



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE INGENIERÍA

**Fundamentos de conceptos
básicos de Estequiometría para
Ciencias de la Tierra**

MATERIAL DIDÁCTICO

Que para obtener el título de

Ingeniera Geóloga

P R E S E N T A

Maricela Robles Cruz

ASESORA DE MATERIAL DIDÁCTICO

Dra. Ana Laura Pérez Martínez



Ciudad Universitaria, Cd. Mx., 2018



Dirección General de Asuntos
del Personal Académico

Este trabajo fue realizado con el apoyo de la **Dirección General de Asuntos del Personal Académico (DGAPA)**, dentro de las actividades para la elaboración del libro: **“Química para Ciencias de la Tierra: fundamentos y aplicaciones”**, para el proyecto **PAPIME No. PE103116**.

DEDICATORIA

Quiero comenzar agradeciendo a Dios por todo lo bueno que me ha dado ya que sin él nada de esto sería posible, por haberme dado unos padres y hermanos maravillosos, por la fortuna de conocer a Oscar, por el camino que me ha permitido recorrer, por todas las oportunidades y herramientas necesarias para poder alcanzar los sueños que deseo hacer realidad, le agradezco infinitamente cada una de las cosas que me ha permitido realizar, por poner a las personas indicadas en cada circunstancia y por nunca abandonarme en los momentos difíciles. Doy gracias a Dios por todo lo que me ha permitido vivir.

A mis padres, por sus sabios consejos e historias de vida, me hacen sentir muy orgullosa de ser su hija, me han enseñado lo mejor de ellos y han hecho que cada día sea una mejor persona, predicando siempre con el ejemplo, han confiado en mí y en la capacidad de salir adelante a pesar de las dificultades que se han presentado. Dos personas que han luchado y se han esforzado incansablemente por darme las mejores herramientas para poder salir adelante ante cualquier adversidad dando como resultado la persona que soy en la actualidad. Por los valores y virtudes que me inculcaron, su apoyo en cada proyecto o trabajo que realicé, por sus palabras de aliento, sus desvelos cuando enfermé, su apoyo económico y sobre todo el amor que siempre me han brindado. Les agradezco infinitamente por todo su esfuerzo y sacrificio con el fin de darme las mejores oportunidades. A estas dos maravillosas personas les debo mi razón de ser y mi fuerza para salir adelante por lo que espero devolverles un poco de lo mucho que me han brindado.

A mis hermanos, ya que representan una parte fundamental en mi aprendizaje. A Paty, inspirándome con su ejemplo y su fuerza para salir adelante ante cualquier problema, por prestarme su computadora, por estar siempre que la necesitaba brindándome sus mejores consejos y conocimientos, siempre con su gran sabiduría, perseverancia y tenacidad. A Carlos, por su ayuda incondicional siempre, por explicarme problemas o temas de las diferentes asignaturas de la carrera ya que gracias a ello fue más fácil poder comprenderlas y acreditarlas.

A Karla y Rocío que me han apoyado en diferentes actividades cuando las he necesitado y brindado siempre su amor. Todos ellos, mis queridos hermanos han

sido un pilar muy importante para salir adelante ante cualquier adversidad y estoy muy feliz de saber que puedo contar con cada uno de ellos cuando los necesite.

A Oscar, ya que juntos hemos recorrido un hermoso camino lleno de aventuras, sueños, proyectos, trabajos, compartiendo momentos felices y apoyándonos en circunstancias difíciles. Una persona muy importante en mi vida y a quien agradezco sus palabras de aliento cada vez que las cosas parecían no tener solución, su apoyo incondicional, la ayuda que me brindó en la carrera, su compañía y cada momento feliz que hemos pasado juntos de la mano.

A la Dra. Ana Laura por aceptar ser mi tutora en este proyecto, ya que gracias a esto cumpliré uno de mis más grandes sueños, por ser una excelente profesora y ser humano, por sus consejos y la ayuda que me brindó ante todas las dudas que me surgieron en el trayecto de este proyecto, por los libros que me prestó y por su gran carisma que siempre me dieron la confianza de contar con ella ante cualquier situación.

Al Dr. Rogelio Soto por ser siempre tan amable y por recibirme siempre con una gran sonrisa, por sus correcciones y ayuda para resolver algunos ejercicios. A la M. en I. Isabel que siempre respondió cada una de mis dudas de titulación y cualquier inquietud que me surgía, por su disposición de siempre ayudar. Al Ing. Arcos, desde mi inicio en la facultad, un profesor que me apoyó en las diversas asignaturas que tome con él y respondió a cada una de mis dudas, de quien recordaré los grandes consejos y su conocimiento que me transmitió, por su ayuda incondicional cuando le pedí una carta de recomendación. Al M. C. Santillán Piña, por las enseñanzas en sus clases, ya que logró transmitirme que todo esfuerzo al final tiene su recompensa. Por su confianza al brindarme una carta de recomendación.

A todos los compañeros y amigos que estuvieron en el transcurso de esta etapa de mi vida, Diana, Dany, Itzel, Mayra, Susy, Adriana, Karen y todos los que me faltan y que sin lugar a duda han formado parte de esta maravillosa etapa de mi vida. A todos los profesores de la facultad que me transmitieron su amor por la geología.

Por último, no tengo palabras para agradecer a la UNAM por mi formación desde la preparatoria hasta la Universidad. Me ha brindado la oportunidad de aprovechar al máximo desde aspectos culturales, deportivos, así como de educación profesional, ha sido y será mi máxima casa de estudios. Gracias a la Facultad de Ingeniería por tanto conocimiento y oportunidades.

“POR MI RAZA HABLARÁ EL ESPIRITÚ”

ÍNDICE

Resumen.....	6
Abstract	6
Capítulo 1. Generalidades.....	7
1.1 Introducción	7
1.2 Objetivo	7
1.3 Metas.....	8
1.4 Problemática enseñanza aprendizaje.....	8
1.5 Material a desarrollar.....	8
1.5.1 Metodología.....	9
1.6 Antecedentes.....	9
Capítulo 2. Mol y masa molar	10
2.1 Introducción.....	10
2.2 Concepto de Mol.....	11
2.2.1 Número de Avogadro.....	12
2.3 Concepto de masa molar.....	12
Capítulo 3. Relaciones Estequiométricas	16
3.1 Relaciones en entidades fundamentales	17
3.2 Relación molar.....	17
3.3 Relación en masa.....	17
Capítulo 4. Reacciones ácido-base y pH.....	20
4.1 Ácidos	21
4.2 Bases.....	24
4.3 Ácidos y bases fuertes	25

4.4 Reacciones de neutralización.....	28
4.5 Escala de pH.....	30
4.5.1 La escala de pOH.....	32
Capítulo 5. Unidades de concentración	35
5.1 Molaridad	35
5.2 Porcentaje masa/masa.....	35
5.3 Porcentaje masa/volumen	36
5.4 Porcentaje volumen/volumen	37
5.5 Fracción molar.....	37
5.6 Partes por millón.....	38
Capítulo 6. Cuestionarios de Autoevaluación	43
6.1 Cuestionario General.....	43
RESPUESTAS.....	45
6.2 TEMA 2.- Mol y masa molar	45
6.3 TEMA 3.- Relaciones Estequiométricas.....	47
6.4 TEMA 4.- Reacciones ácido-base y pH.....	48
6.5 TEMA 5.- Unidades de concentración.....	49
Conclusiones y recomendaciones.....	53
Bibliografía.....	54

Resumen

Este trabajo es una contribución para la elaboración del libro “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones”, correspondiente al proyecto PAPIME PE103116 de la facultad de Ingeniería, UNAM. Material didáctico que será complementado con la participación de otros autores para obtener un capítulo completo que se incluirá en este libro. La finalidad es brindar a los alumnos un apoyo para los temas que se ven en la asignatura de Química con un enfoque relacionado a Ciencias de la Tierra y a los profesores poder ofrecerles una herramienta más para impartir temas relacionados a Química.

En este trabajo se revisará el tema Fundamentos de conceptos básicos de Estequiometría para Ciencias de la Tierra, temas específicos como mol y masa molar, relaciones estequiométricas, reacciones ácido base y pH, así como las unidades de concentración, cuyo objetivo será su fácil comprensión enfatizando su relación con el área de Ciencias de la Tierra.

Al indagar en estos temas se apreciará la importancia que tiene en nuestra formación como Ingenieros, las diferentes aplicaciones que pueden tener en el ámbito laboral y la ventaja que tiene el contar con esta información para la resolución de problemas que se nos pudieran presentar como estudiantes o profesionistas en la vida laboral.

Abstract

This document is written to contribute the creation of a new book called “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones” which is part of the project PAPIME PE103116 from Facultad de Ingeniería, UNAM. It will be complemented by other authors to get an entire chapter included in this book. The objective is, provide to the students support for the chemistry course related to earth sciences and help them with the topics, also, give to the teachers others tools for their classes.

In this writing the topics about fundamentals of stoichiometry basic concepts for earth sciences, specific themes as mole and molar mass, stoichiometric relations, acid-base reactions and pH as well as concentration units will be reviewed being useful to understand themes related with earth sciences.

Exploring these topics, you will be able to value the importance in engineering education just as a variety of applications in the job environment. Additionally, it has an advantage such as getting information to solve problems that we could find them as students or professionals.

Capítulo 1. Generalidades

1.1 Introducción

Se entiende por material didáctico aquel instrumento mediante el cual se facilita la comprensión del conocimiento de determinados temas. Se busca generar el desarrollo de habilidades presentes en los estudiantes mediante la consulta de una fuente de información clara, concisa y confiable, que invite a los alumnos a indagar por aprender nuevos aspectos relacionados a un tema en particular.

La importancia de este trabajo radica en poder transmitir de una manera más interesante conceptos de Química, que además de ello involucren su relación con Ciencias de la Tierra y la aplicación que tienen dichos conocimientos a problemáticas que se ven en el ámbito laboral y de esta manera ver los beneficios de adquirir este conocimiento.

El tema por desarrollar corresponde a la Estequiometría, la cual se encuentra sumamente relacionada a Ciencias de la Tierra y a las asignaturas que se ven en el transcurso de la carrera, como lo son mineralogía, las petrologías y asignaturas aplicadas a la Ingeniería, tales como minería, petróleo, geotermia, etc. Subtemas como mol y masa molar, relaciones estequiométricas, reacciones ácido-base y pH, unidades de concentración, son conocimientos que involucran la materia que conocemos, reacciones que ocurren en la vida diaria, formas de medición, todo ello aplicable en el desarrollo de las actividades productivas.

Como se observa, estos conceptos deben de ser entendidos para que, en un futuro cercano ya como profesionistas, puedan ser utilizados para la contribución en beneficio de la sociedad.

1.2 Objetivo

Elaborar un material didáctico que incluya temas correspondientes a la Estequiometría, el cual formará parte del libro “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones”, cuyo objetivo general es lograr un aprendizaje óptimo de los estudiantes, despertando su interés por la Química con aplicación en casos prácticos, lo cual se logrará mediante la búsqueda y revisión de textos de carácter científico.

1.3 Metas

Generar un texto didáctico que apoye en la elaboración de 4 subtemas correspondientes al capítulo seis del libro “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones”, esto con información actualizada y basada de libros o artículos especializados en Química y en el área de Ciencias de la Tierra.

1.4 Problemática enseñanza-aprendizaje

Uno de los motivos que inspiraron la creación de este libro “Química para Ciencias de la Tierra: Fundamentos y Aplicaciones”, ha sido el desinterés observable en los alumnos al cursar diversas asignaturas tal como Química, esto trae como consecuencia un rezago académico que propicia que el alumno no acredite las asignaturas. Este trabajo busca darle un enfoque más interesante para que los alumnos aprecien la importancia de su estudio y puedan relacionarlo con la utilidad que tendrá en su área profesional, con el fin de reducir el índice de reprobación y brindar mejores herramientas de trabajo para los alumnos durante su estadía universitaria y posterior inserción en el campo laboral.

De esta manera se busca que el contenido de este material tenga la recopilación de información fehaciente sobre temas aplicados a Ciencias de la Tierra y entonces lograr una visualización más completa sobre dicha asignatura.

1.5 Material a desarrollar

Dentro de los alcances de este material didáctico se encuentra un trabajo escrito que consta de una parte teórica, así como de problemas tipo que ayudan a entender el tema, al final se encuentra un cuestionario de auto evaluación donde se anexan sus respectivas respuestas, con lo que se pondrá en práctica los conocimientos adquiridos.

Además, se incluye un conjunto de diapositivas, lo cual se pretende esté disponible en la plataforma de la División de Ciencias Básicas (DCB) así como en la División de Ingeniería en Ciencias de la Tierra (DICT) y pueda ser consultado por alumnos y profesores.

1.5.1 Metodología

- ❖ Se recopiló información bibliográfica en libros impresos y material digitalizado, sobre los subtemas y sus respectivas aplicaciones a Ciencias de la Tierra.
- ❖ Se realizó un análisis de la información encontrada para así incluir textos precisos sobre los temas que se abordaron.
- ❖ Con base en los puntos anteriores, se organizó, estructuró y redactó el contenido de cada subtema, generando textos originales y con información actualizada.
- ❖ Se elaboraron ejemplos, problemas tipos y ejercicios, dándole un enfoque relacionado a la Ingeniería en Ciencias de la Tierra con la finalidad de darle una solución a la problemática de enseñanza – aprendizaje y generar una retroalimentación en los alumnos.
- ❖ Se diseñó el material didáctico que consta de un conjunto de presentaciones en formato electrónico que estará disponible en las páginas de la DCB y la DICT de la Facultad de Ingeniería de la UNAM.

1.6 Antecedentes

De acuerdo con la investigación realizada, se puede constatar la relación e importancia del tema para las asignaturas de las carreras de Ciencias de la Tierra,

además se enfatiza su aplicación ante situaciones o problemáticas relacionadas con el ámbito laboral.

Con la elaboración de este trabajo se busca interesar al lector en el tema de la Estequiometría, la cual hace referencia a la medición cuantitativa de los reactivos y productos en una reacción, su nombre proviene de las palabras griegas *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida). En las reacciones químicas intervienen los reactivos, que se transforman y dan origen a los productos, todo ello se encuentra relacionado con la materia que nos rodea, la cual constantemente es transformada.

El término estequiometría surge desde épocas remotas al buscar una forma de explicar los fenómenos que ocurren en la naturaleza. Al indagar sobre este tema se observa que fue necesario implementar una forma de expresar la medición de la materia imperceptible a simple vista, por lo que surgen conceptos de mol y masa molar. Un científico de vital importancia fue Amedeo Avogadro (1776-1856) quien realizó diversos experimentos que ayudaron a determinar este concepto.

Es frecuente que en la naturaleza ocurran diversos tipos de reacciones, siendo las reacciones ácido-base una clase importante que da origen a compuestos de naturaleza ácida o básica. Este tipo de reacciones han sido estudiadas y clasificadas por diversos científicos tales como como Robert Boyle en el siglo XVII hasta las definiciones más recientes otorgadas por Gilbert N. Lewis en el siglo XX.

Las carreras con un enfoque en Ciencias de la Tierra se especializan en aspectos que ocurren en la Tierra, tales como la formación de las rocas o minerales, el estudio de contaminantes por actividades naturales o antropogénicas, así como procesos industriales de extracción y producción que se observan en la minería, petróleo, geotermia, entre otras, donde intervienen distintas reacciones, lo que a su vez involucra la estequiometría como una forma de medición.

Capítulo 2. Mol y masa molar

2.1 Introducción

En la naturaleza se puede observar una infinidad de materia, desde la arena más fina que se encuentra en las playas hasta las grandes y complejas montañas de hermosos

paisajes. Toda esta materia que integra lo que se observa ocupa un espacio y una masa determinada. Cabe recordar que la materia está conformada de átomos, moléculas, iones, etc., partículas tan diminutas que son imposibles de observar a simple vista, y que para su visualización se requieren técnicas muy especiales.

En este capítulo se revisarán aquellos conceptos que constituyen los fundamentos de la estequiometría, que es la parte de la Química que estudia las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en una reacción química.

En el medio ambiente, ya sea por causas naturales o antropogénicas, tienden a ocurrir distintas reacciones entre las sustancias que conforman el entorno. Las reacciones químicas se presentan, por ejemplo, en el interior del cuerpo humano por las sustancias que lo conforman, en el agua por la interacción de minerales disueltos, en el suelo por el uso de fertilizantes, en el aire por la contaminación, solo por mencionar algunas ya que el campo de estudio es muy amplio.

2.2 Concepto de Mol

La palabra mol engloba determinada cantidad de materia. De acuerdo con su definición, una mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades fundamentales como átomos hay en doce gramos de carbono-12. El número de átomos que hay en doce gramos de carbono-12 se conoce como número de Avogadro, el cual tiene un valor de 6.0221415×10^{23} unidades, en este caso, de átomos.

Para entender mejor este concepto se puede comparar con ejemplos, tales como decir un *par* de brújulas, una *docena* de fósiles, una *mol* del mineral calcopirita (CuFeS_2), etc. De los ejemplos anteriores, la palabra *par* engloba dos unidades de algún objeto a considerar, la palabra *docena* hace referencia a doce unidades y en el caso de la palabra *mol* hace referencia al valor de 6.0221415×10^{23} unidades.

De esta manera, el concepto de mol está asociado con el número de partículas microscópicas indicadas anteriormente, a través del número de Avogadro.

Por ejemplo, para saber cuál es la masa de un solo átomo de plata (Ag) se recurre a su masa molar (que es la masa que contiene una mol de átomos de plata) la cual es de 107.9 [g], si se tiene que en la masa molar están incluidos 6.0221415×10^{23} átomos de Ag se realiza la división correspondiente para saber la masa de un solo átomo.

$$\frac{107.9 \text{ [g] de átomos de plata (Ag)}}{6.0221415 \times 10^{23} \text{ átomos de plata (Ag)}} = 1.792 \times 10^{-22} \text{ [g]}$$

El manejo en química del número de Avogadro permite darse una idea del orden de magnitud de cantidades muy pequeñas, tal como la masa de un átomo de plata.

De acuerdo con la definición del número de Avogadro, se pueden establecer las siguientes igualdades:

1 mol de iones = 6.0221415×10^{23} iones

1 mol de electrones = 6.0221415×10^{23} electrones

1 mol de átomos de cobre (Cu) = 6.0221415×10^{23} átomos de cobre (Cu)

3 mol de moléculas de calcita (CaCO_3) = $3(6.0221415 \times 10^{23})$ moléculas de calcita (CaCO_3)

2.2.1 Número de Avogadro

A través de una serie de experimentos, el científico físico, matemático y químico Amedeo Avogadro (1776-1856) de nacionalidad italiana, propuso que el volumen de cualquier gas a determinada presión y temperatura contendrá el mismo número de partículas (átomos o moléculas), entonces dos volúmenes de gases con las mismas condiciones de presión y temperatura deberán contener el mismo número de partículas. Con esta propuesta logró establecer la fórmula química de algunos compuestos químicos, tiempo después se comprobó dando resultados favorables en la exactitud de sus mediciones.

Posteriormente se calculó y se determinó que el número de unidades (átomos, moléculas, iones, etc.) contenidas en una mol de sustancia sería 6.0221415×10^{23} unidades, a lo cual se le ha dado el nombre de número de Avogadro.

$$N_A = \text{Número de Avogadro} = 6.0221415 \times 10^{23} \text{ unidades}$$

El N_A es una cantidad implícita en la palabra mol, la cual es utilizada frecuentemente en el mundo de la química.

2.3 Concepto de Masa molar

Como se mencionó anteriormente, la masa molar hace referencia a la masa de una mol de unidades (pueden ser átomos, moléculas, iones, etc.) de determinada sustancia. El sistema internacional de unidades establece como unidad de masa al kilogramo por lo que la masa molar puede expresarse en kilogramos [kg], aunque generalmente se indica en gramos [g].

Definición de unidad de masa atómica (uma)

Una uma es una unidad estándar de masa definida como la doceava parte (1/12) de la masa de un átomo, neutro y no enlazado, de carbono-12, en su estado fundamental.

De acuerdo con la definición de uma, la doceava parte de la masa de un átomo de carbono -12, corresponde a 1.661×10^{-24} [g].

Se puede observar que 12 uma corresponde también a la masa molar del carbono-12; es decir, a $12 \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$.

En otras palabras, $1 \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right] = 1 \text{ uma}$.

La tabla siguiente ilustra lo ya indicado.

Mineral	Fórmula química	Unidad de masa atómica [uma]	masa molar [g/mol]
cuarzo	SiO ₂	60.09 [uma]	60.09 [g/mol]
calcita	CaCO ₃	100 [uma]	100 [g/mol]
galena	PbS	239.27 [uma]	239.27 [g/mol]

PROBLEMA TIPO:

La pirargirita (Ag₃SbS₃) es uno de los minerales de los cuales se extrae plata (Ag). Si se sabe que en una mina se encontraron 3.5 [kg] de este mineral. Calcule la cantidad de plata en gramos que se pueden obtener.

Solución: Se suman las masas atómicas de los átomos de la pirargirita para saber cuál es la masa de una mol de pirargirita (Ag₃SbS₃).

Núm. de átomos en la pirargirita (Ag ₃ SbS ₃)	Unidad de masa atómica (uma) por elemento	Multiplicación del número de átomos por la unidad de masa atómica	Resultado
3 átomos de Ag	107.9 [uma]	3(107.9 [uma])	323.7 [uma]
1 átomo de Sb	121.8 [uma]	121.8 [uma]	121.8 [uma]
3 átomos de S	32.07 [uma]	3 (32.07 [uma])	96.21[uma]
		SUMA	541.71[uma]

Se obtiene que una mol de pirargirita contiene 541.71[g]. Se procede a obtener los porcentajes de cada elemento:

Elemento	masa molar [g/mol]	porcentaje %
Ag	323.7	59.76 %
Sb	121.8	22.48 %
S	96.21	17.76 %
Total	541.71	100 %

Se obtiene el porcentaje de 59.76% de plata de los 3500 [g] de pirargirita, dando como resultado 2091.6 [g] de plata (Ag).

Respuesta: Se pueden obtener 2091.6 [g] de plata de los 3500 [g] de pirargirita.

PROBLEMA TIPO

En una mina se extraen metales de oro (Au) y plata (Ag). Considerando que por día se obtienen 7800 toneladas de roca, en un período de 29 días trabajados obtenemos un total de 226,200 toneladas de roca por mes. De las toneladas de roca obtenidas en el mes se obtuvieron 294.06 [kg] de oro y 65,598.0 [kg] de plata.

- Calcule los gramos de oro y plata que se obtuvieron por tonelada
- Calcule los moles de oro y de plata que se obtuvieron por tonelada
- Calcule la cantidad de átomos de oro y plata por tonelada

Para obtener los gramos por tonelada se divide la cantidad de oro y de plata entre el total de toneladas.

ORO (Au)	$(294.06 \text{ [kg]}) \left(\frac{1000 \text{ [g]}}{1 \text{ [kg]}} \right) \text{ de oro por tonelada}$ $= 294060 \text{ [g] de oro por tonelada}$
	$\left(\frac{294060 \text{ [g]Au por tonelada}}{226,200 \text{ toneladas}} \right) = 1.3 \text{ [g]Au}$
PLATA (Ag)	$(65,598 \text{ [kg]}) \left(\frac{1000 \text{ [g]}}{1 \text{ [kg]}} \right) \text{ de plata por tonelada}$ $= 65598000 \text{ [g]de plata por tonelada}$
	$\left(\frac{65598000 \text{ [g] Ag por tonelada}}{226,200 \text{ toneladas}} \right) = 290 \text{ [g]Ag}$

Se obtuvieron 1.3 gramos de oro por tonelada y 290 gramos de plata por tonelada. Por medio de la tabla periódica se tiene que la masa de una mol de oro es de 197 [g] y de una mol de plata es de 107.9 [g].

Para 1.3 [g] de oro se realiza la conversión.

$$\text{moles de Au} = (1.3 \text{ [g]}) \left(\frac{1 \text{ mol de Au}}{197 \text{ [g]}} \right) = 6.599 \times 10^{-3} \text{ moles de Au}$$

Se tiene entonces 6.599×10^{-3} moles de oro por tonelada. Ahora para calcular el número de átomos:

$$\text{Átomos de Au} = (6.599 \times 10^{-3} \text{ moles de Au}) \left(\frac{6.0221415 \times 10^{23} \text{ átomos de Au}}{1 \text{ mol de Au}} \right)$$

$$\text{Átomos de Au} = 3.974 \times 10^{21}$$

$$6.599 \times 10^{-3} \text{ moles de oro (Au)} = 3.974 \times 10^{21} \text{ átomos de oro (Au) por tonelada}$$

- Para la plata se realiza el mismo procedimiento. La masa de una mol de plata es de 107.9 [g], si se obtuvieron 290 [g/ton] realizamos la conversión.

$$\text{moles de Ag} = (290 \text{ [g]}) \left(\frac{1 \text{ mol de Ag}}{107.9 \text{ [g]}} \right) = 2.688 \text{ moles de Ag}$$

Se tienen 2.688 moles de plata por tonelada. Para calcular el número de átomos:

$$\text{Átomos de Ag} = (2.688 \text{ moles de Ag}) \left(\frac{6.0221415 \times 10^{23} \text{ átomos de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} \right)$$

$$\text{Átomos de Ag} = 1.619 \times 10^{24}$$

$$2.688 \text{ moles de plata (Ag)} = 1.619 \times 10^{24} \text{ átomos de plata (Ag) por tonelada}$$

Capítulo 3. Relaciones Estequiométricas

La ley de la conservación de la materia dice que “la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”, por lo que en cualquier reacción que ocurra, los átomos simplemente están siendo reacomodados.

Una reacción química es un proceso en donde dos o más sustancias reaccionan dando como resultado otra sustancia o sustancias. En una reacción química participan dos actores: los reactivos y los productos. Para escribir de forma general una ecuación química y representar las reacciones se utilizan símbolos químicos.

En la naturaleza se encuentran rocas carbonatadas, pueden ser rocas calizas, dolomías, mármol, entre otras; estas rocas pueden contener minerales como la calcita (CaCO_3), dolomita ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$), aragonita (CaCO_3), se puede observar por su fórmula química que están formadas por carbonato de calcio (CaCO_3).

Por ejemplo, para obtener óxido de calcio, o cal viva, a partir de carbonato de calcio es necesario calcinar este último. El otro producto que se obtiene es dióxido de carbono.

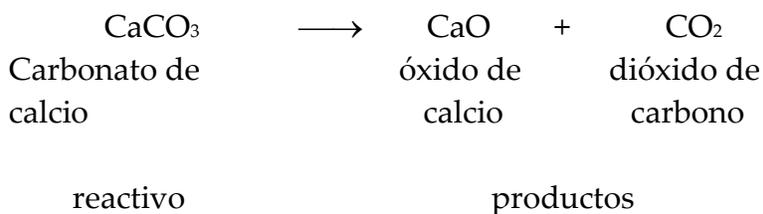


Figura 1 Calcita (CaCO_3)
Colección mineralógica “Andrés Manuel del Río” FI, UNAM

La estequiometría se encarga de la medición cuantitativa de los componentes en una reacción química, su nombre proviene de las palabras griegas *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida). Es fundamental que antes de llevar a cabo cálculos estequiométricos para determinar la cantidad de reactivos y productos en la reacción química, ésta se ajuste o balancee, lo cual significa que el número de átomos a la izquierda de la flecha debe ser igual que a la derecha de ella.

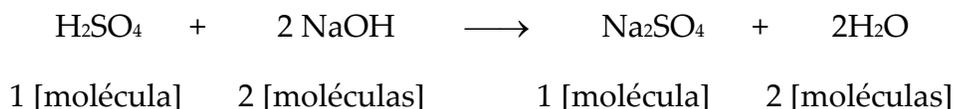
Las reacciones son pieza clave al permitir el estudio de distintos fenómenos de nuestro entorno, a través de su conocimiento se pueden solucionar distintos problemas como la contaminación del aire, agua o suelo. Es aplicable al área de las ciencias ambientales, químicas, geológicas, biológicas, entre otras; su campo se amplía debido a que en la naturaleza se encuentran una infinidad de reacciones químicas, por ejemplo, cuando ocurre una erupción volcánica, cuando se libera el

metano y reacciona con el oxígeno, el agua subterránea al estar en contacto con diversos minerales, el suelo al reaccionar con fertilizantes, el aire y los contaminantes, solo por mencionar algunas.

3.1 Relación en entidades fundamentales

Al analizar una reacción química desde una perspectiva microscópica, se debe cumplir que el número de átomos de un elemento determinado sea el mismo antes y después de la reacción.

Para comprender la idea se muestra como ejemplo la reacción de neutralización que ocurre entre el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el hidróxido de sodio (NaOH). Su relación estequiométrica en entidades fundamentales sería:



Se observa que, al reaccionar 1 molécula de ácido sulfúrico con 2 moléculas de hidróxido de sodio, en los productos se obtendrá 1 molécula de sulfato de sodio (Na_2SO_4) más 2 moléculas de agua, donde se puede constatar que existe el mismo número de átomos tanto en reactivos como en productos.

3.2 Relación molar

Como su nombre lo indica este tipo de relación estequiométrica se expresa en mol.

En este caso para la reacción que ocurre entre el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el hidróxido de sodio (NaOH), la relación molar es:



Lo cual significa que una mol de ácido sulfúrico requiere de dos moles de hidróxido de sodio, para producir una mol de sulfato de sodio (Na_2SO_4) y dos moles de agua (H_2O).

3.3 Relación en masa

La relación en masa se representa en gramos [g]. En este caso para la reacción que ocurre entre el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el hidróxido de sodio (NaOH), la relación en masa se obtiene a partir del número de moles de cada sustancia que participan en la reacción.

De acuerdo con la relación molar expresada anteriormente, se puede elaborar la siguiente tabla:

Reacción: $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$				
masa atómica	$\text{H}_2 = (2)(1) = 2$	$\text{Na} = 23$	$\text{Na}_2 = (2)(23) = 46$	$\text{H}_2 = (2)(1)$
masa atómica	$\text{S} = 32$	$\text{O} = 16$	$\text{S} = 32.07$	$\text{O} = 16$
masa atómica	$\text{O}_4 = 16 \times 4 = 64$	$\text{H} = 1$	$\text{O}_4 = (4)(16) = 64$	
Suma masa molar [g]	98 [g]	$(2) \times (40 \text{ [g]}) = 80 \text{ [g]}$	142.05 [g]	$(2) \times (18 \text{ [g]}) = 36 \text{ [g]}$
Total [g]	98 [g]	80 [g]	142 [g]	36 [g]
Total	suma reactivos= 98 [g] + 80 [g] suma reactivos= 178 [g]		suma productos= 142 [g] + 36 [g] suma productos= 178 [g]	

Reacción	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$			
masa en gramos	98 [g]	80 [g]	142 [g]	36 [g]
masa total en gramos	reactivos = 178 [g]		productos = 178 [g]	

* Los pesos o masas moleculares están redondeados a números enteros sin cifras decimales.

Con este ejemplo se observa que la masa total de los reactivos corresponde a la masa total de los productos formados, siempre y cuando los reactivos se consuman totalmente. Sin embargo, hay que tomar en cuenta que la masa se conserva en una reacción química, aunque la formación de productos no sea 100 % completa.

PROBLEMA TIPO

El ácido nítrico es una sustancia que se utiliza en la minería para la separación de los minerales, también se puede encontrar en la atmósfera y contribuir a la generación de la lluvia ácida. En el siguiente ejemplo se observa como el ácido nítrico (HNO_3) reacciona con el agua dando lugar al ion hidronio (H_3O^+) y al ion nitrato (NO_3^-).

Expresa la reacción en su relación en entidades fundamentales, relación molar y relación en masa.

Solución:

Relaciones estequiométricas	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$			
Entidades fundamentales	1 [molécula]	1 [molécula]	1 [molécula]	1 [molécula]
Relación molar	1 [mol]	1 [mol]	1 [mol]	1 [mol]
Relación en masa	63 [g]	18 [g]	19 [g]	62 [g]

Para la relación en masa se realiza el siguiente procedimiento:

Reacción	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$			
Masa atómica	H=1	H ₂ = (2)(1) =2	H ₃ = (3)(1) =3	N=14
Masa atómica	N=14	O=16	O=16	O ₃ = (3) (16) = 48
masa atómica	O ₃ = (3) (16) = 48			
Total masa molar [g]	63 [g]	18 [g]	19 [g]	62 [g]
Total	suma reactivos= 63 [g] + 18 [g] suma reactivos= 81 [g]		suma productos= 19[g] + 62[g] suma productos= 81[g]	

Capítulo 4 Reacciones ácido-base y pH

Las reacciones ácido-base son una clase muy importante de reacciones, que ocurren no únicamente en nuestro organismo, sino también en muchos, tal es el caso de los ciclos que ocurren de manera natural en la Tierra, como el ciclo del carbono (C), nitrógeno (N), fósforo (P), azufre (S), donde las diferentes reacciones que se generan dan lugar a compuestos de naturaleza ácida o básica. Un ejemplo de esto lo constituye la lluvia ácida que se forma en la atmósfera de manera natural o como consecuencia de actividades realizadas por el hombre; otro ejemplo sería el drenaje ácido producto de la actividad minera generando contaminantes como el ácido nítrico o ácido sulfúrico. Como en los ejemplos anteriores se pueden encontrar infinidad de reacciones que ocurren de manera natural o a consecuencia de actividades antropogénicas.

Entender como ocurren las reacciones beneficia, entre otros, a las industrias, por ejemplo, la minería donde se utilizan las reacciones para la separación de metales que se encuentran en los minerales. Además, ayuda en el tratamiento de contaminantes que se generan en el suelo, aire y agua.

El estudio de las reacciones ácidos-base ha sido tema de estudio desde épocas antiguas, sus principales protagonistas hacen referencia a científicos como Robert Boyle en el siglo XVII, Svante Arrhenius en el siglo XIX y más recientemente a los químicos Johannes Brønsted y Thomas Lowry en el siglo XX, que además incorporan el concepto de par conjugado ácido-base. En la misma época surge la definición de Gilbert N. Lewis químico norteamericano que complementa esta definición incorporando la relación que tienen con los electrones.

Para comprender mejor los conceptos de ácidos y bases, es importante entender términos como disolución, la cual es una mezcla homogénea que resulta de dos o más sustancias, y que está conformada de un soluto que es la sustancia que se encuentre en menor proporción y un disolvente que es la sustancia en la que se disuelve el soluto, por lo que su proporción será mayor.

En la naturaleza existen infinidad de disoluciones, uno de los disolventes más importantes y por ello conocido como el disolvente universal es el agua, en el caso de ciencias de la Tierra el agua actúa por su capacidad para disolver ciertos minerales (actuando como solutos). Al mencionar disolución acuosa, se entiende como disolvente el agua y se colocará como subíndice (*ac*).

Es importante recordar el concepto de ion, que se define como un átomo o un grupo de átomos que tienen carga positiva o negativa. Al ocurrir las reacciones químicas los

núcleos atómicos permanecen inalterables, pero los electrones se pueden ganar o perder en el proceso.

Un catión es un ion con carga positiva, es decir que ha perdido uno o más electrones. El anión, por otra parte, es un ion que ha ganado uno o más electrones adquiriendo una carga negativa.

Algunos carbonatos se clasifican como ácidos, básicos e hidratados. Su clasificación dependerá de la composición química del carbonato, si contienen hidróxidos (OH^-) son considerados básicos, si están conformados por algún ácido, como por ejemplo, el ácido carbónico (HCO_3^-) serán ácidos y si contienen agua (H_2O) serán hidratados.

A continuación, se muestran algunos ejemplos de carbonatos.

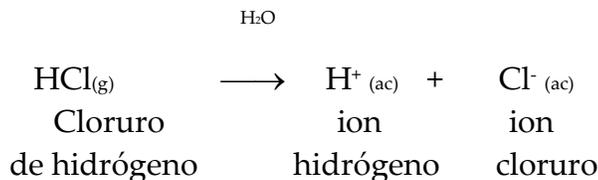
Carbonatos básicos	Malaquita $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$
Carbonatos ácidos	Nesquehonita ($\text{Mg}(\text{HCO}_3)(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})$), Trona ($\text{Na}_3(\text{CO}_3)(\text{HCO}_3)_2(\text{H}_2\text{O})$)
Carbonatos Hidratados	Gaylusita ($\text{Na}_2\text{Ca}(\text{CO}_3)_2\cdot 5(\text{H}_2\text{O})$) Lansfordita ($\text{MgCO}_3\cdot 5(\text{H}_2\text{O})$) Thermonatrite ($\text{Na}_2\text{CO}_3\cdot (\text{H}_2\text{O})$) natron $\text{Na}_2\text{CO}_3\cdot 10(\text{H}_2\text{O})$ Lantanita ($(\text{La,Ce,Nd})_2(\text{CO}_3)_3\cdot 8(\text{H}_2\text{O})$) Calkinsita ($(\text{Ce,Lu})_2(\text{CO}_3)_3\cdot 4(\text{H}_2\text{O})$) Tengerita ($\text{Y}_2(\text{CO}_3)_3\cdot 2-3(\text{H}_2\text{O})$) Lokkaíta ($\text{CaY}_4(\text{CO}_3)_7\cdot 9(\text{H}_2\text{O})$) Hidromagnesita ($\text{Mg}_5(\text{CO}_3)_4(\text{OH})_2\cdot 4(\text{H}_2\text{O})$)

4.1 ÁCIDOS

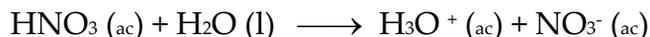
La palabra “ácido” proviene del latín y significa agrio, es un término que ha sido estudiado a lo largo de la historia. Robert Boyle fue un científico que nombró ácidos a las sustancias que poseen ciertas características, como el cambio de color que le producen al papel tornasol, el sabor agrio y la tendencia a corroer metales.

Posterior a esto, el químico sueco Svante Arrhenius retoma la clasificación de los ácidos y complementa el concepto, define a los ácidos como sustancias que producen un incremento en la concentración de iones H^+ en las disoluciones acuosas.

El siguiente ejemplo muestra la formación de iones hidrógeno a partir de la reacción entre el cloruro de hidrógeno y el agua. Es importante mencionar que cuando se habla de ion hidrógeno, realmente se habla de una versión simplificada de un ion que se encuentra hidratado por moléculas de agua.



En el siglo XX, surge una definición más completa que no restringe los ácidos sólo en disoluciones acuosas, dado por los químicos Johannes Bronsted y Thomas Lowry, en la que definen que un ácido es aquella sustancia que es capaz de ceder iones hidrógeno, mientras que una base es capaz de aceptarlos. A continuación, se puede observar cómo el ácido nítrico genera iones hidrógeno, los cuales forman iones hidronio con las moléculas de agua.

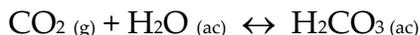


Posterior a esta definición surge el concepto del químico Gilbert N. Lewis, el cual define a un ácido como una sustancia capaz de aceptar un par de electrones, mientras que una base es aquella que puede cederlos.

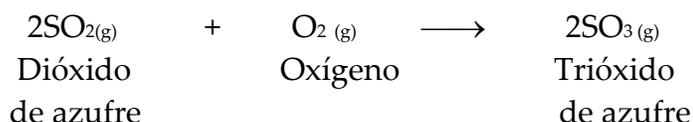
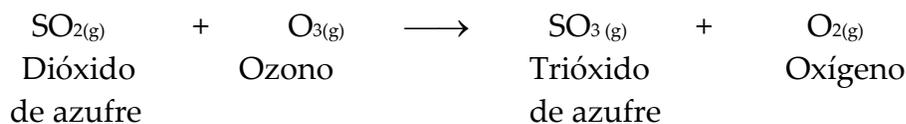
Como se mencionó anteriormente, existen una infinidad de reacciones que ocurren en la naturaleza y que dan origen a la formación de ácidos. Por ejemplo, la lluvia ácida contiene sustancias como el ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el ácido nítrico (HNO_3). Este fenómeno causa deterioros ambientales, afectando los nutrientes del suelo, la vida que habita en los lagos, ríos, etc., hasta la corrosión de estructuras metálicas o de rocas.

Fenómenos naturales como las erupciones volcánicas emiten una gran cantidad de gases y ceniza volcánica, dando lugar a la formación de ácidos por las reacciones que ocurren entre los compuestos atmosféricos y los gases emitidos. Entre los gases más abundantes contenidos en el magma se encuentran el vapor de agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), dióxido de azufre (SO_2) y cloruro de hidrógeno (HCl).

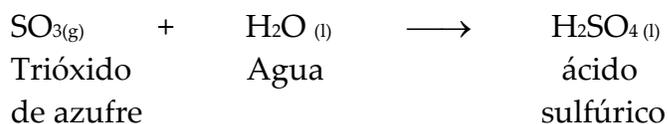
De estos, el dióxido de carbono (CO_2) al reaccionar con el agua da origen al ácido carbónico, el cual se puede encontrar en pequeñas cantidades en la atmósfera.



Otro ejemplo de reacción que ocurre con los gases emitidos en las erupciones volcánicas es el caso del dióxido de azufre (SO_2), este gas al reaccionar con el ozono (O_3) o con el oxígeno (O_2) que se encuentran en la atmósfera, se oxida y da origen al trióxido de azufre SO_3 .



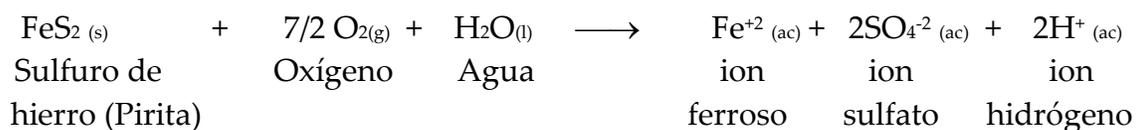
El trióxido de azufre reacciona con el agua dando origen el ácido sulfúrico (H_2SO_4), el cual es un contaminante contenido en la lluvia ácida, como ya se indicó.



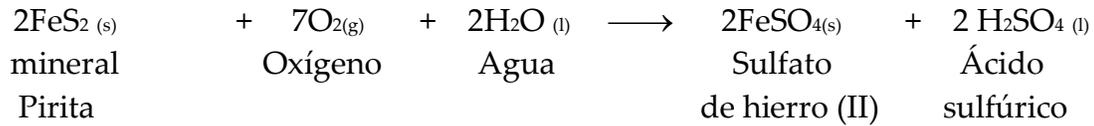
*Figura 2 Pirita (FeS_2)
Colección mineralógica "Andrés Manuel
del Río" FI, UNAM*

Además de fenómenos naturales existen reacciones ocasionadas por el hombre, como el drenaje ácido derivado de actividades relacionadas con la minería y que principalmente ocurren donde se extraen carbón y metales.

En las minas subterráneas donde se explotan algunos yacimientos, es común encontrar minerales como la pirita (FeS_2), la cual al ser expuesta al agua subterránea (H_2O) y al oxígeno (O_2) ocasionarán su oxidación.

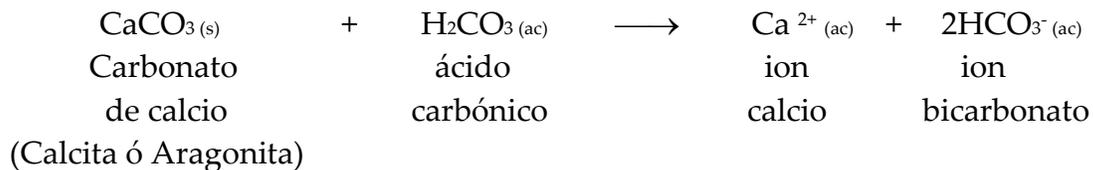


Para eventualmente formarse sulfato de hierro (II) (FeSO₄) y ácido sulfúrico (H₂SO₄).



El drenaje ácido será entonces el agua con altas concentraciones de ácido sulfúrico, si está agua entra en contacto con los mantos freáticos ocasionará una fuente de contaminación, por ello representa uno de los principales problemas ambientales que genera la minería.

Los ácidos tienden a ser por lo tanto sustancias corrosivas que al contacto con algunos tipos de rocas que contienen minerales como la calcita o aragonita, de composición química CaCO₃, tienden a reaccionar produciendo daños en las rocas, un ejemplo muy visible es el deterioro que se produce en estatuas u objetos elaborados con rocas calizas o mármol.



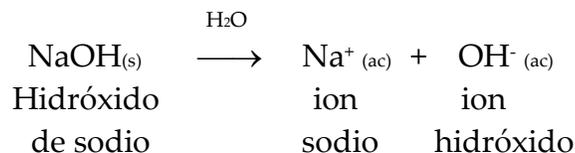
En esta reacción, al disolverse el carbonato de calcio con el agua ácida se originan formaciones naturales como las cuevas o cavernas. Los iones se concentran en el agua subterránea generando lo que se conoce como agua dura, si está agua es calentada genera de nuevo el carbonato de calcio, al ser utilizada y pasar por tuberías genera problemas ya que se forma una capa de este carbonato en los calentadores o tuberías.

4.2 BASES

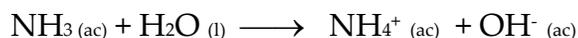
El término base significa en el inglés antiguo “ir hacia abajo”, esto quiere decir que su valor ha sido rebajado o disminuido, este significado tiene relación con los ácidos, ya que, al ser agregada una *base*, su valor con relación a la clasificación de ácidos en la escala de pH disminuye, es por ello que adquieren este nombre. El científico Robert Boyle nombro álcalis a las bases, las describió como resbaladizas y destacó el cambio de color que presentan ciertos colorantes al ponerse en contacto con ellas.

Posteriormente, el químico sueco Svante Arrhenius los define como sustancias que en disoluciones acuosas producen iones OH⁻.

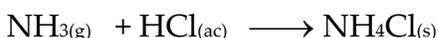
Un ejemplo lo constituye el hidróxido de sodio en agua, que produce iones hidróxido (OH⁻).



De acuerdo con el concepto ácido-base de Lewis, el amoníaco se comporta como una base, por el par de electrones libres que posee y que puede compartir:



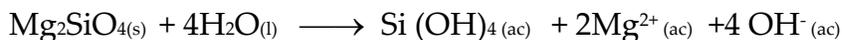
En la naturaleza el amoníaco es una de las bases que reaccionan con los ácidos para dar lugar a reacciones de neutralización. Por ejemplo, el amoníaco reacciona con el ácido clorhídrico para dar lugar a una sal de amonio.



Una de las bases utilizadas en la industria de la construcción es el hidróxido de calcio Ca(OH)₂, una forma para obtenerlo es a partir de la calcinación del CaCO₃ (contenido en las rocas calizas o de conchas orgánicas), que genera óxido de calcio (CaO), el cual reacciona con agua para producir hidróxido de calcio. La reacción se indica a continuación.



En rocas ígneas de composición ultramáfica, es decir, que se originan en el manto o en cumulos de un magma de origen mantélico (del manto), los minerales que las componen son ricos en Mg, como por ejemplo la peridotita del manto, komatiitas, o bien, en los basaltos o gabros de composición máfica (ricos en magnesio y hierro). El mineral forsterita (Mg₂SiO₄) presente en este tipo de rocas, tiende a liberar iones por la meteorización que ocurre al reaccionar como base fuerte con el agua.



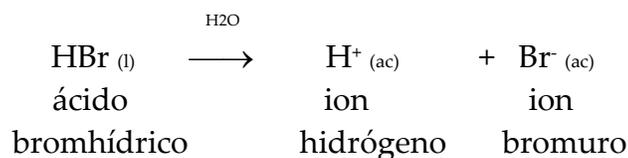
Como se observa, la disolución es fuertemente alcalina.

4.3 ÁCIDOS Y BASES FUERTES

Los ácidos y bases fuertes son aquellos que tienen la capacidad de estar completamente ionizados. A una sustancia que contiene iones inmersos en la

disolución, se le conoce como electrólito, término que hace referencia a su capacidad de conducir la electricidad. Todos los ácidos y bases fuertes son electrólitos fuertes.

Por ejemplo, un ácido fuerte como el ácido bromhídrico, es un electrólito fuerte, ya que al disolverse en agua se ioniza totalmente en iones H^+ y Br^- .



En las tablas se muestran algunos ejemplos de ácidos y bases fuertes, así como una breve descripción de su aplicación.

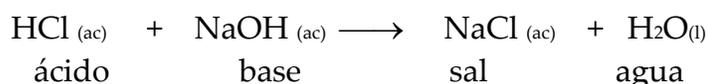
ÁCIDOS FUERTES		Aplicación
HCl	Ácido Clorhídrico	Se utiliza para el tratamiento de minerales o de zonas superficiales en los metales.
HBr	Ácido Bromhídrico	Es utilizado en la industria minera como catalizador en la extracción de algunos minerales.
HI	Ácido Yodhídrico	Es utilizado en la refinación y limpieza de metales.
HClO ₃	Ácido Clórico	Es utilizado como reactivo en laboratorios químicos.
HClO ₄	Ácido Perclórico	Da origen a sales como el perclorato de amonio, ocupado para explosivos y propulsores.
HNO ₃	Ácido Nítrico	Se utiliza en la síntesis de otros productos químicos, por ejemplo, explosivos.
H ₂ SO ₄	Ácido Sulfúrico	Se utiliza en el proceso de lixiviación para separar los minerales del yacimiento. Utilizado frecuentemente en la minería del cobre.

BASES FUERTES	Hidróxidos de metales del grupo 1A	LiOH	Hidróxido de litio	Utilizado en la fabricación de sales de litio
		NaOH	Hidróxido de sodio	Usado en la elaboración de plásticos, jabones, entre otros.
		KOH	Hidróxido de potasio	Utilizado en la elaboración de jabón, blanqueador, entre otros.
		RbOH	Hidróxido de Rubidio	Utilizado en investigación científica
		CsOH	Hidróxido de Cesio	Se utiliza como catalizador
	Hidróxidos de metales pesados del grupo 2A	Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio	Uso para el tratamiento de aguas residuales y mejoramiento de tierras ácidas.
		Sr(OH) ₂	Hidróxido de estroncio	Uso en la industria
		Ba(OH) ₂	Hidróxido de Bario	Se usa como reactivo de laboratorio

4.4 REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

Cuando reaccionan un ácido y una base dan origen a una reacción de neutralización donde se produce agua y una sal. Por ejemplo, la halita es un mineral cuya composición química es NaCl, el agua de mar es un lugar donde se encuentran grandes concentraciones de halita. Cuando reaccionan el ácido clorhídrico (HCl) y la base hidróxido de sodio (NaOH), se forma una sal (NaCl) y agua (H₂O).

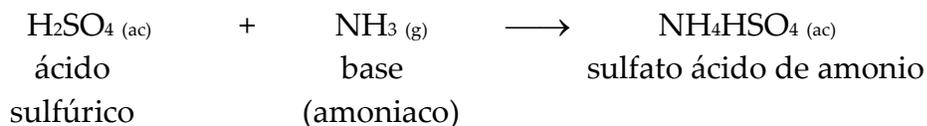
Este mineral es uno de los productos obtenidos en la siguiente de reacción de neutralización.



Otra reacción de neutralización ocurre con el amoníaco (NH₃), esta sustancia se origina de manera natural por la descomposición de la materia orgánica presente en el suelo (desechos de animales, plantas, etc.), también puede ser obtenido por procedimientos químicos.

Otra reacción de neutralización es aquella que se genera entre el amoníaco gaseoso y el ácido sulfúrico procedente de la atmósfera,

Esta reacción ocurrirá en dos etapas. La primera reacción es la siguiente:



Finalizando en la segunda etapa con la formación del sulfato de amonio:

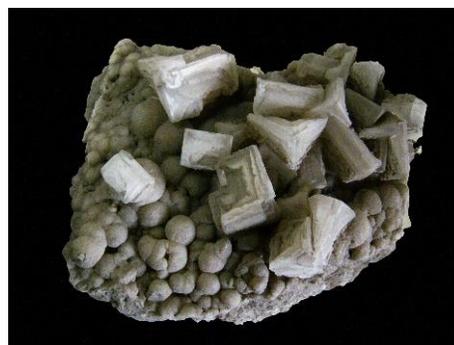
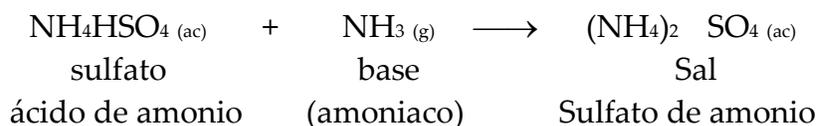


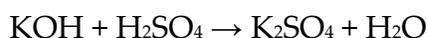
Figura 3 Halita esqueletal Colección mineralógica "Andrés Manuel del Río" FI, UNAM

PROBLEMA TIPO

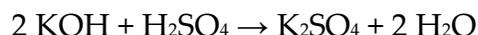
Una muestra de 0.720 (g) de una base fuerte (KOH) se titula con una disolución 0.5 [M] de ácido sulfúrico. ¿Cuántos mililitros de la disolución de H₂SO₄ se utilizaron?

Solución:

El primer paso que considerar es la reacción que ocurrirá entre el hidróxido de potasio y el ácido sulfúrico, lo cual dará como resultado una sal que es el sulfato de potasio (K₂SO₄) y agua (H₂O).



Posterior a esto se realiza el balanceo de la ecuación, siendo la siguiente:



Se obtiene la masa molar de cada componente:

Reacción:	$2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$			
masa atómica	K= 39	H ₂ = (2)(1)=2	K ₂ =(2)(39)= 78	H ₂ = (2)(1)
masa atómica	O= 16	S = 32	S = 32	O = 16
masa atómica	H= 1	O ₄ = (4) (16) =64	O ₄ =(4)(16) =64	
suma [g]	(2)(56) [g]	98 [g]	174 [g]	(2)(18 [g]) = 36 [g]
Total[g] (masa molar)	112 [g]	98 [g]	174 [g]	36 [g]
Total	suma reactivos= 112 [g] + 98 [g] = 210		suma productos= 174 [g] + 36 [g] = 210 [g]	

* Los pesos o masas moleculares están redondeados a números enteros sin cifras decimales.

Dado que se trata de una neutralización se asume que todo el KOH se consume con el H₂SO₄ adicionado. La relación estequiométrica de los componentes en los reactivos es 2 a 1, por lo que se necesitan 2 moles de hidróxido de potasio para que reaccione con un mol de ácido sulfúrico.

Entonces, si se tienen 0.720 g de hidróxido de potasio (KOH) debemos de obtener el número de moles que esto representa:

$$\text{moles de KOH} = (0.720 \text{ [g]}) \left(\frac{1 \text{ mol de KOH}}{56 \text{ [g]}} \right) = 0.0129 \text{ moles de KOH}$$

Ahora, para obtener el número de moles de H₂SO₄

$$\begin{aligned} \text{moles de H}_2\text{SO}_4 &= 0.0129 \text{ [moles] KOH} \left(\frac{1 \text{ [mol] H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ [mol] KOH}} \right) \\ &= 6.45 \times 10^{-3} \text{ [moles] H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen [l]}} ; 0.5 \text{ [M] H}_2\text{SO}_4 = \frac{6.45 \times 10^{-3} \text{ moles de H}_2\text{SO}_4}{\text{volumen [l]}}$$

$$\text{Volumen [l]} = \frac{6.45 \times 10^{-3} \text{ moles de H}_2\text{SO}_4}{0.5 \text{ [M] H}_2\text{SO}_4} = 0.0129 \text{ [l]}$$

Volumen = 12.9 [ml] de H₂SO₄

4.5 Escala de pH

En las reacciones ácido-base surge el concepto de pH, el cual significa potencial de hidrógeno, y es una medida de la acidez o basicidad de una sustancia o disolución. El concepto surge en el siglo XX cuando el químico danés Soren Peer Lauritz Sorensen hace uso del término pH, utiliza la p como expresión del exponente del ion hidrógeno; con el paso del tiempo este término es utilizado como medida de las concentraciones del ion H⁺, el cual es el logaritmo negativo de la concentración del ion H⁺. La manera en la que se calcula facilita su estudio, ya que antes de utilizarlo los números que resultaban de su medición eran tan pequeños que dificultaban su aplicación. El pH puede ser calculado de la manera siguiente.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Donde el corchete rectangular representa la concentración molar de los iones H⁺.

Dependiendo del valor del pH obtenido para las disoluciones, éstas se clasifican en neutras, ácidas o básicas.

Escala de pH

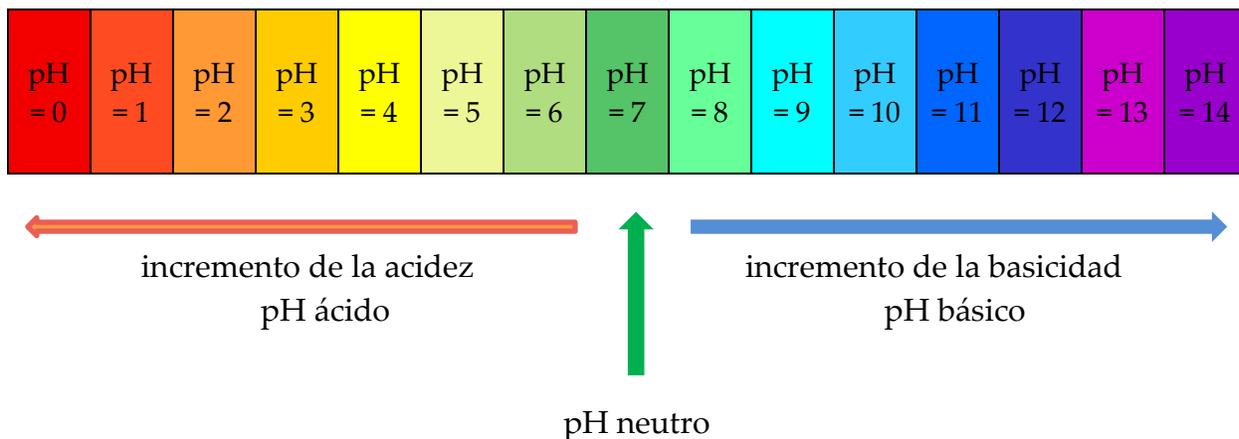


Figura 4.- Escala de pH

Disoluciones neutras

Para medir las concentraciones que existen de iones H^+ en una disolución y determinar su acidez o basicidad, se establece que para que una reacción sea neutra en el agua pura a una temperatura de $25^{\circ}C$, las concentraciones de los iones H^+ y OH^- deben ser iguales. Para que la reacción sea neutra el pH debe ser igual a 7, lo cual equivale a que las concentraciones, tanto de los iones hidrógeno, como de los iones hidróxido, sea de $1 \times 10^{-7}M$.

Disoluciones ácidas

Una disolución es ácida cuando la concentración de los iones hidrógeno en dicha disolución es mayor que $1 \times 10^{-7} [M]$.

Por ejemplo, si se tiene una disolución cuyo valor de $[H^+] = 1.0 \times 10^{-5} [M]$ el valor de pH será:

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log [1 \times 10^{-5}]$$

$$pH = -[-5] = 5$$

En otras palabras, una disolución es ácida cuando su valor de pH es menor de 7.0.

En cuanto a la lluvia ácida, ésta se considera como tal cuando su pH es menor de 5.6, ya que este valor se alcanza exclusivamente debido al equilibrio químico que se establece entre el dióxido de carbono de la atmósfera y el agua de lluvia. En otras palabras, el valor del pH neutro para la lluvia se considera como 5.6 y no como 7.

Disoluciones básicas

Una disolución será básica cuando la concentración de los iones hidrógeno sea menor que 1×10^{-7} [M].

Por ejemplo, si encontramos una disolución cuyo valor de $[H^+] = 1.0 \times 10^{-12}$ [M] el valor de pH será:

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log [1 \times 10^{-12}]$$

$$pH = -[-12] = 12$$

El valor de $[H^+]$ es menor a 1.0×10^{-7} [M] y los valores obtenidos de pH es mayor que 7 por lo tanto, se trata de una disolución básica.

4.5.1 La escala de pOH

Se obtiene con el logaritmo negativo de la concentración de iones OH^- .

$$pOH = -\log[OH^-]$$

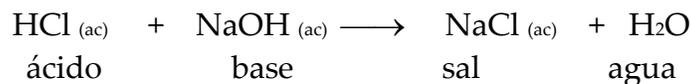
Al despejar la concentración de iones hidróxido de la ecuación anterior, se obtiene:

$$[OH^-] = 10^{-pOH}$$

Asimismo se tiene que la suma de $pH + pOH$ será igual a 14; $pH + pOH = 14$

PROBLEMA TIPO

En la siguiente reacción de neutralización se ponen a reaccionar 10 [ml] de HCl 2[M] con 6 [ml] de NaOH 1[M]. Calcule el pH final de la disolución final.



Se realiza el despeje de los moles de soluto (n):

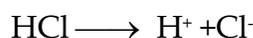
$$2[M] = \frac{n(\text{HCl})}{0.01 [l]} \quad n(\text{HCl}) = 2[M] \times 0.01 [l] = 2 [g/l] \times 0.01[l] = 0.02 [\text{mol}]$$

$$1[M] = \frac{n(\text{NaOH})}{0.006 [l]} \quad n(\text{NaOH}) = 1[M] \times 0.006 [l] = 1 [g/l] \times 0.006[l] = 0.006 [\text{mol}]$$

De la diferencia entre los moles de soluto del ácido clorhídrico y los moles de soluto del hidróxido de sodio se obtienen los moles de soluto de ácido clorhídrico sin reaccionar.

$$n(\text{HCl})_{\text{sin reaccionar}} = n(\text{HCl}) - n(\text{NaOH}) = 0.02[\text{mol}] - 0.006[\text{mol}] = 0.014 [\text{mol}]$$

El número de moles de HCl sin reaccionar es igual al número de moles del ion H^+ , ya que el ácido es fuerte.



Se calcula la molaridad

$$[M] = \frac{n(\text{H}^+)}{0.01[l] + 0.006 [l]} = \frac{0.014}{0.016 [l]} = 0.875$$

$$\text{pH} = -\log [M] = -\log [0.875] = 0.05799$$

PROBLEMA TIPO

De acuerdo con estudios realizados se sabe que en las salmueras geotérmicas el pH es neutro o ligeramente ácido. Considerando que al realizar el estudio se obtuvo un pH de 6.1.

- Calcule la concentración de los iones H^+ en la salmuera.

Solución:

Si se conoce el pH y lo que se busca la concentración molar de los iones $[H^+]$, de la fórmula del pH se despeja este valor, entonces se tiene:

$$pH = -\log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$\log [H^+] = -6.1$$

$$[H^+] = 10^{-6.1}$$

$$[H^+] = 7.94 \times 10^{-7} [M^*]$$

Como ya se mencionó, para una disolución ácida la cantidad de iones $[H^+]$ es mayor que $1.0 \times 10^{-7} M$ y su pH menor que 7.00. Para una disolución neutra la cantidad de iones $[H^+]$ es igual a $1.0 \times 10^{-7} M$ y la medida del pH igual que 7.00.

De acuerdo con el resultado obtenido se trata de una disolución ácida.

*M equivale a [mol/litro], lo que representa las unidades de la concentración molar.

Capítulo 5. Unidades de concentración

El término concentración es utilizado en química para conocer la cantidad de soluto que existe en una determinada cantidad de disolución y para esto se utilizan diferentes unidades de concentración.

Algunas de ellas son: molaridad o concentración molar, porcentaje masa/masa, porcentaje masa/volumen, porcentaje volumen/volumen, fracción molar, partes por millón, entre otras.

5.1 Molaridad o concentración molar

La molaridad es el número de moles de soluto que hay en un litro de disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de la disolución en litros}}, \quad M = \frac{n}{v}$$

Donde:

M= molaridad

n= número de moles de soluto

v= volumen de la disolución en litros

Por ejemplo, se tiene una disolución del mineral halita (NaCl), la cual contiene 0.750 moles de cloruro de sodio (NaCl) en 500 [ml] de disolución. Su molaridad será:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de la disolución en litros}}$$

$$M = \frac{n}{v}$$

$$M = \frac{0.750 \text{ [mol] de NaCl}}{0.5 \text{ [l] disolución}}$$

$$M = 1.5 \text{ [M] de NaCl}$$

Lo que significa que en cada litro de disolución hay 1.5 moles de cloruro de sodio.

5.2 Porcentaje masa/masa (%m/m)

Es la relación porcentual que existe entre la masa del soluto y la masa de la disolución.

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto [g]}}{\text{masa de soluto [g]} + \text{masa del disolvente [g]}} \times 100\%$$

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto [g]}}{\text{masa de la disolución [g]}} \times 100\%$$

$$\%m/m = \frac{\text{masa de soluto [g]}}{\text{masa de la disolución [g]}} \times 100\%$$

Por ejemplo, se tienen 0.250 [g] de sulfuro de hierro y éste se disuelve en 88.5 [g] de agua (H₂O) ¿Cuál es el porcentaje en masa del sulfuro de hierro en la disolución?

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$$

$$\%m/m = \frac{0.250 [g]}{0.250 [g] + 88.5 [g]} \times 100\%$$

$$\%m/m = 0.28 \%$$

5.3 Porcentaje masa/volumen (%m/v)

Es la relación porcentual que existe entre la masa del soluto en gramos y el volumen de la disolución en mililitros.

$$\text{porcentaje masa/volumen} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de la disolución}} \times 100\%$$

$$\%m/v = \frac{m [g]}{v [ml]} \times 100\%$$

Por ejemplo, se tiene una disolución de 900 [ml] compuesta de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) y agua (H₂O), en la cual el porcentaje masa/volumen es del 25%. Calcule la cantidad de gramos de sacarosa (C₁₂H₂₂O₁₁) que tendrá esta disolución.

Solución

$$\text{porcentaje masa/volumen} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de la disolución}} \times 100\%$$

Se despeja la masa de soluto

$$\text{masa de soluto} = \frac{\text{porcentaje} \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \times \text{volumen de la disolución}}{100\%}$$

$$\text{masa de soluto (sacarosa)} = \frac{25\% \times 900 \text{ [ml]}}{100\%}$$

$$\text{masa de soluto (sacarosa)} = 225 \text{ [g]}$$

5.4 Porcentaje volumen/volumen (%v/v)

Es la relación porcentual entre el volumen del soluto respecto al volumen de la disolución, ambas expresiones dadas en mililitros.

$$\text{porcentaje volumen/volumen} = \frac{\text{volumen de soluto [ml]}}{\text{volumen de la disolución [ml]}} \times 100\%$$

$$\%v/v = \frac{\text{volumen de soluto [ml]}}{\text{volumen de la disolución [ml]}} \times 100\%$$

El vinagre es una mezcla de ácido acético (CH_3COOH) en agua (H_2O) con una concentración del 5% v/v, determine la cantidad de ácido en 950 ml de vinagre.

$$\%v/v = \frac{\text{volumen de soluto [ml]}}{\text{volumen de la disolución [ml]}} \times 100\%$$

$$5\%v/v = \frac{\text{volumen de soluto [ml]}}{950 \text{ [ml]}} \times 100\%$$

Despejando

$$\text{volumen de soluto (ácido acético)} = \frac{(5\%)(950 \text{ [ml]})}{100\%}$$

$$\text{volumen de soluto(ácido acético)} = 47.5 \text{ [ml]}$$

La cantidad de ácido acético en 950 ml de vinagre es de 47.5 [ml].

5.5 Fracción molar

Representa la relación del número de moles de un componente con relación al número de moles de todos los componentes. La fracción molar no tiene unidades.

$$\text{Fracción molar del componente A} = X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{suma de los moles de todos los componentes}}$$

5.6 Partes por millón (ppm)

En disoluciones que contienen una cantidad muy pequeña de soluto, las unidades de partes por millón (ppm) son muy utilizadas. Esta unidad se define como:

$$\text{ppm del componente} = \frac{\text{masa del componente en la disolución [g]}}{\text{masa total de la disolución [g]}} \times 10^6$$

Esto se puede visualizar de la siguiente manera: Si se tiene una disolución de cierta sustancia, con una concentración de 1ppm, esto querrá decir que posee un gramo de soluto por cada millón de gramos de disolución.

Por ejemplo, el arsénico (As) es un elemento tóxico frecuente en la contaminación de las aguas subterráneas. Se desea evaluar su impacto por lo que se mezclan 0.0005 [g] de arsénico con 1.5 [kg] de agua. Las partes por millón del contaminante son:

$$\text{ppm} = \frac{0.0005 \text{ [g] (As)}}{0.0005 \text{ [g] (As)} + 1500 \text{ [g] (H}_2\text{O)}} \times 10^6$$

$$\text{ppm de arsénico (As)} = 0.333$$

PROBLEMA TIPO

En el proceso de lixiviación de un cierto mineral se ocuparon 35.8 [g] de ácido sulfúrico (H_2SO_4) para preparar 800 [ml] de disolución. Calcule la molaridad de la disolución. Considere que el ácido sulfúrico proviene de una disolución al 98% en masa de ácido sulfúrico.

Solución

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de la disolución en litros}}$$

Se necesita obtener el número de moles de ácido sulfúrico (H_2SO_4), para ello se calcula su masa molar. Se suman las masas atómicas de los átomos del ácido sulfúrico (H_2SO_4)

(H_2SO_4)	Masas atómicas
2 átomos de H	2 (1.008 [uma]) = 2.016 [uma]
1 átomo de S	32.07 [uma]
4 átomos de O	4 (16 [uma]) = 64.00 [uma]
suma de masas atómicas = masa molar	98.086[uma]= 98.086 [g]

Una vez obtenida la masa molar se obtiene el número de moles de H_2SO_4 , para ello se calcula el 98% de los 35.8 [g] de ácido sulfúrico (H_2SO_4) que se ocupó.

$$\text{Cantidad de [g] de } (\text{H}_2\text{SO}_4) = (98\%) \left(\frac{35.8 \text{ [g]}}{100\%} \right) = 35.084 \text{ [g]}$$

$$\text{Núm. de moles } (\text{H}_2\text{SO}_4) = (35.084 \text{ [g] } (\text{H}_2\text{SO}_4)) \left(\frac{1 \text{ mol } (\text{H}_2\text{SO}_4)}{98.086 \text{ [g] } (\text{H}_2\text{SO}_4)} \right)$$

$$\text{Núm. de moles } (\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.358$$

$$35.084 \text{ [g] } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0.358 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Ahora con la ecuación:

$$M = \frac{n}{v}; \quad M = \frac{0.358 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4}{0.8 \text{ [l] disolución}}$$

$$M = 0.44 \text{ M } \text{H}_2\text{SO}_4$$

PROBLEMA TIPO

Se tienen 8.5 [g] de hidróxido de sodio (NaOH) en una disolución acuosa cuya masa es de 750 [g].

- a) Calcule el porcentaje masa/volumen del hidróxido de sodio (NaOH).
Considere que la disolución final tiene una densidad de 1.15 [g/ml].

Solución

$$\%m/v = \frac{\text{masa de soluto [g]}}{\text{volumen de la disolución [ml]}} \times 100\%$$

$$d = \frac{m}{v} = \frac{750 \text{ [g]}}{v}$$

$$v = \frac{m}{d} = \frac{750 \text{ [g]}}{1.15 \left[\frac{\text{g}}{\text{ml}} \right]} = 750 \text{ [g]} \left(\frac{1 \text{ [ml]}}{1.15 \text{ [g]}} \right) = 652.17 \text{ [ml]}$$

$$\%m/v = \frac{8.5 \text{ [g] NaOH}}{652.17 \text{ [ml]}} \times 100\%$$

$$\%m/v = \frac{8.5 \text{ [g] NaOH}}{652.17 \text{ [ml]}} \times 100\%$$

$$\% \frac{m}{v} = 1.3 \left[\frac{\text{g}}{\text{ml}} \right]$$

- b) Calcule el pOH del hidróxido de sodio (NaOH) suponiendo que la concentración de OH⁻ para la disolución es 0.283 [M].

Solución:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log[0.283]$$

$$\text{pOH} = 0.54$$

Además, se puede obtener el pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (0.54) = 13.45$$

PROBLEMA TIPO

Se tiene una disolución con un volumen de 100 [ml] y una densidad de 1.07 [g/ml], compuesta de ácido sulfúrico (H₂SO₄) y agua (H₂O) al 15% masa/volumen. Calcule la cantidad de gramos de (H₂SO₄) que tendrá esta disolución y ¿Cuál es la fracción molar del H₂SO₄ en la disolución?

Solución. Se tienen los datos del porcentaje en masa/volumen y el volumen. Se despeja para obtener la cantidad de gramos de (H₂SO₄).

$$\text{porcentaje masa/volumen} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de la disolución}} \times 100\%$$

$$15\% \text{ m/v} = \frac{\text{masa de (H}_2\text{SO}_4\text{)}}{100 \text{ [ml]}} \times 100\%$$

$$\text{masa de (H}_2\text{SO}_4\text{)} = (15\%) \left(\frac{(100 \text{ [ml]})}{100 \%} \right) = 15 \text{ [g]}$$

Del volumen total de 100 [ml] se puede obtener la masa del agua con la densidad de la disolución.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de la disolución}}{\text{volumen total}}$$

$$\text{masa de la disolución} = (\text{Densidad de la disolución})(\text{volumen total})$$

$$\text{masa de la disolución} = (1.07 \left[\frac{\text{g}}{\text{ml}} \right])(100 \text{ [ml]})$$

$$\text{Masa de la disolución} = 107 \text{ [g]}$$

$$\text{Masa del Agua (H}_2\text{O)} = \text{masa de la disolución} - \text{masa del ácido}$$

$$\text{Masa del Agua (H}_2\text{O)} = 107 \text{ [g]} - 15 \text{ [g]}$$

$$\text{Masa del Agua (H}_2\text{O)} = 92 \text{ [g]}$$

Para obtener la fracción molar: Se obtiene la masa molar del ácido sulfúrico H₂SO₄

(H ₂ SO ₄)	Masas atómicas
2 átomos de H	2 (1.008 [uma]) = 2.016 [uma]
1 átomo de S	32.07 [uma]
4 átomos de O	4 (16 [uma]) = 64.00 [uma]
suma masas atómicas=masa molar	98.086[uma]= 98.086 [g]

Ahora se obtendrá el número de moles del ácido sulfúrico (H₂SO₄):

$$\text{Núm. de moles de (H}_2\text{SO}_4) = (15 \text{ [g]}(\text{H}_2\text{SO}_4)) \left(\frac{1 \text{ mol (H}_2\text{SO}_4)}{98.086 \text{ [g]}(\text{H}_2\text{SO}_4)} \right) = 0.153$$

Se obtiene la masa molar del agua (H₂O)

(H ₂ O)	Masas atómicas
2 átomos de H	2 (1.008 [uma]) = 2.016 [uma]
1 átomos de O	16 [uma]
suma masa atómica=masa molar	18.016[uma]= 18. 016[g]

Una vez obtenida la masa molar, se obtendrá el número de moles del agua (H₂O)

$$\text{Núm. de moles de (H}_2\text{O)} = (92 \text{ [g]}(\text{H}_2\text{O})) \left(\frac{1 \text{ mol (H}_2\text{O)}}{18.016 \text{ [g]}(\text{H}_2\text{O})} \right) = 5.11 \text{ [moles] H}_2\text{O}$$

Para obtener la fracción molar del ácido sulfúrico (H₂SO₄)

$$X_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{\text{moles de (H}_2\text{SO}_4)}{\text{moles(H}_2\text{O)} + \text{moles(H}_2\text{SO}_4)} = \frac{0.15 \text{ moles de (H}_2\text{SO}_4)}{5.11\text{moles H}_2\text{O} + 0.15\text{moles(H}_2\text{SO}_4)}$$

$$X_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0.029$$

Capítulo 6 Cuestionarios de autoevaluación

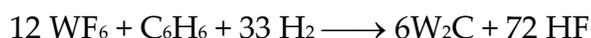
6.1 Cuestionario General

TEMA 2 MOL Y MASA MOLAR

1. ¿Cuál es la masa de 1 mol del mineral pirita (FeS_2)?
2. ¿Cuál es la masa en gramos de 3 moles del mineral esfalerita (ZnS)?
3. ¿Cuántas moléculas de fluorita CaF_2 hay en 250 [g]?
4. ¿Cuántos átomos de hierro están contenidos en 25 [g] de Fe?
5. En una refinería se producen 560 [kg] de metano durante un lapso de 3 horas. Se sabe que el precio del metano es de \$62.00 por mol y el costo de producción de cada mol es de \$20.00. Si se trabajan 10 horas por día, ¿Cuánto metano se producirá y cuál será la ganancia de la empresa durante 5 días hábiles de trabajo?

TEMA 3 RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

1. En la siguiente ecuación se observa la reacción que ocurre para la obtención del carburo de tungsteno (W_2C). Establezca la relación en entidades fundamentales, la relación molar y la relación en masa, entre los reactivos y los productos.



TEMA 4 REACCIONES ÁCIDO BASE Y pH

1. Calcule el pH de una disolución de hidróxido de potasio (KOH) que tiene una concentración de 0.850 [M].
2. Se desea analizar la concentración de iones H^+ en una muestra de agua subterránea, de la que se sabe tiene un pH de 3.5. Calcule la concentración de iones H^+ .

TEMA 5 UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

1. En la industria minera se utiliza el cianuro de sodio (NaCN) para extraer el oro de la roca ¿Cuántos gramos de cianuro de sodio (NaCN) son requeridos para la preparación de una disolución de 300 [ml] que contenga una concentración de 1.5 M?
2. Se tienen concentraciones de cloruro de sodio (NaCl) en el mar. Se desea saber el porcentaje en masa de una disolución que tiene 25 g de NaCl y es disuelta en 800 [g] de agua ¿Cuál es el porcentaje en masa del cloruro de sodio en la disolución?
3. Se tiene una disolución de 900 [ml] que contiene cloruro de potasio (KCl) disuelta en agua (H_2O), en la cual el porcentaje masa/volumen es del 25%. Calcule la cantidad de gramos de cloruro de potasio (soluto) que tendrá esta disolución.
4. Para la identificación de las rocas que contienen mineral calcita ($CaCO_3$), tales como rocas calizas o mármol, se utiliza el ácido clorhídrico (HCl) diluido al 10%. Calcule cuánto HCl se requiere para preparar 800 [ml] de ácido diluido.
5. Como se sabe, el gas natural está compuesto de una mezcla de hidrocarburos, principalmente el metano, en menor medida encontramos el etano y el propano. Se desea saber la fracción molar del metano si en una mezcla tenemos 11.31 moles de metano (CH_4), 0.741 moles de etano (C_2H_6) y 0.281 moles de propano (C_3H_8).
6. Una fuente de contaminación que se presenta en el agua subterránea es causada por el ion nitrato (NO_3) que se mezcla con las aguas de los acuíferos. Una de las razones por las que se origina es el uso en la agricultura de fertilizantes nitrogenados. Se ha tomado una muestra de agua de un acuífero superficial del cual se extrae agua para consumo humano. Calcule la cantidad

de ppm de nitrato que se concentra en una disolución si se sabe que contiene 0.150 gramos que se disuelven en una disolución de 1300 cm³ de agua.

RESPUESTAS

6.2 TEMA 2 MOL Y MASA MOLAR

Ejercicios propuestos

1. ¿Cuál es la masa de 1 mol del mineral pirita (FeS₂)?

Respuesta= 119.99 [g/mol]

FeS ₂	Masa atómica
1 átomo de Fe	55.85 [uma]
2 átomos de S	2 (32.07 [uma]) = 64.14 [uma]
Suma masas atómicas= masa molar [g/mol]	119.99 [uma] = 119.99 [g/mol]

2. ¿Cuál es la masa en gramos de 3 moles del mineral esfalerita (ZnS)?

Respuesta= 292.38 [g/mol]

ZnS	Masa atómica
1 átomo de Zn	65.39 [uma]
1 átomo de S	32.07 [uma]
Suma masas atómicas= masa molar [g/mol]	97.46 [uma] = 97.46 [g/mol]
1 mol de ZnS pesa 97.46 [g], es decir que 3 moles de ZnS será tres veces este valor. 97.46 X 3 = 292.38 [g]	

3. ¿Cuántas moléculas de fluorita CaF₂ hay en 250 [g]?

CaF ₂	Masa atómica
------------------	--------------

1 átomo de Ca	40.08 [uma]
2 átomo de F	2(19) = 38.00 [uma]
Suma masas atómicas= masa molar [g/mol]	79.08 [uma] = 79.08 [g/mol]

En una mol de Fluorita hay 79.08 [g]

$$\text{Moléculas de CaF}_2 = (250 \text{ [g] de CaF}_2) \times \frac{1 \text{ mol (CaF}_2)}{79.08 \text{ [g] de CaF}_2} \times \frac{6.0221415 \times 10^{23} \text{ moléculas de CaF}_2}{1 \text{ mol (CaF}_2)}$$

$$\text{Moléculas de CaF}_2 = 1.903813 \times 10^{24}$$

4. ¿Cuántos átomos de hierro están contenidos en 25 [g] de Fe?

1 mol de Fe = 55.85 [g]

$$\text{Átomos de (Fe)} = (25 \text{ [g] Fe}) \left(\frac{6.0221415 \times 10^{23} \text{ átomos de (Fe)}}{55.85 \text{ [g]}} \right)$$

$$\text{Átomos de (Fe)} = 2.696 \times 10^{23}$$

5. En una refinería se producen 560 [kg] de metano durante un lapso de 3 horas. Se sabe que el precio del metano es de \$62.00 por mol y el costo de producción de cada mol es de \$20.00. Si se trabajan 10 horas por día, ¿Cuánto metano se producirá y cuál será la ganancia de la empresa durante 5 días hábiles de trabajo?

Solución:

Se calcula la masa molar del metano.

metano (CH ₄)	Masa atómica
1 átomo de C	12.01[uma]
4 átomos de H	4 (1.008[uma]) = 4.032 [uma]
Suma masas atómicas= masa molar [g/mol]	16.042[uma] = 16.042[g/mol]

El metano (CH₄) tiene una masa molar de 16.04 [g/mol]

La producción es la siguiente

$$\frac{560 \text{ [kg]}}{3 \text{ horas}} = \frac{186.667 \text{ [kg]}}{1 \text{ hora}} = \frac{1866.667 \text{ [kg]}}{10 \text{ horas}}$$

Entonces se tiene una producción diaria total de 1866.66 [kg]

Producción diaria total en gramos= 1866666.67 [g] por día

$$\frac{1 \text{ [kg]}}{1000 \text{ [g]}} = \frac{186.667 \text{ [kg]}}{1866666.67 \text{ [g]}}$$

Si una mol de metano = 16.04 [g]

$$\text{Número de moles} = \frac{\text{Producción diaria total en gramos}}{\text{masa molar en gramos}} = \frac{1866666.67 \text{ [g]}}{16.04 \text{ [g]}}$$

Número de moles = 116,375.7 moles por día

Para calcular la ganancia restaremos el precio del metano por mol menos el costo de la producción de metano por mol.

$$\text{Ganancia} = (\$62.00 - \$20.00) = \$42.00$$

La ganancia que se obtendrá a la semana será:

Ganancia a la Semana= (Producción diaria) (ganancias por mol) (días hábiles a la semana)

$$\text{Ganancia} = (116,375.7 \text{ mol/ día}) (\$42.00) (5 \text{ días})$$

$$\text{Ganancia} = \$24438897.00$$

Producción de metano a la semana = Producción diaria x días hábiles a la semana

$$\text{Producción de metano a la semana} = (1866.66 \text{ [kg]/ día}) \times (5 \text{ días}) = 9333.33 \text{ [kg]}.$$

6.3 TEMA 3 RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

Ejercicio propuesto

1. En la siguiente ecuación se observa la reacción que ocurre para la obtención del carburo de tungsteno (W_2C). Establezca la relación en entidades fundamentales, la relación molar y la relación en masa, entre los reactivos y los productos.



Solución:

Relaciones estequiométricas	12 WF ₆ + C ₆ H ₆ + 33 H ₂ → 6W ₂ C + 72 HF				
Entidades fundamentales	12[molécula]	1[molécula]	33[molécula]	6[molécula]	72[molécula]
Relación molar	12[mol]	1[mol]	33[mol]	6[mol]	72[mol]
Relación en masa	3576 [g]	78 [g]	66 [g]	2280 [g]	1440 [g]

Para obtener la relación en masa, se realizan los cálculos siguientes, si la suma de los reactivos es igual a la suma de los productos, significa que las operaciones son correctas.

Reacción	12 WF ₆ + C ₆ H ₆ + 33 H ₂ → 6W ₂ C + 72 HF				
masa atómica	W= (184) W= 184	C ₆ = (6) (12) =72	H ₂ = (2)(1) = 2	W ₂ = (2) (184) W ₂ = (368)	H=1
masa atómica	F ₆ = (6) (19) F ₆ =114	H ₆ = (6)(1) =6		C=12	F=19
Total	(12) (298) [g]	78 [g]	(33) (2)[g]	(6) (380) [g]	(72) (20) [g]
Total [g] masa molar	3576[g]	78 [g]	66[g]	2280[g]	1440 [g]
Total	suma reactivos= 3576 [g] + 78 [g] + 66 [g] suma reactivos= 3720 [g]			suma productos = 2280[g] + 1440 [g] suma productos= 3720[g]	

6.4 TEMA 4 REACCIONES ÁCIDO BASE Y pH

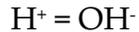
Ejercicios propuestos

1. Calcule el pH de una disolución de hidróxido de potasio (KOH) que tiene una concentración de 0.850 [M].

Solución:

En la disolución se origina un ion OH⁻ por unidad, por lo que se considera la concentración de 0.850 [M] como la concentración del ion OH⁻. Se conoce que la concentración de iones H⁺ para el caso de una disolución neutra va a ser igual a 1 X 10⁻⁷ y la cantidad de iones OH⁻ va a ser igual a 1 X 10⁻⁷.

Esto quiere decir:



Por lo tanto, la formula sería:

$$pH = -\log [H^+] \quad \text{y} \quad pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log [M] = -\log [0.850]$$

$$pOH = 0.070$$

2. Se desea analizar la concentración de iones H^+ en una muestra de agua subterránea, de la que se sabe tiene un pH de 3.5. Calcule la concentración de iones H^+ .

Solución:

Considerando la fórmula se tiene que despejar el ion H^+ , entonces se obtendrá el antilogaritmo del pH.

$$pH = -\log [H^+]$$

$$\log [H^+] = Ph$$

$$\log [H^+] = 3.5$$

$$[H^+] = 10^{-3.5}$$

$$[H^+] = 3.16227 \times 10^{-4} M$$

La cantidad de iones $[H^+]$ resultante es mayor a $1.0 \times 10^{-7} M$, con esto se puede comprobar que el resultado está dentro del rango establecido.

6.5 TEMA 5 UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Ejercicios propuestos

- 1) En la industria minera se utiliza el cianuro de sodio ($NaCN$), el cual se utiliza para extraer el oro del mineral ¿Cuántos gramos de cianuro de sodio ($NaCN$) son requeridos para la preparación de una disolución de 300 [ml] que contenga una concentración de 1.5 M?

Solución

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de la disolución en litros}}$$

$$M = \frac{n}{v}$$

Despejando se tiene:

moles de soluto = molaridad X volumen de la disolución en litros

$$\text{moles de soluto NaCN} = \frac{1.5 \text{ M de NaCN}}{1 [l]} \times 0.300 [l]$$

moles de soluto NaCN= 0.45

Ahora, al conocer el número de moles de soluto, se puede conocer la cantidad en gramos que esto representaría. Se obtiene la masa molar del cianuro de sodio NaCN.

NaCN	Masas atómicas
1 átomos de Na	22.99 [uma]
1 átomo de C	12.01 [uma]
1 átomos de N	14.01 [uma]
Suma de las masas atómicas =masa molar	49.01 [uma]

$$\text{Gramos de cianuro} = (0.45 \text{ mol (NaCN)}) \left(\frac{49.01 \text{ [g] (NaCN)}}{1 \text{ mol (NaCN)}} \right) = 22.055 \text{ [g] (NaCN)}$$

$$0.45 \text{ mol (NaCN)} = 22.055 \text{ [g] (NaCN)}$$

Entonces, se necesitan 22.055 [g] de cianuro (NaCN)

- 2) Se tienen concentraciones de cloruro de sodio (NaCl) en el mar. Se desea saber el porcentaje en masa de una disolución que tiene 25 g de NaCl y es disuelta en 800 [g] de agua ¿Cuál es el porcentaje en masa del cloruro de sodio en la disolución?

Solución

$$\text{porcentaje en masa} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de la disolución}} \times 100\%$$

$$\%m/m = \frac{25 \text{ [g]}}{25 \text{ [g]} + 800 \text{ [g]}} \times 100\%$$

porcentaje en masa= 3.03 %

- 3) Se tiene una disolución de 900 [ml] que contiene cloruro de potasio (KCl) disuelta en agua (H₂O), en la cual el porcentaje masa/volumen es del 25%. Calcule la cantidad de gramos de cloruro de potasio (solute) que tendrá esta disolución.

Solución

$$\text{porcentaje masa/volumen} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{volumen de la disolución}} \times 100\%$$

Se despeja la masa de soluto

$$\text{masa de soluto} = \frac{\text{porcentaje} \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \times \text{volumen de la disolución}}{100\%}$$

$$\text{masa de soluto} = \frac{25\% \times 900 \text{ [ml]}}{100\%}$$

$$\text{masa de soluto (cloruro de potasio)} = 225 \text{ [g]}$$

La cantidad de cloruro de potasio en la disolución son 225 [g].

- 4) Para la identificación de las rocas que contienen mineral calcita (CaCO₃), tales como rocas calizas o mármol, se utiliza el ácido clorhídrico (HCl) diluido al 10%. Calcule cuánto HCl se requiere para preparar 800 [ml] de ácido diluido.

Respuesta: Se requieren 80 [ml] de HCl

$$\%v/v = \frac{\text{volumen de soluto [ml]}}{\text{volumen de la disolución [ml]}} \times 100\%$$

$$10\% = \frac{\text{volumen de soluto [ml]}}{800 \text{ [ml]}} \times 100\%$$

$$\text{volumen de soluto} = \frac{\left(10\% \frac{v}{v}\right) (\text{volumen de la disolución})}{100\%}$$

$$\text{volumen de soluto} = \frac{(10\% v/v) (800 \text{ [ml]})}{100\%}$$

$$\text{volumen de soluto} = 80 \text{ [ml]}$$

- 5) Como se sabe el gas natural está compuesto de una mezcla de hidrocarburos, principalmente el metano, en menor medida encontramos el etano y el propano. Se desea saber la fracción molar del metano si en una mezcla tenemos 11.31 moles de metano (CH₄), 0.741 moles de etano (C₂H₆) y 0.281 moles de propano (C₃H₈).

Respuesta= fracción molar del metano=0.92

Solución:

$$\text{Fracción molar del componente A} = X_A = \frac{\text{moles de A}}{\text{suma de los moles de todos los componentes}}$$

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{\text{moles de CH}_4}{\text{moles de CH}_4 + \text{moles de C}_2\text{H}_6 + \text{moles de C}_3\text{H}_8}$$

$$X_{\text{CH}_4} = \frac{11.31}{11.31 + 0.741 + 0.281}$$

$$X_{\text{CH}_4} = 0.92$$

- 6) Una fuente de contaminación que se presenta en el agua subterránea es causada por el ion nitrato (NO₃) que se mezcla con las aguas de los acuíferos. Una de las razones por las que se origina es el uso en la agricultura de fertilizantes nitrogenados. Se ha tomado una muestra de agua de un acuífero superficial del cual se extrae agua para consumo humano. Calcule la cantidad de ppm de nitrato que se concentra en una disolución si se sabe que contiene 0.150 gramos que se disuelven en una disolución de 1300 cm³ de agua.

$$\text{ppm del componente} = \frac{\text{masa del componente en la solución}}{\text{masa total de la solución}} \times 10^6$$

Si 1 dm³= 1 litro; 1 dm³= 1000 [ml]; 1 dm³= 10000 cm³; 1cm³= 1 [ml]

$$\text{La densidad del agua es } \rho = \frac{1[\text{g}]}{\text{cm}^3}$$

Por lo tanto 1 [cm³]= 1 [ml] = 1 [g]

$$\text{ppm de NO}_3 = \frac{0.150 [\text{g}] \text{ de (NO}_3\text{)}}{0.150[\text{g}] (\text{NO}_3) + 1300 [\text{g}] (\text{H}_2\text{O})} \times 10^6$$

$$\text{ppm del componente NO}_3 = 115.37$$

Al saber la concentración se conoce que esta agua se encuentra sumamente contaminada ya que el rango que se maneja para agua no contaminada por NO₃ ha

sido establecido hasta 10 ppm, pero debido a la agricultura, existen zonas donde el número se eleva a más de 100 ppm.

Conclusiones y recomendaciones

Se realizó un material didáctico que contiene información de gran importancia para los alumnos que cursan carreras relacionadas a Ingeniería en Ciencias de la Tierra, para ello se propusieron problemas tipo y ejercicios para la autoevaluación de los estudiantes, así como un conjunto de presentaciones digitales.

Al realizar la investigación bibliográfica se observa que existe mucha información al respecto, pero de forma específica para cada tema de estudio. Por lo tanto, se buscó mediante este trabajo conjuntar información de casos prácticos con la parte teórica de Química, afín de lograr un capítulo que cause motivación e interés al momento de estudiarlo, con la implementación de aplicaciones de la vida real.

El tema visto de fundamentos básicos de Estequiometría aplicados a Ciencias de la Tierra interviene desde microscópicamente hasta macroscópicamente, su uso es observable en menor o mayor medida en todas las asignaturas de Ciencias de la Tierra, al referirse a la medición cuantitativa de una reacción química, es aplicable para la resolución de todos los problemas en donde intervenga una reacción química, lo cual sucede tanto de manera natural en la naturaleza, así como en los procesos de producción y extracción en las industrias mineras, petroleras, geotérmicas, de índole ambiental, entre otras.

Recomiendo ampliamente el uso de este material didáctico, ya que incluye información de Ciencias de la Tierra y de Química, las cuales guardan una estrecha relación entre sí, es fácil de entender y considero generará un gran interés por el aprendizaje de los temas que se incluyen en este trabajo.

Asimismo, se busca causar un impacto positivo en el desempeño de los estudiantes, encontrarán un apoyo para una mejor preparación en la resolución de problemas que finalice con un incremento en el interés por la Ciencia Química.

Representa también un complemento para los profesores en la enseñanza de sus asignaturas, una herramienta más de aprendizaje que permita a los alumnos la acreditación de materias relacionadas.

Bibliografía

- Baird, C., Cann, M., 2014, Química Ambiental (2ªEd), Barcelona: Reverté.
- Brown, T.L., LeMay Jr., H.E., Bursten, B.E., Murphy, Burdge, J.R., 2009, Química la ciencia central (11ª Ed.). México: Pearson Educación.
- Chang, R. (Ed.). 2010, Química (10ª Ed.). México: Mc Graw Hill.
- Duke, V. A. C., Williams, C. D., 2008, Chemistry for Environmental and Earth Sciences, New York: CRC press.
- Gill, R., 1944, Chemical Fundamentals of geology and environmental geoscience (3rd Ed.). UK: C.O.S. Printers.
- Gill, R., 1944, Igneous rocks and processes: a practical guide. UK
- Hein, M., Arena, S., 2016, Fundamentos de Química (14ªEd.). México: Cengage Learning.

- Petrucci, R.H., Herring, F.G., Madura, J.D. & Bissonnette, C., (2011), Química General (10ª Ed.). Madrid: Pearson Educación.
- Dana, E. S., 1986, Tratado de Mineralogía (4ªEd.). México: Cia Editorial Continental
- Tarbuck, E.J., Lutgens, F.K., 2005, Ciencias de la Tierra (8ª Ed.). España: Prentice Hall.