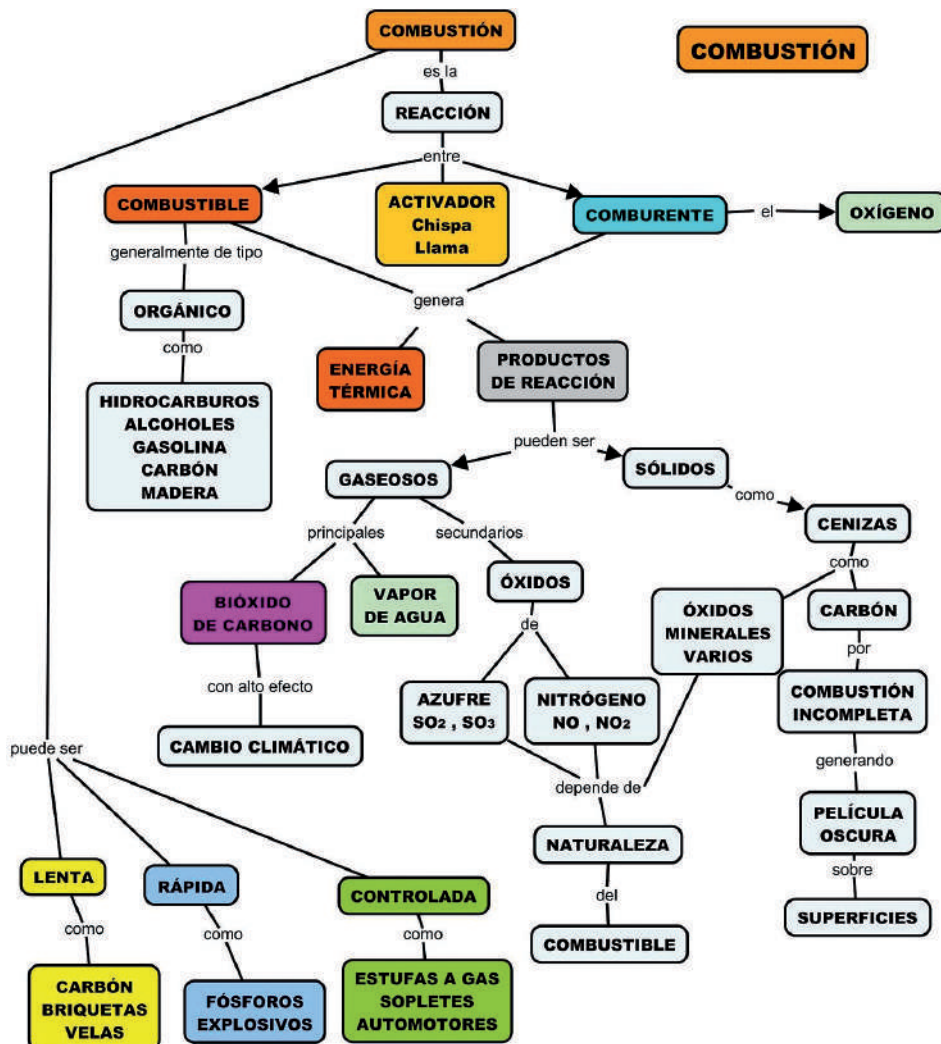
Bibliografía

- García, H. (2003). *El investigador del fuego*. Colciencias. Colección Viajeros del conocimiento. Alfaomega Colombiana S.A. Bogotá D.C.
- Lockermann, G. (1960). *Historia de la Química I*. UTEHA MEXICO.
- Fernández, T. y Tamaro, E. (2004). *Biografía de Georg Ernst Stahl: En Biografías y Vidas. La enciclopedia biográfica en línea (Internet) Barcelona, España*. <https://www.biografiasyvidas-com/biografia/s/stahl.htm> Consultado: 24-11-21.
(Nota: En esta referencia se encuentran casi todas las Biografías citadas en el Cuadro).
- Rico, A., Pérez, R. (2008). *Química I*. <http://www.libros.unam.mx/química-i-agua-y-oxígeno>. Consultado: 24-11-21.

Hewit, S. (2004). *Proyectos fascinantes. Química*. Editorial Panamericana. Bogotá. Consultado: 24-11-21.

Química del fuego. (NA). <https://www.fio.unicen.edu.ar/llama>material>. Consultado: 10-02-21.

Cuesta, J. (2011). *Física extraña de la vela (3): El cedazo*. <https://eltamiz.com>. Consultado: 10-02-21.





9

Oxidación reducción en reacciones orgánicas

Introducción

Es común oír hablar de procesos tales como el metabolismo, la respiración, la fotosíntesis y la rancidez de lípidos aspectos estudiados por la Bioquímica y que posiblemente no vincularíamos fácilmente con procesos redox trabajados en los módulos anteriores de este bloque.

Nos hemos preguntado alguna vez, ¿cómo mantenemos nuestra temperatura corporal constante? ¿Existe alguna relación de estos procesos con el desarrollo normal de las plantas? y ¿Por qué a veces el aceite de mesa y la mantequilla tienen mal sabor y olor?

J. Pfiffer en su compendio “La célula” comenta: “Uno de los avances más significativos de las modernas ciencias biológicas consiste en reconocer que la Naturaleza ha constituido dispositivos electrónicos en todos los organismos. El flujo de electrones, esto es, las débiles corrientes electrónicas que circulan a lo largo de las cadenas de transporte son la esencia de la vida, tanto en las células animales como vegetales. Las investigaciones en Biología, Bioquímica y Electrónica juntan sus fuerzas para avanzar en la comprensión de los procesos de metabolismo, fotosíntesis, respiración, ciclo de Krebs y el reto está en llegar a comprender la relación entre el sistema total y sus partes”.

El tema de reacciones redox en el campo orgánico y bioquímico es muy importante; por esto se propone este módulo como un inicio en la descripción e importancia de estas reacciones en la vida diaria, mediante tres experiencias, dos clásicas que evidencian el comportamiento redox de azúcares, compuestos básicos en las funciones de respiración de los seres vivos y especialmente la fotosíntesis de las plantas y una sobre la rancidez de los lípidos.

Es conveniente que previo al desarrollo de las experiencias se lea la lectura complementaria 1, que contextualiza en forma muy resumida su campo de aplicación.



Descripción

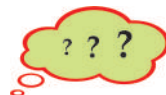
Se incluye un cuestionario preliminar, los conceptos previos necesarios, tres experiencias, dos lecturas complementarias que aportan criterios para el análisis y la discusión; un trabajo pedagógico sobre balance de ecuaciones redox en medio orgánico. Se anexa una propuesta de marco conceptual.

Conceptos previos. Oxidación, reducción, número de oxidación, carbohidrato, azúcar, ciclo del carbono, energía solar, función alcohol, aldehído, cetona., lípidos, triglicéridos, ácidos grasos.

Actividades

Cuestionario inicial.

- ¿Qué es la fotosíntesis?
- ¿Qué entiende por metabolismo?
- ¿Qué es la respiración?
- ¿Qué son los carbohidratos?
- ¿Cómo se obtiene alcohol por fermentación?
- ¿Qué son los nutrientes energéticos?



Exploración.

Experiencia No. 1. Espejo de plata. Azúcares reductores. Reactivo de Tollen's

Materiales

- Azúcar común.
- Glucosa, lactosa, maltosa, fructosa.
- Disolución acuosa de nitrato de plata al 5%.
- Disolución 2 M de hidróxido de amonio (amoníaco).
- Cinco tubos de ensayo.(13 x100 mm o similares).
- Pinzas para tubo de ensayo.
- Pipetas graduadas de 5 mL.
- Mechero o plancha calefactora.
- Baño maría.
- Disolución de ácido nítrico diluido para lavar después del ensayo el Tollen's utilizado, incluyendo el material de vidrio. Enjuagar con agua.

Desarrollo

Actividad previa. Es necesario disponer de las disoluciones necesarias, ya sea que se obtengan previamente o al inicio de la sesión de trabajo y en cantidad suficiente para cada grupo (mínimo 10 mL), si no se hace demostrativa.



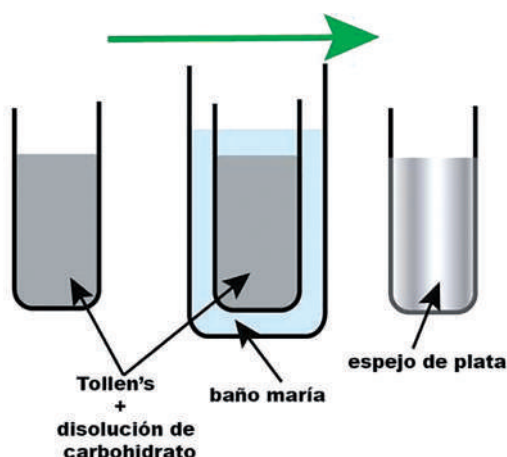
- *Preparación del reactivo de Tollen's.* Como el proceso es rápido y sencillo puede realizarlo el Profesor al inicio de la sesión de trabajo.

En un tubo de ensayo adicionar 1 mL de la disolución de nitrato de plata, adicionar gota a gota con agitación suave 1 mL de la disolución de hidróxido de sodio, luego adicionar gota a gota disolución de hidróxido de amonio hasta disolución del precipitado que se ha formado. Este es el reactivo de Tollen's, que debe ser recién preparado.

Procedimiento

- ❖ Al tubo que contiene el reactivo de Tollen's, adicionar 5 mL de la disolución acuosa del carbohidrato.
- ❖ Calentar al baño maría (no directamente al mechero). Observar.
- ❖ Repetir el procedimiento con cada carbohidrato, empleando en cada caso solución fresca del reactivo de Tollen's.

El diagrama es una representación del proceso propuesto.



Registro de lo observado. Consignar lo observado relacionándolo con la reacción general. Se sugiere un cuadro como el siguiente.





Muestra	Observación
Glucosa	
Sacarosa	
Lactosa	
Fructosa	



Explicación. Se puede orientar hacia la reacción general de oxidación reducción que transforma el grupo ALDEHIDO (FORMILO) a grupo CARBOXILO.



Discusión. Se puede orientar hacia la importancia que tienen los carbohidratos en la vida diaria y cómo los afectan los procesos redox. En la Lecturas complementarias 1 y 2 encontrarán algunos fundamentos y aplicaciones que le permitirán guiar el proceso.

Aplicación. Averiguar qué alimentos contienen carbohidratos y cuáles pueden estar en la canasta familiar.



Experiencia No. 2. Comportamiento del azúcar común (SACAROSA) vs. Otros azúcares. Reactivo de Fehling

Materiales y reactivos

- Pipetas graduadas de 5 mL.
- Cinco tubos de ensayo.(13 x 100 o similares)
- Vasos de precipitados.
- Dos matraces aforados de 50 mL.
- Mechero Bunsen o placa calefactora.
- Pinzas para tubo de ensayo.
- Disolución de ácido clorhídrico 1 M.
- Sulfato de cobre pentahidratado.
- Tartrato de sodio y potasio.
- Hidróxido de sodio o potasio.
- Disolución acuosa al 5% de los azúcares que se van a utilizar.
- Agua destilada.

Desarrollo.

Actividad previa. Para la experiencia se debe disponer de dos disoluciones que se mezclan en cantidades iguales, al momento de usarlas.



Fehling 1. Disolver 3,46 g de sulfato de cobre pentahidratado en 15 mL de agua destilada. Diluir a 50 mL en el matraz aforado correspondiente y luego filtrar (de preferencia al vacío).

Fehling 2. Disolver 17,3 g de tartrato doble de sodio y potasio (SAL DE ROCHELLE) y 5,0 g de hidróxido de sodio en 20 mL de agua destilada y luego completar a volumen en el matraz aforado de 50 mL. Dejar en reposo unos días y filtrar antes de usarla.

En un vaso de precipitados adecuado disponer del baño maría.

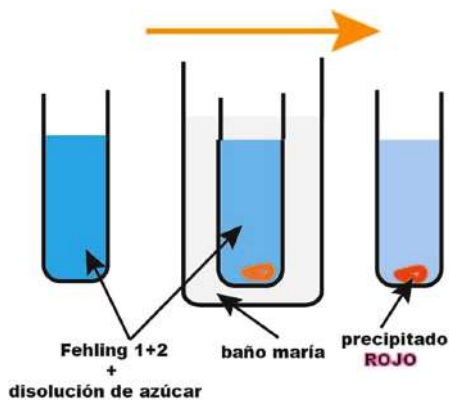
Preparar disoluciones al 5% de cada uno de los azúcares problema.

Si no se va a hacer demostrativa, cada alumno o grupo debe disponer de al menos 12 mL de las disoluciones de los azúcares.

Procedimiento**A- Clasificación según la capacidad reductora.**

- ❖ Adicionar en un tubo de ensayo 2 mL de Fehling 1, 2 mL de Fehling 2 y 4 mL de la disolución del carbohidrato a trabajar.
- ❖ Colocar el tubo en el baño maría. Observar.
- ❖ Repetir el procedimiento con cada uno de los azúcares disponibles.

El diagrama es una representación del proceso en la prueba de Fehling.





Registro de lo observado. Se sugiere emplear un cuadro como el siguiente para consignar la información sobre el comportamiento de cada muestra frente al reactivo de Fehling.



Muestra	Observación
Glucosa	
Fructosa	
Sacarosa	
Lactosa	

B- Hidrólisis de la sacarosa

- ❖ Tomar en un tubo de ensayo aproximadamente 0,2 g de azúcar común (sacarosa) y disolver con aproximadamente 5 mL de la disolución 1 M de ácido clorhídrico. Sumergir el tubo en agua hirviendo por unos dos minutos.
- ❖ Adicionar 2 mL del reactivo de Fehling (1+2) y calentar nuevamente en agua hirviendo por unos dos minutos. Observar.

Registro de lo observado. Anotar sus observaciones y comentarios sobre las semejanzas y diferencias encontradas en los procedimientos A y B.



Muestra	Observación-comentarios
Glucosa	
Fructosa	
Lactosa	
Sacarosa hidrolizada	



Explicación. Se puede orientar a la utilidad del reactivo de Fehling para describir los carbohidratos.



Discusión. Se sugiere orientarla al comportamiento de la sacarosa, por ejemplo, frente a la glucosa y la importancia de ésta en las funciones de respiración y fotosíntesis. Para discusión ver la lectura complementaria 2.

Aplicación. Consultar sobre la importancia de los azúcares como nutrientes de los organismos vivos.



Experiencia No. 3. Rancidez de aceites y grasas comestibles. Prueba de Kreiss

Materiales

- Aceite vegetal de cocina.
- Seis tubos de ensayo de 100x15
- Tapones de corcho para los tubos.
- Probeta o cilindro graduado de 15 mL.
- Dos pipetas graduadas de 5 mL.
- Ácido clorhídrico concentrado
- Floroglucinol¹.
- Éter etílico.



Desarrollo

Actividad previa. Con algunos días de anticipación disponga de una muestra de aceite comestible no fresco y déjelo en un frasco abierto para favorecer su enranciamiento.

Anotar que es una prueba de tipo cualitativo para evidenciar si hay enranciamiento del aceite. No se profundizará en la reacción química que genera el compuesto coloreado en que se fundamenta la prueba, simplemente se anotarán los reactivos que se utilizan.

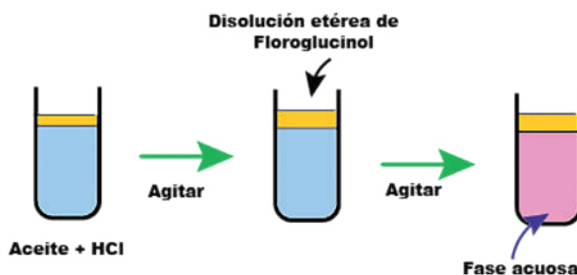
Procedimiento

- ❖ Disponer de una disolución al 0,1% de floroglucinol en éter.
- ❖ Verter en un tubo de ensayo 0,5 mL del aceite.
- ❖ Adicionar con la probeta 4 mL de HCl concentrado
- ❖ Tapar el tubo con un tapón de corcho.
- ❖ Agitar fuertemente durante unos 30 segundos.
- ❖ Adicionar 0,5 mL de disolución de floroglucinol.
- ❖ Agitar y dejar en reposo.
- ❖ Observar.

¹ Floroglucinol es el trihidroxi benceno de fórmula condensada $C_6H_3(OH)_3$. Presenta isómeros el pirogalol y el hidroxiquinol. Tiene aplicaciones en farmacología para la prevención de osteoporosis, raquitismo, es antiespasmódico y relajante muscular.



El siguiente diagrama es una representación del procedimiento.



Registro de lo observado. Anotar en el cuaderno de laboratorio los cambios observados.



Explicación. De acuerdo con el objetivo establecer el resultado de la prueba.



Discusión. Una posibilidad es orientarla hacia las posibilidades de control del deterioro de aceites y grasas comestibles.

Aplicación. Consultar sobre aplicaciones de esta prueba para identificación de otros aldehídos.



Lectura complementaria 1. Procesos de oxidación reducción en compuestos orgánicos



En general las reacciones que dan lugar a nuevos enlaces, por ejemplo, con el hidrógeno, se conocen como de **reducción**; y la eliminación del hidrógeno de las estructuras para formar enlaces múltiples o para generar nuevos enlaces entre el carbono y elementos electronegativos como oxígeno, nitrógeno, azufre y halógenos, se llama normalmente **oxidación**. Sin embargo, en las reacciones en que intervienen compuestos orgánicos y se presenta oxidación y reducción, es válido asociar la oxidación como pérdida de electrones y reducción como su ganancia. Esto permite aplicar el cambio en el número de oxidación para el balanceo de las ecuaciones correspondientes. Al final se propone un trabajo pedagógico sobre el balance de este tipo de reacciones.

Un ejemplo de reacción redox en que intervienen compuestos orgánicos, es el que se presenta en la experiencia 1, en la cual se trabaja con la glucosa (aldosa), monosacárido

de fórmula $C_6H_{12}O_6$ o en forma general RCHO que, como compuesto reductor es uno de los compuestos orgánicos con alta presencia en la vida diaria y además tiene un papel vital en los procesos de metabolismo de los organismos vivos.

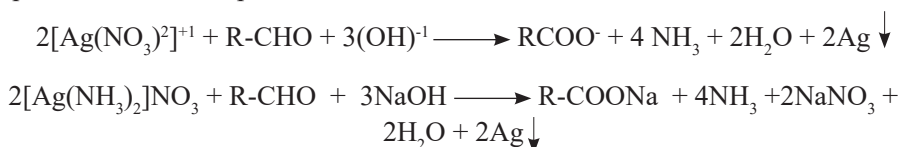
Este carbohidrato pertenece al grupo de las hexosas como lactosa, maltosa y fructosa, que se nombran genéricamente como aldosas y cetosas en una clasificación general de los azúcares, por tener en su estructura grupos aldehído o cetona. Una característica fundamental de los aldehídos y cetonas es el grupo carbonilo, que para los primeros está unido a un carbono primario formando las aldosas (como la glucosa) con características reductoras y para las segundas está unido a un carbono secundario formando una cetosa como la fructosa.

Cuando el grupo carbonilo tiene características reductoras se oxida fácilmente a grupo carboxilo. Los monosacáridos (aldosas) son reductores y se pueden oxidar a sus respectivos ácidos.

Una reacción redox empleada comúnmente para identificar la capacidad reductora del grupo aldehído, es con el reactivo de Tollen's. Este es una disolución de un ion complejo de plata amoniacal $[Ag(NH_3)_2]^+$ que al reaccionar con un aldehído lo pasa a ácido.

Cuando se calienta la disolución de plata amoniacal en presencia de un compuesto que tiene el grupo aldehído, el ion plata se reduce a plata metálica que se deposita en las paredes del tubo, formando un espejo de plata.

El proceso se describe por las ecuaciones:



Es importante anotar que el azúcar común es la **sacarosa** conformada por la unión de dos hexosas, **glucosa** y **fructosa**, mediante un enlace llamado glicosídico², originando un disacárido de fórmula molecular $C_{12}H_{22}O_{11}$ que no es reductor, pero al hidrolizarse por medio químico o enzimático se desdobra en glucosa y fructosa que si son monosacáridos reductores.

En la experiencia 2 se emplea otra prueba muy utilizada para la identificación de azúcares reductores, el **Fehling**. Este reactivo es una mezcla de una disolución de sulfato de cobre y tartrato de sodio y potasio, que forma un complejo con el cobre(II), que

2 **Enlace glicosídico.** Es la unión que se forma entre dos monosacáridos mediada por el oxígeno para obtener un disacárido. En este caso es enlace glicosídico 1-2; entre el carbono 1 de la glucosa y el 2 de la fructosa.



oxida el grupo aldehído a ácido y forma como producto de reducción un precipitado rojo de óxido cuproso (Cu_2O). La ecuación que describe el proceso es:



Se propone usar el reactivo para identificar cuál es la disolución que contiene la sacarosa y cuál no, con base en su carácter reductor.

Si permanece azul, quiere decir que no tiene grupos reductores; pero si estos están presentes aparecerá un precipitado de color rojo amarillento (más fuerte cuanto mayor sea la concentración de sustancia reductora). Identificada la disolución de sacarosa, una muestra de ella se hidroliza con ácido clorhídrico y se repite la prueba de Fehling.

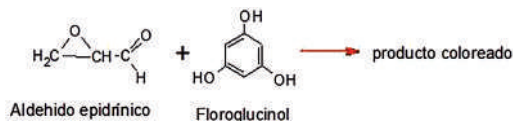
La prueba de Fehling es inicialmente negativa con la sacarosa (color azul); después de la hidrólisis es positiva (color marrón, rojo), porque este proceso descompuso la sacarosa en sus componentes: glucosa y fructosa, que poseen carácter reductor.

En la experiencia 3 se aplica una prueba cualitativa para detectar si se presenta **rancidez** en el aceite comestible utilizando. Esta alteración se presenta en los aceites y grasas comestibles, que modifica las propiedades organolépticas del producto como sabor, olor y apariencia.

Las sustancias grasas utilizadas en la alimentación están constituidas aproximadamente en un 95% en peso, por triglicéridos, ésteres del glicerol y ácidos alifáticos de cadena larga, saturados y no saturados llamados ácidos grasos.

El proceso de oxidación de estos productos afecta principalmente los ácidos grasos no saturados que dan origen a peróxidos lipídicos, sustancias muy inestables y reactivas que se degradan a radicales libres³ y compuestos como aldehídos y cetonas de bajo peso molecular, responsables del “olor a rancio” y que hacen el alimento no consumible.

El ensayo de Kreiss es una prueba sencilla para evidenciar la rancidez y se basa en la reacción del **Floroglucinol** en disolución etérea y el aldehído **epidrínico** que se genera en el proceso de rancidez; el compuesto que se forma es coloreado y soluble en disolución ácida.



3 **Radicales libres.** Son moléculas inestables por poseer uno o más electrones desapareados y que se generan en el proceso metabólico. Estos radicales son muy reactivos y pueden ser aniónicos, catiónicos o neutros.

Esta prueba no es exclusiva para el aldehído epidrínico; con otros aldehídos como el furfural da igualmente positiva.

Lectura complementaria 2. Procesos redox en los seres vivos. Aplicaciones varias.



En las células vivas suceden numerosas reacciones catalizadas por enzimas, proteínas que existen dentro del citoplasma celular, regulan la velocidad y son específicas para cada una de las etapas de los procesos que se producen en él y respecto al sustrato sobre el que actúan.

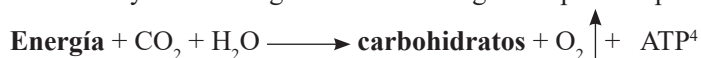
A continuación se mencionan algunos contextos en que los procesos redox son definitivos para explicar los comportamientos observados.

El **metabolismo** es un conjunto altamente integrado de sistemas multienzimáticos, que en su forma más sencilla se localizan en la célula y realizan un intercambio permanente de energía y materia con el medio ambiente.

El metabolismo obtiene energía de la luz solar, con base en procesos fotosintéticos o a partir de compuestos químicos, **gracias a las reacciones de oxidación reducción**. Sus funciones son:

- Transformar los nutrientes orgánicos en precursores de biomoléculas o macromoléculas.
- Sintetizar o degradar las biomoléculas necesarias para realizar las funciones específicas del organismo.
- Sintetizar o degradar las macromoléculas que permiten construir, hacer funcionar o regular el organismo viviente.

Fotosíntesis. En primer lugar consideremos algunos aspectos de este proceso vital, que absorbe la energía del sol para producir energía alimenticia (ATP, ADP). Se produce en una amplia gama de organismos y es una vía metabólica que mediante una compleja serie de reacciones, empleando la energía solar, el CO_2 del aire y agua sintetizan carbohidratos y liberan oxígeno. Su reacción general puede representarse como:



Este proceso sucede en dos etapas que se conocen como etapa luminosa y etapa oscura. Las células utilizan una fracción de la luz solar para transformar el CO_2 y el

4 ATP. Es el compuesto Adenosintrifosfato, cuyas moléculas contienen oxígeno unido al fósforo; UNIONES FOSFATO DE ALTA ENERGÍA. Un diagrama básico de su molécula se muestra al final de esta lectura.



agua en sustancias químicas aptas para el mantenimiento de la vida y el resultado es el crecimiento de las plantas.

En la etapa luminosa la energía solar, entre 400 y 700 nm⁵, es captada por los cloroplastos que contienen, entre otras sustancias la clorofila; ésta presenta dos formas la A sensible al rojo y la B sensible al rojo y azul.

La molécula de clorofila inicialmente tiene electrones con baja energía, pero al ser impactada por la luz solar captura los fotones que excitan los electrones y así la energía luminosa se convierte en energía eléctrica, que pasa a formar parte de un compuesto químico, el trifosfato de adenosina (ATP), el cual es altamente energético y proporciona la potencia necesaria para impulsar toda una gama de procesos vitales.

Mientras se efectúa la síntesis de ATP los cloroplastos utilizan electrones energéticos para descomponer el agua y liberar O₂.

En la etapa oscura se presentan reacciones que utilizan el CO₂ de la atmósfera y el agua como materias primas, para producir glucosa y otras sustancias necesarias para construir y mantener los tejidos vegetales utilizando la energía proveniente del ATP. Estas reacciones son asistidas por las enzimas. Como lo anota G. Pérez “en general los organismos autotróficos derivan su energía de la fotosíntesis por procesos de reducción y los heterotróficos la obtienen a través de la oxidación de compuestos sintetizados por los autotróficos”. En el balance general la oxidación de una glucosa genera 36 ATP.

Respiración. En este proceso se utilizan los productos de la fotosíntesis: azúcares y oxígeno para formar CO₂, H₂O y se genera la energía que impulsa la vida. Estos dos procesos constituyen el ciclo del carbono debido a la transformación de CO₂ en azúcar y esta de nuevo, en CO₂.

Los animales también necesitan del combustible ATP para mantener sus procesos vitales; lo obtienen de la glucosa mediante el proceso de **glucólisis** que tiene lugar en el citoplasma de la célula y que recibe el nombre de **Glicólisis**; esta es una serie de reacciones mediante las cuales la célula animal, impulsada por la energía del ATP y catalizada por las enzimas apropiadas, transforma una molécula de glucosa en dos moléculas pequeñas (ácido 3 fosfoglicérico y 3'fosfogliceraldehído) que después originan una sustancia llamada piruvato.

En el proceso de metabolismo, descrito por el ciclo de Krebs, se producen ácidos polibásicos y después aminoácidos; las reacciones dentro de las células producen también CO₂, H₂O y energía.

5 Zona del espectro entre la luz roja y azul donde principalmente hay mejor respuesta de las plantas.

Otro ejemplo importante del metabolismo es la vía degradativa de los carbohidratos llamada glicólisis, con numerosas aplicaciones industriales como las fermentaciones alcohólica, láctica, acética y de producción de glicerol.

En el proceso de fermentación para producción de bebidas alcohólicas se realiza una oxidación anaerobia de carbohidratos tales como almidones y azúcares y se obtiene etanol y CO_2 .

Como otros ejemplos se pueden mencionar que en los tejidos vegetales están presentes dos enzimas poco específicas que pueden causar problemas; son las oxidativas catalasa y peroxidasa que provocan modificaciones de color, aroma y otras características. En la industria de alimentos llama la atención el pardeamiento u oscurecimiento de algunas frutas y vegetales después de ser cortadas. Este comportamiento se atribuye a una acción enzimática de la polifenoloxidasas, que en un proceso bioquímico genera compuestos que oscurecen las superficies o dan origen a puntos negros, caso muy conocido del banano y la manzana. El proceso se previene adicionando un agente antioxidante como el ácido ascórbico (vitamina C) o el ácido cítrico. Por eso es muy común adicionar jugo de limón a las manzanas cortadas para que no se negreen.

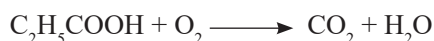
Desde otro punto de vista, actualmente hay numerosos estudios que relacionan procesos de oxidación en el organismo humano con el desarrollo de cáncer.

Lectura complementaria 3. Trabajo pedagógico. Balance de ecuaciones redox con compuestos orgánicos



Para trabajar el balance de ecuaciones en reacciones orgánicas, se puede partir de la simple observación de que la mayoría de los compuestos orgánicos presentan en su composición carbono, hidrógeno, oxígeno y que al quemarlos (oxidarlos) se forma CO_2 y H_2O .

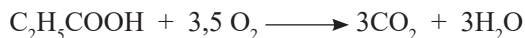
Por ejemplo, si quemáramos una muestra de ácido propiónico $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ con fórmula condensada $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$ hasta convertirlo en CO_2 y H_2O , la reacción básica correspondiente es:



Para balancear esta ecuación se tienen en cuenta los carbonos e hidrógenos presentes, así:



En total se necesitarían 9 átomos de oxígeno, pero la molécula de ácido propiónico solo aporta 2, por tanto se necesitarían 7 átomos o 3,5 moles para lograr la oxidación completa.



Como falta el balance total, al multiplicar por 2 toda la ecuación se obtiene.



Pero como en no en todas las reacciones el proceso es tan sencillo, el camino es acudir al proceso de oxidación reducción. Recordemos, se entiende por oxidación de un elemento el aumento en su número de oxidación y si este disminuye el elemento se ha reducido. Además, como se estableció en la lectura No. 1, el número de oxidación es imprescindible para el balance de las reacciones redox.

¿Cómo se calcula el número de oxidación en los compuestos orgánicos?

Las reglas básicas para asignar los números de oxidación en compuestos orgánicos son las mismas que se estudiaron en el módulo 1 de este bloque, a saber:

- 1ª. Para los elementos libres (no combinados) el número de oxidación es cero (0).
- 2ª. En todo compuesto neutro la suma de los números de oxidación es cero (0).
- 3ª. Para todo ion monoatómico el número de oxidación es igual a la carga del ion.
- 4ª. Para todo ion poliatómico la suma de los números de oxidación es igual a la carga del ion.
- 5ª. Para el hidrógeno el número de oxidación en sus compuestos es 1^+ , excepto en los hidruros metálicos que es 1^- .
- 6ª. Para el oxígeno el número de oxidación en sus compuestos es 2^- , excepto en los peróxidos que es 1^- .

Con el fin de ejercitar las reglas en compuestos orgánicos vamos a calcular fácilmente el número de oxidación del carbono, a partir de la fórmula condensada del compuesto, aplicando las reglas 5 y 6 para los valores del hidrógeno y oxígeno y la regla 2 en cuanto a la suma de los números de oxidación de un compuesto neutro, en los siguientes compuestos: ácido acético, etanol y glucosa.

Los resultados se presentan en el siguiente cuadro: “x” es el número de oxidación.

Compuesto	Fórmula Semi condensada	Fórmula Condensada	Ecuación de cálculo	No. de oxidación del carbono
Acido acético	$\text{CH}_3 - \text{COOH}$	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	$2x + 4 - 4 = 0$	$\text{C} = 0$
Etanol	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$2x + 6 - 2 = -2$	$\text{C} = -2$
Glucosa		$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	$6x + 12 - 12 = 0$	$\text{C} = 0$

Como en la mayoría de las moléculas orgánicas cada átomo de Carbono puede estar unido a átomos distintos, el número de oxidación de cada uno puede ser diferente pero según el método descrito se obtiene un valor de número oxidación promedio.

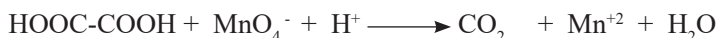
En las reacciones donde hay claramente un cambio en el grupo funcional, pero no se afecta la cadena de Carbono, identificada como R, se determina cuál es el elemento reaccionante y el carbono que soporta el cambio electrónico y se le asigna su número de oxidación.

Ejercicio 1. Calcular el valor del número de oxidación del carbono en los grupos funcionales de alcoholes, aldehídos, cetonas, éteres y ácidos según se indicó en la tabla anterior.

¿Cómo se balancea la ecuación?

Para practicar vamos a trabajar paso a paso el método de balance de ecuaciones por sus números de oxidación. Como ejemplo vamos a considerar la oxidación del ácido oxálico con permanganato en medio ácido.

1- Se escribe la ecuación simple que incluya reactivos y productos.



2- Se halla el número de oxidación de los elementos y se determina cuál se oxida y cuál se reduce.

Formula condensada del ácido oxálico $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$

Para el carbono del ácido oxálico.

$$2X + 4(-2) + 2(+1) = 0 \quad X = (8 - 2) / 2 = 3$$

Para el CO_2 $X + 2(-2) = 0 \longrightarrow X = 4$

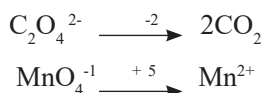
El C se oxida (No. Ox. pasa de 3 a 4) pierde un electrón. Como son 2 Carbonos el cambio total es de 2.

Para el Manganeseo $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{Mn}^{+2}$

Según la regla 4:

$$X + 4(-2) = -1 \quad X = 8 - 1 = 7 \quad \text{pasa a } X = 2 \quad \text{Se reduce ganando 5 electrones.}$$

3- Se plantean las reacciones indicando sobre la flecha el cambio en el número de oxidación y balanceando el número de Carbonos.





4- Se iguala el incremento en el número de oxidación con el decremento, colocando el cambio en la oxidación como coeficiente de la especie reducida y el cambio en la reducción como coeficiente de la especie oxidada



Sumando todos los términos y añadiendo el hidrógeno y el agua se tiene:



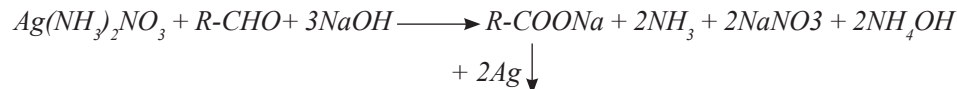
5- Se completan los Oxígenos que en la segunda parte se distribuyen entre el CO_2 y el agua: el ácido aporta 20 y el compuesto de manganeso 8.

6- Finalmente balanceamos el Hidrógeno obteniendo así la reacción totalmente balanceada

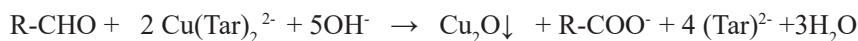


Ejercicio 2. Comprobar si las ecuaciones de determinación de azúcares utilizadas en las experiencias y propuestas en la lectura complementaria 1, están balanceadas.

Con el reactivo de Tollen's



Con el reactivo de Fehling



Bibliografía

- Fundación AQUAE. (2020). *Fotosíntesis de las plantas*. Fundacionaquae.org/fotosintesisplantas/ Consultado: 11-01-21.
- Blanco, M. (2020). *La química orgánica de los alimentos*. [Deciencias.me/pardeamiento-enzimático-en-alimentos](http://Deciencias.me/pardeamiento-enzimatico-en-alimentos). Consultado: 11-01-21.
- Pfeiffer, J. (1965). *La célula*. Colección científica de LIFE en español. Ed. Offset Multicolor S.A. México D.F.
- Pérez, G. (1986). *Bioquímica*. UNISUR. Pag.173.
- Muñoz J., Maldonado L.A. (1986). "Química General". UNISUR.
- Molly, M., Lawrence S. (1996). *Chemistry and the Living Organism*. John Wiley&Sons. Sixth Edition. Pag. 488-503.



Índice temático e histórico

Tema	Bloque	Módulo	Página
Aceites lubricantes	I	4	60
Acido	III	2 3	199- 203 213- 234
Acido conjugado	III	3	214
Acido base desarrollo histórico		2	209
Adhesión	I	5	72
Aerosoles	II	3	133
Agente oxidante	IV	1	310
Agente reductor	IV	1	310
Agua como disolvente	II	1	105 112
Amoniaco. Ficha de seguridad	II	2	124
Anión	III	4	234
Anodizado-Recubrimiento	IV	6	377
Ánodo	IV	2 6	324 372
Arquímedes	I	2 7	35 95-98
Arrhenius Svante	III	1 2 Int.	189-192-197 209-213 186
Atmósfera (patrón)	I	2	30
Autoionización del agua	III	2	203
Avogadro Amadeo (hipótesis)	III	7	283-284
Avogadro Amadeo	II	4	147
Azúcares reductores	IV	9	425
Balance de ecuaciones redox	IV	1	316
Balance de ecuaciones redox con compuestos orgánicos	IV	9	429
Base	III	2	199,204
Base conjugada	III	3	214
Becher Johann	IV	8	410,413
Black Joseph	IV	8	411,414

Tema	Bloque	Módulo	Página
Boyle Robert	III	2	199,209
	IV	8	411,413
Bronsted Johannes	III	2	209
		3	213
Burbujas	I	2	34
Cafetera a presión	I	1	16
Calor	I	2	30
Cannizzaro Estanislao	III	7	283
Capilaridad	I	5	65-71
Catión	III	4	234
Cátodo	IV	2	324
		6	372
Cavendish Henry	IV	7	385
		8	411,414
Celda electrolítica	IV	5	353
Celda electroquímica	III	1 2	195-311-324
Celda galvánica-pila	IV	3	333
Cobrisado. Recubrimiento.	IV	6	367
Cohesión	I	3	72
Coloides	II	3	132,134
Combustión	IV	8	399,406
Combustión e historia de la Química.	IV	8	409-413
Combustión y medioambiente	IV	8	407
Comportamiento de metales en disoluciones de iones metálicos	IV	2	319
Concentración de alcohol en vinos y licores	I	2	33
Concentración. Unidades físicas y químicas	II	4	149
Conductividad eléctrica	III	1	192,197
Conductividad-Resistividad de metales	IV	2	326
Constante dieléctrica	III	1	195
Corrosión	IV	1	311
Cromatografía de papel	I	5	75
Dalton John.	III	7	283
Davy Humphrey.	III	1	192
	III	2	209
	IV	6	372



Tema	Bloque	Módulo	Página
Densidad	I	7	89-96
Deposición	I	1	15
Descomposición electrolítica del agua	IV	7	385
Destilación	I	2	32
Detergencia	I	6	84
Detergentes	I	6	86
Difusión	I	1	14-11
Dilución	III	6	165,173
Disociación	III	1	193
Disoluciones	II	1	110
Disoluciones reguladoras de pH	III	6	257,261
Disoluciones = Soluciones	II II	1 4-2	110,, 111 143,120
Disolvente = Solvente	II	1	103
Ebullición	I	2	21,28
Efecto Tyndall	II	3	135
El cañón de hidrógeno	IV	7	388-396
El fuego y la alquimia	IV	8	409
El lago asesino	II	2	122
El pH. Escala de pH	III	4	231
Electrodo de vidrio	III	8	289
Electrodo normal de hidrógeno (ENH)	IV	4	346
Electrodos	III	1	194
Electrólisis	IV	5	353
Electrolito	III	2	204 234 324
Electroquímica	IV	Int.	299
Emulsificantes	II	3	134
Emulsiones	II II	1 3	111 132,133
Energía de activación	IV	7	393
Época del flogisto	IV	8	410
Escala termométrica	I	2	29
Espumas	II	3	133
Estado de oxidación de los átomos. Reglas	IV	1	310

Tema	Bloque	Módulo	Página
Estados de la materia. Modelo cinético molecular	I	2	28
	I	4	58
	I	5	72
Estequiometría	III	7	280-284
Estequiometría. Desarrollo histórico de la Química	III	7	280,284
Estudio de los gases	IV	8	410
Exactitud y Precisión	III	7	278
Faraday Michael	III	1	189
	III	2	209
	III	6	372
Fahrenheit. Grados	I	2	31
Fotosíntesis	IV	9	427
Fuerzas intermoleculares (cohesión, adhesión)	I	5	84
Fundamentos de electrólisis	IV	5	362
	IV	6	372
Fundamentos de las celdas galvánicas	IV	3	337
Fundamentos de los procesos REDOX	IV	1	307
Galvani Luigi	IV	2	333
			189
Galvanizado	IV	1	312
Gases en disolución acuosa	II	2	120
Gay Lussac Joseph.	II	4	147
	III	2	209
	III	7	283,284
Generación de corriente eléctrica por reacciones químicas	IV	3	333
Generación de reacciones químicas por corriente eléctrica	IV	5	353
Grados Fahrenheit	I	2	31
Grados Kelvin	I	2	31
Hidrofilico	I	6	85
Hidrófilo	II	3	134
Hidrófobo	I	6	85
Hidrólisis	III	3	213,218
Hidrólisis de compuestos orgánicos	III	3	226
Historia breve de la estequiometria	III	7	283
Historia de la Química y la combustión	IV	8	409,413
Hook Robert	IV	8	409,413



Tema	Bloque	Módulo	Página
Humectación	I	6	77-83
Humedad absoluta	I	1	12
Humedad relativa	I	1	12
Impermeabilización	I	5	71
Indicadores ácido-base	III	5	247,251
Insaturación	II	5	153-160
Ion, iones	III III	1 4	192 236
Ionización	III III	1 4	193 234
Jabón	I	6	85
La llama	IV	8	406
Lavado	I	6	84-81
Lavoisier Antoine	III	2	209
	III	7	283
	IV	8	414,
Lewis Gilbert	III	Int.	186
	III	2	209
Ley de Coulomb	III	1	195
Ley de Henry. Solubilidad de gases	II	2	121
Ley de proporciones definidas	III	7	282-283
Ley de proporciones múltiples	III	7	282-283
Ley de volúmenes de combinación	III	7	282-,284
Leyes de Faraday	IV	6	371,374
Líquido polar	II	3	131
Llama	IV	8	406
Lluvia ácida	II	2	122
Lowry Thomas	III	Int.	186
	III	2	209
	III	3	213
Metabolismo	IV	9	427
Método de Fehling (azúcares)	IV	9	420,425
Método de Kreiss (rancidez en aceites)	IV	9	423, 426
Método de Tollens (azúcares)	IV	9	418
Método del anillo de Nouy (tensión superficial)	I	3	48
Mezcla azeotrópica	I	2	34
Mitología e industria	IV	8	408

Tema	Bloque	Módulo	Página
Mol - Molaridad	II	4	145,146
Nace la Química	IV	8	409
Neutralización	III	7	269,277
Nicholson William	III IV	1 7	192 385
Número de oxidación	IV	1	309
Número de oxidación en compuestos orgánicos	IV	9	430
Obtención de elementos y compuestos químicos por electrólisis	IV	6	379
Olla a presión	I	1	15
Ostwald William	II	4	146
Oxidación-Reducción	IV	1	303
Oxidación- Reducción en reacciones orgánicas	IV	9	417,424
Paracelso	IV	8	409,413
Patrón de medida	II	6	178
pH	III	4	229
pH en la agricultura	III	4	240
pH en la industria de alimentos	III	4	241
pH y la vida	III	4	243
pH y medio ambiente	III	4	239,234
Pigmentos vegetales	III	5	253
Pilas en la vida diaria	IV IV	3 4	339 349
Pilas o celdas galvánicas	IV	3	333,338
Potencial de pila. Determinación	IV	4	343
Potencial de reducción. Tabla	IV	2	329-347
Precisión y Exactitud	III	7	278
Preparación de disoluciones de laboratorio: HCl, H ₂ SO ₄ y NaOH	III	8	293
Presión atmosférica	I	2	31
Presión de vapor	I	1	5-8-9
Priestley Joseph	IV	8	411,414
Proceso de corrosión	IV	1	311
Procesos electrolíticos industriales	IV	6	367,377
Procesos Redox en los seres vivos. Aplicaciones	IV	9	427
Proust Joseph	III	7	283



Tema	Bloque	Módulo	Página
Puente salino	IV	3	337
Punto de ebullición	I	2	30
Punto de rocío	I	1	12
Rancidez de lípidos	IV	9	426
Reacción Hidrógeno-Oxígeno	IV	7	392
Reacciones ácido-base. Desarrollo histórico	III	2	209
Reacciones de desplazamiento	IV	2	324,328
Reacciones de oxidación-reducción	IV	Int.	299
Reacciones Redox en medio orgánico	IV	9	417
Reacciones Redox y corriente eléctrica	IV IV	2 3	320,323 333
Reactivo de Fehling	IV	9	420
Reactivo de Kreiss	IV	9	423
Reactivo de Tollens	IV	9	418
Reguladores biológicos de pH	III	6	264
Resistividad de metales	IV	2	326
Respiración	IV	9	428
Ritcher Jeremías	III	7	283
Ritter Johann	IV	7	385
Saturación	II	5	153
Scheel Carl	IV	8	412,414
Sistema Internacional de Unidades. Prefijos	II	6	179
Soles-geles	II	3	133-134
Solubilidad	II	5	157
Solubilidad de gases y cambio climático	II	2	120
Solubilidad de líquido en líquido	II	3	127
Solubilidad y temperatura	II	5	156,157
Soluto	II	1	105
Solvente o Disolvente	II	Int.	103
Sorensen Peter	III	2	209
Sthal Georg	IV	8	413
Sublimación	I	1	14
Suspensiones	II II	1 3	112 134
Temperatura de ebullición	I	2	21, 26,29,36
Tensión superficial	I I	3 5	39,46, 47 72,73

Tema	Bloque	Módulo	Página
Tensión superficial y respiración	I	3	49
Tensoactivos	I	3	47
	I	6	84
Teoría atómica y molecular vs. Ebullición	I	2	28
Viscosidad	I	4	58
Capilaridad	I	5	72, 71
Termómetro	I	2	30
Torricelli Evangelista	I	2	30
Tyndall (efecto)	II	3	134
Unidades de medida de presión	I	1	18
Usanovich Mikhail	III	2	209
Valoración volumétrica potenciométrica	III	8	287,291
Valoraciones volumétricas	III	7	276
Van Helmont Johann	IV	8	413,410
Viscosidad	I	4	53,58
Viscosidad de otros tipos de fluidos.	I	4	62
Viscosidad y estructura de la materia	I	4	58
Volta Alessandro	III	1	189,193
	IV	7	385
Voltámetro de Hoffmann	IV	7	395

Int. = Introducción del módulo

Herramienta práctica para educadores

“¿Qué nos dice La Química?”, es una compilación de sugerencias teóricas y prácticas para que el educador en ciencias a niveles básico y medio, las utilice para que los estudiantes perciban que la ciencia que los rodea hace su vida más fácil y que el conocimiento generado a través del tiempo les permite su forma de vida actual.

La existencia y comportamiento de átomos y moléculas, es fundamental para explicar la naturaleza y cómo funciona, y su conocimiento es el fundamento común de la ciencia en sus diversas expresiones en Química, Física, Biología, Geología y sus aplicaciones en Medicina e Ingeniería.

La fascinación que producen algunos ejemplos de la Química, junto con su gran potencial de aplicación, permite que la aspereza que sugieren sus contenidos, pueda ser suavizada usando aproximaciones didácticas adecuadas. De esta forma la Química, aparentemente tan abstracta y lejana, muestra una cara más familiar y cercana.

¡Acompáñanos en este descubrimiento emocionante!



Academia Colombiana de
Ciencias Exactas, Físicas y Naturales.



Consejo
Profesional de Química.