

Química

IDALIA COLOMO GONZALEZ

Red Tercer Milenio

QUÍMICA

QUÍMICA

IDALIA COLOMO GONZALEZ

RED TERCER MILENIO



AVISO LEGAL

Derechos Reservados © 2012, por RED TERCER MILENIO S.C.

Viveros de Asís 96, Col. Viveros de la Loma, Tlalnepantla, C.P. 54080, Estado de México.

Prohibida la reproducción parcial o total por cualquier medio, sin la autorización por escrito del titular de los derechos.

Datos para catalogación bibliográfica

Idalia Colomo González

Química

ISBN 978-607-733-068-4

Primera edición: 2012

Revisión editorial: Eduardo Durán Valdivieso

DIRECTORIO

José Luis García Luna Martínez

Director General

Jesús Andrés Carranza Castellanos

Director Corporativo de Administración

Rafael Campos Hernández

Director Académico Corporativo

Héctor Raúl Gutiérrez Zamora Ferreira

Director Corporativo de Finanzas

Bárbara Jean Mair Rowberry

Directora Corporativa de Operaciones

Alejandro Pérez Ruiz

Director Corporativo de Expansión y Proyectos

ÍNDICE

<i>INTRODUCCIÓN</i>	4
<i>MAPA CONCEPTUAL</i>	6
UNIDAD 1. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA Y A LA ESTRUCTURA ATÓMICA	7
MAPA CONCEPTUAL	8
INTRODUCCIÓN	9
1.1 IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA EN LA INGENIERÍA.	10
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	12
1.2 MATERIA: CLASIFICACIÓN Y COMPOSICIÓN	12
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	14
1.3 ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA	14
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	16
1.4 PARTÍCULAS SUBATÓMICAS Y MODELOS ATÓMICOS.	16
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	20
1.5 NÚMEROS CUÁNTICOS.	20
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	21
1.6 TABLA PERIÓDICA.	21
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	26
1.7 PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS	26
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	27
AUTOEVALUACIÓN	28
UNIDAD 2. ENLACES QUÍMICOS: MODELOS DE ENLACES E INTERACCIONES INTERMOLECULARES	31
MAPA CONCEPTUAL	32
INTRODUCCIÓN	33
2.1 REGLA DEL OCTETO Y ESTRUCTURA DE LEWIS	34
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	34
2.2 ENLACE IÓNICO	35
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	35
2.3 ENLACE COVALENTE.	35

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	37
2.4 ENLACE METÁLICO	37
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	38
2.5 FUERZAS INTERMOLECULARES	38
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	40
2.6 INTRODUCCIÓN A LA CRISTALOQUÍMICA	40
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	44
AUTOEVALUACIÓN	46
UNIDAD 3. REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA	48
MAPA CONCEPTUAL	49
INTRODUCCIÓN	50
3.1 REACCIONES QUÍMICAS	51
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	51
3.2 REACCIONES ÁCIDO – BASE Y ÓXIDO - REDUCCIÓN	51
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	54
3.3 BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS: MÉTODO REDOX	54
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	56
3.4 EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN	56
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	59
3.5 ESTEQUIOMETRÍA: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS	59
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	60
3.6 REACTIVO LIMITANTE, RENDIMIENTO DE REACCIÓN	60
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	62
AUTOEVALUACIÓN	63
UNIDAD 4. TERMOQUÍMICA, TERMODINÁMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO	65
MAPA CONCEPTUAL	66
INTRODUCCIÓN	67
4.1 TERMOQUÍMICA: LA NATURALEZA DE LA ENERGÍA	68
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	69
4.2 TERMODINÁMICA: PROCESOS ESPONTÁNEOS	69
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	71
4.3 PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA	71
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	72
4.4 CALORIMETRÍA	73

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	73
4.5 ENTALPÍA	74
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	74
4.6 ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE	74
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	77
4.7 EQUILIBRIO QUÍMICO: CONSTANTE DE EQUILIBRIO	77
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	79
4.8 PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER	79
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	80
AUTOEVALUACIÓN	81
UNIDAD 5. ELECTROQUÍMICA.	83
MAPA CONCEPTUAL	84
INTRODUCCIÓN	85
5.1 ELECTROQUÍMICA: INTRODUCCIÓN	87
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	87
5.2 LEYES DE FARADAY: ELECTRÓLISIS	87
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	89
5.3 CELDAS ELECTROQUÍMICAS: BATERIAS	90
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	91
5.4 CORROSIÓN, GALVANOTECNIA Y PROTECCIÓN CATÓDICA	91
ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE	92
AUTOEVALUACIÓN	93
<i>BIBLIOGRAFÍA</i>	97
<i>GLOSARIO</i>	98

INTRODUCCIÓN

Hoy en día son diversos los medios por los cuales se puede obtener información, ya sea libros impresos, revistas divulgativas, revistas científicas, boletines, trípticos, folletos, periódicos, reportajes, etc., pero quizás el medio más actualizado y fácil de entender para las nuevas generaciones es el medio digital.

Debido a lo anterior y respondiendo a las necesidades de las nuevas generaciones, el presente libro virtual es resultado de una revisión y recopilación bibliográfica de diferentes textos de la materia en cuestión, dando como resultado la integración de cinco unidades.

En la primera unidad “Introducción a la química y a la estructura atómica” se aborda de manera general la importancia de la química en la vida cotidiana de la sociedad, se describe a la química como una ciencia interdisciplinaria, además de conocer y reflexionar acerca de los experimentos que tuvieron lugar para conocer el modelo actual de los átomos.

En la segunda unidad “Enlaces químicos” se definen, describen e interpretan las diferentes fuerzas que mantienen unidos a los átomos, se ilustran diferentes tipos de enlaces químicos los cuales responden a las propiedades de los átomos enlazados. Además de describir las diferentes fuerzas que mantienen unidas a las moléculas tanto en líquidos como en sólidos.

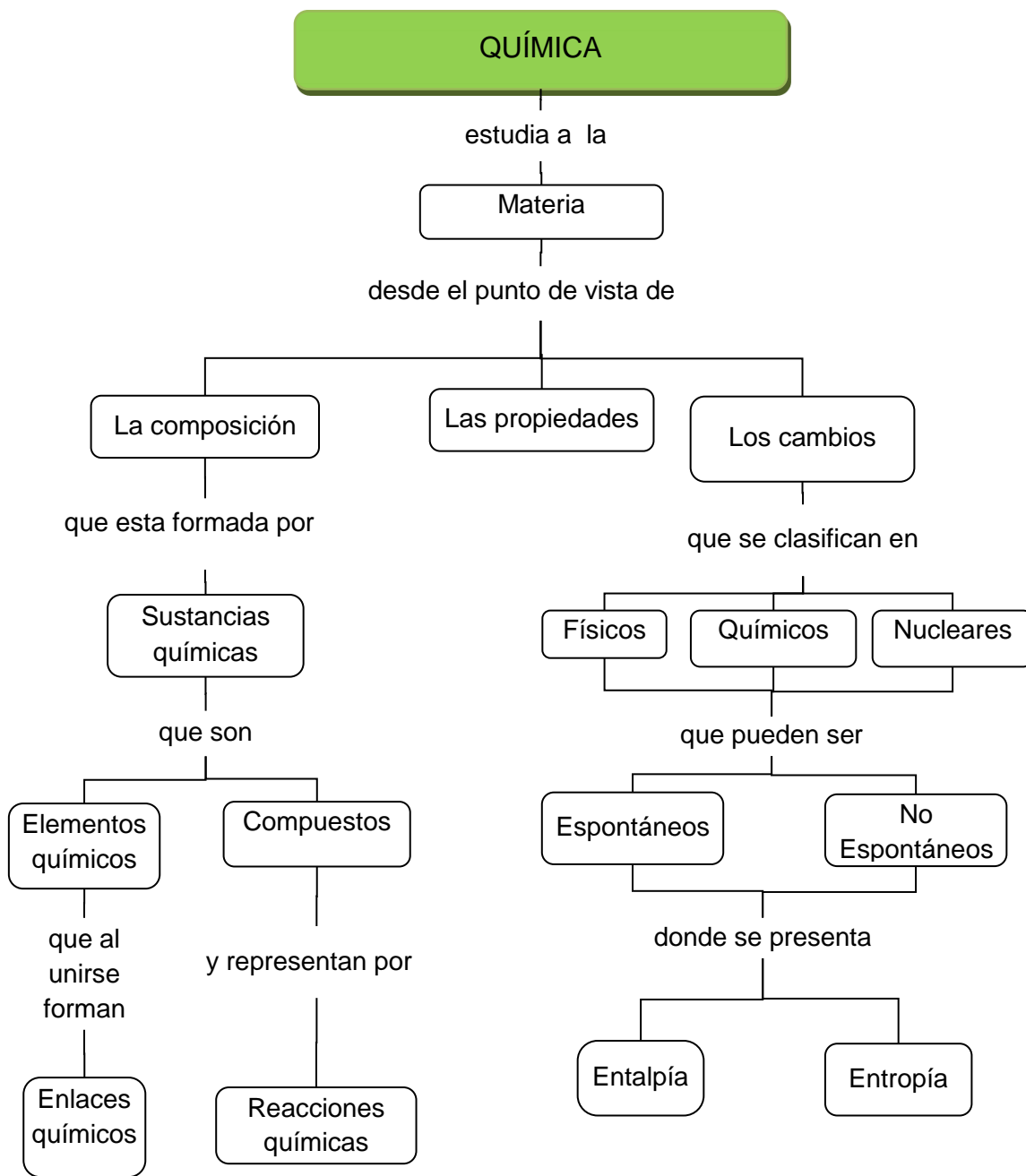
En la unidad tres “Reacciones químicas”, se localizan e identifican a los actores principales de las reacciones: reactantes y productos, además de describir a las reacciones ácido-base y reacciones de óxido reducción. Así también se confirma la ley de la conservación de la materia, la cual dice “La materia no se crea ni se destruye, únicamente se transforma” y es precisamente lo que ocurre en una reacción química, la masa y la energía solo fluyen de un punto a otro, sin perderse. Además se describen diversos cálculos estequiométricos para calcular concentraciones, moles y rendimiento de una reacción química.

En la unidad cuatro “Termoquímica, termodinámica y equilibrio químico” se menciona como una reacción química puede verse afectada por diversos factores como la temperatura, la presión, etc. Así mismo se describe que en una reacción química puede existir liberación o absorción de energía, así como desorden molecular.

En la unidad cinco “Electroquímica” se enlistan las leyes de Faraday haciendo hincapié en la electrolisis y sus aplicaciones, así también se retoman los conceptos de oxidación y reducción para describir el funcionamiento de las pilas electroquímicas. Además de enlistar diferentes métodos de protección para prevenir la corrosión.

Con el fin de facilitar la comprensión de los temas que en este libro se abordan, se elaboraron mapas conceptuales al inicio de cada unidad, así también, al final de cada tema se proponen diferentes actividades de aprendizaje y al final de cada unidad se localizan diferentes reactivos para reafirmar los temas antes expuestos.

MAPA CONCEPTUAL



UNIDAD 1

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA Y A LA ESTRUCTURA ATÓMICA

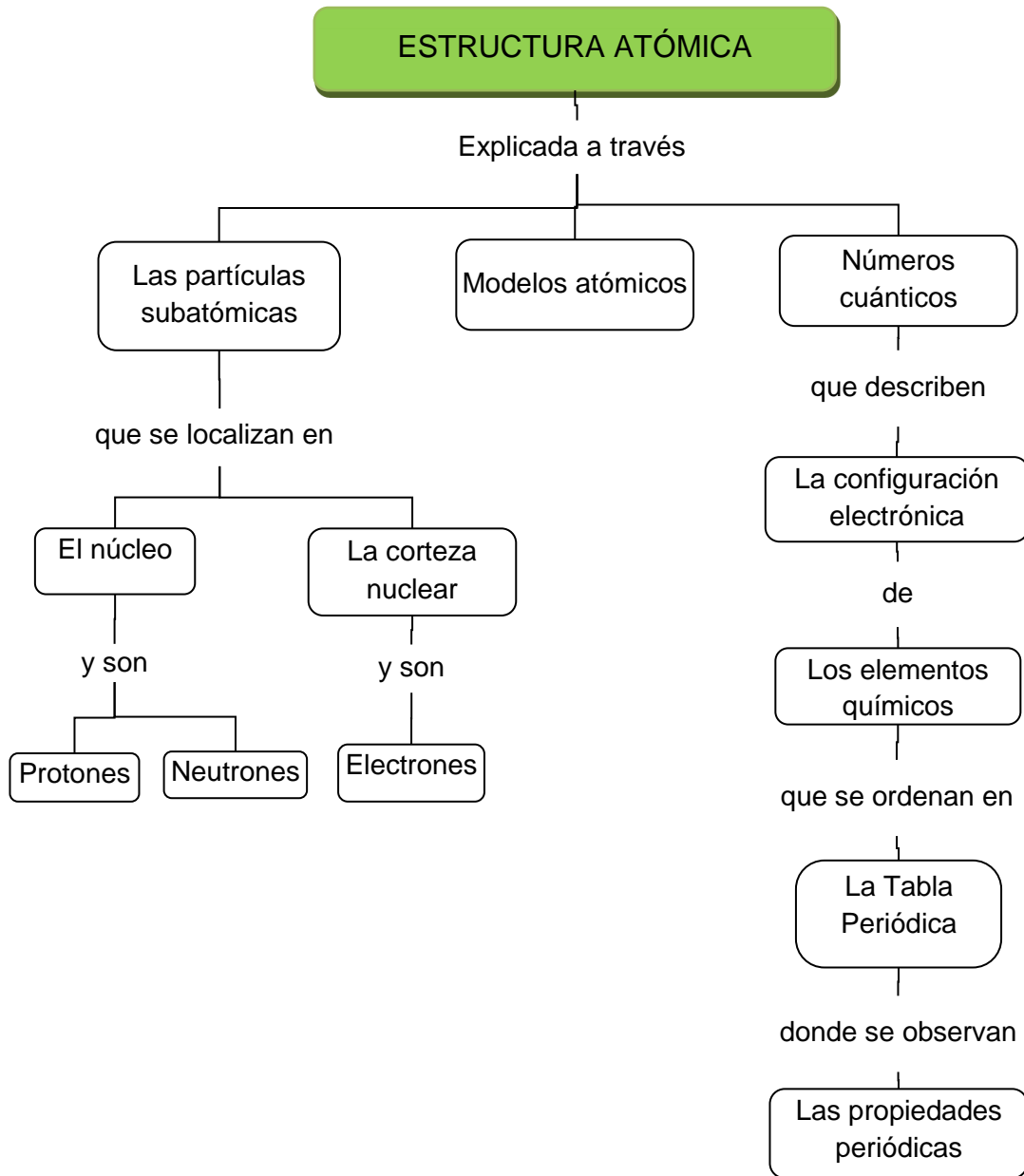
OBJETIVO

Comprender que la ciencia química ha evolucionado a través del tiempo y en la actualidad es una de las más desarrolladas para el beneficio de la humanidad. Así como también adquirir el conocimiento de la estructura atómica para comprender el comportamiento de la materia.

TEMARIO

- 1.1 IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA EN LA INGENIERÍA
- 1.2 MATERIA: CLASIFICACIÓN Y COMPOSICIÓN
- 1.3 ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA
- 1.4 PARTÍCULAS SUBATÓMICAS Y MODELOS ATÓMICOS
- 1.5 NÚMEROS CUÁNTICOS
- 1.6 TABLA PERIÓDICA
- 1.7 PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

MAPA CONCEPTUAL



INTRODUCCIÓN

Desde tiempos remotos, la química ha desempeñado un papel importante en la vida del ser humano, desde la obtención de infusiones vegetales, la elaboración de pigmentos minerales y por supuesto las diversas aleaciones que dieron lugar a la metalurgia.

El campo de acción de la química es diverso, ya que su intervención se puede observar en diferentes sectores como la agricultura, la medicina, la ecología, la industria farmacéutica, la industria textil, la electrónica, etc. Pero, ¿por qué la química se encuentra en todos los sectores de la sociedad? sencillamente porque la química estudia la materia y el universo completo está formado por materia.

Debido a lo anterior, la química no se ha conformado sólo con estudiar la materia de manera macroscópica, sino que también ha enfocado sus esfuerzos en entender a la materia desde el punto de vista microscópico.

En la antigüedad, Aristóteles pensaba que la materia era infinitamente divisible, posteriormente se pensó que la materia podía dividirse hasta cierto grado ya que llegaría un momento en que la materia alcanzaría un tamaño muy pequeño que ya no se podría dividir y se afianzó el término “átomo” que significa sin división.

En la actualidad se sigue empleando el término átomo, pero se conoce que éste cuenta con un núcleo y una corteza y es en estos lugares donde se encuentran sus partículas subatómicas.

Para poder llegar a conocer al átomo de manera microscópica fue necesario que muchos investigadores propusieran modelos y teorías, basados en diversos experimentos. Es precisamente de estos experimentos de donde se debe reflexionar y aprender, asimilar que en la naturaleza aún queda mucho que estudiar. Comprender que la investigación de hoy será la base para las tecnologías del futuro. Entender que la ciencia básica es el pilar de la ciencia aplicada.

1.1 IMPORTANCIA DE LA QUÍMICA EN LA INGENIERÍA

La química permite obtener un entendimiento importante del mundo y su funcionamiento. Se trata de una ciencia práctica que ha tenido una gran influencia sobre la vida diaria de la sociedad. La química está en el centro de muchas cuestiones que preocupan a la humanidad, como por ejemplo la medicina, la conservación de los recursos naturales, la protección del ambiente, la elaboración de nuevos materiales y equipos, etc.

El ser humano a través de los años ha desarrollado diferentes ciencias, ya que éste observa a la naturaleza para imitar y reproducir lo que ahí se lleva a cabo, esto es con el fin de comprender el cómo y el porqué ocurren las cosas. Esto ha permitido que el ser humano sea un químico empírico desde el inicio de los tiempos, lo cual le ha permitido descubrir y obtener diferentes materiales y con ello ha elaborado miles de productos nuevos.

Recio del Bosque menciona que el desarrollo los productos nuevos se han dirigido a diferentes industrias, industrias que satisfacen necesidades básicas del ser humano como vestido, comida, vivienda, educación, comunicación, etc.¹

Por otro lado, Brown considera que la industria química ha contribuido al desarrollo de materiales novedosos que se han empleado para elaborar nuevas herramientas de comunicación, computadoras, fibras ópticas, láser, semiconductores, microprocesadores, polímeros, fuentes alternativas de energía, materiales biodegradables, entre otros.²

En la industria de la comunicación, los ingenieros químicos han proporcionado desde cables de cobre a fibras ópticas, teléfonos fijos a teléfonos móviles, telégrafos a fax.

Zumdahl menciona que cuando J.J. Thomson descubrió que los átomos contenían electrones (mediante un tubo de rayos catódicos), nadie se imaginó que éste estaba haciendo posible vida más placentera a la sociedad del futuro, ya que con ese descubrimiento se abría la posibilidad para construir televisores

¹ F. H. Recio del Bosque, *Química inorgánica*, pp. 7-11.

² T. L. Brown *et al.*, *Química: La ciencia central*, pp. 429, 434, 849, 884.

y monitores de computadoras, estaba haciendo posible que en el presente podamos observar los anuncios y espectaculares de neón.³

En la industria de la computación, la ingeniería química ha hecho posible que se generen computadoras más ligeras, con mayor capacidad de almacenaje y más económicas. De manera que hoy en día se puede contar con computadoras portátiles de mucha capacidad.

Chang ha mencionado lo siguiente:

Para el futuro, algunos científicos han comenzado a explorar la posibilidad de la computación molecular [...]. Esto tendrá como ventaja de que a ciertas moléculas se les puede inducir para que respondan a la luz en lugar de responder a los electrones, de tal manera que en lugar de computadoras electrónicas tendríamos computadoras ópticas [...]. Las computadoras ópticas también podrían tener mucha mayor capacidad de memoria que las electrónicas.⁴

En la electrónica también se han hecho grandes avances, ya que los aparatos electrónicos como reproductores, videocámaras, cámaras digitales, televisores, computadoras y cualquier aparato electrodoméstico han cambiando a través del tiempo.

El campo de la investigación en las ciencias naturales no ha sido la excepción a los cambios, ya que hoy en día es posible generar imágenes de átomos en dos y tres dimensiones, esto es con la ayuda de las computadoras y microscopios, incluso es posible observar las nubes electrónicas de los átomos, según ha descrito Phillips.⁵

Por lo tanto, los ingenieros químicos han atendido a la mayoría de las demandas de la sociedad y con ello han contribuido directa o indirectamente en los avances tecnológicos en diferentes campos e industrias.

Como se mencionó, el ser humano ha sido químico empírico desde el principio de los tiempos gracias a su curiosidad por conocer lo que ocurre en la

³ S. S. Zumdahl, *Fundamentos de química*, p. 91.

⁴ R. Chang, *Química*, p. 6-7.

⁵ J. Phillips, *Química: Conceptos y aplicaciones*, p. 240.

naturaleza y a su capacidad de razonamiento, esta curiosidad es la que mueve a la mayoría de los ingenieros químicos y por ello día a día generan conocimientos, los cuales los aplican en el desarrollo de tecnologías.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga en bibliotecas o fuentes de consulta electrónicas las aplicaciones de la química en diversos sectores de la sociedad y elabora un resumen de lo investigado.
2. Elabora un cuadro sinóptico en el que se mencione los beneficios y perjuicios de la química en la sociedad

1.2 MATERIA: CLASIFICACIÓN Y COMPOSICIÓN

Antes de conocer la clasificación de la materia, es necesario conocer ¿Qué es Química? Según Brown, la química es la ciencia que estudia la materia, su estructura íntima, sus cambios, sus relaciones con la energía, las leyes que rigen esos cambios y esas relaciones.

De acuerdo con lo anterior, la química estudia cómo está formada la materia y sus transformaciones, pero ¿qué es la materia? Brown ha descrito a la materia como el material físico del universo; cualquier cosa que tiene masa y ocupa espacio.⁶

Por lo tanto, materia es todo lo que nos rodea, ya sea a escala macroscópica o microscópica, aunque, es importante mencionar que no todas las formas de la materia son tan comunes o tan conocidas, ya que la materia se puede presentar en estado sólido, líquido o gaseoso.

Zumdahl señala que, toda la materia que nos rodea es resultado de la combinación de unos pocos elementos (cientos), elementos que pueden encontrarse en forma libre, formando compuestos o formando mezclas. Basado en lo anterior, menciona que la materia se puede clasificar de acuerdo a su composición de la manera siguiente:

⁶ T. L. Brown *et al.*, *Química: La ciencia central*. p. 6.

- a) Sustancias puras (comúnmente llamada sustancia) es materia que tiene siempre la misma composición.

Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos.

Los elementos son las sustancias más simples, cuyas moléculas no pueden descomponerse en sustancias más sencillas ni por procedimientos físicos y/o químicos.

El número de elementos conocidos es pequeño (cientos).

- b) Los compuestos son sustancias que están formadas por la unión química de dos o más elementos en proporciones fijas, puede descomponerse en sus elementos por medio de procedimientos químicos.

Los átomos de diferentes elementos al enlazarse entre si pierden sus propiedades.

Se conocen millones de compuestos.

- c) Mezclas, son combinaciones de dos o más sustancias en proporciones variables, se pueden separar en sus componentes por medio de procedimientos físicos.

Están formadas por diferentes sustancias, cada una de las cuales conserva sus propiedades.

Se puede formar un número ilimitado de mezclas.

Las mezclas se pueden clasificar en mezclas homogéneas (también llamadas soluciones) y mezclas heterogéneas, las primeras son aquellas que son uniformes en todos sus puntos y las segundas son aquellas que no tienen la misma composición, propiedades y aspecto en todos sus puntos.⁷

La materia también se puede clasificar con base en sus propiedades, pero, ¿a qué se le llama propiedad?, según Petrucci y Harwood, las propiedades de la materia son cualidades y atributos que se pueden utilizar

⁷ S.S. Zumdahl, *Fundamentos de química*, p. 65.

para distinguir una muestra de materia de otra, estas cualidades pueden ser físicas o químicas y las definen como sigue:

- 1) Propiedades físicas, son aquellas características que presenta la materia sin alterar su estructura íntima, es decir, su composición permanece inalterada.

Dentro de las propiedades físicas se pueden mencionar el olor, el color, el estado de agregación molecular, punto de fusión, punto de ebullición, densidad, maleabilidad, solubilidad, etc.

- 2) Propiedades químicas, es la capacidad (o incapacidad) de una muestra de materia para experimentar un cambio en su composición bajo ciertas condiciones, es decir se transforma de una sustancia a otra (s) diferente (s).⁸

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Observa a tu alrededor y selecciona diez objetos para clasificarlos según la composición de la materia
2. Investiga e identifica 10 propiedades físicas y químicas de la materia con sus respectivas definiciones

1.3 ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

La materia se presenta en tres estados de agregación molecular: gaseosa, líquida y sólida. Brown menciona que las diferencias entre estos tres estados se pueden explicar a través de la teoría cinética molecular, la cual establece que el calor y el movimiento están relacionados con el comportamiento de las moléculas y, además, explica las propiedades de los estados de la materia.⁹

Por otra parte, Chang describe algunas características de los estados de agregación molecular de la siguiente manera:

⁸ R. H. Petrucci y W. S. Harwood, *Química general. Principios y aplicaciones modernas*, pp. 7-8.

⁹ T. L. Brown *et al.*, *Química: La ciencia central*, pp. 5-6.

- a) Los gases: Carecen de fuerzas de atracción intensas entre moléculas (fuerzas intermoleculares), lo que le permite a un gas expandirse para llenar su recipiente.

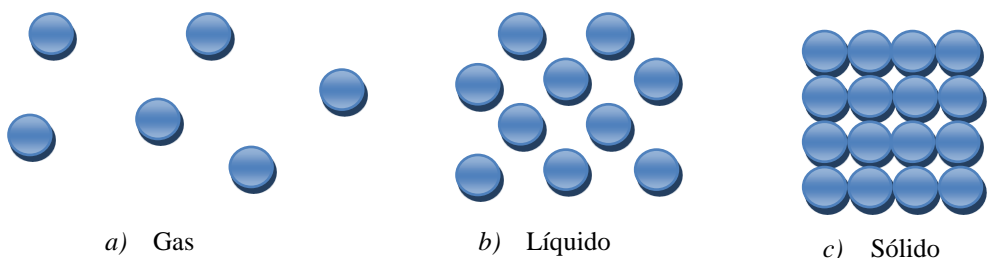
Se pueden comprimir, es decir, al aplicarles una fuerza pueden disminuir su volumen, las densidades son inferiores a las de líquidos y sólidos.

- b) Los líquidos: Sus fuerzas de atracción intermoleculares son lo bastante fuertes como para mantener juntas las moléculas. Así, los líquidos son mucho más densos y mucho menos compresibles que los gases.

A diferencia de los gases los líquidos tienen un volumen definido, independientemente del tamaño y la forma de su recipiente. Sin embargo las fuerzas de atracción en los líquidos no tienen la intensidad suficiente para evitar que las moléculas se muevan unas respecto a otras.

- c) Los sólidos: Sus fuerzas de atracción intermoleculares son lo bastante intensas no solo para mantener muy juntas las moléculas, si no para fijarlas prácticamente en su sitio. Los sólidos al igual que los líquidos, no son muy compresibles, porque las moléculas no tienen mucho espacio libre entre ellas. Es común que las moléculas ocupen posiciones en un patrón altamente regular.

Los sólidos que poseen estructuras muy ordenadas se clasifican como cristalinos.¹⁰



Estados de agregación de la materia

¹⁰ R. Chang, *Química*, pp. 12-13.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga y explica a tus compañeros de clase, en qué consiste el estado de agregación de la materia llamado plasma.
2. Elabora un cuadro sinóptico en el cual se comparen las características de todos los estados de agregación de la materia.

1.4 PARTÍCULAS SUBATÓMICAS Y MODELOS ATÓMICOS

Hoy en día se acepta que el átomo consta de dos partes: el núcleo y la corteza (o envoltura nuclear). Asimismo, se identifican tres partículas subatómicas fundamentales del átomo: protón, neutrón y electrón. Los dos primeros también llamados nucleones, por encontrarse dentro del núcleo.

Recio del Bosque reconoce las tres partículas subatómicas antes mencionadas y proporciona una descripción para cada una de ellas:

- a) Protón: Es estable y forma parte del núcleo de todos los átomos; su carga eléctrica es positiva y su masa es de 1.67×10^{-24} g.
- b) Neutrón: Junto con los protones, constituyen el núcleo de los átomos. Los neutrones no tienen carga eléctrica y su masa es ligeramente mayor a la del protón (1.675×10^{-24} g)
- c) Electrón: Son estables y forman la envoltura del átomo, su masa es prácticamente nula (9.11×10^{-28} g).¹¹

Es importante mencionar que la aceptación de la existencia del átomo y posteriormente el descubrimiento de las partículas subatómicas han traído innumerables beneficios, desde los rayos X en la medicina, hasta los aparatos de resonancia magnética nuclear. Sin embargo, para que se llegara a tener todos los conocimientos modernos del átomo, fue necesario que muchos investigadores invirtieran gran parte de su vida haciendo suposiciones y experimentos.

¹¹ F. H. Recio del Bosque, *Química inorgánica*, p. 43.

De acuerdo con Mortimer, en la antigüedad algunos filósofos griegos pensaban que la materia no era infinitamente divisible, como la mayoría creía en esa época. Leucipo y Demócrito, en el siglo V a.C., sostenían que si la materia se dividía constantemente, llegaría un momento en el cual se tendría un tamaño de partícula muy pequeño que ya no se podría dividir, llegaría un momento en que uno de los tomos (partes) de la materia no tendría división. A esta partícula sin división le llamaron átomo, palabra que deriva del griego *átomo* que significa indivisible. Sin embargo, las suposiciones de estos filósofos tuvieron poca aceptación y quedaron en el olvido.

Casi dos mil años después, se retoma la idea de la existencia del átomo, puesto que aproximadamente en los años de 1803 a 1808 John Dalton propuso la teoría atómica, donde decía que cada elemento está formado por átomos que son químicamente idénticos entre si y diferentes de los átomos de los demás elementos. Además, agrego que un compuesto químico, es el resultado de la combinación de átomos de dos o más elementos en una proporción numérica sencilla.¹²

En la teoría de Dalton, los átomos eran considerados como los componentes más pequeños de la materia, pensaba se imaginaba a los átomos como esferas compactas e indivisibles.

Después de que se aceptó la existencia de los átomos, lo que seguía era más difícil, ya que había que explicar cómo eran los átomos. Para poder explicar lo anterior, fue necesaria la intervención de muchos estudiosos de la química y la física. Para ello, Mortimer hace una remembranza de los experimentos que sirvieron como base para poder comprender cómo eran los átomos:

- a) En 1807, Humphry Davy descubrió cinco elementos (potasio, sodio, estroncio, calcio, bario) utilizando electricidad en la descomposición de compuestos, con estos resultados sugirió que los elementos se

¹² C. E. Mortimer, *Química*, p. 74.

mantienen juntos en los compuestos por atracciones de naturaleza eléctrica.

- b) En 1832, Michael Faraday llevó a cabo experimentos relacionados con la electricidad, sobre la electrólisis química, en la cual estudio la relación entre la cantidad de electricidad usada y la cantidad de compuesto separado.
- c) En 1874, George J. Stoney, propuso que las unidades de carga eléctrica están asociadas con los átomos.¹³

Debido a lo anterior a finales del siglo XIX surge la idea de que el átomo podía estar compuesto de partículas más pequeñas. Esto a razón de los diferentes experimentos relacionados con la electricidad.

Zumdahl, describe que a finales de la década de 1890, J. J. Thomson, empleando un tubo de Crookes, demostró que los átomos de cualquier elemento podían emitir diminutas partículas negativas, llegando a la conclusión de que todos los tipos de átomos contienen partículas de carga negativa que en la actualidad se llaman electrones, lo anterior permitió pensar que si el átomo tenía partículas negativas, también debía tener partículas positivas para neutralizar las cargas, de manera que la carga total del átomo fuera igual a cero.¹⁴

Además, este mismo señala que, en 1910, el modelo del átomo más aceptado era el de Thomson, el cual concebía al átomo como un “budín” uniforme de carga positiva con suficientes electrones negativos en su interior para balancear esa carga.

Sin embargo, el modelo atómico de Thomson pronto fue puesto en duda, ya que en 1911, Ernest Rutherford hizo importantes descubrimientos. Empleando partículas alfa (carga positiva), provenientes de un material radiactivo, bombardeó una placa (lámina) delgada de oro y observó que la mayoría de las partículas alfa atravesaron la placa, otras pocas rebotaron en

¹³ C. E. Mortimer, *op. cit.*, p. 75.

¹⁴ S. S. Zumdahl, *Fundamentos de química*, pp. 91-92.

línea recta y algunas formando ángulos. Los resultados que esperaba eran contrarios a lo que realmente ocurrió.

Ernest Rutherford explicó sus resultados, mencionando que el átomo no era compacto, como lo había afirmado Dalton y Thomson, sino que en su mayoría era espacio vacío y además sugería que el átomo tenía un centro positivo, un núcleo.

Zumdahl describe como Rutherford continuó con sus experimentos y posteriormente llegó a la conclusión de que el átomo no sólo tenía un núcleo sino que dentro de este se encontraban partículas positivas que llamó protones. Hoy en día se sabe que un protón tiene la misma magnitud (tamaño) de carga del electrón, pero de signo positivo.¹⁵

Además, menciona que en 1932, Rutherford y James Chadwick, demostraron que la mayoría de los núcleos también tienen partículas neutras que llamaron neutrones.¹⁶ Asimismo, indica que, aproximadamente, en 1915, surge otro modelo atómico, propuesto por Niels Bohr, en el cual se describía al átomo como un pequeño núcleo positivo con electrones que giraban a su alrededor.

Bohr propuso que los electrones se movían en orbitas circulares que correspondían a diversos niveles de energía, pero además sugirió que los electrones podían permanecer girando en sus respectivas orbitas o bien podían saltar a una órbita diferente. Si los electrones saltaban de una órbita de mayor energía a una de menor energía, entonces estos tenían que liberar energía en forma de luz y si ocurría lo contrario, entonces tenían que absorber energía. Por lo tanto el modelo de Bohr proponía que los electrones se movían en torno al núcleo en orbitas circulares, como planetas alrededor del sol.¹⁷ A mediados de 1920, se hizo evidente que el modelo de Bohr era incorrecto y los científicos tuvieron que formular nuevas teorías, en las que intervienen la mecánica cuántica: números cuánticos.

¹⁵ S. S. Zumdahl, *op. cit.*, pp. 92-93.

¹⁶ *Ibidem.*, p. 93.

¹⁷ *Ibidem.*, pp. 318-319.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Elabora una línea de tiempo en el cual se observen todos los modelos atómicos propuestos hasta el momento, así como el personaje y experimentos claves que intervinieron en su descubrimiento.

1.5 NÚMEROS CUÁNTICOS

Al conocer que el modelo atómico de Bohr era incorrecto, se formularon nuevas teorías, nuevos modelos. Para ello, Zumdahl menciona que una de las aportaciones más importantes fue la que hizo Sommerfeld, que a fin de permitir la introducción de un nuevo concepto, el desdoblamiento de cada nivel de energía en subniveles, introdujo la elipticidad de las órbitas de energía.

De tal manera que se aceptaba que los átomos tenían diferentes niveles de energía, llamados Niveles de energía principales, designados con números enteros (1, 2,...7) y simbolizados por la letra n . Además de aceptarse que cada nivel de energía principal, contenía uno o más subniveles.¹⁸

Russell y Larena, señalan que las nuevas ideas sobre el átomo estaban basadas en la mecánica cuántica, y esta demuestra que la energía esta empaquetada en diminutos corpúsculos o cuantos. Un segundo efecto cuántico es que las partículas pueden presentar las propiedades de las ondas, idea originada con los trabajos de Broglie.¹⁹

También mencionan que, para simbolizar un electrón en un átomo, es necesario el empleo de los números cuánticos, los cuales describen la distribución de los electrones en los átomos, entre los diferentes orbitales en las capas principales y las subcapas.²⁰ Explican que existen cuatro números cuánticos, los cuales se describen a continuación:

¹⁸ S. S. Zumdahl, *Fundamentos de química*, pp. 319-325.

¹⁹ J. B. Russell y A. Larena, *Química general*, p. 130.

²⁰ J. B. Russell y A. Larena, *op. cit.*, p. 132.

a) Número cuántico principal/ espacio energético fundamental (n): Indica el nivel de energía en el que se encuentra el electrón, es decir la capa en la que está situado el electrón.

Los valores de n son enteros positivos de 1, 2, 3, 4,....

b) Número cuántico del momento angular/ azimutal/ por forma (l): Determina el subnivel (o subcapa) que tiene cada nivel (n) y se relaciona con la forma del orbital.

l puede tener los valores de 0, 1, 2, 3. Cuando l= 0 la subcapa es s, cuando l= 1 la subcapa es p, cuando l= 2 la subcapa es d y cuando l=3 la subcapa es f.

Además se le llama número cuántico por forma, ya que dependiendo del subnivel o subniveles que tenga, es la forma que tendrá el orbital:

s: esfera

d: hojas de trebol

p: bi-lobular, bolas o palanquetas

f: moños

c) Número cuántico por orientación/ magnético (m): Indica las orientaciones que pueden tener los orbitales en el espacio.

d) Número cuántico por giro/ espín (s): Se relaciona con el movimiento de rotación que el electrón efectúa sobre su propio eje. (+1/2, - 1/2).²¹

Nombre	Símbolo	Información suministrada	Valores posibles
Principal	n	Nivel /capa	1, 2, 3, 4,
Azimutal	l	Subnivel/ subcapa	0, 1, 2, n-1
Magnético	m	Orbital	-l,,0,,+l
Espín	s	Espín	+1/2, - 1/2

Los cuatro números cuánticos

²¹ *Ibidem.*, pp. 157-158.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Ilustra los orbitales s, p, d, f de un átomo

1.6 TABLA PERIÓDICA

La teoría atómica de Dalton fue el inicio de una serie de avances en la química, ya que después de esta, se hicieron observaciones químicas para detectar regularidades en el comportamiento de los elementos químicos.

El concepto de periodicidad química se debe en gran parte a los trabajos de Lothar Meyer y Dimitri Mendeleiev, quienes descubrieron la ley periódica y publicaron tablas periódicas de los elementos.

Para poder comprender lo que es una tabla periódica, Recio del Bosque proporciona las siguientes definiciones:

a) La Tabla Periódica es una tabla en la que los elementos se clasifican en orden según su número atómico creciente y se sitúan de manera que los que poseen propiedades similares (físicas y químicas) se encuentren juntos.

b) Ley periódica de Mendeleiev dice que las propiedades de los elementos químicos están en función periódica de sus masas atómicas.

c) Ley periódica modificada por Moseley menciona que las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas del número atómico.

d) Ley periódica actual sugiere que la periodicidad en la variación de las propiedades químicas de los elementos es consecuencia y función del número atómico y de la configuración electrónica.²²

Por otra parte, Russell y Larena mencionan que:

²² F. H. Recio del Bosque, *Química inorgánica*, p. 96.

a) El número atómico (Z) se determina con base en el número total de protones (igual al número de electrones) que contenga un elemento. Además indica el orden de acomodo en la tabla periódica.

$$Z = p = e$$

donde

p: número de protones, y

e: número de electrones.

b) El número de masa (sin. Masa atómica, Peso atómico) (A) se refiere al número total de protones y neutrones en el núcleo de un elemento (nucleones). Con excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones.²³

$$A = p + n$$

$$n = A - Z$$

donde

p: número de protones,

e: número de electrones,

n: número de neutrones.

En la Tabla periódica moderna el principio para ordenar los elementos es el número atómico (Z) y este aumenta de uno en uno a medida que se avanza de elemento en elemento en una fila.

Baldor describe que, la tabla periódica está estructurada en Periodos y Grupos. Los periodos están formados por aquellos elementos que se encuentran dispuestos en la tabla en líneas horizontales. Los periodos se indican con números arábigos o letras (1= K, 2= L, 3= M, 4= N, 5= O, 6= P, 7=Q). Hay 7 periodos y:

a) El número del periodo es igual al de niveles de electrones que existe en la envoltura del átomo considerado.

²³ J. B. Russell y A. Larena, *Química general*, pp. 163-164.

- b) El carácter metálico aumenta con el número del periodo.
- c) Con excepción del primer periodo, cada periodo completo comienza con un metal alcalino (IA), que es un metal altamente reactivo y termina con un gas noble (VIII A, Grupo O, Gas Inerte), que es un gas incoloro de baja reactividad. El elemento que precede al gas noble en cada periodo completo (con excepción del primer periodo) es un halógeno (VIIA) que es un no metal muy reactivo.

Al ordenamiento vertical de los elementos se le conoce como Grupo. La designación de los grupos es bastante arbitraria, y existen diferentes esquemas de designación de uso común:

El conjunto superior de rótulos, que tiene designaciones A y B, se utiliza A para los elementos representativos y B para los elementos de transición interna. Siguiendo este esquema, el número de grupo indica los datos siguientes.

- a) El número de electrones del nivel más externo
- b) Las valencias del elemento considerado
- c) El carácter químico del elemento en cuestión. El carácter de no metal aumenta al aumentar el número del grupo ²⁴

Recio del Bosque menciona que, de acuerdo con ciertas características comunes, los elementos se clasifican en:

1) Metales

- Son todos los elementos del lado izquierdo y parte media de la tabla (excepto el Hidrógeno).
- Todos los metales son sólidos a temperatura ambiente, con excepción del Hg y Fr que son líquidos.
- Presentan brillo o lustre metálico
- Son maleables, es decir se les puede convertir en láminas.

²⁴ F. A. Baldor, *Nomenclatura de química inorgánica*, pp. 20-21, 35-37.

- Son dúctiles, se puede hacer con ellos hilos o alambres.
- Son buenos conductores de calor y electricidad.
- Tienen alto punto de fusión y ebullición.
- Se combinan con el oxígeno para formar óxidos básicos.
- Sus átomos tienen 1, 2 ó 3 electrones en su último nivel energético.
- Al combinarse con los no metales pierden electrones y forman iones positivos (cationes).
- Los electrones de valencia no están fuertemente unidos.
- Son electropositivos.

2) No metales

- Están separados de los elementos metálicos, por una línea diagonal escalonada que va del Boro (B) al Astatio (At). El hidrógeno es un no metal.
- A temperatura ambiente, algunos son sólidos, otros son gaseosos y el único líquido es el Bromo.
- Son opacos, no tienen brillo.
- No son maleables, los que son sólidos se pulverizan al golpearlos.
- No son dúctiles.
- Son malos conductores de calor y electricidad.
- Tienen punto de fusión bajo.
- Se combinan con el oxígeno para formar óxidos ácidos.
- Sus átomos tienen 5, 6 ó 7 electrones en su último nivel energético.
- Al combinarse con los metales ganan electrones y forman iones negativos (aniones).
- Los electrones de valencia están fuertemente unidos.
- Son electronegativos.

3) Metaloides

- Son aquellos que tienen propiedades intermedias entre las de los metales y los no metales.

- Son elementos anfotéricos. Pueden actuar como metales o no metales según el carácter del elemento con el cual se combinan.²⁵

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Revisa cuáles son las aplicaciones de los elementos que componen a la familia de los halógenos y gases nobles.
2. Dibuja una tabla periódica, identifica y ubica a los elementos por grupos, periodos y bloques.

1.7 PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Muchas de las propiedades químicas de los elementos están determinadas por la configuración electrónica de su último nivel de energía. Estas propiedades se conocen como propiedades periódicas.

Ortiz Flores y García Hernández, mencionan algunas de estas propiedades:

- a) Electrones de valencia: Los electrones que se encuentran en el último nivel de energía aumentan en la tabla periódica de izquierda a derecha.
- b) Electronegatividad: La capacidad del núcleo de un átomo para atraer a los electrones aumenta en la tabla periódica de izquierda a derecha y de abajo a arriba.
- c) Radio atómico: La distancia que hay del centro del núcleo del electrón al electrón más alejado disminuye en la tabla periódica de izquierda a derecha.
- d) Potencial o energía de ionización: Es la energía necesaria para separar un electrón de un átomo; en las familias de la tabla periódica aumenta de abajo a arriba y en los periodos, de derecha a izquierda.
- e) Radio iónico: El radio de un átomo después de haber perdido o ganado electrones aumenta de izquierda a derecha en la tabla periódica.²⁶

²⁵ F. H. Recio del Bosque, *Química inorgánica*. pp. 102-103.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Esquematiza una tabla periódica en la cual se explique cuáles son las propiedades periódicas.

²⁶ I. Ortiz Flores y F. García Hernández, *Química I*, pp. 92-93.

AUTOEVALUACIÓN

I. Cuestionario

Subraya la respuesta correcta

- El color, volumen, temperatura, masa son ejemplos de propiedades
 - Físicas
 - Químicas
 - Nucleares
 - Extensivas
- Son dos propiedades de una mezcla
 - Están formados por compuestos y éstos se pueden separar por métodos químicos
 - Pueden ser homogéneas o heterogéneas, pero sus componentes alteran sus propiedades
 - Sus componentes guardan una proporción constante y son homogéneas
 - Las sustancias que los componen conservan sus propiedades y solamente se pueden separar por métodos físicos
- Los componentes en una mezcla, se encuentran en
 - Cantidades variables
 - Relación inversa
 - Cantidades constantes
 - Relación directa
- Sustancias que se pueden separar por métodos físicos
 - Mezclas
 - Compuestos
 - Átomos
 - Elementos
- Es un ejemplo de una mezcla
 - Hipoclorito de sodio
 - Leche
 - El agua
 - El alcohol etílico
- Es un ejemplo de elemento químico
 - Alcohol
 - Helio
 - Pólvora
 - Aire
- La unión de dos o más elementos en proporciones fijas y definidas recibe el nombre de
 - Elemento
 - Compuesto
 - Átomo
 - Mezcla.
- Es la sustancia que resiste todas las pruebas químicas sin descomponerse en otras sustancias más sencillas
 - Mezcla
 - Compuesto

c) Solución

d) Elemento

9. ¿Cuál número cuántico define la forma de un orbital?

a) Magnético

b) Principal

c) de espín

d) Azimutal

10. De cada uno de los pares siguientes, indique cuál elemento tiene el mayor carácter metálico: Li, Be y Li, Na

a) Li, Li

b) Li, Na

c) Be, Li

d) Be, Na

III. Llena los espacios en blanco de la siguiente tabla

Emplea la tabla periódica para obtener los datos de masa atómica						
Símbolo	Nombre	Protones	Z	Neutrones	Electrones	A
B		5		6		
	Sodio	11				
P				16	15	
	Manganeso				25	
Be			4	5		

RESPUESTAS

I. Cuestionario

1. A
2. D
3. A
4. A
5. B
6. B
7. B
8. D
9. D
10. B

II. Tabla

Emplea la tabla periódica para obtener los datos de masa atómica						
Símbolo	Nombre	Protones	Z	Neutrones	Electrones	A
B	Boro	5	5	6	5	11
Na	Sodio	11	11	12	11	23
P	Fósforo	15	15	16	15	31
Mn	Manganeso	25	25	30	25	55
Be	Berilio	4	4	5	4	9

UNIDAD 2

ENLACES QUÍMICOS: MODELOS DE ENLACES E INTERACCIONES INTERMOLECULARES

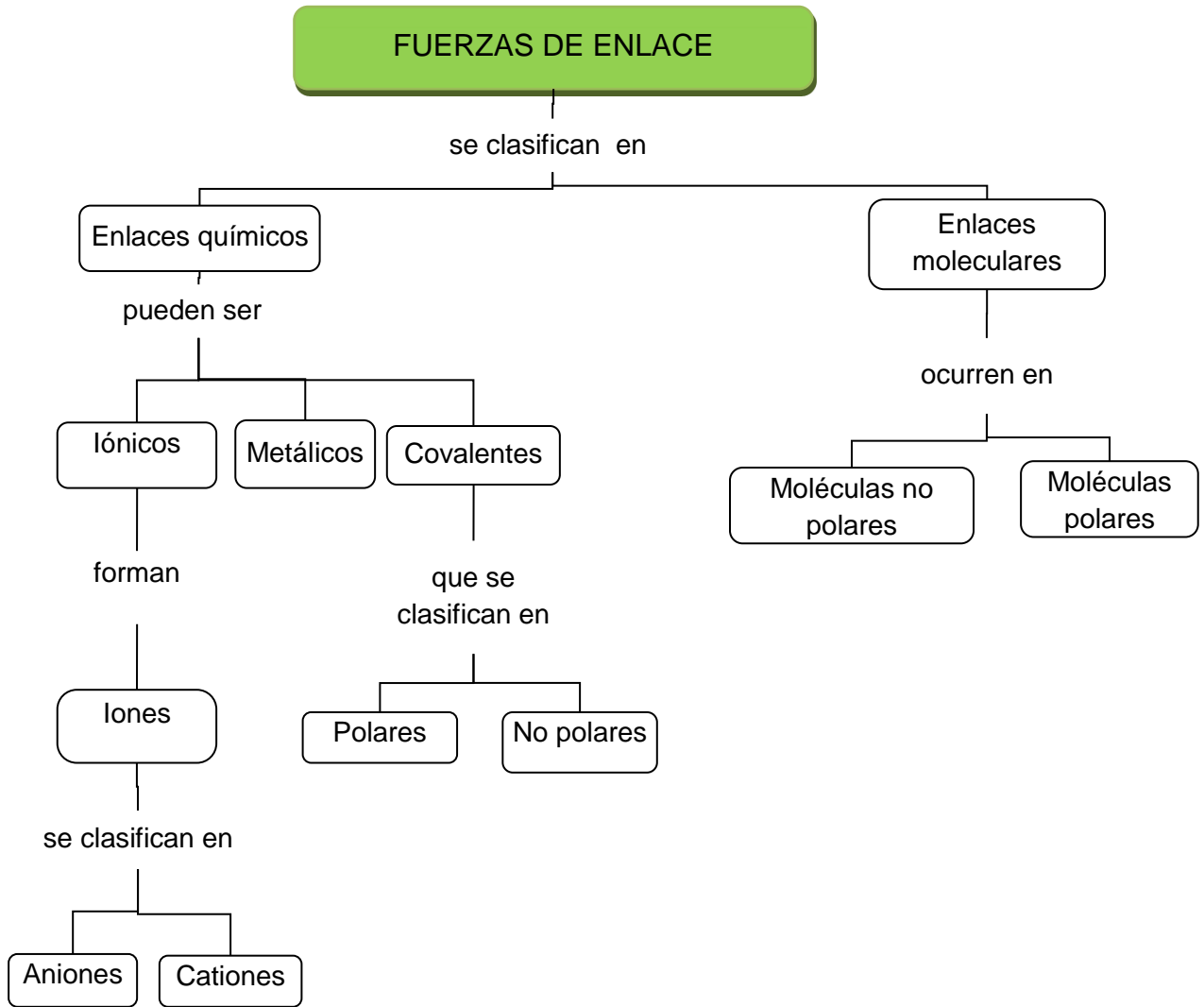
OBJETIVO

Reconocer por qué se combinan los átomos y forman compuestos. Además, identificar y estudiar los diferentes tipos de fuerzas que se dan entre átomos y molécula, asimismo, analizar la intensidad de cada una de ellas.

TEMARIO

- 2.1 REGLA DEL OCTETO Y ESTRUCTURA DE LEWIS
- 2.2 ENLACE IÓNICO
- 2.3 ENLACE COVALENTE
- 2.4 ENLACE METÁLICO
- 2.5 FUERZAS INTERMOLECULARES
- 2.6 INTRODUCCIÓN A LA CRISTALOQUÍMICA

MAPA CONCEPTUAL



INTRODUCCIÓN

En la naturaleza no es posible observar átomos o elementos libres, lo que se observa es una gama de mezclas y compuestos. Es común observar materiales muy diversos, desde materiales sólidos muy resistentes hasta materiales blandos y quebradizos. Pero ¿Cómo es posible esto? ¿Por qué es posible tomar una pequeña porción de líquidos pero no de sólidos, aun cuando se trata del mismo compuesto?

Primero, los átomos se mantienen unidos gracias a los enlaces químicos. Los enlaces químicos que se formarán dependen de la naturaleza química de los elementos que intervengan, los compuestos así formados pueden ser de tres tipos: covalentes, iónicos o metálicos. Estos tres tipos de compuestos tienen diferentes propiedades físicas y químicas características para cada uno.

Segundo, en los líquidos y en los sólidos es evidente que existen unas fuerzas de atracción que mantienen unidas a las moléculas para que estas no se separen (como ocurre con los gases), a este tipo de fuerzas se les conoce como fuerzas intermoleculares.

Por lo tanto, los enlaces covalente, iónicos y metálicos mantienen unidos a los átomos para formar compuestos, mientras que las fuerzas intermoleculares mantienen unidas a las moléculas y a los iones.

Hoy en día, se aprovecha el conocimiento que se tiene acerca de los tipos de compuestos que se pueden formar, ya que dependiendo de la naturaleza del compuesto, es el uso que se les da. Así también, en una molécula, al conocer el tipo de fuerza intermolecular que actúa, es posible comparar el punto de fusión y ebullición con respecto a otras moléculas.

2.1 REGLA DEL OCTETO Y ESTRUCTURA DE LEWIS

Hasta ahora se ha considerado a los átomos como corpúsculos aislados, pero en realidad en su gran mayoría se encuentran unidos con otros átomos de la misma especie, formando las moléculas de sustancias llamadas elementos o con otros de distinta especie formando moléculas de compuestos.

Para entender cómo se forma un enlace químico, es necesario definir la regla del octeto y la estructura de Lewis. Según Russell y Larena la regla del octeto establece que al formarse un enlace químico los átomos ganan, pierden o comparten electrones para lograr una estructura electrónica estable y similar a la de un gas noble (ocho electrones en su último nivel energético). Esta regla se basa en el hecho de que todos los gases nobles, excepto el helio, tienen ocho electrones en su nivel energético exterior.²⁷

Brown, hace mención que, en un enlace químico sólo participan los electrones de valencia de los átomos. La estructura de Lewis es la representación de una molécula en la que se indica la manera en que los electrones de valencia se encuentran ordenados entre los átomos de la molécula. Por ejemplo:



donde el hidrógeno tiene un electrón de valencia y el cloro tiene siete electrones de valencia, juntos suman ocho electrones y por ello forman una molécula estable por cumplir la regla del octeto.²⁸

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga por qué los gases nobles son inertes y como interviene la regla del octeto en su poca o nula reactividad.
2. Esquematiza la estructura de Lewis del ácido acético (CH_3COOH) y permanganato de potasio (KMnO_4).

²⁷ J. B. Russell y A. Larena, *Química general*, pp. 185-187.

²⁸ T. L. Brown, *et al.*, *Química: La ciencia central*, pp. 255-256.

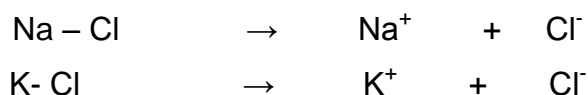
2.2 ENLACE IÓNICO

Los enlaces químicos son las fuerzas que mantienen unidos a los átomos para formar moléculas. Se pueden clasificar en iónicos, covalentes y metálicos. A continuación se describen los enlaces iónicos, según Brown.²⁹

Los enlaces iónicos son aquellos que se forman cuando se unen dos átomos de diferente naturaleza, es decir, un metal con un no metal. También se puede definir como la fuerza electrostática que atrae las partículas con cargas eléctricas opuestas.

Ocurre cuando hay una transferencia completa de electrones de un átomo a otro. El átomo que pierde electrones se transforma en ión positivo o catión y el que acepta se convierte en ión negativo o anión.

El átomo que acepta los electrones en un enlace iónico es el más electronegativo (no metal) y el que pierde electrones es el electropositivo (metal).



ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Elabora una lista de compuestos iónicos formados con elementos del grupo IA de la tabla periódica.
2. De la lista anterior, realiza la disociación química de 5 compuestos y anota cuáles son cationes y cuáles son aniones.

2.3 ENLACE COVALENTE

Los enlaces químicos que se forman compartiendo un par de electrones se llaman enlaces covalente y estos se forman por la unión de dos elementos no metálicos. Brown dice que un enlace covalente se define como un tipo de enlace en el que cada electrón del par compartido es atraído por los núcleos de ambos átomos, esta atracción los mantiene unidos. No hay transferencia

²⁹ T. L. Brown et al., *op. cit.*, p. 145.

completa de un electrón y se forma cuando los átomos que se combinan comparten electrones.

Los enlaces covalentes se clasifican de acuerdo con lo siguiente:

- a) El número de enlaces formados. Pueden ser simples, dobles o triples. Un enlace covalente simple es aquel en el que por cada dos átomos que se combinan hay un par de electrones compartidos (un enlace). Un enlace covalente doble se forma cuando los átomos comparten dos pares de electrones y un enlace covalente triple se forma si los átomos comparten tres pares de electrones.
- b) La naturaleza de los átomos enlazados. Pueden ser covalentes polares y no polares. Un enlace covalente polar se forma cuando Los átomos enlazados son de distinta especie y tienen electronegatividades diferentes, lo que hace que en el espacio del átomo más electronegativo haya una mayor densidad de cargas eléctricas negativas, formándose un polo negativo en contraste con el polo opuesto, que es positivo.

Además señala que un enlace covalente no polar es aquel que se forma entre dos átomos de la misma especie, donde las cargas eléctricas negativas se encuentran distribuidas de forma simétrica.³⁰

Tipos de enlaces covalentes

	Tipos de enlaces	Ejemplo
De acuerdo con el número de pares electrónicos enlazados	Covalentes simples	H-F
	Covalentes dobles	O = C = O
	Covalentes triples	N ≡ N
De acuerdo a la diferencia de electronegatividad	Covalentes polares	H-O-H
	Covalentes no polares	H-H

³⁰ T. L. Brown et al., *op. cit.*, pp. 256-258.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Elabora una lista de 10 compuestos covalentes polares y 10 compuestos covalentes no polares.
2. Elabora un cuadro comparativo de las características de los compuestos covalentes y los compuestos iónicos.

2.4 ENLACE METÁLICO

Hasta el momento se han explicado los enlaces que se forman al unir elementos metálicos con no metálicos, no metálicos con no metálicos, pero aún falta explicar cómo se unen dos elementos metálicos, para ello Brown describe un modelo llamado modelo de mar de electrones.

El modelo de mar de electrones, el metal se representa como un conjunto de cationes metálicos en un mar de electrones de valencias. Los electrones están confinados al metal por las atracciones electrostáticas hacia los cationes y están distribuidos de manera uniforme en toda la estructura. Sin embargo, los electrones son móviles y ningún electrón en particular está confinado a un ión metálico específico.

En otras palabras, consiste en un conjunto de cargas positivas (cationes) de los átomos metálicos y los electrones periféricos (de valencia) pertenecen a todos los cationes, es decir, los átomos se encuentran unidos entre sí por una nube de electrones de valencia.

La capacidad de deformación de los metales (maleabilidad y ductilidad) se puede explicar por el hecho de que los átomos metálicos se pueden mover sin que se rompan enlaces específicos; el material se adapta sin dificultad al cambio de posición de los átomos, producto de la nueva forma del metal, a través de la redistribución de los electrones.³¹

³¹ T. L. Brown *et al.*, *op. cit.*, pp. 881-883.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Elabora una lista de 10 elementos metálicos que consideres que sean importantes. Investiga las propiedades físicas de cada uno.
2. Investiga y elabora un resumen sobre la importancia y aplicación de las aleaciones metálicas en la sociedad.

2.5 FUERZAS INTERMOLECULARES

Las intensidades de las fuerzas intermoleculares de diferentes sustancias varían dentro de un intervalo amplio, pero generalmente son mucho más débiles que los enlaces iónicos o covalentes.

Brown señala que se requiere menos energía para vaporizar un líquido o fundir un sólido que para romper los enlaces covalentes de las moléculas.

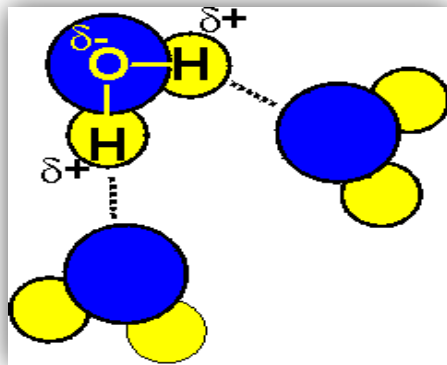
También menciona que existen tres tipos de atracción entre moléculas neutras: fuerzas dipolo-dipolo, fuerzas de dispersión de London y fuerzas de Puente de Hidrógeno. A las dos primeras también se les conoce como fuerzas de Van der Waals.

A continuación se describe cada una de las antes mencionadas:

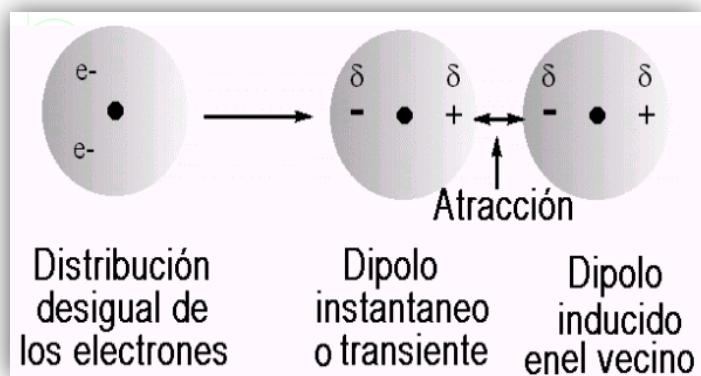
- a) **Fuerzas Dipolo- dipolo:** Existe una fuerza dipolo-dipolo entre moléculas neutras polares. Las moléculas polares se atraen cuando el extremo positivo de una de ellas está cerca del extremo negativo de otra. Las fuerzas dipolo- dipolo sólo son efectivas cuando las moléculas polares están muy juntas, y generalmente son más débiles que las fuerzas ión-dipolo.



b) Puentes de Hidrógeno: Son un tipo especial de atracción intermolecular que existe entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar (sobre todo un enlace H-F, H-O o H-N) y un par de electrones no compartido en un ión o átomo electronegativo cercano (usualmente un átomo F, O o N de otra molécula). Los puentes de Hidrógeno suelen ser el tipo más intenso de fuerza intermolecular.

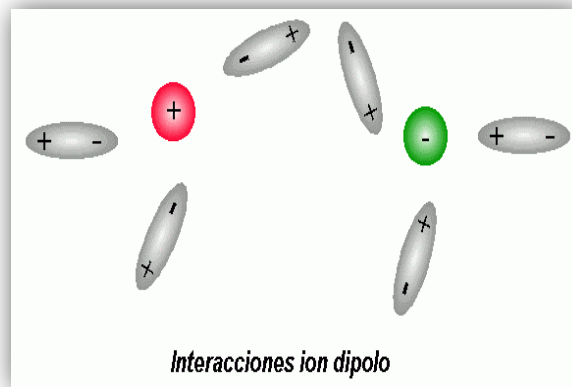


c) Fuerzas de dispersión de London: éstas involucran la atracción entre dipolos temporalmente inducidos en moléculas no polares. Esta polarización puede ser inducida tanto por una molécula polar o por la repulsión de nubes electrónicas con cargas negativas en moléculas no polares. London reconoció que el movimiento de los electrones en un átomo o molécula puede crear un momento bipolar instantáneo.



En soluciones existe otro tipo de fuerza de atracción: la fuerza ión-dipolo.

- d) Fuerzas ión-dipolo: Existe una fuerza ión-dipolo entre un ión y la carga parcial de un extremo de una molécula polar (Las moléculas polares son dipolos; tienen un extremo positivo y uno negativo). Los iones positivos son atraídos hacia el extremo negativo de un dipolo, mientras que los iones negativos son atraídos hacia el extremo positivo.³²



ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Elabora un diagrama en el cual se observe, de manera gradual, la intensidad de las fuerzas intermoleculares.
2. Elabora un esquema de dos moléculas polares donde intervengan los puentes de hidrógeno.

2.6 INTRODUCCIÓN A LA CRISTALOQUÍMICA

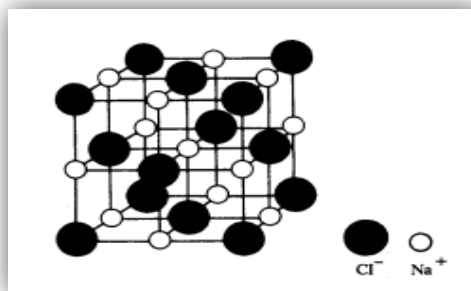
La cristalografía estudia los principios generales que relacionan la química de los minerales con su estructura y propiedades físicas. Se entiende por cristal a una disposición simétrica de los átomos, iones o moléculas dispuestos en un modelo tridimensional repetitivo.

³² T. L. Brown *et. al.*, *op. cit.*, pp. 383-392.

Según Russell y Larena, los sólidos cristalinos se pueden clasificar tomando en cuenta la naturaleza de las partículas que los componen, así como las fuerzas que los mantienen unidos en los sólidos iónicos, moleculares, covalentes y metálicos. Clasifican a los cristales en cuatro tipos con respecto a la clase de partículas que forman el cristal y a las fuerzas que las mantienen juntas:

- a) Cristales iónicos: Los iones positivos y negativos están sostenidos en la red cristalina por atracciones electrostáticas. Debido a que las fuerzas son fuertes, las sustancias iónicas tienen puntos de fusión elevados. Los cristales iónicos son duros y frágiles.

Los cristales iónicos son buenos conductores de electricidad cuando están en solución, pero no en el estado cristalino, en el que los iones no pueden moverse.

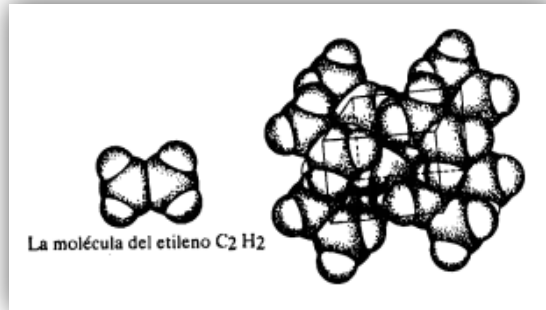


Celda unitaria de NaCl

- b) Cristales moleculares: Las fuerzas intermoleculares que mantienen las moléculas en la estructura cristalina no son tan fuertes como las fuerzas electrostáticas que mantienen juntos a los cristales iónicos.

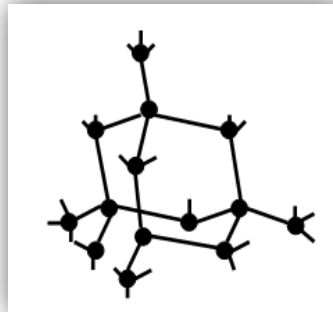
Los cristales moleculares, son blandos y poseen puntos de fusión bajos. En general, las sustancias moleculares no conducen electricidad en los estos sólido o líquido.³³

³³ J. B. Russell y A. Larena, *Química general*, pp. 257.



Estructura de etileno sólido

- c) Redes cristalinas: Los átomos ocupan posiciones del retículo y están unidos por una red de enlaces covalentes. Todo el cristal puede considerarse como una molécula gigante. Los materiales de este tipo tienen puntos de fusión elevados y son extremadamente duros debido al gran número de enlaces covalentes que tendrían que romperse para destruir la estructura cristalina. Las redes cristalinas no conducen electricidad.³⁴



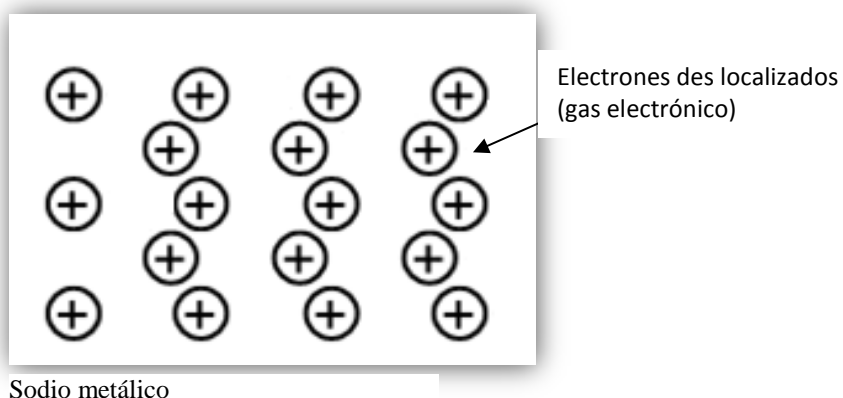
Disposición de los átomos de un cristal de diamante

- d) Cristales metálicos: Los electrones externos de los átomos metálicos están débilmente retenidos y se mueven libremente a través del cristal metálico. Según la descripción dada por Russell y Larena, las partículas que ocupan los puntos del retículo en un sólido metálico son iones positivos, también mencionan que la nube electrónica que envuelve todo el retículo está formada por los electrones que no se encuentran unidos a

³⁴ C. E. Mortimer, *Química*, p. 235.

ningún átomo sino a todos en conjunto. Estos electrones están dispersos todo el cristal y reciben el nombre de electrones libres.³⁵

Asimismo, sugieren que los electrones libres de un sólido metálico son los responsables de la buena conductividad eléctrica y térmica que caracterizan a los metales y que el brillo característico de los metales se explica por la facilidad de estos electrones de absorber y emitir la luz que alcanza su superficie.³⁶



Las características de los cuatro tipos de cristales se describen en la siguiente tabla:

Cristal	Partículas	Fuerzas de atracción	Propiedades	Ejemplos
Iónicos	Iones positivos y negativos	Atracciones electrostáticas	Puntos de fusión elevados, duros, frágiles, buenos conductores eléctricos en estado de fusión	NaCl, BaO, KNO ₃
Moleculares	Moléculas polares	London y dipolo-dipolo	Puntos de fusión bajo, blandos, conductores deficientes de electricidad en estado líquido	H ₂ O, NH ₃ , SO ₂
	Moléculas no polares	London		H ₂ , Cl ₂ , CH ₄
Redes	Átomos	Enlaces covalentes	Puntos de fusión elevados, muy duros, no conductores de electricidad	C (diamante), SiC, AlN, SiO ₂
Metálicos	Iones positivos y electrones móviles	Enlaces metálicos	Puntos de fusión relativamente elevados, duros o blandos, maleables y dúctiles, buenos conductores	Ag, Cu, Na, Fe, K

³⁵ J. B. Russell y A. Larena, *Química general*, pp. 257-258.

³⁶ J. B. Russell y A. Larena, *op. cit.*, p. 268.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga y elabora un mapa conceptual sobre los tipos de cristales.
2. Elabora un resumen sobre las aplicaciones de la cristalografía.

³⁷ C. E. Mortimer, *Química*, p. 235.

AUTOEVALUACIÓN

I. Llena los espacios en blanco de la siguiente tabla

Teniendo en cuenta los grupos de la Tabla Periódica a que pertenecen los siguientes elementos, hacer dos listas; una con los que forman iones positivos (cationes) y otra con los que forman iones negativos (aniones), anotando de cada uno su símbolo y su carga eléctrica:

- Calcio
- Yodo
- Azufre
- Potasio
- Oxígeno
- Cloro
- Bario
- Fluor
- Magnesio
- Itrio

Cationes con su carga eléctrica	Aniones con su carga eléctrica

III. Contesta correctamente lo siguiente

1. Consultando sólo la tabla periódica, disponga los siguientes elementos en orden de electronegatividad creciente: Ga, P, As, S, O, F

- a) Ga < P < As < S < O < F b) Ga < As < P < O < S < F
c) Ga < As < S < P < O < F d) Ga < As < P < S < O < F

2. ¿Cuál de los enlaces siguientes es polar?

- a) F-F b) O-O c) S-S d) O-S

3.Cuál de las siguientes moléculas tiene al menos un enlace covalente polar doble

- a) CH₄ b) HCl c) CH₃CH₃ d) CH₂CH₂

4. Con base en la configuración electrónica, ¿cuál es el ion que probablemente forma el magnesio?

- a) Mg⁶⁻ b) Mg⁻ c) Mg²⁻ d) Mg⁺⁺

5. ¿Cuál de las moléculas siguientes es la más polar?
a) HBr b) HI c) HCl d) HF
6. ¿Cuál de los átomos siguientes tiene la electronegatividad más pequeña?
a) Ca b) Rb c) F d) Si
7. ¿Qué tipos de fuerzas intermoleculares pueden existir entre moléculas neutras?
a) de atracción dipolo-dipolo, de dispersión de London y puentes de hidrógeno
b) de atracción dipolo-dipolo
c) de dispersión de London
d) puentes de hidrógeno
8. Disponga los tres estados de la materia en orden de desorden molecular creciente.
a) gaseoso < líquido < sólido b) sólido < líquido < gaseoso
c) líquido < gaseoso < sólido d) líquido < sólido < gaseoso
9. ¿Cuál de las sustancias siguientes es la más desordenada?
a) un líquido cerca del punto de ebullición
b) un sólido a una temperatura muy baja
c) un sólido cerca del punto de congelación
d) un líquido cerca del punto de congelación
10. En los líquidos las fuerzas intermoleculares de atracción son
a) Suficientemente intensas para mantener las moléculas relativamente juntas pero sin la intensidad suficiente para impedir que las moléculas se desplacen unas al lado de otras
b) insignificantes
c) suficientemente intensas para mantener las moléculas confinadas a vibrar en torno a sus puntos de red fijos
d) muy débiles en comparación con la energía cinética de las moléculas

RESPUESTAS

I. Llena los espacios en blanco de la siguiente tabla

Cationes	Aniones
Ca^{++}	I^-
K^+	S^-
Ba^{++}	O^-
Mg^{++}	Cl^-
Y^{+++}	F^-

III. Contesta correctamente lo siguiente

1. D
2. D
3. D
4. D
5. D
6. B
7. A
8. B
9. A
10. A

UNIDAD 3

REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

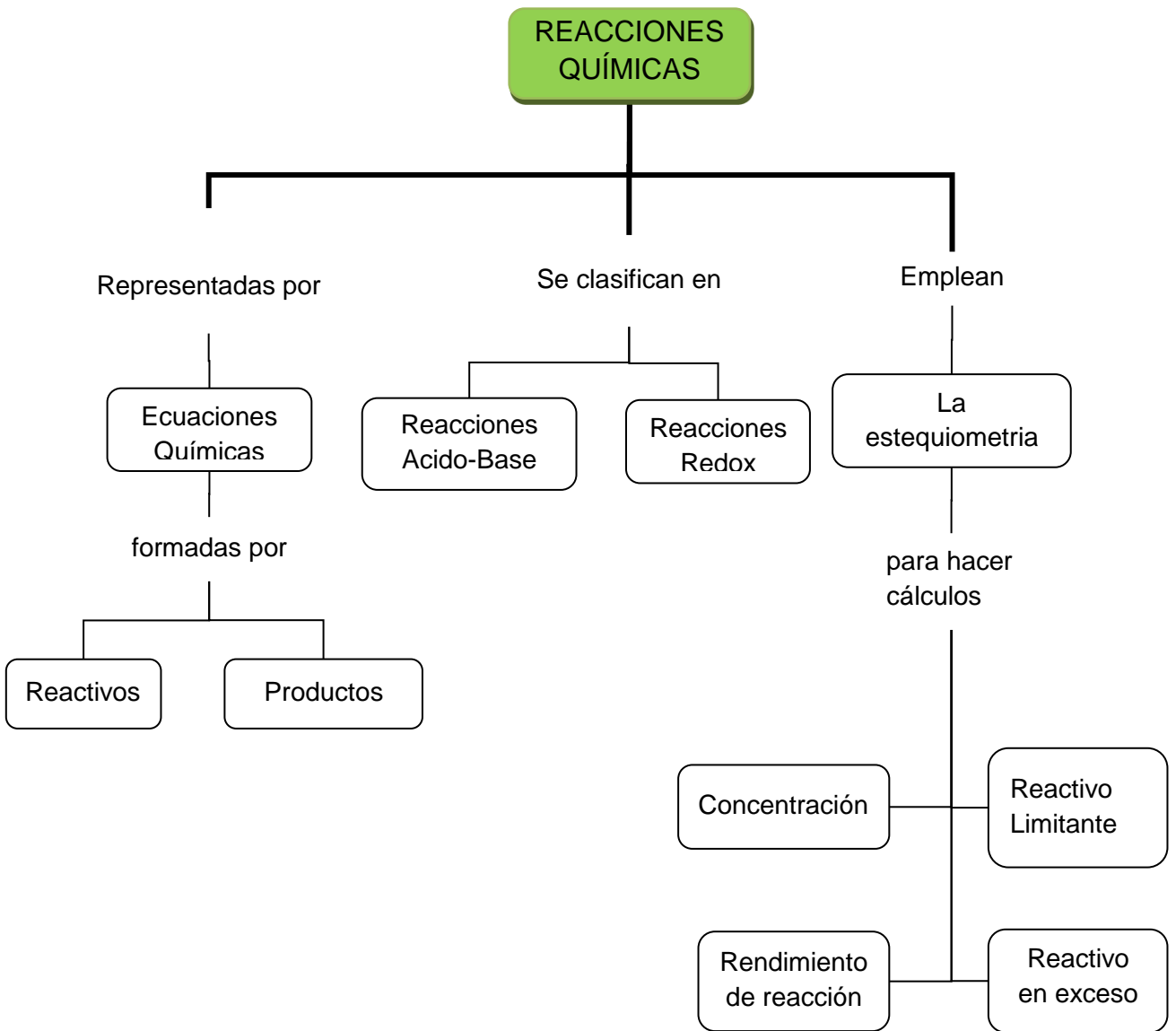
OBJETIVO

Enlistar las formas de representar los compuestos químicos mediante fórmulas, reacciones y ecuaciones, así como conocer las principales unidades químicas e interpretarlas para resolver diversos problemas estequiométricos.

TEMARIO

- 3.1 REACCIONES QUÍMICAS
- 3.2 REACCIONES ÁCIDO-BASE Y ÓXIDO REDUCCIÓN
- 3.3 BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS: MÉTODO REDOX
- 3.4 EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN
- 3.5 ESTEQUIOMETRÍA: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS
- 3.6 REACTIVO LIMITANTE, RENDIMIENTO DE REACCIÓN

MAPA CONCEPTUAL



INTRODUCCIÓN

Todo cambio químico que ocurre en la naturaleza es producto de diversas reacciones químicas, es decir, las reacciones químicas no son más que la representación de los elementos y compuestos que intervienen en un cambio químico.

La ley de la conservación de la materia menciona que “la materia no se crea ni se destruye, únicamente se transforma”, de acuerdo con esto, la cantidad de reactivos que entra en una reacción química es la misma que se obtendrá como productos. Esto es posible de entender gracias a la estequiometría.

A menudo se emplean términos como: “el café está muy diluido” o “el café está muy concentrado”; sin embargo, estos términos son muy ambiguos, ya que lo que para una persona es muy diluido para la otra será concentrado o viceversa. Para evitar estas confusiones y para saber con precisión la concentración de las soluciones, existen o se han dado diferentes expresiones para medir la concentración de las mismas.

Por otra parte, no solo ha surgido la curiosidad por medir con precisión la concentración de las soluciones, sino que además ha nacido el interés por conocer cuánto reactivo emplear para obtener una cantidad dada de producto. Esto ha sido posible gracias a los métodos matemáticos ocupados en la estequiometría en las reacciones químicas.

3.1 REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas se muestran mediante ecuaciones químicas. Brown explica que, en las ecuaciones químicas se representan los símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos involucrados. Los reactivos se indican en la parte de la izquierda y los productos en la derecha. Se lee el signo + como “reacciona con” y la flecha como “produce”.

Por ejemplo:



Se entiende que dos moléculas de hidrógeno molecular reaccionan con una molécula de oxígeno molecular para producir dos moléculas de agua.

Por otro lado, en algunas ocasiones, pueden representarse dos flechas, una que va de los reactivos a los productos y otra en sentido contrario. La doble flecha indica que en ciertas condiciones los productos pueden regresar a su estado de reactivos.³⁸

Por ejemplo:



ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga y explica a tus compañeros de clase como está integrada una ecuación química.
2. Anota 5 reacciones químicas diferentes, identificando cuáles son los reactivos y cuáles los productos.

3.2 REACCIONES ÁCIDO-BASE Y ÓXIDO REDUCCIÓN

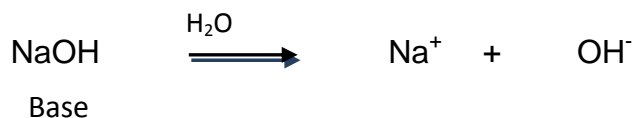
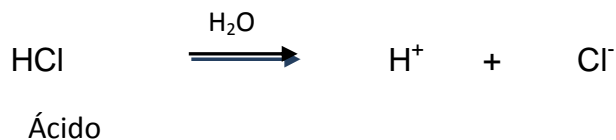
Reacciones ácido-base

Al mismo tiempo que se hacían grandes adelantos en los conocimientos sobre la estructura de la materia, también se investigaba la relación y diferencias entre los compuestos que presentaban las propiedades de los ácidos y de las bases.

³⁸ T. L. Brown *et. al.*, *Química: La ciencia central*, pp. 71-72.

Mortimer explica que, en 1884, Svante Arrhenius propuso que un electrolito se disocia en iones en solución acuosa. A partir de esto, se definió a los ácidos como un compuesto que produce iones H⁺ en solución acuosa y a las bases como una sustancia que contiene iones OH⁻ (iones oxhidrilo) en solución. Es decir, la fuerza de un ácido o una base se determinaba por el grado de disociación del compuesto en el agua. Un ácido o una base fuerte es aquel que se disocia completamente.³⁹

Por ejemplo:



Por otro parte, también menciona la definición dada por Bronsted y Lowry, en 1923, donde explican que la fuerza de un ácido se determina por su tendencia para donar protones (H⁺) y la fuerza de una base depende de su tendencia para aceptar protones.⁴⁰

Por ejemplo:



Reacciones de óxido-reducción

Las reacciones de óxido reducción, también conocidas como reacciones redox, toman en cuenta la transferencia de electrones de un átomo a otro. Cisneros dice que “la oxidación y la reducción ocurren simultáneamente; depende una de la otra y el número total de electrones perdidos por una especie química en la

³⁹ C. E. Mortimer, *Química*, pp. 363-364.

⁴⁰ C.E. Mortimer, *op. cit.*, pp. 365-366.

oxidación debe ser igual al número de electrones ganados por la otra especie en la reducción; es decir, en una reacción redox no hay exceso ni deficiencia de electrones”.⁴¹

La oxidación y la reducción se definen sobre la base de cambio del número de oxidación. Los números de oxidación son cargas asignadas a los átomos de un compuesto de acuerdo con algunas reglas arbitrarias que Cisneros menciona:

- 1) A cualquier átomo libre o cualquier átomo de una molécula de un elemento, se le asigna un número de oxidación cero.
- 2) La suma de los números de oxidación de los átomos de un compuesto es cero.
- 3) El número de oxidación de un ión monoatómico es igual a la carga del ión. En sus compuestos, los elementos del grupo IA (Li, Na, K,...) siempre tienen números de oxidación 1+; los elementos del grupo IIA (Be, Mg, Ca,...) siempre tienen número de oxidación 2+.
- 4) La suma de los números de oxidación de los átomos que forman un ión poliatómico, es igual a la carga del ión.
- 5) El número de oxidación del fluor es 1-, en todos los compuestos que contienen fluor.
- 6) En la mayoría de los compuestos que contienen oxígeno, el número de oxidación es 2-, excepto cuando forma parte de un peróxido ya que su número de oxidación será de 1-.
- 7) El número de oxidación del hidrógeno es 1+ en todos los compuestos, excepto cuando este formando un hidruro metálico, en ese caso el número de oxidación será de 1-.

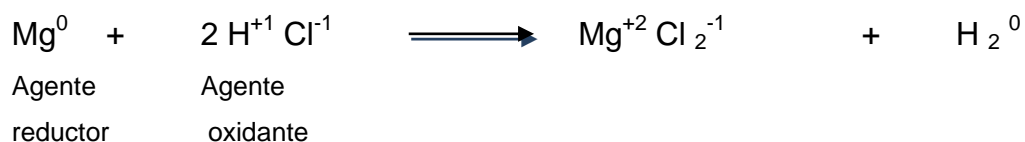
De acuerdo con Mortimer en una reacción de óxido reducción interviene un agente reductor y un agente oxidante. El primero es una sustancia que se oxida en una reacción química y por lo tanto causa la reducción de otra

⁴¹ E. Cisneros, *Química II*, p. 42.

sustancia. El segundo es una sustancia que se reduce en una reacción química y por consiguiente origina la oxidación de otra sustancia.

La oxidación es el proceso en el cual un átomo registra un aumento algebraico del número de oxidación, debido a la pérdida de electrones. La reducción es el proceso en el cual un átomo tiene una disminución algebraica de su número de oxidación, debido a la ganancia de electrones.⁴²

Por ejemplo:



ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Elabora un glosario con los conceptos relacionados con las reacciones ácido-base y reacciones redox.
2. Selecciona de un listado de reacciones, aquellas que son reacciones redox y aquellas que son reacciones ácido-base.

3.3 BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS: MÉTODO REDOX

De acuerdo con Cisneros, las ecuaciones químicas, en sus reactivos como en sus productos, tienen números antepuestos a las fórmulas, son los coeficientes que indican la cantidad de los átomos que intervienen en una reacción (el número 1 no se anota). Dado que en ninguna reacción se crean ni se destruyen átomos, una ecuación química debe tener números iguales de cada elemento a cada lado de la flecha. Si se satisface esta condición, se dice que la ecuación esta balanceada.

Cuando las ecuaciones no están balanceadas, es decir, la cantidad de átomos de los elementos presentes en los reactivos y los productos no es la misma, entonces se procede a balancear la ecuación. Existen diferentes

⁴² C. E. Mortimer, *Química*, pp. 288-289.

métodos de balanceo de ecuaciones como el de aproximaciones o tanteo, y el método redox (óxido-reducción).

En el caso del método de óxido-reducción es necesario que exista un cambio en el número de oxidación de los elementos involucrados. Una vez confirmado lo anterior, se procede a seguir las reglas para balancear las ecuaciones redox, las cuales se citan a continuación:

- 1) Se escribe la ecuación química

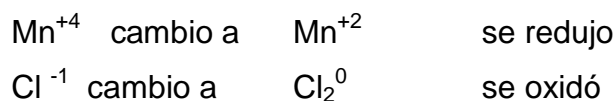


- 2) Se escriben los números de oxidación de todos los átomos que participan en la reacción

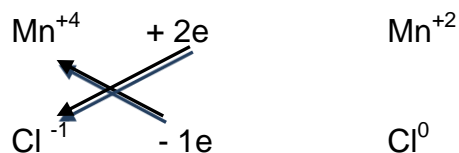


- 3) Se identifican los elementos que cambian su número de oxidación, y se determina el número de oxidación del átomo oxidado y reducido.

- 4) Se indica el número total de electrones cedidos o aceptados



- 5) Se establece la ecuación electrónica



- 6) Se balancean las ecuaciones electrónicas, igualando el número de electrones cedidos por el reductor con el número de electrones aceptados por el oxidante, multiplicando por un factor que iguale la cantidad de electrones cedidos y aceptados.

Se invierte el número de electrones ganados y perdidos y se anota como coeficiente.



- 7) Se escriben los coeficientes de las ecuaciones electrónicas igualadas



8) Se termina el ajuste de la ecuación, determinando el valor de los otros coeficientes por tanteo.⁴³



ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Busca y anota 10 reacciones redox, indicando quienes se oxidan y quienes se reducen.
2. Selecciona dos reacciones redox y realiza el balanceo de las ecuaciones por el método redox. Anota todos los pasos para el balanceo de las ecuaciones.

3.4 EXPRESIONES DE CONCENTRACIÓN

A las mezclas homogéneas también se les llama soluciones o disoluciones. Las soluciones tienen dos componentes: el soluto y el solvente (disolvente), el primero es aquel componente que se encuentra presente en menor cantidad, y el segundo es el componente presente en mayor cantidad.

A menudo, para expresar términos de concentración, se emplean expresiones cualitativas, y cuantitativas. Las primeras son expresiones subjetivas: está muy diluido, está muy concentrado; en tanto que las segundas son objetivas, ya que denotan una magnitud física medible.

Las expresiones cuantitativas de concentración son diversas, Russell y Larena mencionan algunas:

- a) Porcentaje en masa (% masa): es el porcentaje de un componente respecto a la masa total de la solución. Es 100 veces la fracción de la masa, que es la razón de la masa de un componente respecto a la masa total.

$$\% \text{ en masa } A = (\text{masa de } A / \text{masa total de la solución}) \times 100$$

Por ejemplo:

⁴³ Cisneros, *Química II*, pp. 44-45.

¿Cuál es el porcentaje de CCl_4 en una solución que contiene 15.5 g de CCl_4 en 356 g de Benceno?

Componente A CCl_4 = 15.5 g

Solución = 15.5 g + 356 g = 371.5 g

% CCl_4 = $(15.5 \text{ g} / 371.5) * 100 \% = 4.17 \%$

b) Fracción molar (X): es la razón del número de moles de un componente respecto al número total de moles. El número de moles de un componente se representa como n y los diferentes componentes como A, B, C,....., entonces;

$$X_A = n_A / n_A + n_B + n_C + \dots,$$

es decir

$$X_A = n_A / n \text{ totales de la solución}$$

Sin embargo antes de obtener la fracción molar, es necesario obtener el número de moles cada componente, para ello es preciso tomar en cuenta que 1 mol es igual al peso molecular de cada componente.

Por ejemplo:

Considerando que se tiene 5 g de NaCl se disuelven en 25.0 g de H_2O .

¿Cuál es la fracción molar del NaCl de la solución?

1. Calcular el número de moles de NaCl en 5.0 g

Se conoce que el peso fórmula del NaCl es 58.44 g, de tal manera que, 1 mol de NaCl = 58.44 g de NaCl

por lo tanto:

$$5.0 \text{ g de NaCl} (1 \text{ mol de NaCl} / 58.44 \text{ g de NaCl}) = 8.56 \times 10^{-2} \text{ mol de NaCl}$$

2. Calcular el número de moles de H_2O en 25 g

Se conoce que el peso molecular del H_2O es 18.02 g, de tal manera que 1 mol de H_2O = 18.02 g de H_2O

por lo tanto:

$$25.0 \text{ g de H}_2\text{O} (1 \text{ mol de H}_2\text{O} / 18.02 \text{ g de H}_2\text{O}) = 1.39 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

3. Se calcula la fracción molar del NaCl

Se suman los moles totales de la solución

$$n_{\text{Tot}} = 8.56 \times 10^{-2} \text{ mol de NaCl} + 1.39 \text{ mol de H}_2\text{O} = 1.4756 \text{ moles}$$

$$X_{\text{NaCl}} = 8.56 \times 10^{-2} \text{ mol} / 1.4756 \text{ moles} = 0.058$$

La fracción molar del NaCl es igual a 0.058

- c) Porcentaje molar (mol %): es el porcentaje del número total de moles de un componente. Simplemente se multiplica la fracción molar por 100.

$$\text{mol \% A} = X_A \cdot 100$$

Por ejemplo:

Calcular el porcentaje molar de la solución anterior

$$\text{mol \% NaCl} = 0.058 \cdot 100 = 5.8 \%$$

- d) Molaridad (M): es el número de moles de soluto disueltos en un litro de solución. Se calcula tomando la razón del número de moles de soluto y el volumen de solución en litros.

$$M_A = n_A / V$$

Por ejemplo:

Diez gramos de ácido ascórbico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$) se disuelven en agua suficiente para hacer 125 ml de solución. ¿Cuál es la molaridad de la solución?

1. se obtiene el peso molecular del ácido ascórbico

$$\text{PM C}_6\text{H}_8\text{O}_6 = 176 \text{ g}$$

2. Se calcula el número de moles en 10 g de ácido ascórbico

$$10 \text{ g C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \left(1 \text{ mol C}_6\text{H}_8\text{O}_6 / 176 \text{ g C}_6\text{H}_8\text{O}_6 \right) = 5.68 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

3. Se calcula la molaridad

$$M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6} = 5.68 \times 10^{-2} \text{ mol} / 0.125 \text{ L} = 0.454 \text{ M}$$

Las expresiones de concentración antes mencionadas, no son las únicas, ya que se pueden señalar algunas otras como partes por millón, partes por billón, porcentaje en volumen, Molalidad, Normalidad entre otras.⁴⁴

⁴⁴ J. B. Russell y A. Larena, *Química general*, pp. 322-324.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga y elabora un cuadro sinóptico sobre las diferentes expresiones de concentración que se pueden emplear para medir la concentración de una solución.

3.5 ESTEQUIOMETRÍA: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Mortimer define a la estequiometría como “una rama de la química que trata de las relaciones cuantitativas entre elementos y compuestos en las reacciones químicas”.⁴⁵

También menciona que para poder hacer cálculos estequiométricos en una reacción química, es necesario conocer los conceptos de *mol* y *número de Avogadro*.

El mol lo define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales como átomos existen en exactamente 12 g de carbono 12. También lo describe como la cantidad de sustancia que contiene el número de Avogadro de cantidades elementales.

El número de Avogadro indica la cantidad de átomos o moléculas que hay en un mol de sustancia, su valor es igual a 6.0221367×10^{23} . Se puede decir que este número es empleado para contar los átomos (o moléculas) en paquetes.⁴⁶

Brown, ilustra éste concepto de la siguiente manera:

$$1 \text{ mol Cu} = 6.0221367 \times 10^{23} = \text{masa atómica o peso atómico}$$

Por ejemplo:

Calcular el número de átomos de C que hay en 0.350 mol de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

1. El número de Avogadro es el factor de conversión entre el número de moles de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ y el número de moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

⁴⁵ C. E. Mortimer, *Química*, p. 23.

⁴⁶ C. E. Mortimer, *op. cit.*, p. 27.

2. Una vez que se conozca el número de moléculas de $C_6H_{12}O_6$ se podrá emplear la fórmula química que dice que cada molécula de $C_6H_{12}O_6$ contiene 6 átomos de carbono (C).

Por lo tanto, se convertirá los moles de $C_6H_{12}O_6$ a moléculas de $C_6H_{12}O_6$ y luego se determinará el número de átomos de C a partir del número de moléculas de $C_6H_{12}O_6$.⁴⁷

$$\begin{aligned} \text{Átomos de C} &= \\ &= (0.350 \text{ mol } C_6H_{12}O_6) \left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } C_6H_{12}O_6} \right) \left(\frac{6 \text{ átomos de C}}{1 \text{ molécula de } C_6H_{12}O_6} \right) \\ &= 1.26 \times 10^{24} \text{ átomos de C} \end{aligned}$$

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Selecciona 5 elementos químicos de la tabla periódica y calcula los moles presentes en 50 gramos.
2. Selecciona 5 elementos químicos de la tabla periódica y calcula la cantidad de átomos presentes en 50 gramos.

3.6 REACTIVO LIMITANTE, RENDIMIENTO DE REACCIÓN

En una reacción química existe lo que se conoce como reactivo limitante y reactivo en exceso. Brown señala que el primero se refiere al reactivo que se consume primero en una reacción, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente. El segundo, reactivo en exceso, se refiere a los reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante.

⁴⁷ T. L. Brown *et al.*, *Química: La ciencia central*, p. 82.

Además, enfatiza que la cantidad de un producto realmente obtenido de una reacción es menor que la cantidad calculada. Puede ser que parte de los reactivos no reaccionan, que lo hacen en una forma diferente de la deseada (reacciones secundarias) o que no todo el producto se recupere.

La cantidad de producto que, según los cálculos, se forma cuando reacciona todo el reactivo limitante se llama rendimiento teórico. El porcentaje de rendimiento relaciona la cantidad de producto que realmente se ha obtenido (rendimiento experimental) con la cantidad que teóricamente se predeciría (rendimiento teórico):

$$\% \text{ rendimiento} = (\text{rendimiento experimental} / \text{rendimiento teórico}) * 100$$

Por ejemplo:

Se tiene una solución que contiene 3.50 g de Na_3PO_4 y se mezcla con una solución que contiene 6.40 g de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$. ¿Cuántos gramos de $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ podrán formarse?

Considere la reacción:



1. se obtienen los pesos formulares de cada compuesto, cuyos valores serán igual a una mol

$$\text{Na}_3\text{PO}_4 = 164 \text{ g } \text{Na}_3\text{PO}_4 = 1 \text{ mol de } \text{Na}_3\text{PO}_4$$

$$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 261 \text{ g } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 1 \text{ mol de } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$$

$$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 = 602 \text{ g } \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 = 1 \text{ mol de } \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$

2. A partir de la ecuación balanceada se obtiene que;

$$2 \text{ moles de } \text{Na}_3\text{PO}_4 = 3 \text{ moles de } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 1 \text{ mol de } \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$

3. Se calculará la cantidad de producto que podría formarse a partir de cada una de las cantidades de reactivos dadas, suponiendo en cada caso que ese es el reactivo limitante.

Suponiendo que el reactivo que se consume primero es el Na_3PO_4 ,

$$3.50 \text{ g Na}_3\text{PO}_4 \frac{1 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4}{164 \text{ g Na}_3\text{PO}_4} * \frac{(1 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2)}{2 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4} * \frac{602 \text{ g Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2}$$

$$= 6.42 \text{ g de Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$6.40 \text{ g Na}_3\text{PO}_4 \frac{1 \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2}{261 \text{ g Ba}(\text{NO}_3)_2} * \frac{(1 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2)}{2 \text{ mol Ba}(\text{NO}_3)_2} * \frac{602 \text{ g Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2}$$

$$= 4.92 \text{ g de Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$

La cifra menor, 4.92 g, es la cantidad de $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ que se puede formar, lo que indica que el $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ es el reactivo limitante. Por lo tanto la respuesta correcta es 4.92 g.⁴⁸

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Identifica los reactivos limitantes y en exceso en una reacción química, aplicando cálculos estequiométricos.

⁴⁸ T. L. Brown *et al.*, *op. cit.*, pp. 96-97.

AUTOEVALUACIÓN

1. ¿Cuál es el peso formular del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

- a) 132 uma b) 100 uma c) 118 uma d) 116 uma

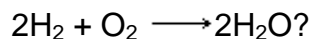
2. ¿Cuántos moles hay en 76 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$?

- a) 1.6497 b) 1.20×10^{26} c) 3.61×10^{26} d) 200

3. ¿Cuántos gramos pesa 1 mol de Cu?

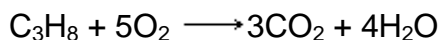
- a) 5.32×10^{-23} b) 63.55 c) 1.00 d) 6.02×10^{23}

4. ¿Cuántos gramos de H_2O se forman a partir de la conversión total de 32.00 g O_2 en presencia de H_2 , según la ecuación



- a) 36.03 g b) 18.02 g c) 32.00 g d) 2.016 g

5. ¿Cuántos moles de H_2O se producen cuando 2.5 mol de O_2 reaccionan de acuerdo con la ecuación siguiente?



- a) 2.5 b) 2.0 c) 4.0 d) 3.0

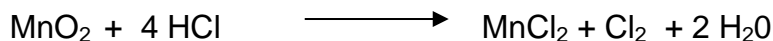
6. Calcule el porcentaje en masa de soluto en la siguiente solución: 5.5 g de NaBr en 78.2 g de solución

- a) 0.583% b) 0.587% c) 3.49% d) 7.03 %

7. Calcule la fracción molar de CH_3OH en una solución que contiene 65.2 g de CH_3OH en 144 g CCl_4

- a) 3.66×10^{-2} b) 0.685 c) 2.13×10^{-2} d) 2.18

8. El cloro puede prepararse por la reacción

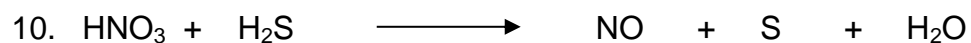
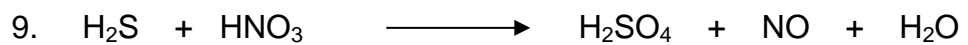


i) ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico (HCl) se requieren para reaccionar con 25 g de MnO_2 ?

ii) ¿Cuántos gramos de Cl_2 se producen por la reacción?

Reacciones redox: Ajuste de ecuaciones

Siguiendo el método de oxido-reducción, ajusta la siguiente ecuación química,



RESPUESTAS

1. A

2. A

3. B

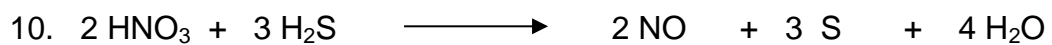
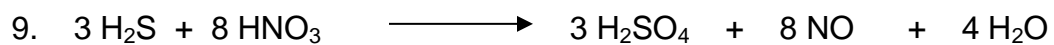
4. A

5. B

6. D

7. B

8. i) 41.95 g ii) 20.39 g



UNIDAD 4

TERMOQUÍMICA, TERMODINÁMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

OBJETIVO

Reconocer que las reacciones químicas van acompañadas de cambios de energía, los cuales se pueden utilizar como fuentes energéticas para proporcionar un servicio a la sociedad. Además de interpretar las leyes de la termodinámica para la resolución de problemas.

TEMARIO

4.1 TERMOQUÍMICA : LA NATURALEZA DE LA ENERGÍA

4.2 TERMODINÁMICA: PROCESOS ESPONTÁNEOS

4.3 PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

4.4 CALORIMETRÍA

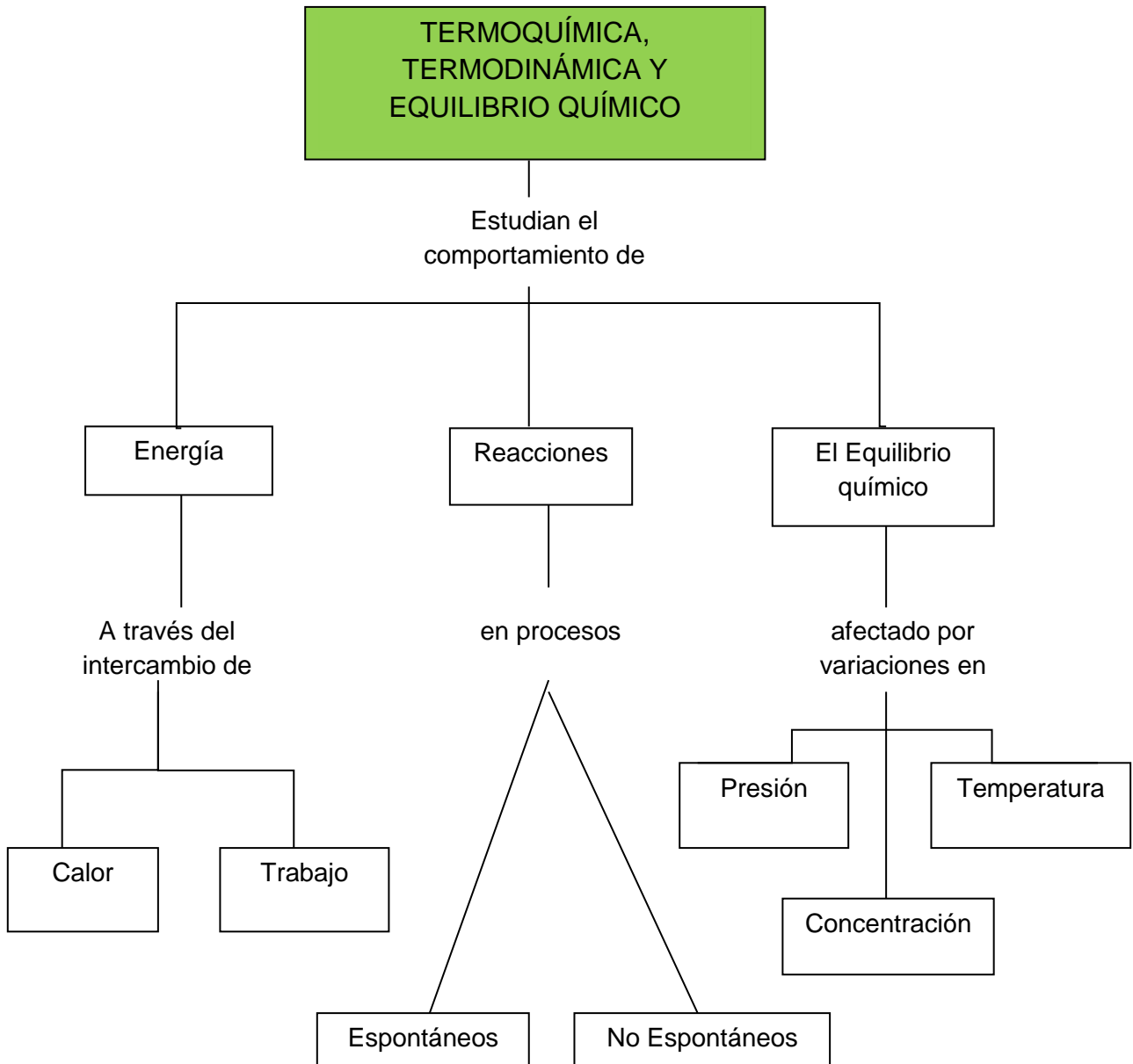
4.5 ENTALPÍA

4.6 ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE

4.7 EQUILIBRIO QUÍMICO: CONSTANTE DE EQUILIBRIO

4.8 PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

MAPA CONCEPTUAL



INTRODUCCIÓN

Se dice que la materia es masa y energía, pero como es posible medir la energía. La energía se puede manifestar de muchas maneras, por ejemplo, energía mecánica, química, nuclear, calorífica entre otras. La termoquímica y termodinámica son ramas de la química que se encargan de estudiar a la energía en forma de calor y en forma de trabajo.

La energía de un cuerpo o sistema puede variar, ya que el sistema puede ganar a perder energía. Lo anterior es posible debido a que los cuerpos forman parte de un universo y en este siempre hay flujos de energía.

Existen dos tipos de reacciones químicas en las cuales se libera a se absorbe energía en forma de calor, a este tipo de reacciones se les conoce como reacciones exotérmicas y reacciones endotérmicas.

Por otro lado, ya que los cuerpos o sistemas forman parte de un universo, entonces es lógico pensar que la mayoría de los cambios químicos o físicos ocurren a presión constante (condiciones ambientales). Cuando estos cambios se dan en forma de calor, entonces se menciona que está presente la entalpía.

Además, cuando ocurren los cambios en los sistemas, éstos pueden aumentar su desorden interno, su desorden molecular, a este proceso se le conoce como entropía. Cuanto mayor es el grado de desorden, mayor es su entropía, por ejemplo la entropía de un sistema aumenta cuando pasa de estado líquido a estado gaseoso, parte de un estado de orden a uno de desorden.

4.1 TERMOQUÍMICA: LA NATURALEZA DE LA ENERGÍA

La termoquímica examina las relaciones entre las reacciones químicas y los cambios de energía, para ello, lo primero que se tiene que definir es ¿qué es energía?

Brown considera a la energía como un concepto abstracto. Por ello, para entender mejor esta idea, menciona como ejemplo el levantar una pesa.

La gravedad causa una atracción entre la pesa y el suelo. Esta atracción gravitacional es una fuerza, es decir, un empuje o tirón que se ejerce sobre un objeto. En química, por ejemplo, se tienen los núcleos cargados positivamente que ejercen un tirón sobre los electrones cargados negativamente.⁴⁹

También describe que cuando se levanta una pesa contra la fuerza de gravedad se efectúa un trabajo. El trabajo, w , al mover objetos contra una fuerza es igual al producto de la fuerza, F , por la distancia, d .

$$w = F \times d$$

Al levantar pesas también se siente calor (q), por las reacciones químicas en el cuerpo humano cuando se realiza esta tarea. El calor es la energía que se transfiere de un objeto más caliente a uno más frío.⁵⁰

Con este ejemplo se entiende que el levantamiento de una pesa obliga al sistema a gastar energía en dos formas:

- 1) Por el trabajo realizado sobre la pesa.
- 2) Por el calor liberado al entorno.

Por otro lado, Mortimer define la energía como “la capacidad para realizar trabajo y transferir calor”. Menciona que los objetos, sean pesas o moléculas, pueden poseer energía porque están en movimiento (energía cinética) o la tienen disponible en función de la posición de un objeto (energía potencial). Existen muchas formas de manifestación de la energía, tales como

⁴⁹ T. L. Brown *et al.*, *Química: La ciencia central*, p. 145.

⁵⁰ T. L. Brown *et al.*, *op. cit.*, p. 146.

la energía calórica, energía eléctrica, energía química, energía nuclear, energía sonora, energía luminosa, etcétera.⁵⁰

Según Brown, la unidad SI para la energía es el joule, J (pronunciado “yul”) en honor de James Prescott Joule (1818-1889), quien demostró que una cantidad dada de trabajo siempre produce la misma cantidad de calor.

El Joule se define como el trabajo realizado cuando una fuerza de un newton actúa a través de una distancia de 1 metro.

$$1 \text{ J} = (1 \text{ N})(1 \text{ m})$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N}\cdot\text{m}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg}\cdot\text{m}^2/\text{s}^2$$

Un Joule no es una cantidad grande de energía, y con frecuencia se usan los kilojoules (kJ) al hablar de la energía liberada o requerida por las reacciones químicas.

Los cambios de energía que acompañan a las reacciones químicas se han expresado en calorías, una unidad no SI que se usa ampliamente en química, biología y bioquímica. La caloría se define en términos de joule.

$$1 \text{ cal} = 4.184 \text{ J (exactamente)}^{51}$$

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga en bibliotecas o fuentes de consulta electrónicas qué estudia la termoquímica. Elabora un resumen.

4.2 TERMODINÁMICA: PROCESOS ESPONTÁNEOS

La termodinámica es “el estudio de los cambios o transformaciones de la energía que acompaña a los cambios físicos y químicos de la materia”, según lo subrayan Petrucci y Harwood.

⁵⁰ C. E. Mortimer, *Química*, p. 53.

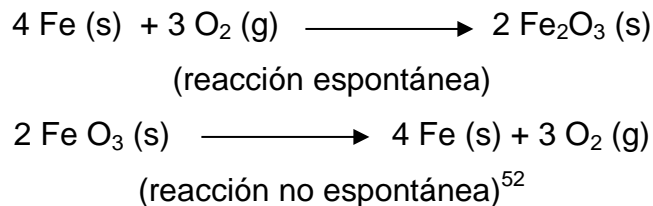
⁵¹ T. L. Brown *et al.*, *Química: La ciencia central*, p. 147.

Señalan que uno de los usos de la termodinámica es ayudar en las predicciones en los cambios químicos, los cuales pueden suceder (proceso espontáneo) o no suceder (proceso no espontáneo).

Definen que un proceso espontáneo es aquel que tiene lugar en un sistema que se deja que evolucione por sí mismo; una vez que se comienza no es necesaria ninguna acción desde fuera del sistema (acción externa) para hacer que el proceso continúe.

En cambio, un proceso no espontáneo no se produce a menos que se aplique de forma continua alguna acción externa.

Por ejemplo: La oxidación de una tubería de hierro expuesta a la atmósfera



Por lo tanto, Petrucci y Harwood, concluyen que:

- Si un proceso es espontáneo, el proceso inverso no es espontáneo.
- Tanto los procesos espontáneos como los no espontáneos son posibles, pero solamente los procesos espontáneos se producirán sin intervención alguna.

Algunos ejemplos de procesos espontáneos y endotérmicos son:

- La fusión del hielo a temperatura ambiente.
- La evaporación del éter dietílico líquido en un vaso de precipitado abierto.
- La disolución de nitrato de amonio en agua.⁵³

⁵² R. H. Petrucci y W. S. Harwood, *Química General. Principios y aplicaciones modernas*, p. 690.

⁵³ R. H. Petrucci y W. S. Harwood, *op. cit.*, p. 691.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga a qué se refieren las leyes de la termodinámica y elabora un mapa conceptual.
2. Dibuja y explica un proceso espontáneo y un proceso no espontáneo.

4.3 PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

En general, la energía se puede convertir de una forma a otra. Por lo tanto, *la energía no se crea ni se destruye: la energía se conserva o se transforma*. Esta importante observación se conoce como primera ley de la termodinámica, también denominada como ley de la conservación de la energía y es analizada por Brown quien se cuestiona de la siguiente manera:

¿Acaso la energía de un sistema no cambia?

La energía en un sistema puede aumentar, añadiendo calor (q) o trabajo (w), o disminuir perdiendo calor o haciendo un trabajo, por lo tanto la energía de un sistema puede variar:

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}}$$

donde

ΔE es igual a la variabilidad de la energía en un sistema

ΔE es positivo cuando $E_{\text{final}} > E_{\text{inicial}}$

(significa que el sistema ganó energía de su entorno)

ΔE es negativo cuando $E_{\text{final}} < E_{\text{inicial}}$

(significa que el sistema perdió energía a su entorno)⁵⁴

Relación entre ΔE , q y w:

Cualquier sistema puede intercambiar energía con su entorno en dos formas generales, como calor o como trabajo.

$$\Delta E = q + w$$

Según lo describe Brown en la siguiente tabla:

⁵⁴ T. L. Brown *et al.*, *Química: La ciencia central*, p. 147.

Cantidad	Signo	Significado
Q	+	El calor es absorbido por el sistema de su entorno (endotérmico)
	-	El calor es liberado por el sistema al entorno (proceso exotérmico)
W	+	El trabajo es hecho por el sistema sobre el entorno
	-	El trabajo es hecho sobre el sistema por el entorno
$\Delta E (=E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}})$	+	La energía del sistema aumenta
	-	La energía del sistema disminuye

De esta manera es que:

1) tanto el calor que se agrega al sistema como el trabajo que se efectúa sobre el sistema, aumentan su energía interna.

$$\Delta E = q (+) + w (+) = \Delta E \text{ positivo}$$

2) tanto el calor perdido por el sistema como el trabajo efectuado por el sistema, sobre su entorno, tienen valores negativos, por lo que reducen la energía interna del sistema.⁵⁵

$$\Delta E = q (-) + w (-) = \Delta E \text{ negativo}$$

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Esquematiza un sistema abierto y un sistema cerrado. Describe y explica en cuál existe flujo de materia y/o energía

⁵⁵ T. L. Brown *et al.*, *op. cit.*, p. 148.

4.4 CALORIMETRÍA

La calorimetría es la medición de los cambios de calor. Estos cambios se pueden medir con un calorímetro. Para comprender cómo ocurren estos cambios se deben comprender los conceptos de calor específico y capacidad calorífica, según lo comenta Chang.

“El calor específico (s) de una sustancia es la cantidad de calor necesario para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de la sustancia”.

“La capacidad calorífica (C) de una masa dada de una sustancia es la cantidad de calor requerido para elevar la temperatura de la masa en un grado Celsius, por lo tanto la relación entre la capacidad calorífica y el calor específico de una sustancia es:

$$C = (m) (s)$$

donde m es la masa de la sustancia en gramos.⁵⁶

Por ejemplo, el calor específico del agua es 4.184 J/g * °C y la capacidad calorífica de 60.0 g de agua es

$$(60.0 \text{ g})(4.184 \text{ J/g} * ^\circ\text{C}) = 251 \text{ J}^\circ\text{C}$$

Las unidades de calor específico son J/g * °C y las de las unidades de la capacidad calorífica son J/°C

Mortimer sugiere que se puede calcular el cambio de calor con la siguiente ecuación:

$$q = ms\Delta t$$

$$q = C\Delta t$$

donde m es la masa de la muestra y Δt es el cambio de la temperatura⁵⁷

$$\Delta t = t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}$$

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga y discute por qué es importante medir la cantidad de calor en una reacción química.

⁵⁶ R. Chang, *Química*, p. 209.

⁵⁷ C. E. Mortimer, *Química*, p. 54-56.

4.5 ENTALPÍA

Casi todos los cambios físicos o químicos ocurren a presión constante de la atmósfera terrestre, Brown enfatiza que la entalpía (de la palabra griega enthalpein, que significa calentar) trata del calor absorbido o liberado por el sistema a presión constante y es considerada como una función de estado.

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}} = qp$$

Donde ΔH es la variabilidad de entalpía y qp es el calor ganado o perdido durante el proceso a presión constante.

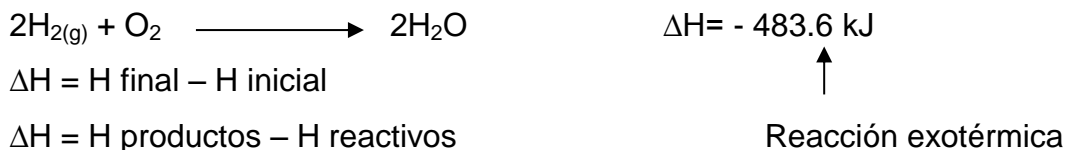
Debido a que ΔH equivale a cambio de cantidad de calor entonces.

Si $\Delta H = (+)$ indica que el sistema gana calor de su entorno
(Proceso Endotérmico)

Si $\Delta H = (-)$ indica que el sistema liberó calor al entorno
(Proceso Exotérmico)⁵⁸

Por otro lado, Chang define a la entalpía de reacción como el cambio de entalpía que acompaña a una reacción.

Por ejemplo,



Las ecuaciones termoquímicas son las que indican el cambio de entalpía.⁵⁹

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga y elabora un mapa conceptual sobre la entalpía.

4.6 ENTROPÍA Y ENERGÍA LIBRE

La entropía es la propiedad termodinámica relacionada con el grado de desorden de un sistema. Se designa con el símbolo S.

⁵⁸ T. L. Brown et al., *Química: La ciencia central*, p. 151-152, 154.

⁶⁰ R. Chang, *Química*, p. 206.

Petrucci y Harwood, ilustran esta función como sigue:

	q	
Agua sólida	→	Agua líquida
Compactos: Red		Fluyen
Moléculas no se mueven		Moléculas se mueven
Fuerzas intermoleculares fuertes		Fuerzas intermoleculares débiles
Moléculas ordenadas		Moléculas desordenadas
Menor S		Mayor S

y mencionan que cuanto mayor es el grado de azar, o desorden, en un sistema, mayor es su entropía.

$$\Delta S = S_{\text{final}} - S_{\text{inicial}}$$

S es una función de estado porque depende sólo de los estados inicial y final del sistema y no del camino específico a través del cual el sistema cambia.

ΔS positivo → Un aumento en la aleatoriedad

$$S_{\text{final}} > S_{\text{inicial}}$$

ΔS negativo → Una disminución en la aleatoriedad o desorden

$$S_{\text{final}} < S_{\text{inicial}}^{61}$$

Ejemplo: para representar de forma simbólica la mezcla de gases, Brown propone escribir:



$$\Delta S = S_{\text{mezcla de gases}} - [S_{A(g)} + S_{B(g)}] > 0$$

$$\Delta S > 0 \quad \Delta S (+)$$

Con esto define que, en la mezcla de gases la entropía aumenta.⁶¹

En general, Petrucci y Harwood menciona que hay que esperar que aumente la entropía cuando:

- Se forman líquidos puros o disoluciones líquidas a partir de sólidos.
- Se forman gases a partir de sólidos o líquidos.

⁶¹ R. H. Petrucci y W. S. Harwood, *Química General, Principios y aplicaciones modernas*, p. 693.

⁶¹ T. L. Brown et al., *Química: La ciencia central*, p. 695.

- El número de moléculas de gas aumenta como consecuencia de una reacción química.
- Aumenta la temperatura de una sustancia.

Además también sugieren que se debe considerar dos tipos de cambios de entropía, el cambio de entropía del mismo sistema y el cambio de entropía de los alrededores, denominado cambio de entropía del universo.⁶²

$$\Delta S_{\text{total}} = \Delta S_{\text{universo}} = \Delta S_{\text{sistema}} + \Delta S_{\text{alrededores}}$$

La siguiente es una forma de enunciar la segunda ley de la termodinámica:

$$\Delta S_{\text{univ}} = \Delta S_{\text{sis}} + \Delta S_{\text{alred}} > 0$$

Es decir, que todos los procesos espontáneos producen un aumento de la entropía del universo.⁶³

A su vez Brown subraya que la espontaneidad de una reacción implica un aumento en la entropía del universo y que las reacciones para las cuales ΔH es grande y negativo tienden a ocurrir espontáneamente.

Por lo tanto, la espontaneidad implica dos conceptos termodinámicos, la entropía y la entalpía. La forma de usar ΔH y ΔS para predecir si una reacción dada va a ser espontánea fue desarrollada por primera vez por el matemático estadounidense J. Willard Gibbs (1839-1903). Gibbs propuso la función de estado que se llama energía libre y está definida como sigue:

$$G = H - TS \quad \text{donde } T \text{ es la temperatura absoluta}$$

Para un proceso que se lleva a cabo a temperatura ambiente, el cambio de energía libre del sistema es

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Si ΔG es negativo, la reacción es espontánea en el sentido directo

Si ΔG es cero, la reacción está en equilibrio

⁶² R. H. Petrucci y W. S. Harwood, *Química General: Principios y aplicaciones modernas*. p. 696.

⁶³ T. L. Brown et al., *Química: La ciencia central*, p. 706.

Si ΔG es positivo, la reacción en el sentido directo no es espontánea.⁶⁴

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

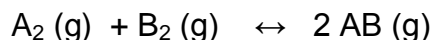
1. Investiga y elabora un mapa conceptual sobre la entropía.

4.7 EQUILIBRIO QUÍMICO: CONSTANTE DE EQUILIBRIO

La condición en la cual la concentración de todos los reactivos y productos deja de cambiar con el tiempo se llama equilibrio químico, según lo señalado por Brown. Además se establece un equilibrio químico cuando se llevan a cabo reacciones opuestas con la misma velocidad, y agrega que para que haya equilibrio, ni los reactivos ni los productos deben poder escapar del sistema.⁶⁵

En el equilibrio, menciona Mortimer, la velocidad con la que se forman los productos a partir de los reactivos es igual a la velocidad con la que los reactivos se forman a partir de los productos.

Proporciona el siguiente ejemplo donde considera una ecuación hipotética reversible.



Esta ecuación puede leerse en ambos sentidos, hacia delante o hacia atrás. Si A_2 y B_2 se mezclan reaccionaran para producir AB. De igual forma una muestra AB puro se descompone para formar A_2 y B_2 :

Si se coloca una mezcla de A_2 y B_2 en un recipiente, reaccionaran para producir AB y sus concentraciones disminuirán gradualmente a medida que ocurre la reacción a la derecha. Debido a que las concentraciones A_2 y B_2 disminuyen, disminuye la velocidad de la reacción hacia la derecha.

Al comienzo del experimento, no puede ocurrir la reacción inversa puesto que AB no se ha formado, pero cuando la reacción hacia la derecha produce alguna cantidad de AB, comienza la reacción inversa.

⁶⁴ T. L. Brown et al., *op.cit.*, p. 707.

⁶⁵ T. L. Brown et al., *op. cit.*, p. 539-540.

Cuando transcurre el tiempo, la velocidad de la reacción hacia la derecha disminuye y aumenta la velocidad de la reacción inversa hasta que las dos son iguales. Aquí es donde se establece el equilibrio químico.⁶⁶

Mortimer señala que si se supone que las reacciones hacia la derecha y la inversa se realizan por mecanismos sencillos de una sola etapa, la velocidad de la reacción hacia la derecha es $\text{Velocidad}_d = k_d [A_2] [B_2]$ mientras que la velocidad de la reacción inversa es: $\text{velocidad}_i = k_i [AB]^2$

En equilibrio, estas dos velocidades son iguales y, por consiguiente

$$\text{Velocidad}_d = \text{velocidad}_i$$

$$k_d [A_2] [B_2] = k_i [AB]^2$$

Esta ecuación puede trasponerse en

$$k_d / k_i = [AB]^2 / [A_2] [B_2]$$

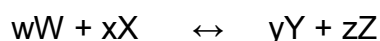
La constante de la velocidad de la reacción hacia la derecha, k_d , dividida por la constante de la velocidad de la reacción inversa, k_i , es igual a una tercera constante, la cual se llama, constante de equilibrio K

$$k_d / k_i = K$$

Por consiguiente, $K = [AB]^2 / [A_2] [B_2]$

El valor numérico de K varía con la temperatura. Para esta reacción hay un número ilimitado de posibles sistemas de equilibrio. Sin embargo, las concentraciones A_2 , B_2 y AB para cualquier sistema de equilibrio a una temperatura dada será, cuando se exprese en la manera precedente, igual al mismo valor de K .

En general, afirma Mortimer, para cualquier reacción reversible



en equilibrio

$$K = [Y]^y [Z]^z / [W]^w [X]^x$$

Si la expresión se escribe en forma inversa, la expresión para la constante de equilibrio es K' .⁶⁷

⁶⁷ C. E. Mortimer, *Química*, pp. 345-346.

⁶⁷ C. E. Mortimer, *op. cit.*, p. 347.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

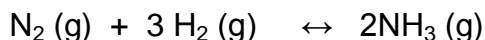
1. Investiga y elabora un reporte acerca del equilibrio químico y que factores pueden alterar ese equilibrio.

4.8 PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

El principio de Le Châtelier según Brown, se puede presentar cuando un sistema en equilibrio es perturbado por un cambio de temperatura, presión o concentración en uno de sus componentes, puesto que el sistema desplazará su posición de equilibrio de modo que se contrarreste el efecto de la perturbación. Además agrega que, algunas de las formas de perturbar el equilibrio son: 1) por adición o extracción de un reactivo o producto, 2) por un cambio de presión, y 3) por un cambio de temperatura.⁶⁸

Explica que el principio de Le Châtelier condiciona que el desplazamiento ocurre en el sentido que minimiza o reduzca el efecto del cambio: de esta manera, si un sistema químico está en equilibrio y se agrega una sustancia (ya sea un reactivo o un producto) la reacción se desplazará para establecer el equilibrio consumiendo parte de la sustancia adicionada. A la inversa, la extracción de una sustancia da por resultado que la reacción se lleve a cabo en el sentido en el que se forma mayor cantidad de sustancia.

Por ejemplo, con una mezcla en equilibrio de N_2 , H_2 y NH_3



La adición de H_2 haría que el sistema se desplazara de modo que se redujera la concentración de H_2 hacia su valor original. Esto se puede hacer si el equilibrio se desplaza para formar más NH_3 . Al mismo tiempo, la cantidad de N_2 también se reducirá ligeramente.

Para el caso de los efectos de los cambios de volumen y presión, si un sistema está en equilibrio y su volumen disminuye, por lo que su presión total aumenta, el sistema responderá desplazando su posición de equilibrio para reducir la presión. Por lo tanto, a temperatura constante, la reducción del

⁶⁸ T. L. Brown *et al.*, *Química. La ciencia central*, p. 557.

volumen de una mezcla gaseosa en equilibrio causa que el sistema se desplace en el sentido que reduce el número de moles de gas.

Los cambios de concentración o de presión total causan desplazamiento del equilibrio sin alterar el valor de la constante de equilibrio. En cambio, casi todas las constantes de equilibrio cambian de valor al modificar la temperatura.⁶⁹

Brown menciona que se pueden inferir algunas reglas para la dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura con el empleo del principio de Le Châtelier. Para ello, es necesario considerar al calor como si fuera un reactivo químico.

Por ejemplo, en una reacción endotérmica, se puede considerar el calor como un reactivo, mientras que en una reacción exotérmica se puede considerar como un producto.

Endotérmica: Reactivos + calor \leftrightarrow productos

Exotérmica: Reactivos \leftrightarrow productos + calor

Por lo tanto, cuando la temperatura aumenta, el equilibrio se desplace en el sentido que absorbe calor.

Endotérmica: Un incremento de T hace que K aumente

Exotérmica: Un incremento de T hace que K disminuya

y al enfriar la reacción se obtiene el efecto opuesto que al calentarla.⁷⁰

ACTIVIDAD DE APRENDIZAJE

1. Esquematiza con reacciones químicas el principio de Le Châtelier.

⁶⁹ T. L. Brown *et al.*, *op. cit.*, p. 560

⁷¹ *Ibidem.*, p. 562.

AUTOEVALUACIÓN

I. Contesta correctamente lo siguiente

1. ¿Cuál de los siguientes depende sólo de los estados inicial y final del sistema, no de su trayectoria?
a) calor b) entalpía c) entropía d) energía interna
2. Según la primera ley de la termodinámica,
a) todos los procesos espontáneos van acompañados de un aumento en el desorden
b) la energía se conserva durante cualquier proceso
c) la entropía de una sustancia cristalina pura en el cero absoluto es cero
d) la cantidad de trabajo realizado durante un cambio es independiente de la trayectoria de ese cambio
- 3.Cuál de los cambios siguientes siempre da por resultado un ΔE negativo?
a) el sistema absorbe calor y realiza trabajo
b) el sistema despidе calor y realiza trabajo
c) el sistema absorbe calor y se realiza trabajo sobre él
d) el sistema despidе calor y se realiza trabajo sobre él
4. ¿Cuál de los enunciados siguientes es verdadero respecto a la entalpía?
a) es una propiedad intensiva cuyas unidades siempre son de energía por mol
b) su magnitud es en gran medida diferente de la energía interna de un proceso
c) es una función de estado
d) se mide en condiciones de volumen constante
5. Un proceso es exotérmico cuando
a) el sistema libera calor al entorno
b) la entalpía del sistema se mantiene constante
c) la entropía incrementa y al final disminuye
d) el sistema realiza un trabajo sobre su entorno
6. Indica el cambio de entalpía que acompaña a una reacción
a) ΔE b) ΔG c) ΔS d) ΔH

UNIDAD 5

ELECTROQUÍMICA

OBJETIVO

Obtener los conocimientos básicos en temas tan diversos como la construcción de pilas, la espontaneidad de las reacciones, la electrólisis y la corrosión de metales. Así, también, reconocer los conceptos básicos de las reacciones de oxidación-reducción y relacionarlos con los procesos electroquímicos

TEMARIO

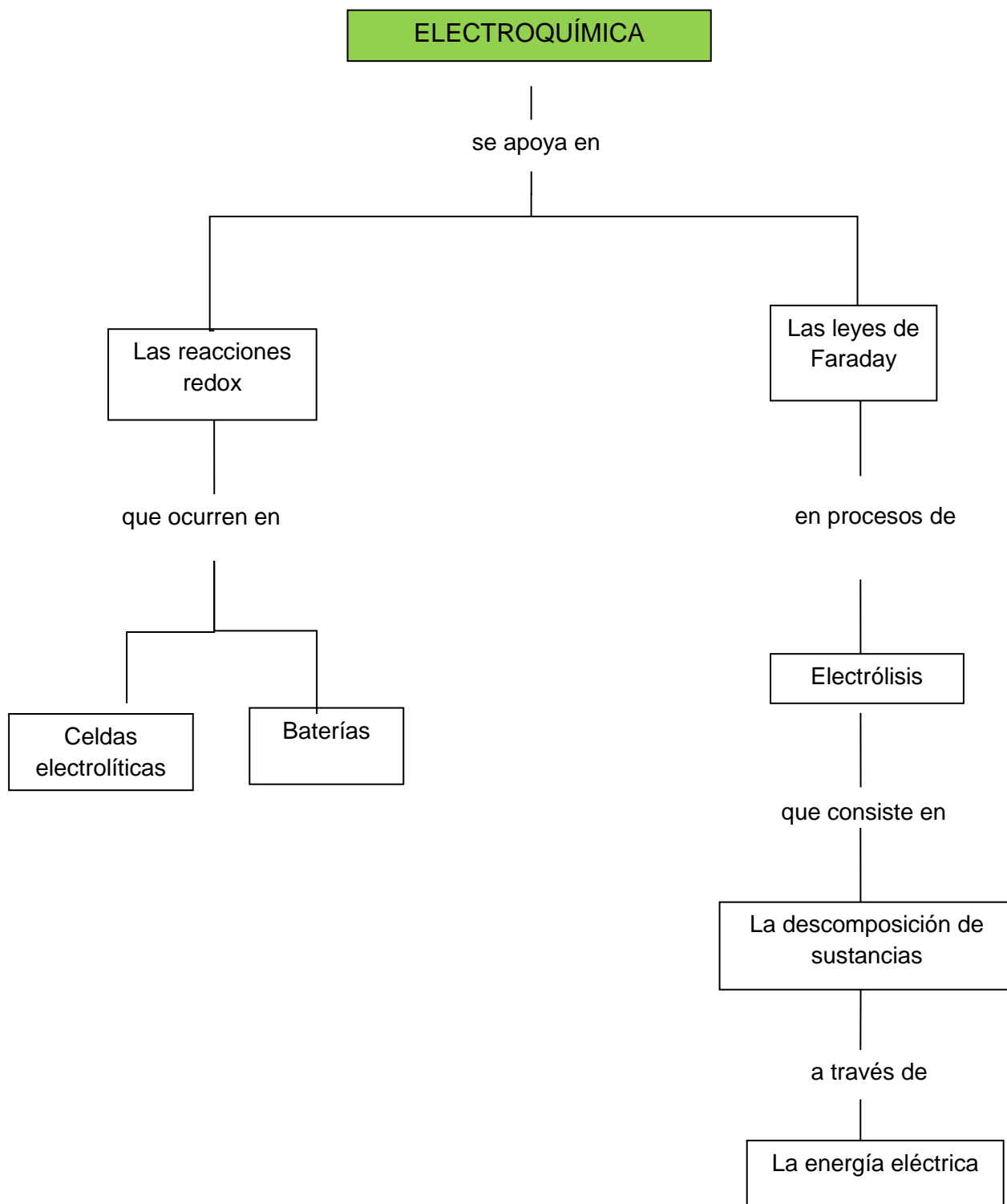
5.1 ELECTROQUÍMICA: INTRODUCCIÓN

5.2 LEYES DE FARADAY: ELECTRÓLISIS

5.3 CELDAS ELECTROQUÍMICAS: BATERÍAS

5.4 CORROSIÓN, GALVANOTECNIA Y PROTECCIÓN CATÓDICA

MAPA CONCEPTUAL



INTRODUCCIÓN

La electricidad ha estado relacionada con la química desde épocas pasadas, antes de conocer como estaban constituidos los átomos ya se había descubierto la electricidad y se manejaban conceptos básicos como ánodo y cátodo. Precisamente, al observar el comportamiento de los elementos y compuestos con la electricidad fue posible concebir al átomo como una partícula compuesta por partículas muy pequeñas.

La electroquímica estudia la conversión de la energía química en energía eléctrica y viceversa. Cuando la energía liberada es producto de una reacción espontánea, es posible emplear esta energía y convertirla en energía eléctrica. A su vez, la energía eléctrica es empleada para provocar una reacción química no espontánea.

Hoy, los principios de electroquímica se pueden observar en el uso de pilas o baterías. Estos implementos son generadores portátiles que convierten la energía química en energía eléctrica. Dado lo anterior, se corrobora el cumplimiento de la ley de la conservación de la energía, en la cual se menciona que la energía sólo se transforma.

Para que las pilas generen electricidad y calor, es necesario que en su interior se lleve a cabo una reacción química, esto es posible gracias al uso de agentes oxidantes y agentes reductores. Las pilas presentan muchas ventajas para utilizar los aparatos eléctricos portátiles, sin embargo, dentro de sus componentes de fabricación algunas cuentan con mercurio, níquel, cadmio, entre otros, los cuales son elementos pesados, tóxicos para los seres vivos.

Las celdas electroquímicas (pilas) pueden presentar diferente voltaje, todo depende de la naturaleza de los electrodos, de los iones, la concentración y la temperatura a la cual se esté llevando a cabo la reacción química.

Las reacciones “redox” también se pueden ubicar en los procesos de corrosión o lo que comúnmente llamamos oxidación. Cuando un metal queda expuesto al aire, sin ningún tipo de protección (pintura), después de algún tiempo es posible distinguir que el metal se va desintegrando, es decir se está

oxidando, perdiendo electrones. Para que lo anterior no ocurra, existen diferentes métodos de protección, dentro de los cuales se puede mencionar la protección catódica

5.1 ELECTROQUÍMICA: INTRODUCCIÓN

La electroquímica es la rama de la química que se ocupa de las relaciones entre la electricidad y las reacciones químicas, y de la conversión de la energía química en eléctrica y viceversa, concepto descrito por Chang.

También señala que los procesos electroquímicos son reacciones redox (oxidación-reducción) en las cuales la energía liberada por una reacción espontánea se convierte en electricidad o la energía eléctrica se aprovecha para provocar una reacción química no espontánea.⁷¹

Las relaciones entre cambios químicos y energía eléctrica tienen mucha utilidad, puede citarse el caso de las pilas voltaicas o galvánicas en las cuales se llevan a cabo reacciones químicas para producir energía eléctrica. Por el otro lado, la energía eléctrica puede utilizarse para realizar transformaciones químicas mediante pilas electrolíticas.⁷²

Sin embargo, la construcción de las pilas o baterías es sólo una de las aplicaciones de la electroquímica, también se ocupa de temas como la espontaneidad de las reacciones, la electrodeposición y la corrosión de los metales.⁷³

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Observa a tu alrededor y menciona donde se aplica la electroquímica en tu vida cotidiana. Explica por qué.
2. Investiga y elabora un mapa conceptual acerca de la electroquímica.

5.2 LEYES DE FARADAY: ELECTRÓLISIS

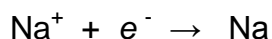
Las relaciones cuantitativas entre electricidad y cambio químico fueron descritas inicialmente por Michael Faraday en 1832 y 1833, es lo que describe Mortimer, enfatizando que el trabajo de Faraday se conoce mejor por la referencia a las medias reacciones que ocurren durante la electrolisis.

⁷¹ R. Chang, *Química*, p. 758.

⁷² C. E. Mortimer, *Química*, p. 459.

⁷⁴ T. L. Brown, *et al.*, *Química: La ciencia central*, p. 723.

Explica que el cambio en el cátodo durante la electrólisis del cloruro de sodio fundido



indica que se requiere un electrón para producir un átomo de sodio. Es decir que se necesita de un mol de electrones (número de Avogadro) para producir un mol de sodio metálico (22.9898g de Na). La cantidad de carga equivalente a un mol de electrones se llama Faraday (F) y es igual a 96.485 coulombs (C), es decir que 1 Faraday corresponde a 96,500 C.⁷⁴

Chang aclara que a diferencia de las reacciones redox espontáneas, en la electrólisis se utiliza la energía eléctrica para inducir una reacción química que no es espontánea. La electrólisis se lleva a cabo en un dispositivo que se conoce como celda electrolítica. Es decir, que la electrólisis es un proceso impulsado por una fuente externa de energía eléctrica.⁷⁵

Para describir cómo funciona una celda electrolítica, primero se debe conocer como se estructura y para ello se considera lo mencionado por Brown, quien indica que una celda electrolítica se compone de dos electrodos en una sal fundida o una solución.

La celda es activada por una batería o alguna otra fuente de corriente directa, que actúa como bomba de electrones, empujando los electrones hacia un electrodo y tomándolos del otro. El electrodo del cual se toman los electrones se marca como positivo, y el que recibe los electrones se considera negativo.

Si una solución acuosa contiene iones, conducirá electricidad. El soluto de una solución acuosa que es mejor conductor eléctrico que el agua pura sola, se llama electrolito. Por lo tanto, un electrolito es una sustancia que disocia iones libres cuando se disuelve (o funde) para producir un medio que conduce electricidad. Los electrolitos pueden ser fuertes (sustancia que al disolverse en

⁷⁴ C. E. Mortimer, *Química*, p. 468.

⁷⁵ R. Chang, *Química*, p. 784.

agua provoca la formación de iones) o débiles (son sustancias que no se disocian completamente, producen iones parcialmente).⁷⁶

Chang menciona que se pueden citar tres ejemplos de electrólisis para entender mejor este proceso:

- 1) Electrólisis del cloruro de sodio fundido. En su estado fundido, el cloruro de sodio se puede electrolizar para formar sodio metálico y cloro. Se utiliza una celda de Downs para electrolisis de NaCl a gran escala.
- 2) Electrólisis del agua. El agua contenida en un vaso en condiciones atmosféricas (1atm y 25°C), no se descompone de manera espontánea. Pero esta reacción se puede inducir en una celda con electrodos de platino, sumergidos en agua, con una disolución de 0.1 M de H₂SO₄, porque en ella hay suficiente cantidad de iones para conducir electricidad.
- 3) Electrólisis de una disolución de cloruro de sodio. Una disolución acuosa de cloruro de sodio contiene varias especies que pueden oxidarse y reducirse.

Para la electrolisis conviene tener presente que los cationes son más susceptibles de ser reducidos en el cátodo y los aniones son más fáciles de oxidar en el ánodo.⁷⁷

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga y elabora un resumen acerca de la relación de la electricidad con la disociación de los elementos en un compuesto
2. Investiga y elabora un cuadro sinóptico sobre los tipos de electrolitos que hay

⁷⁷ C. E. Mortimer, *Química*, p. 276.

⁷⁷ R. Chang, *Química*, p. 784.

5.3 CELDAS ELECTROQUÍMICAS: BATERÍAS

Una celda electroquímica es un dispositivo para generar electricidad mediante una reacción redox espontánea. Es de aclarar que algunos autores se refieren a las celdas electroquímicas con los términos celda galvánica o voltaica.

Uno de los autores que trata sobre este tema es Zumdahl, quien menciona que las celdas electroquímicas funcionan mediante una reacción de óxido-reducción, en donde la sustancia oxidante está separada de la reductora de manera que los electrones deben atravesar un alambre de la sustancia reductora hacia la oxidante.

Por ejemplo se puede tener como componentes fundamentales de una celda electroquímica: una barra de zinc metálico para sumergir en una disolución de ZnSO_4 y una barra de cobre que se sumerge en una disolución de CuSO_4 . El funcionamiento de la celda se basa en el principio de que la oxidación de Zn^0 a Zn^{2+} y la reducción de Cu^{2+} a Cu^0 se pueden llevar a cabo simultáneamente, pero en recipientes separados, con la transferencia de electrones a través de un alambre conductor externo. Los dos metales sólidos que están conectados por el circuito externo se llaman electrodos. Este arreglo particular de electrodos (Zn y Cu) y de disoluciones (ZnSO_4 y CuSO_4) se conoce como la celda de Daniell.⁷⁸

Brown también hace referencia que, en una celda electroquímica, el ánodo es, por definición, el electrodo en el que se lleva a cabo la oxidación, y el cátodo es el electrodo en el que ocurre la reducción.⁷⁹

Hay varios tipos de celdas galvánicas que tienen diferentes aplicaciones, es lo que afirma Zumdahl, citando los siguientes ejemplos:

- 1) El acumulador de plomo. Se ocupa en los automóviles. Es una batería que funciona con plomo metálico (Pb) como sustancia reductora y óxido de plomo (PbO_2) como sustancia oxidante. En el acumulador de plomo de la actualidad el ácido sulfúrico, H_2SO_4 , aporta los iones H^+ necesarios

⁷⁸ S. S. Zumdahl, *Fundamentos de Química*, p. 586.

⁷⁹ T. L. Brown et al., *Química: La ciencia central*, p. 730.

para la reacción; también aporta iones SO_4^{2-} que reaccionan con Pb^{2+} para formar PbSO_4 sólido.

- 2) Celdas secas. Se presentan en las calculadoras, relojes electrónicos, radios portátiles y toca cintas. Se llaman así porque no contienen un electrolito líquido. En su versión ácida, la batería seca contiene un recubrimiento interno de zinc que funciona como ánodo y una varilla de carbono (grafito) en contacto con una pasta húmeda de MnO_2 sólido, NH_4Cl sólido y carbón, que funciona como cátodo. En la versión alcalina de la celda seca el NH_4Cl se sustituye por KOH o NaOH .

Otros tipos de baterías secas son la celda de plata y la batería de níquel y cadmio.⁸⁰

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga y dibuja un ejemplo de cada tipo de batería que hay. Además, anota donde se emplea.

5.4 CORROSIÓN, GALVANOTÉCNIA Y PROTECCIÓN CATÓDICA

“La corrosión es el proceso que permite a los metales regresar a su estado original, es decir, a los minerales de los cuales se originaron”, es la definición que Zumdahl. En la corrosión el metal se oxida, es decir que las reacciones de corrosión son reacciones redox en las cuales un metal sufre el ataque de cierta sustancia de su entorno y se convierte en un compuesto no deseado.⁸¹

Por otra parte, Brown afirma que la corrosión es el deterioro de los metales por un proceso electroquímico.⁸²

Uno de los procesos de corrosión más conocidos es la oxidación o herrumbramiento del hierro. Se sabe que el hierro no se oxida en agua a menos que exista O_2 presente. Para que el metal se oxide deben de estar presentes el oxígeno y el agua.

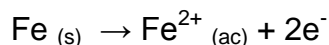
⁸⁰ S. S. Zumdahl, *Fundamentos de Química*, p. 588.

⁸¹ S. S. Zumdahl, *op. cit.*, p. 589.

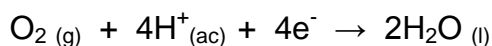
⁸² T. L. Brown, *Química: La ciencia central*, p. 758.

Aunque las reacciones implicadas son muy complejas y todavía no se conocen en su totalidad, Chang infiere que las principales etapas son las siguientes:

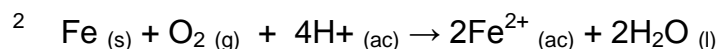
1) Una parte de la superficie del metal funciona como ánodo, donde se lleva a cabo la oxidación



2) Los electrones donados por el hierro reducen el oxígeno atmosférico a agua en el cátodo que, a su vez, es otra región de la misma superficie del metal.



Con lo anterior supone que, la reacción redox global es:



y se propone que la fem estándar para este proceso es:

$$\begin{aligned} E^{\circ} &= E^{\circ} \text{ ox} + E^{\circ} \text{ red} \\ &= 0.44 \text{ V} + 1.23 \text{ V} \\ &= 1.67 \text{ V} \end{aligned}$$

La fem estándar con signo positivo significa que el proceso se dará espontáneamente.⁸³

Chang indica que hay diferentes maneras de proteger los metales de la corrosión, una de ellas es el galvanizado, que consiste en dar un recubrimiento del hierro con el zinc. El zinc se oxida con más facilidad que el hierro. Aunque una pequeña raspadura exponga al hierro, el zinc es atacado primero. En este caso el zinc metálico funciona como ánodo y el hierro como cátodo.

Además describe a la protección catódica como un proceso en el cual el metal que va a ser protegido de la corrosión se convierte en el cátodo de una celda electroquímica.⁸⁴

El metal que se oxida al proteger el cátodo se denomina ánodo de sacrificio. Por ejemplo, se suele proteger las tuberías subterráneas contra la

⁸³ R. Chang, *Química*, p. 782.

⁸⁴ R. Chang, *op. cit.*, p. 783.

corrosión convirtiendo la tubería en el cátodo de una celda voltaica. Se entierran trozos de un metal activo, como el magnesio, junto con la tubería y conectados a ella con alambre. En el suelo húmedo, donde puede haber corrosión, el metal activo sirve como ánodo y el tubo experimenta protección catódica.⁸⁵

Por lo tanto, el galvanizado es un ejemplo de protección catódica.

ACTIVIDADES DE APRENDIZAJE

1. Investiga y elabora un resumen acerca de los problemas más graves que ocasiona la corrosión, haciendo énfasis en las industrias que más afecta y por qué.
2. Investiga y elabora un mapa conceptual acerca de los métodos de protección de los metales para evitar la corrosión.

⁸⁵ T. L. Brown, *Química: La ciencia central*. p. 760.

AUTOEVALUACIÓN

I. Cuestionario

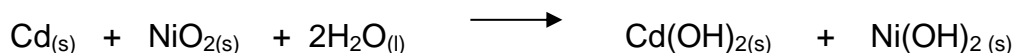
1. Es una de las ramas de la química que se ocupa de las relaciones entre la electricidad y las reacciones químicas
 - a) Petroquímica
 - b) Termoquímica
 - c) Electroquímica
 - d) Fisicoquímica
2. Proceso no espontáneo, provocado por una fuente externa de energía eléctrica, en el cual se induce una reacción química
 - a) Electroquímica
 - b) Celda voltaica
 - c) Batería
 - c) Electrólisis
3. ¿Qué es una celda electrolítica?
 - a) Proceso en el cual una sustancia se convierte en otra diferente
 - b) Es un dispositivo para generar electricidad mediante una reacción redox no espontánea
 - c) Es un dispositivo para generar electricidad mediante una reacción redox espontánea
 - d) Solute que produce iones en solución; una solución electrolítica conduce una corriente eléctrica.
4. En una celda electrolítica, el electrodo en el cual se lleva a cabo la oxidación es:
 - a) Catión
 - b) Ánodo
 - c) Anión
 - d) Cátodo
5. El herrumbramiento del hierro es un ejemplo en el cual se puede observar:
 - a) La electrólisis
 - b) La protección catódica
 - c) La termoquímica
 - d) La corrosión
6. ¿Qué es la corrosión?
 - a) Fenómeno termodinámico en el cual hay ganancia de protones
 - b) Deterioro de metales por un proceso electroquímico

- c) Protección de los metales para evitar la oxidación
- d) Protección de los metales para evitar la reducción

7. ¿Qué es la protección catódica?

- a) Proceso en el cual se protege a los metales convirtiéndolos en cátodos
- b) Proceso en el cual se protege a los metales convirtiéndolos en ánodos
- c) Fenómeno en el cual hay ganancia de protones
- d) Es una función de estado que favorece el intercambio de iones

La batería de níquel-cadmio, una pila "seca" recargable muy popular que se usa en herramientas accionadas por batería, emplea la siguiente reacción para generar electricidad:



8. ¿Cuál es la sustancia que se reduce?

- a) $\text{Cd}_{(s)}$
- b) $\text{NiO}_{2(s)}$
- c) H_2O
- d) Ni

9. ¿Cuál es la sustancia que se oxida?

- a) $\text{Cd}_{(s)}$
- b) $\text{NiO}_{2(s)}$
- c) H_2O
- d) Ni

10. ¿Quién es el agente oxidante?

- a) $\text{Cd}_{(s)}$
- b) $\text{NiO}_{2(s)}$
- c) H_2O
- d) Ni

RESPUESTAS

I. Cuestionario

- 1. C
- 2. C
- 3. C
- 4. B
- 5. D
- 6. B
- 7. A
- 8. D

9. A

10. D

BIBLIOGRAFÍA

Baldor, F. A., *Nomenclatura química inorgánica*, México, Grupo Editorial Sayrols, 1976.

Brown, Theodore L., H. Eugene LeMay, Jr. y Bruce E. Bursten, *Química: La ciencia central*, 7ª edición, México, Prentice Hall, 1998.

Chang, Raymond, *Química*. 6a edición, México, McGraw-Hill, 1999.

Cisneros, Montes de Oca, Esperanza, *Química II*, 7ª reimpresión, México, Dirección General de Educación, 2003.

Mortimer, Charles, E., *Química*, 5ª edición, México, Grupo Editorial Iberoamérica, 1983.

Ortiz, Flores, Ignacio y Fernando García Hernández, *Química I*, México, Editorial Santillana, 2006.

Petrucci, Ralph, H. y William, S. Harwood, *Química General Principios y aplicaciones modernas*, España, Prentice Hall Iberia, 1999.

Phillips, John, S., Victor S., Stozak y Cheryl Wistrom, *Química. Conceptos y aplicaciones*, McGraw-Hill Interamericana, 2000.

Recio del Bosque, Francisco Higinio, *Química Inorgánica*, 4ª edición, México, McGraw-Hill Interamericana, 1996.

Russell, John, B. y Alicia, Larena, *Química General*, México, McGraw-Hill Interamericana, 1988.

Zumdahl, S. S., *Fundamentos de Química*, México, McGraw-Hill, 1992.

GLOSARIO

Agente oxidante: La sustancia que se reduce y causa por tanto la oxidación de alguna otra sustancia en reacción de oxidación-reducción.

Agente reductor: Sustancia que se oxida y causa con ello la reducción de alguna otra sustancia en una reacción de oxidación-reducción.

Anión: Ion con carga negativa.

Ánodo: electrodo en el que ocurre la oxidación.

Átomo: La partícula más pequeña en que puede dividirse un elemento químico y continuar manteniendo las propiedades características del elemento; consiste en una zona central, el núcleo, que contiene protones y neutrones, y en electrones que se mueven alrededor del núcleo.⁸⁶

Calor: Flujo de energía de un cuerpo a temperatura más alta hacia uno a temperatura más baja cuando ambos se ponen en contacto térmico.

Calor de fusión: Cambio de entalpía, ΔH , para la vaporización de un líquido.

Cambios físicos: Cambios (como un cambio de fase) que ocurren sin que se modifique la composición química.

Cambios químicos: Procesos en los cuales una o más sustancias se convierten en otras sustancias.

Catión: Ion con carga positiva.

Cátodo: Electrodo en el que tiene lugar una reducción.

Celda electrolítica: Dispositivo en el que se hace que ocurra una reacción redox no espontánea por el paso de corriente bajo el efecto de un potencial eléctrico suficiente.

Celda voltaica (galvánica): Dispositivo en el cual tiene lugar una reacción espontánea con paso de electrones a través de un circuito externo.

Compuesto: Sustancia formada por dos o más elementos unidos químicamente en proporciones definidas.

Compuesto iónico: Compuesto formado por cationes y aniones.

⁸⁶ http://www.genomasur.com/glosario_A.htm

Corrosión: Proceso por el cual un metal se oxida por la acción de sustancias presentes en su entorno.

Dipolo: Molécula en el cual uno de sus extremos tiene una carga parcial negativa y el otro una carga parcial positiva; molécula polar.

Disolvente: El medio disolvente de una solución; normalmente es el componente de la solución que está presente en mayor cantidad.

Electrolito: Solute que produce iones en solución; una solución electrolítica conduce una corriente eléctrica.

Electrolito débil: Sustancia que se ioniza sólo parcialmente en solución.

Electrolito fuerte: Sustancia que se ioniza totalmente en solución; los ácidos fuertes, las bases fuertes y casi todas las sales.

Electrón: Partícula subatómica con carga negativa que se encuentra fuera del núcleo atómico y forma parte de todos los átomos.

Electronegatividad: Medida de la capacidad de un átomo que esté unido a otro átomo para atraer electrones hacia sí.

Electrones de valencia: Los electrones más externos de un átomo; son los que el átomo emplea para formar enlaces.

Electroquímica: Rama de la química que se ocupa de las relaciones entre la electricidad y reacciones químicas.

Elemento: Sustancia que no se puede separar en sustancias más sencillas por métodos químicos.

Energía: La capacidad para hacer trabajo o transferir calor.

Entalpía: Trata del calor absorbido o liberado a presión constante.

Entropía: Función de estado que está relacionada con la aleatoriedad o desorden de un sistema.

Equilibrio químico: Estado de equilibrio dinámico en el cual la velocidad de formación de los productos de una reacción a partir de los reactivos es igual a la velocidad de formación de los reactivos a partir de los productos; en el equilibrio, estas concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes.

Fórmula química: Notación que emplea símbolos químicos con subíndices numéricos para indicar las proporciones relativas de átomos de los diferentes elementos de una sustancia.

Masa molar: La masa de 1 mol de sustancia en gramos; es numéricamente igual al peso formular en unidades de masa atómica.

Materia: Cualquier cosa que ocupa espacio y tiene masa.

Mol: Conjunto del número de Avogadro ($6.022 \cdot 10_{23}$) de objetos.

Molalidad (m): Concentración de una solución expresada en moles de soluto por kilogramo de disolvente.

Molaridad (M): Concentración de una solución expresada en moles de soluto por litro de solución.

Neutrón: Partícula eléctricamente neutra que se encuentra en el núcleo de los átomos.

Núcleo: Porción muy pequeña de, muy densa y con carga positiva de un átomo; se compone de protones y neutrones.

Oxidación: Proceso en el cual una sustancia pierde uno o más electrones.

Peso atómico: Masa promedio de los átomos de un elemento en unidades de masa atómica (uma); es numéricamente igual a la masa en gramos de 1 mol del elemento.

Peso formular: Masa del conjunto de átomos que representa una fórmula química.

Peso molecular: La masa del conjunto de átomos que está representado por la fórmula química de una molécula.

Porcentaje en masa: Cantidad de gramos de soluto por cada 100g de solución.

Principio de Le Châtelier: Principio que establece que, cuando se perturba un sistema que está en equilibrio químico, las concentraciones relativas de reactivos y productos se desplazan de modo que se anulan parcialmente los efectos de la perturbación.

Proceso endotérmico: Proceso en el cual un sistema absorbe calor de su entorno.

Proceso espontáneo: Proceso que puede tener lugar en un sentido dado sin necesidad de ser impulsado por una fuente externa de energía.

Proceso exotérmico: Proceso en el cual un sistema libera calor hacia su entorno.

Química: Disciplina científica que estudia la composición, propiedades y transformaciones de la materia.

Regla del octeto: Regla que establece que los átomos enlazados tienden a poseer o compartir un total de ocho electrones de capa de valencia.

Solución: Mezcla de sustancias que tiene composición uniforme; mezcla homogénea.

Solución acuosa: Solución en la cual el disolvente es agua.

Soluto: Sustancia disuelta en un disolvente para formar una solución; normalmente es el componente de una solución que está presente en menor cantidad.

Termodinámica: El estudio de la energía y su transformación.