



Universidad Pedagógica
Experimental Libertador



FEDUPEL

QUÍMICA BÁSICA

ISBN: 978-980-281-237-0



9 789802 812370

Betancourt Catalina
Castro Santiago
Contreras Yanetti
Delgado Maryorie
Murillo Liliana
Pujol Rafael

Química Básica I

Catalina Betancourt/ Maryorie Delgado/ Santiago Castro/
Yanetti Contreras/ Rafael Pujol/ Liliana Murillo
2da Edición: 2019

Serie: Textos Universitarios- Ciencias Naturales/**Código:**2019.1.Septiembre.a / **Nº Pág:** 155

Edición:

Serie de libros arbitrados de la Dirección de Publicaciones de la
Universidad Pedagógica Experimental Libertador

Formato:

Digital / 792px X 612px

Corrección de Pruebas:

Marta De Sousa / María Eugenia Carrillo/ Victor Carrillo

Diagramación y montaje electrónico:

Wladimir Párica / Correo electrónico: pwwladimirp111@gmail.com

Diseño de portada:

Eury Castillo / Wladimir Párica

Imágenes del inicio de los módulos:

<https://www.freepik.es/>

Vector de Infografía creado por freepik

Comité Editorial:

María Eugenia Carrillo / Marta De Sousa/ Victor Carrillo

Publicado:

Caracas, Venezuela. Diciembre, 2019 Universidad Pedagógica Experimental Libertador
Dirección de Publicaciones Dirección: Avenida Sucre, Metro de Gato Negro, Parque del Oeste,
Catia Venezuela, Apartado Postal 2939, Caracas 1010. Teléfonos:(0212) 806.00.15 /
direccion.publicacionesupel@gmail.com

Depósito Legal: DC2019001825

ISBN: 978-980-281-237-0

Descargar a través de:

Licencia de Creative Commons
Esta obra está bajo una licencia de Creative Commons Reconocimiento-
NoComercial-CompartirIgual 3.0 Venezuela.





Universidad Pedagógica
Experimental Libertador
Dirección de Publicaciones

Consejo Rectoral de la UPEL

Dr. Raúl López Sayago

Rector

Dra. Doris Pérez Barreto

Vicerrectora de Docencia

Dra. Moraima Esteves

Vicerrectora de Investigación y Postgrado

Dra. María Teresa Centeno de Algomedá

Vicerrectora de Extensión

Dra. Nilva Liuval Moreno de Tovar

Secretaria



Universidad Pedagógica
Experimental Libertador
Dirección de Publicaciones

Dirección de Publicaciones

María Eugenia Carrillo
Directora

Marta De Sousa
Jefa Unidad de Edición

Víctor Carrillo
Jefe Unidad de Promoción y Distribución

Prefacio

El libro **Química Básica I** ha sido concebido para aquellos estudiantes universitarios que toman los primeros cursos de Química, y en especial para los que siguen la carrera docente. También será útil para los profesores que facilitan los cursos de esta área y cualquier persona que se sienta atraída por tan importante disciplina.

El propósito de esta obra ha sido describir algunos conceptos estructurantes de la Química de manera detallada, sencilla y precisa, de forma que los estudiantes puedan comprenderlos mejor. Hemos incluido algunos apartados a lo largo del texto, dentro de los que se destacan los denominados: curiosidades, reflexiona, en la vida diaria, buscando en la web, un poco de historia, hazlo tú, analogía, risas y risas para reflexionar, problema tipo, laboratorio y lecturas complementarias. Todos ellos permiten relacionar los contenidos de la Química con la vida cotidiana y sus aplicaciones.

Este libro nace de la experiencia de un equipo de profesores entusiasmados por mejorar la enseñanza de la Química. Se originó a partir de una serie de módulos elaborados por la Cátedra de Química General del Instituto Pedagógico de Caracas, que se han venido utilizando como medios instruccionales que apoyan nuestras clases desde hace algunos años.

A lo largo de nuestra praxis docente, en los cursos de Fundamentos de Química y Química General, hemos evidenciado que los estudiantes presentan una serie de dificultades en el aprendizaje de los contenidos básicos de esta disciplina, que son fundamentales para comprender otros conceptos más complejos en cursos avanzados.

Además, trabajos de investigación realizados por algunos miembros de nuestra Cátedra, así como los reportados en publicaciones especializadas dan cuenta de que varios de los hallazgos en torno a los problemas conceptuales de los estudiantes y la manera de abordarlos didácticamente, a fin de que se puedan ser superados, muchas veces no se encuentran reflejados en los enfoques y contenidos de los libros de texto que comúnmente se usan en los primeros cursos de educación universitaria.

Es así como surge la inquietud de convertir estos módulos en un libro que permita multiplicar esta información a otros estudiantes y docentes en diferentes instituciones educativas, como una herramienta útil en los cursos básicos de Química.

Antes de comenzar a escribir el libro, la decisión que generó más discusión fue cómo organizar el contenido de cada módulo. La experiencia con estudiantes universitarios influyó profundamente en las decisiones relacionadas con la selección, secuencia y estructura de los temas que se presentan en esta obra. Este primer tomo se ha estructurado en 4 módulos, que abarcan los siguientes contenidos estructurantes: medición, nomenclatura inorgánica, estequiometría I y equilibrio químico.

La fortaleza de este libro radica en la integración de variadas estrategias a lo largo del texto, para así motivar e inspirar a los estudiantes en el aprendizaje de la Química.

Esperamos que esta obra se convierta en una de tus herramientas de estudio y te ayude a comprender mejor el fascinante mundo de la Química.

Finalmente, queremos expresar nuestro agradecimiento a los colegas, asesores y estudiantes, que han sido nuestra fuente de inspiración en esta ardua labor.

Catalina Betancourt
Maryorie Delgado
Rafael Pujol

ÍNDICE GENERAL

Pp

Módulo 1

TRABAJEMOS CON LAS MEDICIONES.....7

Módulo 2

NOMENCLATURA QUÍMICA DE LOS COMPUESTOS
INORGÁNICOS.....40

Módulo 3

ESTEQUIOMETRÍA I: UNA VÍA PARA CONTAR
PARTÍCULAS.....72

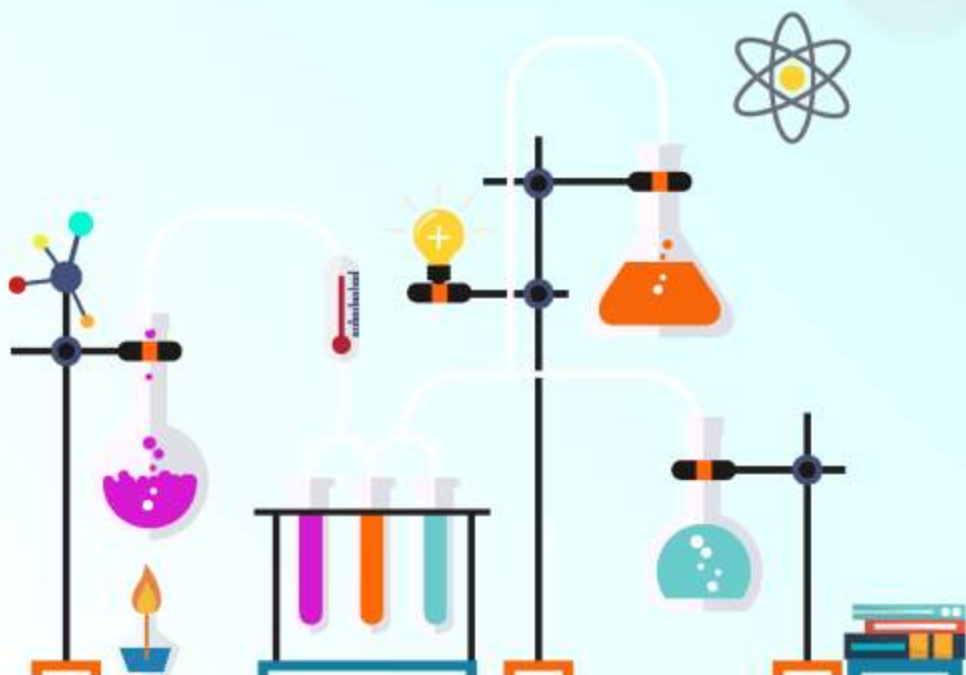
Módulo 4

EQUILIBRIOQUÍMICO: UN MUNDO DINÁMICO.....104



MÓDULO 1

TRABAJEMOS CON LAS MEDICIONES



*Catalina Betancourt
Santiago Castro
Yanetti Contreras
Maryorie Delgado
Rafael Pujol*

Contenido I

Pp.

<i>Introducción.....</i>	<i>09</i>
<i>Sistema de medidas.....</i>	<i>10</i>
<i>Un poco de historia: Sistema Internacional de Medidas.....</i>	<i>11</i>
<i>El sistema de Medidas llega a Venezuela.....</i>	<i>12</i>
<i>Sistema Internacional de Unidades (S.I).....</i>	<i>13</i>
<i>Hablando de medidas: ¿Qué es medir?.....</i>	<i>13</i>
<i>Las Redefiniciones de las Unidades Básicas.....</i>	<i>16</i>
<i>Unidades Físicas de las Magnitudes Básicas y Derivadas.....</i>	<i>17</i>
<i>UsodelLenguaje.¿Cómoescribirlossímbolosdelasunidades?.....</i>	<i>22</i>
<i>¿Cómo se deben escribir los números?.....</i>	<i>23</i>
<i>¿Cómo se realizan los cálculos para la conversión de unidades?.....</i>	<i>24</i>
<i>Precisión, exactitud y error en las medidas.....</i>	<i>29</i>
<i>Laboratorio: Unificando Patrones.....</i>	<i>31</i>
<i>Los números más exactos. Las cifras significativas.....</i>	<i>35</i>
<i>La redefinición del Kilogramo.....</i>	<i>37</i>
<i>Resolviendo problemas.....</i>	<i>38</i>
<i>Referencias.....</i>	<i>39</i>



Introducción

En ciencias, para poder lograr la interpretación de los diversos fenómenos que ocurren a nuestro alrededor, es fundamental trabajar con un sistema de medidas, ya que la comprensión de estos fenómenos se logra no solo con análisis cualitativos sino también análisis cuantitativos, para los cuales el establecimiento de un sistema de medición puede ser de gran utilidad para obtener datos que faciliten las investigaciones.

Las mediciones son importantes, tanto en la vida cotidiana como en la experimentación en donde permiten reunir información para después organizarla y obtener conclusiones.

En la vida diaria constantemente se hacen mediciones, por ejemplo: el tiempo que toma trasladarse de un lugar a otro, la cantidad de carne que se compra en el mercado, la temperatura de un niño enfermo, el volumen de jugo que se va a preparar para una fiesta, entre otras. Todas las medidas que realizamos a diario se deben expresar en un sistema de unidades.

Para el empleo del Sistema de Unidades se requiere del manejo de una serie de cálculos, para lo cual se utiliza principalmente el factor de conversión. Además, se debe considerar que aparte de los valores numéricos y de las unidades se deben indicar las cifras significativas, es decir, la precisión con la cual se hizo la medida.

El presente módulo ha sido diseñado para servir como material complementario en el tema de mediciones en los cursos básicos de Química.

Como podrás observar a través de tu lectura, medir es importante en nuestra vida cotidiana y para el desarrollo de la sociedad. La medición se relaciona directamente con las matemáticas, y es parte del lenguaje que necesitamos para comprender los fenómenos fisicoquímicos.

En este material que se te presenta a continuación, podrás aclarar las inquietudes que tengas acerca del sistema de medidas, las reglas que debes seguir, los cálculos que necesitas realizar y las principales consideraciones que debes tener al respecto.



Sistema de Medidas

Para adquirir conocimientos más precisos de las leyes que rigen un determinado fenómeno es necesario realizar mediciones de las magnitudes que lo caracterizan. La magnitud se representa por un número y una unidad de medida. Son ejemplos de magnitudes: la longitud, el tiempo, la masa, el volumen y la temperatura.

Supongamos que se desea medir la longitud de una mesa utilizando lo que conocemos como cuarta (distancia entre nuestro dedo pulgar y el meñique). En este caso, determinamos cuántas veces está contenida esta distancia en la longitud de la mesa. La medición realizada nos permite conocer, cuántas veces es mayor o menor, el largo de la mesa comparada con la longitud de la distancia entre el dedo meñique y el pulgar de nuestra mano. Si tomamos como unidad, la longitud de la cuarta, entonces podemos decir que la mesa pudiera medir 5, 6, 7 unidades, en dependencia de la cantidad de veces que esa longitud esté contenida en la de la mesa.

También se puede medir la longitud de la mesa utilizando instrumentos de medición. En este caso puede hacerse con una regla, una cinta métrica o un metro plegable, y como resultado se obtiene información cuantitativa de esa magnitud. Este tipo de medición se denomina directa. Cuando para alcanzar el resultado de las mediciones, se emplea ecuaciones u

operaciones matemáticas, las mediciones son indirectas. Un ejemplo de este tipo de medición es el cálculo del área de una superficie o el volumen de un cuerpo.

La implementación de un “sistema de medidas” provee de una serie de unidades que representan un conjunto de patrones, que pueden ser empleados para facilitar la comunicación entre las personas a nivel mundial.

Curiosidades:

Las primeras unidades de medidas que se conocieron fueron: “el paso”, “el pie”, “el codo”, “el palmo”, “el dedo”, que fueron introducidas a su tiempo por: Caldeos, Asirios, Persas y Romanos.



“El palmo”, una de las primeras unidades de medida.

Un poco de Historia: Sistema Internacional de Medidas

A medida que la humanidad avanzaba hacia formas más desarrolladas de civilización, se encontró en la necesidad de cuantificar el ambiente que le rodeaba. Sin embargo, no existía, en cuanto a las unidades, una uniformidad de criterio entre las distintas civilizaciones y debió esperarse hasta 1676 para que apareciera un sistema universal de medidas, el cual se inició cuando se definió una masa universal (la de la cantidad de agua de lluvia contenida en un cubo de lado igual a la unidad de longitud).

La longitud tomada fue aproximadamente la de un péndulo simple cuyo semiperiodo de oscilaciones pequeñas es igual a un segundo y que hizo coincidir con la de 38 pulgadas de Prusia (993,7 mm). En 1675 se renombra la medida universal del metro (en griego, medida) y toma por definición exacta la del péndulo descrito antes (y no la de 38 pulgadas de Prusia), llegando a una longitud de 993,9 mm.

Pero este valor depende de la aceleración de la gravedad y varía ligeramente de un lugar a otro.

Luis XVI de Francia, encargó a un grupo de sabios (entre los que estaba Lavoisier) estudiar las posibilidades de un nuevo sistema de medidas, comisión que propuso como unidad de longitud el metro y de peso el grave (de gravedad) (dividido en 1000 gramos). Estos hechos son considerados como los que dieron origen al **SISTEMA MÉTRICO DECIMAL**.

Dos siglos después, en **1875**, contando con mayor conocimiento y mejor comunicación, se realizó el primer Convenio Internacional definido como: Convención del Metro, y se crea la Oficina Internacional de Pesas y Medidas con sede en Francia, teniendo como objetivo establecer y comparar los patrones de medida.



Oficina Internacional de Pesos y Medidas, en Sèvres, Francia.

Posteriormente, y siempre en el contexto del avance científico, se desarrolla en 1950 la Metrología, como área de la ciencia que se ocupa de las medidas y sus métodos de aplicación y, como consecuencia de esta nueva disciplina, se crea el Comité Internacional de Metrología Legal.

A partir de este Comité, en 1956, se establece la Organización Internacional de Metrología Legal. Más tarde, en 1960, por resolución de la Undécima Conferencia General de Pesos y Medidas (CGPM), se da origen al Sistema Internacional de Medidas (S.I.).

En la Vida Diaria



Coordinador Mundial de la Metrología

20 de mayo, Día Mundial de la Metrología

El 20 de mayo de 1875 se firmó la Convención del Metro, un acuerdo diplomático que en aquel momento firmaron 18 países, por medio del cual se acordó un Sistema Común de Unidades. En el año 2000, al cumplirse 125 años de esa Convención, se instauró el Día Mundial de la Metrología. A partir de ese entonces, cada año se recuerda internacionalmente esa fecha.

El Sistema de Medidas llega a Venezuela



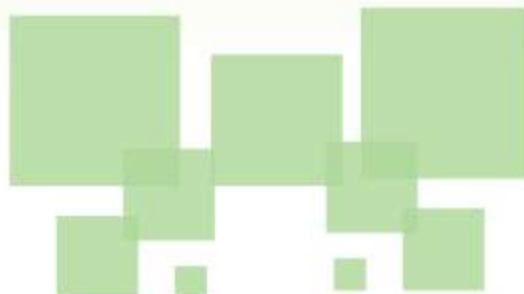
Este sistema fue adoptado oficialmente en Venezuela en 1981, como consta en la Gaceta Oficial N° 38 263, con la ley de metrología donde se aprueban Las Unidades de Medidas del Sistema Legal Venezolano.

El sistema de mayor uso hoy en día es el Sistema Internacional de Unidades. Este sistema es, desde el 30 de Abril de 1981, el Sistema Legal Venezolano, en concordancia con la Ley de Metrología. Es importante destacar el artículo 4º, numeral 6, que establece: La enseñanza y difusión de la metrología a nivel nacional, especialmente en los centros educativos.

BUSCANDO EN LA Web

Consulta la siguiente dirección electrónica y podrás revisar la Gaceta Oficial que contiene la Ley de Metrología de Venezuela:

<http://www.sencamer.gob.ve/>
<http://www.sencamer.gob.ve/sites/default/files/pdf/leydemetrologia.pdf>



Sistema Internacional de Unidades (S.I.)

El Sistema Internacional de Unidades (S.I.) es un sistema de cantidades físicas y unidades que progresivamente ha adquirido aceptación universal. Actualmente, se emplean 2000 cantidades físicas, lo que hace necesario una nomenclatura propia y sistemática que facilite su manejo a científicos, tecnólogos, estudiantes y comunidad en general.

Desde que se adoptó el sistema de numeración decimal, el manejo y registro de las magnitudes físicas se facilita mucho, ya que las correspondientes unidades con la que puede expresarse cada magnitud física varían según factores múltiples de diez



El Sistema Internacional selecciona arbitrariamente un pequeño número de magnitudes físicas denominadas básicas, a partir de las cuales se derivan otras denominadas, por su origen, *Derivadas*. Las magnitudes derivadas son organizadas en grupos por recomendación de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).

BUSCANDO EN LA Web



Consulta la siguiente dirección electrónica y podrás revisar la página oficial de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC):

<https://iupac.org/>

www.cem.es/sites/default/files/siu8edes.pdf

Hablando de medidas: ¿Qué es Medir?

Medir es un concepto muy utilizado en las ciencias naturales, como: la Física, la Química y la Biología, para poder explicar los diversos fenómenos que ocurren en nuestra vida diaria.

Ahora bien, medir es comparar la propiedad de un determinado objeto con un patrón de medida, esto es, con una unidad, tomada por convención como referencia. Al resultado de medir lo llamamos medida. Por ejemplo, si deseas medir la longitud de una mesa, se compara con la unidad metro. En este caso específico, se puede utilizar un submúltiplo del metro, como lo es el centímetro. Así, un metro está formado por 100 centímetros, de esta, manera podrás medir con mayor exactitud la longitud de dicha mesa, observando cuántas veces contiene la unidad utilizada. De esta manera se mide el largo de la mesa, para lo cual puede ser utilizado un instrumento apropiado, por ejemplo, una regla graduada.

Cuando medimos algo debe hacerse con gran cuidado, para no alterar el real valor de las dimensiones del objeto que estamos estudiando. Por otro lado, las medidas se realizan con algún tipo de error, denominado error experimental, debido a imperfecciones del instrumental, a condiciones ambientales o a limitaciones del medidor. Por eso, se ha de realizar el trabajo de forma que la alteración producida sea menor que el error que se pueda cometer.



La medición en los exámenes médicos

La Medición: Una Observación Cuantitativa.

Muchas de las observaciones en un examen médico son cuantitativas. Las cantidades medidas como la talla y el peso, se pueden comparar con las de los exámenes previos. Este joven aumentó unos 10 kg y creció más de 2 cm desde su último examen.

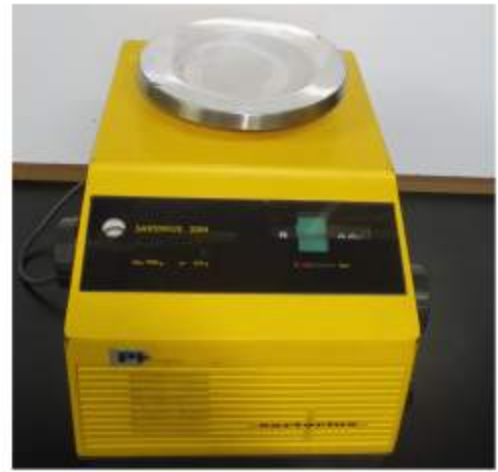
A través de la lectura realizada hasta ahora, habrás notado que algunos términos han sido destacados, ya que son términos cuyos significados es necesario conocer:

Magnitud Física:

Es una propiedad o característica de la materia que puede ser medida o calculada. Por ejemplo, el volumen de un cuerpo o la masa son propiedades de la materia que pueden ser expresadas a través de cantidades físicas. No toda propiedad de la materia es medible, tal es el caso de los sabores o de los colores.



El metro como patrón de medida de la magnitud física longitud



La masa se puede medir con una balanza

Unidad:

Es un patrón de medida que se elige arbitrariamente. Por ejemplo, al realizar la medición de la estatura de una persona se emplea como patrón de medida el metro, el cual representa la unidad básica de la magnitud física longitud.

Cantidad Física:

Es una porción de una magnitud física que se representa por un valor numérico y una unidad.

10m **1cm**
5kg

Ejemplos de cantidades físicas

En la Vida Diaria



Señal de tránsito con una cantidad física

¿Dónde encontramos Cantidades Físicas?

Cuando viajas por una autopista y observas una señal de tránsito indicando: 10 km; esta cantidad corresponde a la magnitud física longitud, en donde 10 es el “valor numérico” y kilómetro es la “unidad”.

Las Redefiniciones de las Unidades Básicas

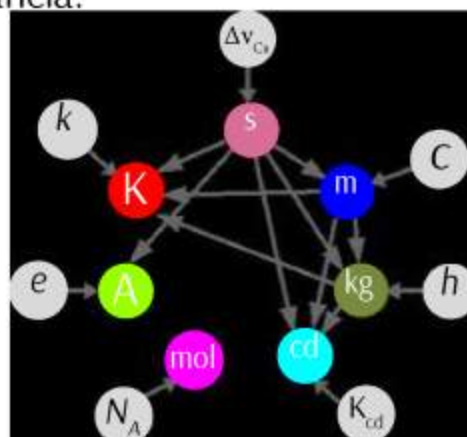
Las redefiniciones de las unidades básicas, aprobadas por el S.I. en 2018, y que entraron en vigencia en el mes de mayo de 2019, son reflejo del alto desarrollo científico y tecnológico hoy por hoy alcanzado.

El hecho de que el patrón para el kilogramo fuese un cilindro de aleación de platino e iridio traía como consecuencia que, por más aislado que éste estuviese, se deterioraba y por tanto disminuía o aumentaba su propia masa. Así que, aprovechando que el 20 de mayo de 2019 se cumplió el 144º aniversario de la “Convention du Metro”, realizada en el Palacio de los Congresos de Versalles (Francia), desde ese día la famosa barra metálica quedó confinada sólo como una pieza de museo para la historia. A partir de ese momento, las 7 unidades básicas quedaron definidas en función de constantes físicas que se asumen con valores numéricos exactos.

Las unidades metro, segundo y candela, desde hace unos cuantos años, se encuentran definidas en función de constantes físicas y no de aparatos físicos. Por ejemplo, el metro fue establecido, en 1983, en función de la velocidad de la luz en el vacío, que es una constante universal. Por tanto, la última resolución del Sistema Internacional de Unidades ha sido redefinir

el kilogramo, el amperio, el kelvin y el mol respecto a los valores numéricos exactos de la constante de Planck (h), la carga eléctrica elemental (e), la constante de Boltzmann (k) y la constante de Avogadro (N_A), respectivamente.

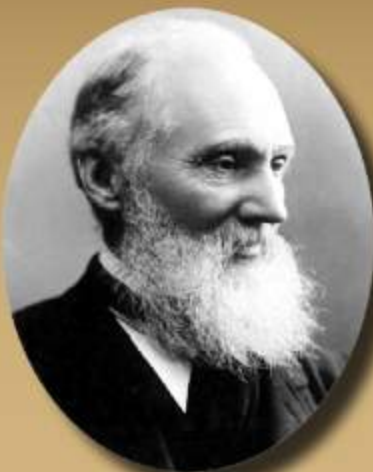
En el caso del kilogramo, además de no depender ahora de un patrón que se deteriora, la redefinición aporta la ventaja de no hacer necesario trasladarse hasta donde se encuentra dicho patrón de medida para calibrar una réplica de tal unidad. Y, como se verá en el módulo de estequiometría, la nueva definición del mol ya no depende del kilogramo, dado que el número de partículas (átomos, moléculas, electrones, etc.) que posee 1 mol es el que establece la constante de Avogadro ($N_A = 6,022\ 140\ 76 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$), y no el número de átomos que hay en 0,012 kg del isótopo carbono-12, tal y como hasta hace poco era concebida la unidad de cantidad de sustancia.



Dependencia de las definiciones de las unidades basadas en constantes físicas.

Un Poco de Historia. William Thomson

Nace el 26 de junio de 1824. Fue un físico y matemático británico. Se hizo famoso por desarrollar la escala de temperatura Kelvin y recibió el título de barón Kelvin. Determinó el cero absoluto, temperatura mínima alcanzable por la materia en la cual las partículas quedan sin movimiento



William Thomson

Unidades Físicas de las Magnitudes Básicas y Derivadas

Seguidamente, se presenta un cuadro con las magnitudes físicas básicas y derivadas de uso más común en Física y Química, con su símbolo, la unidad base y el símbolo de la unidad.

Cuadro 1. Magnitudes Básicas y Derivadas del Sistema Internacional

Magnitud Física	Símbolo	Unidad	Símbolo
Básicas:			
● Longitud	l	metro	m
● Masa	m	kilogramo	kg
● Tiempo	t	segundo	s
● Corriente eléctrica	I	Ampere	A
● Temperatura Termodinámica	T	Kelvin	K
● Cantidad de sustancia	n	mol	mol
● Intensidad luminosa	Iv	candela	cd
Derivadas:			
● Área	A, S, As	metro cuadrado	m ²
● Volumen	V	metro cúbico	m ³
● Velocidad	u, v, c	metro/segundo	m/s
● Aceleración	a, g	metro/segundo cuadrado	m/s ²
● Densidad	ρ	kilogramo/ metro cúbico	kg/m ³
● Fuerza	F	Newton	N (kg m/s ²)
● Peso	G, W	Newton	N
● Energía	E	Joule	J (kg m ² /s ²)
● Energía de ionización	Ei, I	Joule	J
● Afinidad electrónica	Eea	Joule	J
● Frecuencia	v, f	Hertz	Hz
● Longitud de onda	λ	1/segundo	s ⁻¹
● Presión	P	Pascal	Pa (N/m ²)
● Masa molar	M	masa/mol	g/mol
● Volumen molar	Vm	metro cúbico/mol	m ³ mol ⁻¹
● Concentración de sustancia	C _B , [B]	kilomol / metro cúbico	kmol/m ³
● Molalidad	m _B	mol/kg de disolvente	mol/kg
● Calor	q	Joule	J (Nm)
● Trabajo	w	Joule	J
● Carga eléctrica	Q	Coulombio	C
● Potencial eléctrico	ø, V	Voltio	V
● Diferencia de potencial eléctrico	U, Δø, ΔV	Voltio	V
● Potencial electroquímico	μ	Joule/mol	J mol ⁻¹
● Resistencia eléctrica	R	Ohm	Ω
● Constante de Avogadro	L	mol ⁻¹	mol ⁻¹
● Constante de Faraday	F	Coulomb mol ⁻¹	C/mol
● Fuerza electromotriz	E	Voltio	V

BUSCANDO EN LA Web



Consulta la siguiente dirección electrónica y podrás revisar las diferentes unidades que existen a nivel mundial y sus equivalencias:

<http://cem.es/sites/default/files/siu8edes.pdf>

Como se puede observar en la tabla anterior, los símbolos se representan por letras del alfabeto latino o griego. Existe un número mayor de cantidades físicas. Aquí sólo se han representado las más importantes y las de mayor uso.

Por último, existen algunas unidades que, si bien no forman parte del S.I., dependiendo del contexto, su uso es permitido. Estas unidades son denominadas no S.I. Sin embargo, los prefijos del S.I. pueden utilizarse en alguna de ellas. En el cuadro 2 se presentan algunas de estas unidades de uso común permitidas:

Cuadro 2. Unidades de uso común que no están incluidas en el Sistema Internacional

Magnitud Física	Símbolo	Unidad	Símbolo
•Tiempo	t	minuto	min
•Tiempo	t	hora	h
•Tiempo	t	día	d
•Longitud	ℓ	Angstrom*	Å
•Volumen	V	litro	ℓ, L
•Masa	m	tonelada	t (10 ³ kg)
•Presión	P	bar*	bar (10 ⁵ Pa)
•Presión	P	atmósfera	atm (101 325 Pa)
•Presión	P	torr (mmHg)	Torr (133,322 Pa)
•Energía	E	ergio	erg (10 ⁻⁷ J)

* El Angstrom y el bar son aceptados por la Convención Internacional de Pesos y Medidas desde 1991.

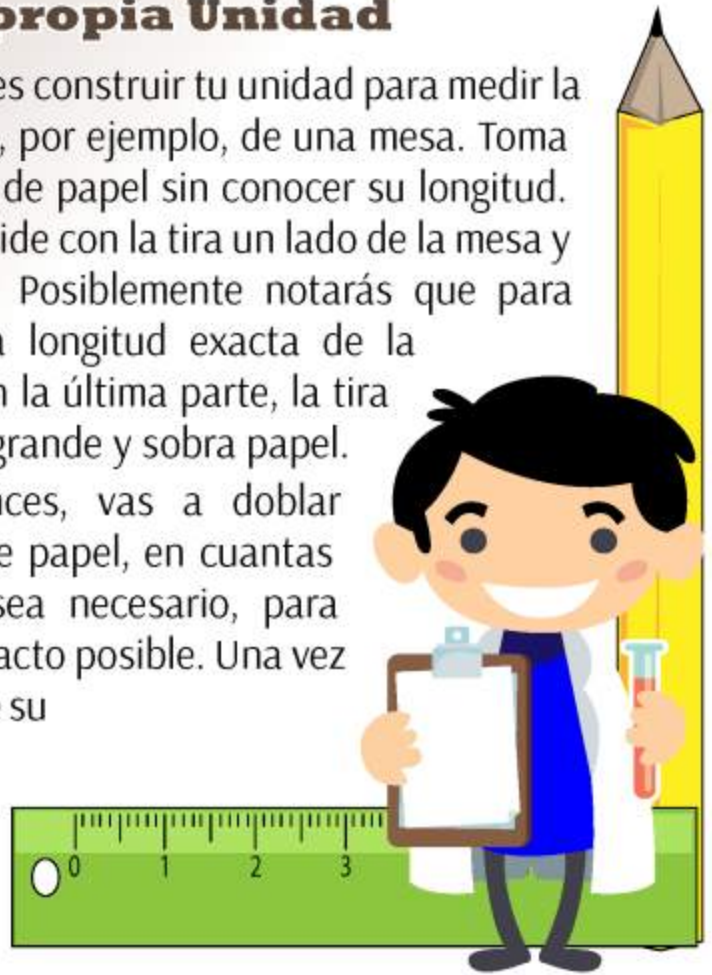
Hazlo Tú: Construye tu propia Unidad



Construyendo tu propia unidad

Puedes construir tu unidad para medir la longitud, por ejemplo, de una mesa. Toma una tira de papel sin conocer su longitud. Ahora mide con la tira un lado de la mesa y anótalo. Posiblemente notarás que para medir la longitud exacta de la mesa, en la última parte, la tira es muy grande y sobra papel.

Entonces, vas a doblar la tira de papel, en cuantas partes sea necesario, para medir toda la longitud de la mesa lo más exacto posible. Una vez terminado, dale nombre a tu unidad, escribe su símbolo. Las divisiones de tu unidad (la tira de papel) son los llamados submúltiplos, que estudiarás más adelante.



Prefijos Utilizados para Nombres de Múltiplos y Submúltiplos

Los múltiplos y submúltiplos de las unidades S.I. se escriben anteponiendo los nombres de los prefijos a los nombres de las unidades, o anteponiendo los símbolos de los prefijos a los símbolos de las unidades; es decir, que puede escribirse kilogramo o kg

Cuadro 3. Múltiplos y Submúltiplos del Sistema Decimal

Prefijo Múltiplos	Símbolo	Factor de Conversión	Equivalencias (Ejemplos)
yotta	Y	10^{24}	1 Ym = 10^{24} m
zetta	Z	10^{21}	1 Zm = 10^{21} m
exa	E	10^{18}	1 Em = 10^{18} m
peta	P	10^{15}	1 Pm = 10^{15} m
tera	T	10^{12}	1 Tm = 10^{12} m
giga	G	10^9	1 Gm = 10^9 m
mega	M	10^6	1 Mm = 10^6 m
kilo	k	10^3	1 km = 10^3 m
hecto	h	10^2	1 hm = 10^2 m
deca	da	10	1 dam = 10 m

UNIDAD BASE metro (m)

Submúltiplos			
deci	d	10^{-1}	1 dm = 10^{-1} m
centi	c	10^{-2}	1 cm = 10^{-2} m
mili	m	10^{-3}	1 mm = 10^{-3} m
micro	μ	10^{-6}	1 μ m = 10^{-6} m
nano	n	10^{-9}	1 nm = 10^{-9} m
pico	p	10^{-12}	1 pm = 10^{-12} m
femto	f	10^{-15}	1 fm = 10^{-15} m
atto	a	10^{-18}	1 am = 10^{-18} m
zepto	z	10^{-21}	1 zm = 10^{-21} m
yocto	y	10^{-24}	1 ym = 10^{-24} m

Uso del Lenguaje

¿Cómo escribir los símbolos de las unidades?

Para la escritura de los símbolos de las diversas unidades, se debe respetar algunas reglas que permiten hacer universal el lenguaje del Sistema de Unidades. Las reglas que deberás seguir son las siguientes:

1. Los símbolos de las unidades se deben escribir con letras mayúsculas cuando el nombre de la unidad que representan procede del nombre de una persona; sin embargo, cuando se escribe el nombre completo de la unidad no se colocará en mayúsculas.

Ejemplo: Una fuerza de 50 newtons = 50 N

2. Los símbolos se deben escribir únicamente en singular.

Ejemplo: Una distancia de 100 metros = 100 m, no debe escribirse 100 mts o 100 ms.

3. Después del símbolo no se debe escribir ningún punto (a no ser, por supuesto, que finalice una frase).

Ejemplo: Una cantidad de 6 miligramos de NaCl = 6 mg sal, y no 6 mg. Sal

4. Cuando se combinan dos o más símbolos para dar lugar a una nueva cantidad derivada, se deja un espacio entre ellos.

Ejemplo: $1 \text{ N} = 1 \text{ Kg m/s}^2$

5. No se debe dejar ningún espacio entre los prefijos y el símbolo al que se aplica. Esta regla es particularmente importante para evitar la confusión entre m de mili y m de metro.

Ejemplo: 1 milisegundo = 1 ms

Reflexiona:

El hombre más rápido del mundo.



Usain Bolt nació en Jamaica.

Entre otros records mundiales, batió el de 200 metros, al correrlos en 19,19 segundos. Once centésimas más rápido que la marca anterior.

¿A qué velocidad corrió Usain Bolt?

6. Los múltiplos y submúltiplos de las unidades se nombran anteponiendo el símbolo de su prefijo al símbolo de la unidad. Ejemplo:

- cm para centímetro, donde c representa el prefijo del submúltiplo *centi* y m el símbolo de la unidad *metro*.

- kg para kilogramo. Donde k representa el prefijo del múltiplo *kilo* y g el símbolo de la unidad *gramo*.

¿Cómo se deben escribir los números?

Al igual que en la escritura de los símbolos, para poder escribir los números debe seguirse una serie de normas que permitan facilitar el lenguaje empleado en el Sistema de Unidades. Estas normas se encuentran registradas en la Gaceta Oficial y son las siguientes:

1. La escritura de los números se hará utilizando las cifras arábigas y la numeración decimal, y en ella se debe separar la parte entera de la decimal mediante una coma (,).

Ejemplo: 2,5

2. Se prohíbe el uso del punto para la separación de enteros y decimales.

Ejemplo: Se debe escribir 3,86 y no 3.86.

3. La parte entera de un número deberá escribirse, para su fácil lectura, en grupos de tres cifras de derecha a izquierda, separada entre sí mediante un intervalo o espacio en blanco y no por un punto.

Ejemplo: Se debe escribir 3 532 456 y no 3.532.456

Reflexiona:

Comparando Medidas

Este autobús tiene una gran masa (alrededor de 14 000 kg o 14 toneladas), mientras que una hebra de cabello tiene una masa más pequeña (aproximadamente 0,000 001 kg). ¿En cuáles otras unidades de masa puedes expresar estas cantidades? Podrías dar tu respuesta, usando otros sistemas de medidas aceptados o, estableciendo la relación con otros múltiplos y submúltiplos de la unidad gramo.



4. La parte decimal de un número se escribirá, análogamente, en grupos de tres cifras de izquierda a derecha a partir de la coma.

Ejemplo: Se debe escribir 0,234 32 y no 0,23 432

5. Los números que solo contengan una parte decimal, deben escribirse con un cero, indicativo que no tiene parte entera, a continuación la coma y de seguida la parte decimal.

Ejemplo: Se debe escribir 0,345 67 y no .345 67

6. La multiplicación se indica por una equis (X) o un punto (.), mientras que la división se puede expresar de tres maneras:

Ejemplo: a) $120 \div 175$ b) $120/175$

c) $120 \times (175)^{-1}$ d) $\frac{120}{175}$

¿Cómo realizar cálculos para la conversión de unidades?

Para realizar cálculos que impliquen la conversión de unidades como, por ejemplo, transformar 4,5 km a m se puede utilizar diferentes procedimientos, de los cuales destacan la regla de tres y el factor de conversión como los más utilizados; sin embargo, para efectos de este material se

empleará el factor de conversión.

Pero, ¿Qué es un factor de conversión?

Un factor de conversión es la igualdad que permite transformar una unidad en otra y que, además, cumple con la condición de que: **“Todo factor de conversión es igual a 1”**. Esto último puede comprobarse matemáticamente de la siguiente manera:

$$\frac{1000\text{m}}{1\text{km}} = \frac{1\text{km}}{1\text{km}} ; \text{ pero: } \frac{1\text{ km}}{1\text{ km}} = 1$$

Así que:

$$\frac{1\ 000\ \text{m}}{1\ \text{km}} = 1$$

Entonces se concluye que $1000\text{ m}/1\text{ km}$ es un factor de conversión igual a 1, con lo que se ha comprobado que todo factor de conversión cumple la condición antes expuesta.

Por lo tanto, $1\text{ km}/1\ 000\text{ m}$ también es un factor de conversión. Así que se puede afirmar que: Todo factor de conversión tiene su recíproco.

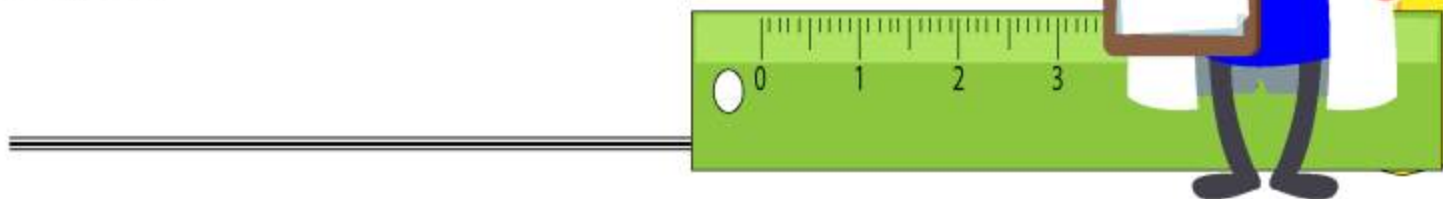
Hazlo Tú: Salvemos el Planeta

Ustedes forman parte de un pequeño grupo de habitantes de la Tierra que han sobrevivido a una invasión proveniente de un lejano planeta cuya población está constituida por seres biotrónicos. En un último intento por preservar la vida humana en el planeta, se ha producido una sustancia capaz de eliminar a los invasores, la cual ha sido escondida en un sitio denominado ciudad D. Un androide espía intenta caminar desde la ciudad A, pasando por las ciudades B y C, hasta llegar a la ciudad D, con el propósito de hallar la sustancia peligrosa.

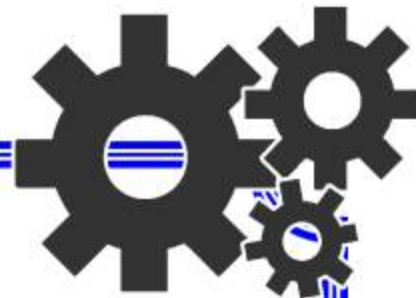


Salvando al Planeta

El trabajo del equipo es determinar el tiempo en horas que tardará el androide en realizar el recorrido propuesto, (por lo que deben hacer un dibujo especificando la distancia entre una y otra ciudad), para así poder esconder la sustancia peligrosa en un lugar seguro, antes de que sea encontrada por los invasores. Sabiendo que el tramo A-B tiene una distancia de 10 cm, el tramo B-C es la mitad del tramo A-B y el tramo C-D es el doble de la distancia del tramo A-B. La velocidad promedio del androide es de 0,5 m/s. Señala un posible lugar seguro (E) para esconder la sustancia peligrosa.



Problemas



Aplicando el factor de conversión

¿Cómo se emplearía el factor de conversión para transformar 4,5 km a m?

Los pasos que debe seguirse son los siguientes:

1. Se busca en el cuadro de múltiplos y submúltiplos del Sistema Decimal la equivalencia necesaria para realizar la conversión. Allí se encuentra la equivalencia:

$$1 \text{ km} = 10^3 \text{ m.}$$

2. Seguidamente, se realiza el cálculo de la manera siguiente:

$$4,5 \text{ km} = 4,5 \text{ km} \cdot \frac{1\,000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 4\,500 \text{ m}$$

Como se puede observar, primero se escribe el valor dado. A continuación, el símbolo de igualdad y nuevamente el valor dado. Luego el factor de conversión, el cual se construye empleando la equivalencia seleccionada y disponiendo los valores de la forma siguiente: en el numerador se coloca la cantidad expresada en la unidad que se requiere obtener (en este caso: 1 000 m) y en el denominador la cantidad que tiene la unidad original que requiere ser eliminada (en el ejemplo: 1 km)

Existen otros cálculos en los que se requiere la utilización de dos factores de conversión, como en el ejemplo que sigue:

Transformar 2,7 hm a mm. Para ello, se realiza el procedimiento siguiente:

1. Nuevamente, se busca en el cuadro de múltiplos y submúltiplos del Sistema Decimal las equivalencias necesarias para el cálculo. En este caso:

$$1 \text{ hm} = 10^2 \text{ m} \text{ y } 1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m}$$

2. Seguidamente, se realiza el cálculo del modo que sigue:

$$2,7 \text{ hm} = 2,7 \text{ hm} \cdot \frac{10^2 \text{ m}}{1 \text{ hm}} \cdot \frac{1 \text{ mm}}{10^{-3} \text{ m}} = 2,7 \cdot 10^5 \text{ mm}$$



Observa que se emplearon las equivalencias para construir los factores de conversión que permitieron transformar 2,7 hm a mm. Al igual que en el ejemplo anterior, los valores de las equivalencias fueron dispuestos en los factores de conversión para eliminar las unidades que así lo necesiten y obtener el resultado con la unidad requerida.

El cálculo planteado, se puede realizar en dos pasos por separado: primero se convierten los hectómetros a metros y, luego, el resultado en metro se convierte a milímetros. Sin embargo, se recomienda hacer los cálculos de manera simultánea, tal y como se ilustra en el ejemplo. Así se ahorra tiempo y espacio.

Existen también otros cálculos en los que se requiere trabajar, por ejemplo: unidades de área (unidades cuadradas) o unidades de volumen (unidades cúbicas). Para realizar conversiones de este tipo se siguen los mismos pasos anteriores, incluyendo un procedimiento matemático previo.

Ejemplo: Transformar $2,5 \text{ dm}^2$ a mm^2 .

Para resolver este ejercicio deben seguirse los siguientes pasos:

1. Se busca las equivalencias necesarias en el cuadro de múltiplos y submúltiplos del Sistema Decimal. Para este ejemplo las equivalencias son:

$$1 \text{ dm} = 10^{-1} \text{ m} \text{ y } 1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m.}$$

2. Seguidamente, se elevan al cuadrado ambas equivalencias

$$(1 \text{ dm})^2 = (10^{-1} \text{ m})^2 \text{ y } (1 \text{ mm})^2 = (10^{-3} \text{ m})^2$$

$$1 \text{ dm}^2 = 10^{-2} \text{ m}^2 \text{ y } 1 \text{ mm}^2 = 10^{-6} \text{ m}^2$$

Al observar las equivalencias originales se les nota elevadas al cuadrado para obtener nuevas equivalencias, las cuáles serán las necesarias para poder realizar los cálculos pertinentes.

De aquí en adelante, el procedimiento que se sigue es igual al explicado anteriormente:

$$2,5 \text{ dm}^2 = 2,5 \text{ dm}^2 \cdot \frac{10^{-2} \text{ m}^2}{1 \text{ dm}^2} \cdot \frac{1 \text{ mm}^2}{10^{-6} \text{ m}^2} = 2,5 \times 10^4 \text{ mm}^2$$

Los cálculos para la transformación de unidades de volumen (unidades cúbicas) son similares. La única variante es que el procedimiento matemático previo implica elevar al cubo cada una de las equivalencias.

Importante: Al emplear los factores de conversión, hay que tener presente que el objetivo siempre es el mismo: transformar una unidad en otra equivalente. La utilidad que presenta el factor de conversión es que permite ahorrar tiempo y espacio en el papel. Además, permite realizar varios cálculos y escribirlos en una misma expresión matemática. Ventaja que no presenta la aplicación de la llamada regla de tres.

Realizar cálculos con factores de conversión es muy sencillo. Es como un rompecabezas en el cual los valores de las equivalencias representan las piezas que deben ser dispuestas del modo correcto y así obtener un resultado que tenga sentido físico.



Resolviendo Problemas

1.- A continuación se te presentarán una serie de ejercicios en los que puede aplicar lo aprendido acerca de los factores de conversión:

- | | |
|------------------------------------------|-------------------------------------------------------|
| 1) 3 000 m a km | 9) 5×10^3 mg a g |
| 2) 0,5 mA a μ A | 10) 9×10^4 kg a Yg |
| 3) 7,5 dam a μ m | 11) 6×10^{-5} dmol a hmol |
| 4) 50 Mm ² a Tm ² | 12) 5×10^{-2} Xg a zg |
| 5) 30 000 pmol a dmol | 13) 4×10^5 ym ³ a Ym ³ |
| 6) 750 nm a zm | 14) 2×10^{-3} pg a Gg |
| 7) 8×10^4 am a fm | 15) 3×10^{-5} μ s a ms |
| 8) 6,94 Gm ² a m ² | 16) 21,80 dm ³ a cm ³ |

2.- Todo amante del atletismo sabe que a los británicos les gusta más correr la milla que los 1 500 metros, y que los estadounidenses prefieren las 100 yardas a los 1 500 metros. Seguramente, surge la pregunta: si son distancias similares ¿cuál es la diferencia? Para comprobarlo matemáticamente, hay que saber que 1 yarda = 0,9144 metros; 1 milla = 1 609,344 metros y 1 milla = 1 760 yardas.

3.- En la sangre normal hay aproximadamente $5,4 \times 10^9$ glóbulos rojos por mililitro. El volumen de un glóbulo rojo es aproximadamente $90,0 \times 10^{-12}$ fl y la densidad de un glóbulo rojo es 1,096 g/ml. ¿Cuántos litros de sangre completa serían necesarios para obtener 0,5 kg de glóbulos rojos?

Precisión, exactitud y error en las medidas

Al realizar una medición, producto de alguna experimentación, se obtiene una serie de datos numéricos cuyo análisis permite obtener información necesaria para comprender el fenómeno estudiado.

Así, al analizar las mediciones es útil distinguir dos términos: exactitud y precisión, los que se utilizan como sinónimos en el lenguaje cotidiano pero, en este caso, se deben definir más rigurosamente.

Exactitud: Consiste en señalar que tan cerca está el valor obtenido del valor real. Una medida más exacta es aquella que está más cerca del valor real. El valor es correcto. Éste se expresa calculando el error absoluto o el porcentaje de error en la medición.

Precisión: Especifica qué tan agrupadas están las medidas repetidas o qué tan reproducibles son las medidas que se hacen. El valor es reproducible. Éste se expresa calculando la desviación estándar de las mediciones.

Analogía: A lanzar los Dardos

La exactitud y la precisión en las medidas se pueden comparar con el lanzamiento de los dardos. En el dibujo se observa, que el jugador en sus tres lanzamientos fue exacto porque dio en el blanco (100), y también fue preciso porque los tres dardos están muy cercanos.



Jugando a los dardos: precisión y exactitud

Los errores tienden a disminuir la precisión de las medidas. Las dos clases principales de errores de medidas son los sistemáticos y los aleatorios. Los errores sistemáticos resultan de procedimientos y métodos inadecuados, un funcionamiento inapropiado de los instrumentos y su falta de calibración, el error humano o algún factor no conocido que influya en los resultados. Los errores sistemáticos se reducen identificando sus causas y eliminándolas. Los errores aleatorios ocurren en todas las medidas. Aún si se utilizan precauciones para evitarlos. Los errores aleatorios surgen, son inevitables y no se pueden identificar. Por definición, son imposibles de ilustrar y si se pudieran identificar podrían corregirse. No existirían.

Ejemplo

Determinando la precisión y exactitud

Para ilustrar la idea de exactitud y precisión: Suponga que se pide a tres estudiantes que determinen la masa de una pieza de plomo cuya masa real es 5,000 g. Los resultados de las pesadas sucesivas hechas por cada estudiante son:

Medición	Estudiante A	Estudiante B	Estudiante C
1	5,964 g	5,972 g	5,000 g
2	5,978 g	5,968 g	5,002 g
Promedio	5,971 g	5,970 g	5,001 g

Los resultados de los **estudiantes A y B** son precisos pero no exactos. Mientras que las medidas obtenidas por el **estudiante C** son precisas y exactas, dado que el valor promedio es el más cercano al real. Así, las medidas muy exactas suelen ser precisas, pero no necesariamente mediciones muy precisas garantizan resultados exactos.

Laboratorio: UNIFICANDO PATRONES

Materiales

- Una cinta métrica
- Hojas blancas reutilizables



Procedimiento

- Mide el largo del salón utilizando tu paso como patrón.
- Anota los resultados en la hoja y compáralo con el de tus compañeros
- Repite la actividad utilizando la cinta métrica

Análisis

- ¿En cuál de las dos actividades se obtienen resultados más parecidos? ¿Por qué?
- Si necesitas comprar el rodapié de las paredes del salón que se midió, ¿qué patrón utilizarías el paso o la cinta métrica? ¿por qué?

¿Sabías que en la Antigüedad se utilizaban brazadas, pie, paso, cuarta, para medir? cómo estas unidades varían de una persona a otra, se creó un problema y fue necesario buscar una Unidad Patrón que tuviera el mismo valor en cualquier lugar de la Tierra. En el caso de la longitud la unidad es el metro.

Actividad Complementaria

1. Mide la estatura de tus compañeros.
2. Registra los resultados en un cuadro que indique el nombre de tu compañero y su estatura.
3. Grafica los resultados

Analiza: ¿Quién es más alto?, ¿Quién es más bajo?, ¿Cuál es el promedio de las estaturas de tus compañeros?, ¿Cuáles compañeros están por debajo del promedio? y ¿Cuáles compañeros están por encima del promedio?



Resolviendo Problemas

ESTUDIANTE	A	B	C
1	1,964 g	1,922 g	2,000 g
2	1,928 g	1,968 g	2,002 g
Promedio	1,946 g	1,945 g	2,001 g

Explica cuál de los estudiantes obtuvo mayor precisión y exactitud al realizar una medición, si el valor real es 2,000 g

Los números más exactos. Las cifras Significativas

Algunos números son exactos por naturaleza: 2 caballos, 5 manzanas, 3 fresas, indican exactamente cuántos objetos se describen. Sin embargo, existen excepciones. Por ejemplo, esto no es válido para los bolívares ya que podemos tener Bs. 5,50 sin alterar su integridad.

Las relaciones entre unidades en el mismo sistema de medición se expresan también en términos de números exactos:

$$1 \text{ yarda} = 3 \text{ pies} = 36 \text{ pulgadas}$$
$$1 \text{ 000 mm} = 100 \text{ cm} = 1 \text{ m}$$

Los números correspondientes surgen, por definición, de la relación entre las diversas unidades de un sistema y se consideran perfectamente exactos.

Cuando se relacionan unidades en diferentes sistemas de medición, los números correspondientes ya no son todos exactos. Según sea la precisión con la que debemos trabajar, podemos decir, por ejemplo:

$$1 \text{ pulgada} = 2,540 \text{ cm}$$
$$1 \text{ pulgada} = 2,54 \text{ cm}$$
$$1 \text{ pulgada} = 2,5 \text{ cm}$$

En las igualdades anteriores, podría considerarse que 1 se tomó como exacto. Al decir que 1 pulgada = 2,54 cm se está dejando implícito que 1 pulgada está más cerca en la longitud de 2,54 cm que de 2,53 cm o de 2,55 cm. Decir que 1 pulgada es igual a 2,540 cm significa que está más cerca de 2,540 cm que de 2,539 cm o de 2,541 cm. El uso de la primera igualdad significa que se desea trabajar con una precisión mayor que la que implica la segunda o la tercera igualdad. Dicho de otra manera: Se describe la precisión de los números 2,540; 2,54 y 2,5 diciendo que contienen cuatro, tres y dos cifras significativas, respectivamente.

Las cifras significativas son valores que expresan la precisión de una medición, lo que en otras palabras significa que, si la medición se repite varias veces y bajo las mismas condiciones, se obtienen siempre las mismas cifras ciertas más una incierta.

Surge una situación análoga cuando se obtienen datos experimentales a través de una medición. Así, por ejemplo, según la balanza usada, se podría informar que una muestra de óxido de hierro (II) tenía una masa de: 1,645 9 g; 1,646 g; 1,65 g ó 1,6 g y, según las circunstancias del experimento, algunas de estas masas podrían ser las más adecuadas para su uso en los cálculos subsiguientes. Sin embargo, la precisión supuesta en las masas varía mucho y podría ser indicada diciendo el número de cifras significativas en cada valor dado: Estas serían desde cinco para la primera masa, hasta dos en la última masa de

nuestro ejemplo.

Obtener el número de cifras significativas en un número a menudo sólo supone contar el número de dígitos en ese número, como en los ejemplos que se han dado. Pero, si un número contiene ceros que sólo sirven para colocar la coma decimal, los ceros no contribuyen a la precisión del número y no se cuentan. Por ejemplo, si la masa del ejemplo anterior se expresa en kilogramos y no en gramos se tendría:

0,001 654 9 kg; 0,001 645 kg;
0,001 65 kg ó 0,001 6 kg y, estas masas, tendrían evidentemente la misma precisión que la que se dieron antes en gramos. El número de cifras significativas seguiría siendo, cinco, cuatro, tres y dos respectivamente, como antes.

La regla general a este respecto es la siguiente: La precisión en la medición de una cantidad no cambia al modificar las unidades en que se exprese.

Un método sin ambigüedad, para determinar el número de cifras significativas, es expresar el número en notación científica, para así evitar confusiones al determinar si los últimos ceros son significativos.

Las reglas para determinar el número de cifras significativas son:

1. Se hace caso omiso de todos los ceros iniciales.

Ejemplo: 0,0023 g; tiene 2 cifras significativas

2. Se hace caso omiso de todos los ceros finales a menos que sigan a la coma decimal.

Ejemplo: 600 km. No existe ninguna forma de saber el número de cifras significativas expresadas en 600 km. Los ceros podrían medirse y ser significativos o simplemente localizar el punto decimal y no ser significativos. Para evitar confusiones, se expresan estas mediciones en notación científica, donde el factor decimal expresa el número correcto de cifras significativas.

Por lo tanto, 600 km se puede expresar como: 6×10^2 km (una cifra significativa); $6,0 \times 10^2$ km (dos cifras significativas) ó $6,00 \times 10^2$ km (tres cifras significativas), dependiendo de la precisión de la medición.

3. Todos los dígitos restantes, incluyendo los ceros entre dígitos distintos de cero, son significativos.

Ejemplo: 765 000 34 dm; tiene 8 cifras significativas

Reglas para expresar una cantidad con el Número de Cifras Significativas Correcto

Para expresar una cantidad con el número de cifras significativas adecuado, entonces se deben seguir las reglas siguientes:

1. Si el último dígito del número que se desea redondear es mayor a cinco (5), entonces se le debe sumar uno al dígito que tiene delante.

Ejemplo: 6,968 se debe aproximar a 6,97.

2. Si el último dígito del número que se desea redondear es menor a cinco (5), entonces el dígito que tiene delante se deja igual.

Ejemplo: 3,763 se debe aproximar a 3,76.

3. Si el último dígito del número que se desea redondear es igual a cinco (5), entonces se sigue el siguiente procedimiento: Si el dígito que está delante es impar se le suma uno, pero si es par se deja igual.

Ejemplo: 8,435 se aproxima a 8,44; pero si tenemos el número 8,445, se aproxima a 8,44.

Uso de cifras significativas al realizar cálculos

La importancia de las cifras significativas está en los cálculos basados en datos experimentales. La precisión de un resultado experimental depende de la precisión de los datos usados para obtenerlos. La operación de un cálculo no puede mejorar por sí misma la precisión de un resultado experimental.

Cuando se realizan cálculos de adición y sustracción, el resultado no debe tener más dígitos que el valor con el menor número de cifras significativas.

Ejemplos: $3,198 \text{ g} + 3,77 \text{ g} = 6,968 \text{ g}$. Los valores en esta adición tienen cuatro y tres cifras significativas respectivamente, por lo que el resultado debe expresarse sólo con tres cifras; siguiendo las reglas para el redondeo explicadas anteriormente, el número de este resultado debe expresarse como $6,97 \text{ g}$.

$5,872 \text{ mL} - 1,09 \text{ mL} = 4,782 \text{ mL}$. Si escribimos el resultado con el número de cifras significativas adecuado entonces el valor se debe redondear a $4,78 \text{ mL}$.

Si se realizan multiplicaciones o divisiones se siguen las mismas consideraciones, es decir, el resultado debe expresarse con un número de dígitos igual al valor con el menor número de cifras significativas.

Ejemplo:

$$4,369 \text{ 60 cm} \times 7,8 \text{ cm} = 34,082 \text{ 88 cm}^2$$



Se eliminan

Si dos números se multiplican entre sí, uno con 6 cifras significativas y el otro con dos cifras significativas, la respuesta debe tener sólo dos cifras significativas.

¿Cómo saber si aprobaste?

Un estudiante en la asignatura de Química, en el primer lapso, obtuvo una calificación de 08 puntos; en el segundo lapso de 09 puntos y en el tercer lapso 11 puntos ¿El estudiante aprobaría la asignatura si aplicamos las reglas del redondeo y cifras significativas?



¿Aprobaste o reprobaste?



Resolviendo Problemas



A continuación se presentarán una serie de ejercicios en los cuales se puede aplicar lo hasta ahora aprendido sobre las cifras significativas y el redondeo de números:

1. ¿Cuál es el número de cifras significativas en cada caso?:

a) 8,65 m

b) 37,049 s

c) 4,00 mm

d) 0,000 052 cm

e) 0,007 30 g

f) 6 000,005 s

g) 0,09 km

h) 107,08 m

2. Efectuar las siguientes operaciones, haciendo las aproximaciones correspondientes:

a) $5,279 \text{ g} + 3,54 \text{ g}$

b) $804,693 \text{ 2 m} - 586,574 \text{ m}$

c) $9,527 \text{ 5 cm}^3 \times 2,02 \text{ g/cm}^3$

d) $39,806 \text{ km} / 5,32 \text{ h}$

La Redefinición del Kilogramo

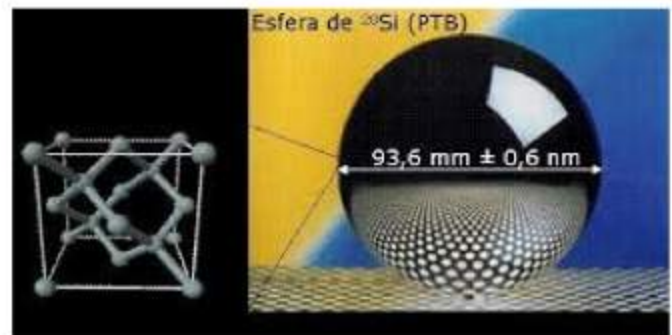
Si se señala, que uno de los métodos para establecer el kilogramo necesita de una balanza, ello no sería una sorpresa. Pero acá no estamos hablando de, por ejemplo, una báscula como las que se utilizan en los comercios que expenden alimentos, ni de las balanzas que se encuentran comúnmente en muchos laboratorios. El instrumento de medición que realmente ejecuta esta tarea es la balanza de Kibble, llamada así en honor a su creador, Bryan Kibble (1938-2016), quien en la década de los 70 del pasado siglo rediseñó la balanza de Watt, convirtiéndose con el tiempo en uno de los líderes de la Metrología a nivel mundial.

La balanza de Kibble se basa en la búsqueda del equilibrio entre una fuerza gravitacional y una fuerza electromagnética. Este instrumento de alta tecnología permite medir la corriente eléctrica y el voltaje con estándares cuánticos, lo que conduce a definir al kilogramo en términos de la constante de Planck (h), así como de las actuales definiciones del metro (m) y del segundo (s), con una exactitud extraordinaria.

A partir de la determinación experimental de la constante de Avogadro (N_A), también se puede establecer el kilogramo, de manera indirecta. Diversos equipos de científicos y tecnólogos de países como: Japón, Francia, Alemania,

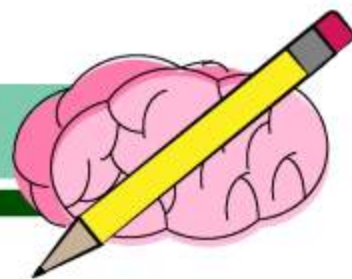
Italia y Estados Unidos de América, que participan en el proyecto Coordinación Internacional de Avogadro (IAC, por sus siglas en inglés), vienen estableciendo valores muy exactos de tan importante constante. Las metodologías más aceptadas se basan en la determinación del número de átomos de esferas de silicio-28 enriquecido. Esto último significa que a un cristal de dicho elemento se le elimina parte de sus isótopos (por ejemplo ^{29}Si y ^{30}Si), para así aumentar la proporción del ^{28}Si . Así, a una esfera de este material, con una masa de 1 kg, se le mide la distancia entre los átomos, utilizando la difracción de rayos X, y el volumen de la esfera mediante un interferómetro, pudiéndose de esta manera precisar con enorme exactitud la cantidad de átomos presentes en este objeto.

Es importante señalar que, a pesar de todas estas nuevas definiciones, las pesadas que se realizan en nuestra vida cotidiana y aún en la mayoría de los laboratorios no sufrirán modificaciones.



Esfera de ^{28}Si

Resolviendo problemas



PARTE I. Conversión de unidades.

1) Realizar las siguientes conversiones utilizando factor de conversión:

- | | |
|-----------------------------------|------------------------------------------------|
| a) 65 Tm a pm | l) 5,74 Gm ² a m ² |
| b) 7×10^{-4} Gg a g | m) 21,80 dm ³ a cm ³ |
| c) 4×10^5 m a nm | n) 4,76 Xm a zm |
| d) 3×10^4 am a fm | o) 6,42 m ² a km ² |
| e) 4 500 ym a zm | p) 1,98 dPa a Pa |
| f) $5,8 \times 10^{-9}$ Mm a dam | q) 2,63 Gcd a mcd |
| g) $4,3 \times 10^6$ ms a μ s | r) 9,87 Ym ³ a μ m ³ |
| h) 3,93 YN a kN | s) 87,6 pg a mg |
| i) 4,87 mmol a mol | t) 987,765 nm a Gm |
| j) 8,90 hg a Tg | u) 659,98 Mg a dg |
| k) 3,91 mm a cm | v) 598,027 hg a Xg |

PARTE II. Cifras significativas y redondeo de números.

1. Indica el número de cifras significativas en cada uno de los valores que se te indican a continuación

- | | |
|--------------------|--------------|
| a) 0,000 98 | i) 3 294,5 |
| b) 3,567 8 | j) 20 010 |
| c) 4 000 563 | k) 2 000,0 |
| d) 8 000 000 | l) 0,000 040 |
| e) 262,4 | m) 5 896 678 |
| f) 0,003 9 | n) 6,000 1 |
| g) 42 000 000 000 | o) 7 6,000 1 |
| h) 0,000 000 465 9 | p) 2 000 |

2) Efectúa las siguientes operaciones indicando el resultado con el número de cifras significativas adecuadas:

- | | |
|-----------------------------|---------------------------|
| a) $45,2 \times 6,00$ | g) $16,54 + 208 - 203,9$ |
| b) $0,005 \times 3,25$ | h) $2 325 + 16,8 - 22,04$ |
| c) $3,2 / 4,500$ | i) $1 594 \times 0,0029$ |
| d) $0,020 / 4,325$ | j) $52,654 1 / 17$ |
| e) $16,2 + 39,65 + 2,479 2$ | k) $13,6 \times 12$ |
| f) $155,4 - 19 - 24,2$ | l) $3,69 + 4,897 - 5,33$ |

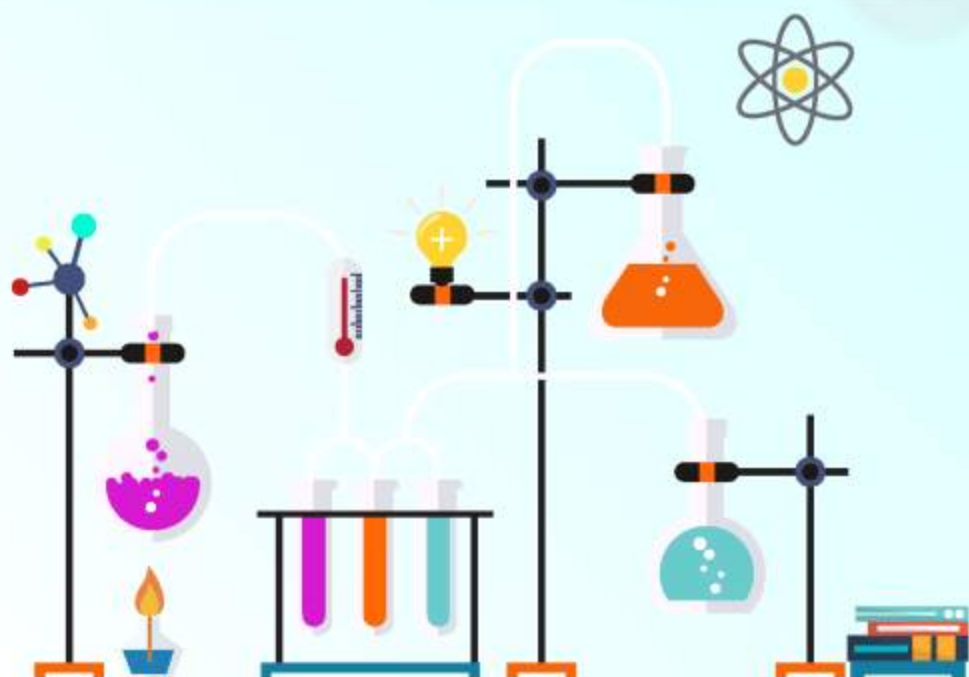
Referencias

- Azuma, Y. y otros (2015). Improved measurement results for the Avogadro constant using a ^{28}Si -enriched crystal. *Metrologia* [Revista en línea] 52,(2) 360-375, Disponible: <https://iopscience.iop.org/article/10.1088/0026-1394/52/2/360> [Consulta: 2019, Septiembre 13]
- Drew, H. (1995). *Química General, Orgánica Biológica*. 2da Edición. México: McGraw-Hill.
- Fundación Empresas Polar (2007). *Ciencia para nosotros*. 1, p. 28-29.
- Gaceta Oficial Extraordinaria. Nº 2 823. República de Venezuela. 1981. Hernández, L. (1996). Sistemas de Unidades. *Revista de la Sociedad Venezolana de Química*. 19(4), s/p.
- IUPAC. (1988). "Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry". Oxford: Blackwell Scientific Publications.
- Kirsten, R., y Muller – Schwarz, J. (1979). *Entrenamiento de grupo*. Bilbao, España: Ediciones Mensajero
- Kuramoto, N. y otros (2017). Determination of the Avogadro constant by the XRCD method using a ^{28}Si -enriched sphere. *Metrologia*. [Revista en línea] 54,(5) 716-729. Disponible: <https://iopscience.iop.org/article/10.1088/1681-7575/aa77d1> [Consulta: 2019, Septiembre 12]
- IATU.(s.f.). Redefinición del mol. [Documento en línea]. Disponible: <https://www.latu.org.uy/wp/wp-content/uploads/2018/05/Redefinici%C3%B3n-del-mol.pdf> [Consulta: 2019, Septiembre 14]
- Massó, S. (1990). *Unidades de Medidas del Sistema Legal de Venezuela*. Sistema Internacional de Unidades (SI). Material mimeográfico. Instituto Pedagógico de Caracas, Caracas.
- NPL (2019). SI units. Kilogram (kg). [Documento en línea]. Disponible: <https://www.npl.co.uk/si-units/kilogram> [Consulta: 2019, Septiembre 14]
- Pastene, R. (2019). Nuevas definiciones para cuatro unidades fundamentales del Sistema Internacional (SI). [Documento en línea]. En: Researchgate Disponible: https://www.researchgate.net/publication/334376613_NUEVAS_DEFINICIONES_PARA_CUATRO_UNIDADES_FUNDAMENTALES_DEL_SISTEMA_INTERNACIONAL [Consulta: 2019, Septiembre 5]
- Ireptow, Richard S. (1998). Precision and Accuracy in Measurements. *Journal of Chemical Education*. 75(8), p. 992-995.



MÓDULO 2

NOMENCLATURA QUÍMICA DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS



*Catalina Betancourt
Santiago Castro
Yanetti Contreras
Maryorie Delgado
Rafael Pujol*

Contenido II

	Pp.
Introducción.....	42
La Historia de la nomenclatura.....	43
Nociones Básicas de la estructura atómica.....	44
Símbolos y fórmulas químicas.....	48
Nomenclatura química.....	49
Comenzando a nombrar los compuestos químicos.....	51
Nomenclatura de los óxidos metálicos o básicos.....	53
Nomenclatura de los óxidos no metálicos o ácidos.....	54
Nomenclatura de los hidruros metálicos.....	55
Nomenclatura de los compuestos binarios de hidrógeno y no metales.....	56
Nomenclatura de los peróxidos.....	57
Nomenclatura de los hidróxidos.....	58
Nomenclatura de sales binarias (hidrácidas o haloideas).....	59
Nomenclatura de las sales ácidas.....	60
Nomenclaturas de sales básicas.....	60
Nomenclaturas de sales dobles.....	61
Nomenclatura de las pseudosales.....	61
Nomenclatura de las oxisales.....	62
Nomenclatura de ácidos.....	63
Nomenclatura de los hidrácidos o ácidos binarios.....	63
Nomenclatura de los oxácidos.....	64
Laboratorio. Nomenclatura ¡Todos los días, todo el día!.....	66
Ejercicios de aplicación.....	68
Flujograma para nombrar compuestos inorgánicos.....	70
Referencias.....	71

Introducción

La Química es la ciencia que estudia la composición, la estructura y las propiedades de la materia. Para poder entenderla, sin duda, hay que conocer su idioma. En Química las cosas tienen su forma de expresarse, por lo tanto existen una serie de reglas que se deben cumplir. Además, estas reglas son Internacionales, es decir, que si se las conoce, no importa en el país donde el interesado se encuentre, va a poder comunicarse con otros interesados por el tema.

En Química, comunicarse requiere de uniformidad en los nombres asignados a cada una de las sustancias, para así lograr un mismo idioma que permita identificarlas con el solo hecho de mencionar su nombre o escribir su fórmula química.

A través de los años, se han diseñado formas sencillas y sistemáticas de nombrar las sustancias, debido a la elevada cantidad de especies químicas conocidas y a la creciente síntesis de nuevos compuestos. Los esquemas de nomenclatura son aceptados mundialmente, lo que facilita la comunicación entre los científicos y aporta medios útiles para trabajar con la gran diversidad de sustancias identificadas.

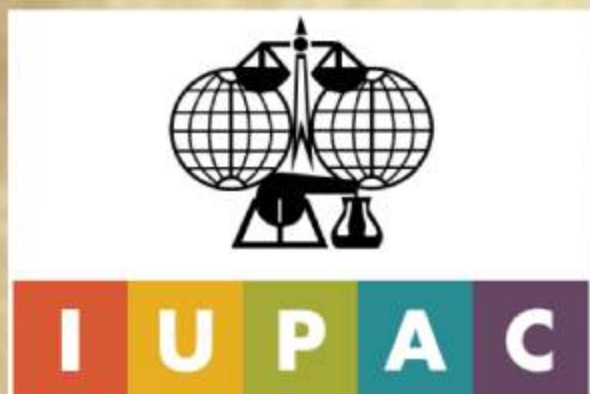
En el presente material, se aspira hacer una revisión de las más importantes y básicas reglas de nomenclatura de los compuestos inorgánicos establecidas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), así como de los conceptos y principios en los que ella se fundamenta.

El módulo Nomenclatura Química de los Compuestos Inorgánicos ha sido diseñado para servir como material complementario a los contenidos referidos a Nomenclatura Química Inorgánica, para nombrar los compuestos químicos (óxidos metálicos, óxidos no metálicos, hidruros metálicos, compuestos binarios de hidrógeno y no metales, hidróxidos, hidrácidos, oxácidos, peróxidos, sales binarias o hidrácidas, sales neutras, sales ácidas, sales dobles, sales básicas y pseudosales); utilizando varios sistemas de Nomenclatura aceptados por la IUPAC.

Además, en este módulo se presentan: aplicaciones de la vida diaria, demostraciones, problemas tipo y problemas resueltos, entre otros aspectos.



HISTORIA DE LA NOMENCLATURA



IUPAC. Unión Internacional de Química Pura y Aplicada

La nomenclatura química tiene sus orígenes en un sistema ideado por De Morveau, Lavoisier, Berthollet y Fourcroy publicado en 1787, con el nombre de Método de Nomenclatura Química.

Posteriormente, se realizaron pequeñas modificaciones sobre la base de ese documento, las que se preservaron hasta 1900. Ese año, se celebró un Congreso donde participaron las Sociedades de Química, en el cual se evidenció la necesidad de reformar la nomenclatura tanto inorgánica como orgánica.

En 1912, se designó en Berlín un organismo exclusivo destinado a solucionar los problemas de la nomenclatura química. Al año siguiente, en Bruselas, se presentaron las primeras propuestas concretas, pero, a raíz de la Primera Guerra Mundial (1914-18), se interrumpieron los trabajos de la Asociación Internacional de Sociedades Químicas y el 22 de julio de 1919 Haller, presidente electo en 1914, declaró disuelta la IACS. Después Charles Moureau (1863-1929), presidente provisional de la Comisión, declaró fundada la IUPAC. Así, la IACS se constituyó como IUPAC, pero sin la presencia de científicos alemanes ni de las potencias centrales. Se reintegrarían en 1926, una vez que Alemania fue admitida en la Sociedad de Naciones.

Cabe señalar, que la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) es un organismo

especializado, que ha logrado sistematizar, a nivel mundial, los nombres de los elementos y compuestos químicos, estableciendo un sistema, más completo y coherente, el cual vino a solucionar las limitaciones propias de cada uno de los sistemas tradicionales en cuanto al uso, abuso y graves inconsistencias en la asignación de los nombres de los compuestos químicos.

Los problemas de nomenclatura química se debatieron en congresos sucesivos entre 1921 a 1930, destacándose el de Varsovia, donde se acentúa la reforma definitiva de la nomenclatura Química Inorgánica, tomando como base los trabajos realizados por la Comisión Francesa dirigida por Marcel Delapine.

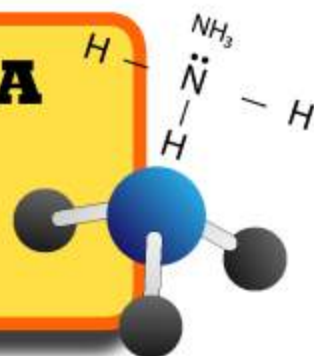
En 1938, en reuniones realizadas en Berlín y Roma, las reglas de la nomenclatura de química inorgánica fueron modificadas, tomándose como base un trabajo elaborado por la Comisión Alemana en 1937, donde se destaca la influencia del profesor A. Stock.

La Comisión de reforma asignada por la IUPAC publicó lo relativo a las nuevas normas de la nomenclatura inorgánica, las cuales fueron sometidas a revisión por parte de la comunidad científica en el año de 1940.

La decisión de la IUPAC, en 1947, de retomar la nomenclatura de 1940, se cuestionó en una larga discusión, dando como resultado la reforma total de la misma. Posteriormente se presentó, en la reunión de Estocolmo de 1953, como Tentative Rules for Inorganic Chemical Nomenclature. Estas reglas fueron estudiadas por organizaciones nacionales de diferentes países, y las críticas se discutieron en las reuniones de: Suiza (1955), Inglaterra (1956) y Francia (1957). Basadas en todas estas revisiones, la IUPAC publicó, en 1959, las denominadas Reglas Definitivas de la Nomenclatura de Química Inorgánica.

Nociones Básicas de la Estructura Atómica

NOMENCLATURA QUÍMICA DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS



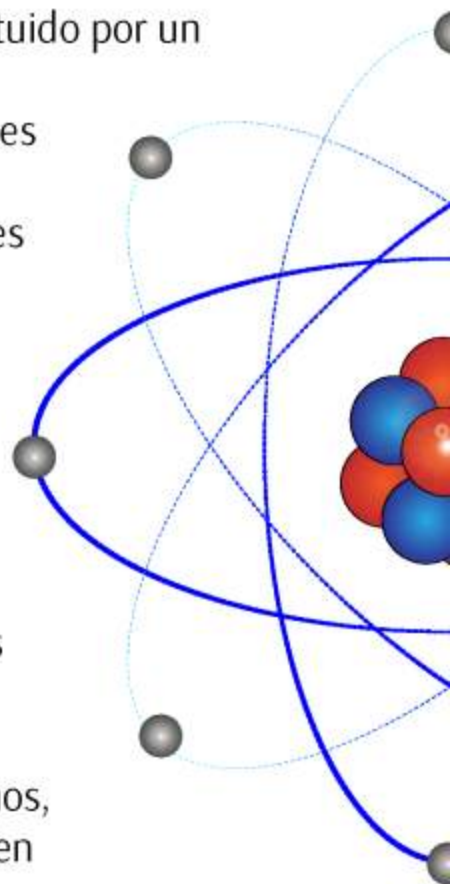
Antes de comenzar a estudiar las normas procedimentales que se utilizan para nombrar las sustancias químicas, es indispensable conocer algunas nociones fundamentales de la estructura atómica y molecular. El simple símbolo de un elemento y la fórmula de un compuesto son reflejo y dan información sobre su estructura atómica y/o molecular. Los átomos cuando se enlazan para formar moléculas o grandes redes cristalinas, lo hacen a través de una reorganización de su estructura electrónica original. Un enlace entre átomos puede implicar la pérdida de electrones y, por ende, la ganancia de esos electrones por otros átomos o, en otros casos, el compartir dichos electrones. Esto último puede implicar que, los electrones, a pesar de estar compartidos, están más cercanos a un átomo que a otros, debido a que no todos atraen con igual fuerza hacia sí dichos electrones.

A continuación se explicará a detalle los conceptos de átomo, ion, valencia y de número de oxidación.

El átomo es una pequeña partícula material que posee todo elemento químico. Está constituido por un núcleo central que contiene los neutrones (de carga eléctrica neutra) y los protones (carga eléctrica positiva), alrededor del núcleo se mueven los electrones (carga eléctrica negativa).

Un átomo neutro posee igual número de protones y electrones. Los átomos, al combinarse, pueden formar moléculas.

Durante una reacción química, un átomo o una molécula eléctricamente neutra pueden ganar o perder con facilidad electrones, formándose una partícula cargada, a la que llamamos ion. Un **ion**



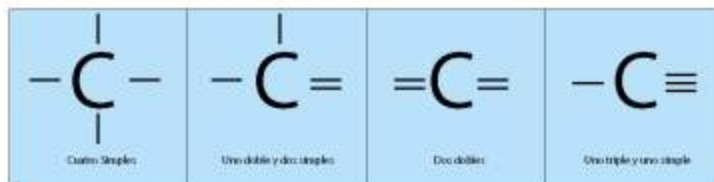
con carga neta negativa se llama **anión**, y un ion con carga neta positiva se llama **cación**.

Desde luego, un átomo puede ganar o perder más de un electrón, como los casos de S^{2-} , Mg^{2+} , etc. Más aún, un grupo de átomos se puede unir formando una molécula, pero también pueden formar un ion de carga neta o por ejemplo; NH_4^+ , CN^- . Los iones que tienen un solo átomo se llaman iones monoatómicos, ejemplo: Na^+ y Cl^- ; y los que tienen más de un átomo se les denomina iones poliatómicos, ejemplo: NO_3^- y ClO^- .

Hay dos términos que frecuentemente tienden a confundirse: valencia y número de oxidación.

La valencia es el número de enlaces que puede formar un elemento cuando éste se combina con los átomos de otros elementos.

Veamos un ejemplo: el carbono tiene capacidad de enlace 4, puede formar enlaces simples, dobles y triples, como se ilustra a continuación.



Capacidad de enlace del átomo de carbono

Por su parte, el número de oxidación, es la carga que tendría un átomo de un elemento, dentro de una determinada entidad química, si los electrones de los enlaces son asignados al elemento más electronegativo.

Como se puede ver, habría que aclarar, ante todo, qué significa que un elemento sea o no electronegativo. La electronegatividad es la capacidad que posee el átomo de un elemento para atraer electrones cuando forman un enlace químico. Por lo tanto, un elemento será electronegativo en la medida que tenga una alta capacidad para atraer hacia sí los electrones de los enlaces en los que él participa.

Es el caso del cloruro de bario ($BaCl_2$), al ser el cloro más electronegativo que el bario se le asignan los electrones del enlace. De esta forma, cada átomo



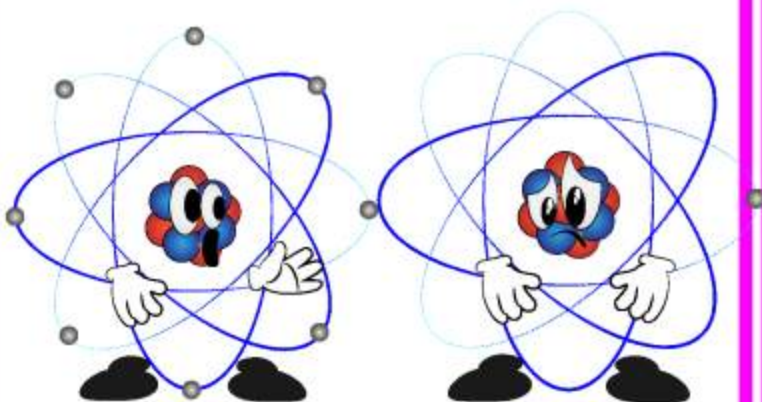
A.-Iba un átomo caminado por la calle con cara de preocupación. Un átomo conocido lo ve y le pregunta:

B.-Qué tal amigo, ¿Por qué tan estresado?

A.-Es que perdí un electrón, respondió.

B.-¿Estás seguro?

A.-Sí, estoy completamente positivo.



de cloro tendría una carga eléctrica de -1, quedando el bario con carga +2.

Para la asignación del número de oxidación de cada átomo en cualquier entidad química, se han propuesto las siguientes reglas:

1. El número de oxidación de un elemento en una sustancia elemental es cero. Por ejemplo, el número de oxidación del flúor, hierro y azufre es cero, en las siguientes estructuras: F_2 , Fe , S_8 .

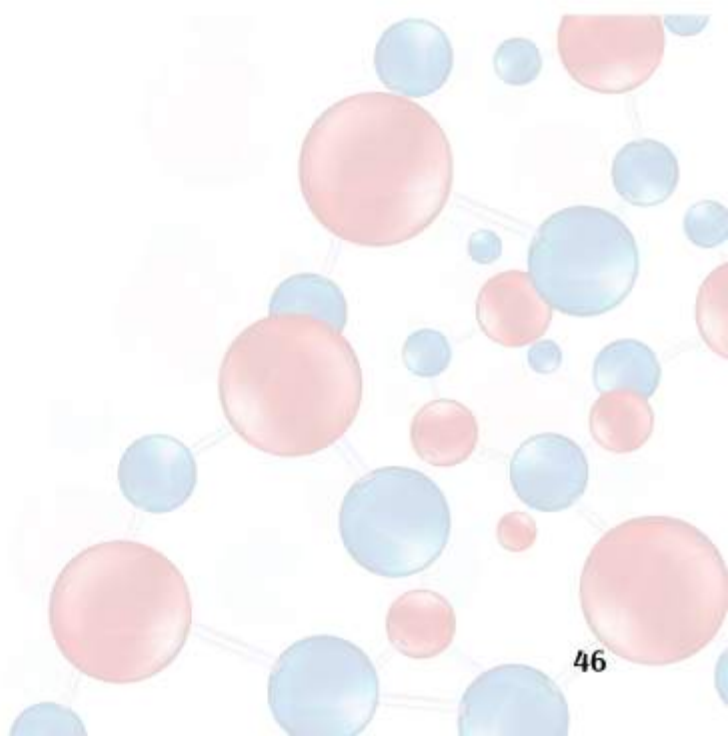
2. El número de oxidación de un elemento en un ion monoatómico es igual a la carga de ese ión. En el ion Br^- el número del bromo es -1 y en el Mg^{+2} el número de oxidación del magnesio es +2.

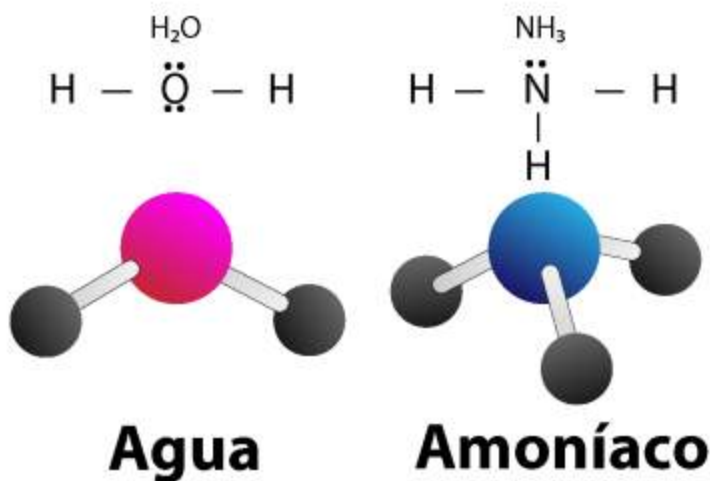
3. Ciertos elementos tienen el mismo número de oxidación en todos o casi todos sus compuestos. Por ejemplo, los metales alcalinos (sodio, potasio, etc.) poseen el número de oxidación +1; los metales alcalinotérreos (magnesio, calcio, etc.) tienen número de oxidación +2. El oxígeno en los óxidos y en la mayoría de los iones poliatómicos tiene número de oxidación -2, excepto en los peróxidos (H_2O_2 , CaO_2) en los que tienen número de oxidación -1; el Hidrógeno, generalmente, tiene número de oxidación +1, con excepción de los hidruros (KH , BeH_2), donde es -1.

4. La suma de los números de oxidación de todos los átomos en una especie química, eléctricamente neutra, es cero. En un ion es igual a la carga de este ion. Por ejemplo, en el ácido nítrico (HNO_3) los números de oxidación del hidrógeno, nitrógeno y oxígeno son, respectivamente, +1, +5, y -2, ya que: $1(+1)+1(+5)+3(-2)=0$.

Fórmula Estructural

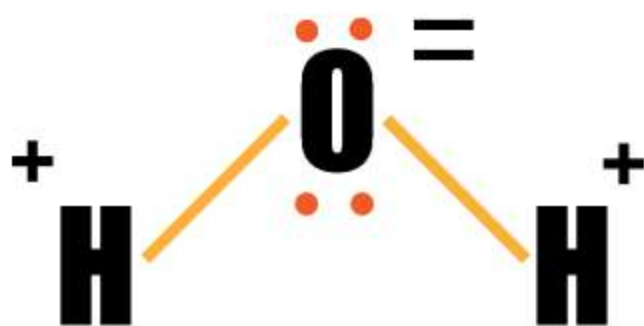
Para entender un poco más, el por qué, los átomos ganan o pierden electrones, y tienen distintos estados de oxidación, se puede repasar el concepto de fórmula estructural de un compuesto químico. Ésta es una representación gráfica de la estructura molecular, que muestra cómo se ordenan o distribuyen espacialmente los átomos. En la misma se muestran los enlaces químicos dentro de la molécula, ya sea explícitamente o implícitamente. Veamos algunos ejemplos: agua, amoníaco, dióxido de carbono.





Moléculas de Agua y Amoníaco

Al analizar el caso de la molécula del agua, se observa que el oxígeno tiene un estado de oxidación -2. En la figura anterior, se puede observar que la molécula de agua posee dos enlaces covalentes (compartición de electrones) simples. Veamos su estructura electrónica



Estructura electrónica del agua

En la molécula de agua, representada por su fórmula estructural (Imagen Anterior), el átomo de oxígeno, al poseer mayor electronegatividad que el de hidrógeno, atrae con mayor fuerza los electrones del enlace, tendiendo a quedar con dos cargas negativas; mientras que cada átomo de hidrógeno tiende a quedar con una carga positiva. Cargas que no son netas, ya que estamos en presencia de un enlace covalente.

Realiza el mismo análisis para las moléculas de amoníaco y dióxido de carbono.



Resolviendo Problemas

Para cada una de las entidades químicas que se presentan a continuación, realiza la fórmula estructural y propón el estado de oxidación de cada átomo: H_3PO_4 , PO_3^{3-} , SO_2 , CO , CuI_2 , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$

Símbolos y Fórmulas Químicas

Símbolos

El símbolo representa a un átomo del elemento correspondiente. A cada elemento se le ha asignado un nombre y un símbolo por un acuerdo internacional. Estos símbolos o abreviatura del nombre es el resultado de:

1. Utilizar la primera letra del nombre castellano del elemento. Por ejemplo; hidrógeno (H), boro (B), flúor (F).

2. Derivar el símbolo de la combinación de dos letras del nombre de los elementos, cuando ya existe un elemento identificado con la primera letra del nombre. Para ello, se utiliza la primera letra en mayúscula y en minúscula la siguiente. En algunos casos se utiliza la tercera letra del nombre, por ejemplo; helio (He), platino (Pt), cadmio (Cd), calcio (Ca).

3. Algunos de los elementos conocidos tienen símbolos tomados de la primera letra del nombre del elemento derivado de lenguas como el latín y el griego, entre otras; agregando, de ser necesario, una segunda letra en minúscula.; azufre - sulfur (S), mercurio - hydrargyrum (Hg).

Curiosidades:

El elemento Curio (Cm): debe su nombre en honor a Pierre y Marie Curie.



Fórmulas

Los símbolos nos permiten escribir o representar los átomos de los elementos en un compuesto, mediante fórmulas químicas.

Las fórmulas químicas nos representan la composición de una sustancia en cuanto a los elementos que contiene, el número de átomos por cada molécula de sustancia o, al menos, la proporción en que se combinan dichos elementos.



Las fórmulas químicas están presentes en los productos que llegan a nuestras manos todos los días, desde que nos levantamos hasta que nos acostamos. Por ejemplo: en la pasta dental, shampoo, desodorante, cremas humectantes, maquillaje, colonia, alimentos que consumimos, detergentes para limpiar, lavar, etc.

Nomenclatura Química

En toda fórmula química se encuentran letras y números colocados como subíndices. Las letras corresponden a los símbolos químicos de los elementos que integran las fórmulas, mientras que los números indican la cantidad de átomos que se están representando.

Ejemplo: En una molécula de ácido fosfórico (H_3PO_4) hay: 3 átomos de hidrógeno (H), 1 átomo de fósforo (P), y 4 átomos de oxígeno (O).

También representan una estructura neutra. **Ejemplo:**



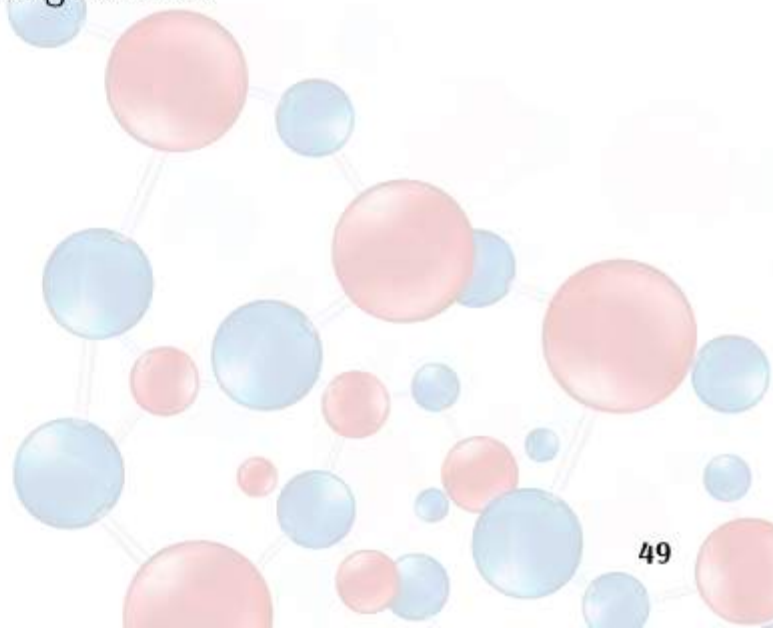
(constituidos por un ión sodio y un ion cloruro).



(conformados por dos iones potasio y un ion sulfuro)

En la construcción de las fórmulas químicas, se deben tener en cuenta los números de oxidación de los elementos que forman el compuesto.

Cabe recordar que la suma de las cargas obtenidas de los estados de oxidación de las especies químicas en la fórmula de un compuesto debe dar cero, a menos que se trate de un ion que se encuentre cargado, donde la sumatoria debe ser igual a la carga del ion.



El ion calcio (Ca^{2+}) al tener 2 cargas positivas se combina con un solo átomo de oxígeno que tiene dos cargas negativas (O^{2-}), para así formar óxido de calcio (CaO). En cambio, se necesitan dos iones Li^+ para compensar la carga -2 de un átomo de oxígeno en el compuesto óxido de litio (Li_2O).



Resolviendo Problemas

Para comprender el sentido de la nomenclatura química, se deben responder las siguientes preguntas:

1. ¿Qué se entiende por nomenclatura en general?
2. ¿Cuál es la importancia de la nomenclatura en Química?
3. ¿Qué representa: H, Fe, S, U, Xe, C, Ca, K?
4. En las siguientes fórmulas señalar los elementos y el número de átomos representados: H_2 , S_6 , O_3 , Br_2 , NH_3 , HNO_3 , KNO_2 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2\text{Na}$
5. ¿Cuál es la diferencia entre las estructuras atómicas del Na y Na^+ ?
6. ¿El ion Cl^- es un átomo de cloro que perdió un protón o ganó un electrón?
7. ¿Por qué el número de oxidación de los metales es positivo?
8. ¿Cuál ión se forma más fácil F^+ , o F^- ? ¿Por qué?
9. Si se tienen los iones Cl^- y Na^+ . ¿Cuál es la relación en que deben combinarse para producir una estructura neutra?
10. Si se tienen los iones K^+ y SO_4^{2-} . ¿Cuál es la relación en que deben combinarse para producir una estructura neutra?
11. ¿Cuál es el número de oxidación del oxígeno en los óxidos y en los peróxidos?

Comenzando a nombrar los compuestos químicos



Los químicos idearon una manera para nombrar a las sustancias químicas. Es un lenguaje que puede ser utilizado en cualquier parte del mundo, facilitando la comunicación entre los científicos y las personas que lo utilicen, aportando una manera sencilla de trabajar esa diversidad de sustancias que existen en la actualidad.

A continuación se presenta un cuadro con el nombre y la fórmula de los iones más comunes, antes de iniciar a nombrar los compuestos químicos:

Una mujer tenía 40 hijos, todos chicos, y un día unos periodistas van a hablar con ella.

P- Y ¿cómo se llaman?

M- Ramón.

P- Y ¿los demás?

M- Ramón. Todos se llaman Ramón.

P- ¿Qué?

M- Sí. Tiene sus ventajas. Imagínese que tengo que llamar a cada uno de ellos para que vengan a cenar; sería una lata. En cambio, así me basta gritar "Ramón!", y vienen todos.

P- Ya, pero y si quiere llamar a uno solo de ellos?

M- Entonces le llamo por su primer apellido.

Cuadro 1: Nombres y fórmulas de iones comunes

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Amonio	NH_4^+	Cianuro	CN^-
Fluoruro	F^-	Sulfocianuro	SCN^-
Cloruro	Cl^-	Permanganato	MnO_4^-
Hipoclorito	ClO^-	Manganato	$\text{MnO}_4^{=}$
Clorito	ClO_2^-	Hidroxilo	OH^-
Clorato	ClO_3^-	Bicarbonato	HCO_3^-
Preclorato	ClO_4^-	Carbonato	$\text{CO}_3^{=}$
Bromuro	Br^-	Sulfuro	$\text{S}^{=}$
Hipobromito	BrO^-	Bisulfito	HSO_3^-
Bromito	BrO_2^-	Sulfito	$\text{SO}_3^{=}$
Bromato	BrO_3^-	Bisulfato	HSO_4^-
Perbromato	BrO_4^-	Sulfato	$\text{SO}_4^{=}$
Ioduro	I^-	Fosfatobiácido	H_2PO_4^-
Hipoiodito	IO^-	Fosfatoácido	$\text{HPO}_4^{=}$
Iodito	IO_2^-	Fosfato	$\text{PO}_4^{=}$
Iodato	IO_3^-	Fosfito	$\text{PO}_3^{=}$
Periodato	IO_4^-	Borato	$\text{BO}_3^{=}$
Nitrato	NO_3^-	Cromato	$\text{CrO}_4^{=}$
Nitrito	NO_2^-	Dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{=}$

En las siguientes secciones se presentarán los compuestos químicos, así como, la forma de nombrarlo de acuerdo a lo establecido en las normas.

BUSCANDO



Consulta la siguiente dirección electrónica y podrás revisar los diferentes iones que existen

<http://www.slideshare.net/maicol1383/radicales-o-iones-poliatomicos-mas-comunes>

Nomenclatura de los óxidos metálicos o básicos

Los óxidos metálicos u óxidos básicos son compuestos binarios formados por un metal y oxígeno. Son llamados así, porque al reaccionar con el agua forman compuestos llamados bases o hidróxidos.

¿Cómo deben ser nombrados?

De acuerdo con la IUPAC, se deben nombrar a partir de la nomenclatura Stock: la palabra genérica óxido en este caso, seguida de la preposición de y el nombre del metal con el número de oxidación con el cual trabaja, entre paréntesis y en números romanos. Si el metal posee un solo estado de oxidación, no es necesario colocarlo

Ejemplos: Fe_2O_3 Óxido de hierro (III).

MgO Óxido de magnesio

K_2O Óxido de potasio

Curiosidades:

El óxido de zinc (ZnO) es utilizado para plásticos, tintas de impresión, esmaltes, cosméticos, cremas antisépticas, vidrio, adhesivos, lubricantes.



Nomenclatura de los óxidos no metálicos o ácidos

Los óxidos no metálicos u óxidos ácidos son compuestos que resultan de la reacción entre un no metal y el oxígeno. Son llamados óxidos ácidos, porque al reaccionar con el agua forman compuestos denominados ácidos. También reciben el nombre de oxiácidos.

¿Cómo deben ser nombrados?

De acuerdo con la IUPAC, se nombran tomando en cuenta el número de átomos de oxígeno y luego el número de átomos del no metal. Se recomienda utilizar los prefijos griegos para indicar la cantidad de cada elemento, como lo especifica la nomenclatura de base estequiométrica. Cuando existe un solo átomo del no metal no se emplea el prefijo mono.

Ejemplos: P_2O_5 Pentóxido de difósforo.

CO_2 Dióxido de carbono

CO Móxido de carbono

También se pueden llamar utilizando el número de oxidación.

N_2O Óxido de nitrógeno (I)

Curiosidades:

El monóxido de dinitrógeno (N_2O) es un gas incoloro con un olor dulce y ligeramente tóxico. Se le denomina también "gas de la risa". Es empleado como analgésico.



Nomenclatura de los hidruros metálicos

Los hidruros metálicos son compuestos resultantes de la combinación de un metal con el hidrógeno. Es decir, compuestos binarios formados por el anión hidrógeno y un metal preferiblemente alcalino o alcalinotérreo.

En estos compuestos el hidrógeno actúa con un número de oxidación de -1 y el metal con un número de oxidación positivo, por lo tanto, al asignarle la fórmula, siempre se colocará primero el símbolo del metal y luego el del hidrógeno.

¿Cómo deben ser nombrados?

El nombre se pronunciará hidruro de, y luego el nombre del metal con el número de oxidación con que trabaje entre paréntesis y en números romanos.

Ejemplo: FeH_3 hidruro de hierro (III).

Curiosidades:

El hidruro de litio (LiH) al reaccionar con agua, puede hacer funcionar cualquier motor.



Nomenclatura de los compuestos binarios de hidrógeno y no metales

Los compuestos binarios están formados por la unión de un no metal con hidrógeno, en estado gaseoso. Los elementos que se combinan con el hidrógeno pertenecen a los grupos que van desde el 13 o IIIA hasta el 17 o VIIA de la tabla periódica. En este tipo de compuesto el hidrógeno trabaja con número de oxidación +1 por ser menos electronegativo que los no metales.

¿Cómo deben ser nombrados?

Para nombrar estos compuestos, se coloca el nombre del anión con la terminación uro, seguido de la preposición de. Posteriormente se indica, utilizando los prefijos la cantidad de hidrógenos presentes cuando estén en estado gaseoso. Dado que los hidruros terminan en uro, en el caso de los hidruros de los halógenos se les puede denominar fluorano, clorano... Cuando están en disolución acuosa forman los ácidos hidrácidos (ver ácidos hidrácidos).

Ejemplo: HCl (g) Cloruro de hidrógeno

Los compuestos binarios de este tipo al disolverse en agua dan disoluciones con propiedades ácidas. Ello se debe a que el hidrógeno es menos electronegativo que el no metal. Existen también combinaciones de este tipo que en disolución acuosa presentan propiedades básicas y neutras.

Curiosidades:

El cloruro de hidrógeno HCl(g) se utiliza, por ejemplo, en síntesis química, polimerización, nitrosado y está presente en erupciones volcánicas.



Nomenclatura de los peróxidos

Los peróxidos son compuestos binarios donde el oxígeno interviene con un número de oxidación -1 , ante el hidrógeno, un metal alcalino y algunos alcalinotérreos,. Al escribir la fórmula se colocará primero el metal y luego el grupo peróxido (O_2^{2-}), el cual no es simplificable.

Una curiosidad es que el peróxido, según la nomenclatura sistemática, se le denomina dióxido ($2-$), ya que es la unión de dos óxidos, mas el termino peróxido es aceptado por la IUPAC . Otra curiosidad es que se puede asumir que el peróxido de hidrógeno viene de la unión de dos moléculas de agua (oxidano) que pierde cada una un átomo de hidrógeno para unirse ($HOOH$), por lo tanto se puede llamar dioxidano.

¿Cómo deben ser nombrados?

Para asignarles nombre se colocará primero la palabra peróxido de y luego el nombre del metal.

Ejemplo: Li_2O_2 Peróxido de litio.

Li_2O_2 Dióxido de dilitio o dióxido ($2-$) de litio.

Curiosidades:

El Peróxido de hidrógeno o agua oxigenada (H_2O_2) es grandioso para librarse de manchas de sangre en la ropa y en los muebles o alfombras. Así como también para limpiar heridas y para blanquear los dientes.



Nomenclatura de los hidróxidos

Son compuestos también denominados bases, pero cabe señalar que no todas las bases son hidróxidos, y no todos los hidróxidos son bases. Están formados por un metal o un catión y el grupo hidroxilo (OH^-).

¿Cómo deben ser nombrados?

Al nombrar estos compuestos se escribe primero el nombre hidróxido y posteriormente el nombre del metal. Si éste tiene más de un número de oxidación se coloca al final del nombre entre paréntesis y en números romanos.

Ejemplo: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ Hidróxido de hierro (II)

Curiosidades:

El hidróxido de magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ se emplea en los medicamentos para combatir la acidez estomacal.



Nomenclatura de sales binarias (hidrácidas o haloideas)

Las sales binarias resultan de la sustitución del hidrógeno de los hidrácidos por un metal.

¿Cómo deben ser nombrados?

Según la nomenclatura sistémica ideada por Stock, estas sales se nombran haciendo terminar la raíz del nombre latino del no metal con el sufijo uro, luego la palabra de, y el nombre del metal colocando en números romanos y entre paréntesis el número de oxidación del metal.

Ejemplos: FeCl_3 Cloruro de hierro (III).

También puede nombrarse como: Tricloruro de hierro

Curiosidades:

El cloruro de plata (AgCl) se emplea en la fabricación de películas fotográficas.



Nomenclatura de las sales ácidas

¿Cómo deben ser nombrados?

Para nombrar estas sales, se coloca el nombre del anión, luego los prefijos mono, di, tri, etc. delante de la palabra ácido, para indicar la cantidad de átomos de hidrógeno representados en la fórmula y, por último, el nombre del metal con el número de oxidación escrito en romano y entre paréntesis.

Ejemplo: $\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
Fosfato diácido de hierro (II)

Curiosidades:

El carbonato ácido de sodio o bicarbonato de sodio (NaHCO_3) es un antiácido usado para aliviar acidez estomacal y como agente desodorante, para eliminar olores de sudoración fuerte en axilas y pies.



Curiosidades:

Las sales básicas de hierro y zinc son empleadas como un nuevo material de aporte de oligoelementos en nutrición animal.



Nomenclatura de Sales Básicas

Son compuestos que resultan de sustituir parcialmente los grupos hidroxilos de una base por un anión.

¿Cómo deben ser nombrados?

Al nombrar estos compuestos se escribe primero el nombre del anión, posteriormente la palabra hidróxido de y, por último, el elemento metálico.

Ejemplo: $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}$
Cloruro hidróxido de hierro (II).

Nomenclatura de sales dobles

Son compuestos que resultan de la sustitución de dos o más átomos de hidrógeno de un ácido por dos elementos metálicos. Al describir la fórmula, los símbolos de los elementos metálicos se colocan antes del anión y en orden alfabético. ¿Cómo deben ser nombrados? Para nombrarlos se sigue la misma metodología que se utiliza para escribirlo: se nombra primero el anión y luego los metales en orden alfabético.

Ejemplo: FeNaPO_4

Fosfato de hierro (II) y sodio.

Curiosidades:

El sulfato doble de potasio y hierro (III) $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2$ se utiliza para el tratamiento de aguas residuales, en la producción de colorantes, producción de componentes electrónicos y en análisis bioquímicos.



Curiosidades:

El hexafluoruro de azufre (SF_6) es un gas muy aislante, por lo que se usa en los sistemas de electricidad, especialmente para aislar circuitos de alta tensión.



Nomenclatura de las pseudosales

Son compuestos también denominados falsas sales, formados por dos no metales de diferentes electronegatividades.

¿Cómo deben ser nombrados?

El elemento más electronegativo se escribirá primero con la terminación uro y anteponiéndosele los prefijos griegos mono, di, tri, tetra, etc. Por último, se escribe el nombre del elemento menos electronegativo.

Ejemplo: CS_2 Disulfuro de carbono

Nomenclatura de las Oxisales

¿Cómo deben ser nombrados?

Se forman por la unión de un metal con un oxianión, proveniente de un oxiácido por pérdida de sus hidrógenos. Cuando la sustitución de los hidrógenos del ácido es total se origina una sal neutra, y si dicha sustitución es parcial se formará una sal ácida.

Sales neutras

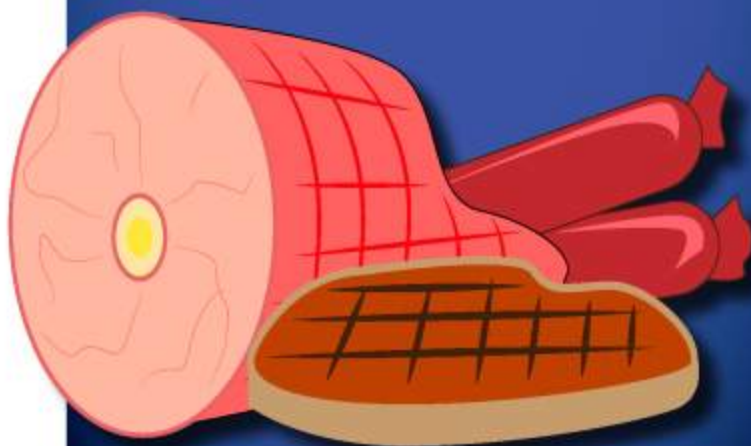
En este caso, se nombrará el anión con el prefijo y sufijo según el elemento base del anión y el nombre del metal con el número de oxidación entre paréntesis y en número romano.

A continuación los prefijos y sufijos que se recomiendan:

Prefijos	Sufijos
Hipo	ito
	ito
	ato
Per	ato

Curiosidades:

El nitrito de sodio (NaNO_2) es utilizado en la industria alimentaria, concretamente en la cárnica, como conservante y fijador de color de carnes y sus derivados (fiambres y embutidos). Su empleo como aditivo alimentario se regula debido a la capacidad que posee de generar nitrosaminas en los alimentos.



Nomenclatura de los hidrácidos o ácidos binarios

Si el elemento utiliza dos números de oxidación, habrá la oportunidad de dos compuestos diferentes: Cuando el elemento trabaja con su menor número de oxidación, la terminación del nombre será - ito y cuando lo hace con el mayor, la terminación será - ato.

Cuando el elemento trabaja con tres números de oxidación, habrá la posibilidad de tres compuestos. Cuando trabaja con el menor número de oxidación, el nombre del elemento llevará el prefijo hipo y la terminación ito; con el segundo llevará la terminación ito; y con el mayor número de oxidación, llevará la terminación ato.

Si el elemento utiliza cuatro números de oxidación, habrá posibilidades de cuatro compuestos, cuando trabaja con el menor número de oxidación, el nombre del elemento llevará el prefijo hipo y la terminación ito; con el segundo llevará la terminación ito; con el tercero, llevará la terminación ato; y con el mayor número de oxidación, llevará el prefijo per y la terminación ato.

Ejemplos: NaClO Hipoclorito de sodio
FeSO₄ Sulfato de hierro (II)

Son compuestos binarios, resultantes de la combinación del hidrógeno con un no metal, que al disolverse en agua dan una disolución con propiedades ácidas.

Curiosidades:

El ácido fluorhídrico HF se utiliza para propósitos industriales, por ejemplo, para la elaboración de pantallas de computadora, refinación de la gasolina de alto octanaje, entre otros usos.



Nomenclatura de ácidos

Los ácidos son compuestos formados por hidrógeno un no metal y en algunos casos podría tener oxígeno. Los ácidos se pueden clasificar en: hidrácidos o binarios y en oxácidos.

¿Cómo deben ser nombrados?

1. Cuando estos compuestos no están en disolución acuosa, el nombre del no metal debe terminar con el sufijo uro y posteriormente la expresión de hidrógeno.

Ejemplo: HCl (g) Cloruro de hidrógeno

2. Al estar en disolución, se nombran utilizando la palabra ácido seguida del nombre del no metal, añadiéndole la terminación hídrico, la cual sustituye al sufijo uro.

Ejemplo: HCl (ac) ácido clorhídrico.

Nomenclatura de los oxácidos

Son compuestos constituidos por hidrógeno, oxígeno y un no metal. Son el resultado de la reacción entre un óxido no metálico y el agua.

¿Cómo deben ser nombrados?

Al nombrar estos compuestos, se escribirá primero la palabra ácido; posteriormente, se coloca el nombre del anión poliatómico, utilizando la terminación con los prefijos y sufijos de la nomenclatura tradicional.

Prefijos	Sufijos
Hipo	ito
	ito
	ato
Per	ato

Curiosidades:

El ácido nítrico HNO_3 es un líquido viscoso y corrosivo que puede ocasionar graves quemaduras en los seres vivos. Se utiliza en la fabricación de abonos y explosivos como la nitroglicerina y trinitrotolueno (TNT).



Si el elemento principal del anión utiliza dos números de oxidación, habrá la oportunidad de dos ácidos diferentes: cuando el elemento trabaja con su menor número de oxidación, la terminación del nombre será oso, y cuando lo hace con el mayor, la terminación será ico.

Si el elemento principal del anión utiliza cuatro números de oxidación, habrá posibilidades de cuatro ácidos, cuando trabaja con el menor de ellos, el nombre del elemento llevará el prefijo hipo y la terminación oso; con el segundo llevará la terminación oso; con el tercero, llevará

la terminación ico; y con el mayor número de oxidación, llevará el prefijo per y la terminación ico.

Ejemplos: HClO Acido Hipocloroso.

HBrO₂ Acido Bromoso.

HIO₃ Acido Iódico.

HClO₄ Acido Perclórico.

H₂SO₄ Ácido Sulfúrico.

BUSCANDO



Consulta la siguiente dirección electrónica y podrás revisar las Normas IUPAC, con los diferentes tipos de nomenclatura para nombrar los compuestos.

http://old.iupac.org/publications/books/rbook/Red_Book_2005.pdf

Nombres Extraños

Curiosidades:

Rejalgar: Se trata de un mineral razonablemente común de fórmula As₄S₄ (es un sulfuro de arsénico) que forma cristales rojos parecidos al rubí. Se usa en pirotécnia.

“Pompholix”: No se trata de uno de los personajes de la saga de Asterix y Obelix, si no que se refiere al óxido de zinc (ZnO). Su etimología es del griego “pompholiké” lo que significa “estar hirviendo”.

Flores marciales: Hermoso nombre para designar al tetracloroferrato (III) de amonio, NH₄FeCl₄, y los diversos compuestos de hierro que se forman en las soluciones de cloruro de amonio.

Colcotar: Se trata de un tipo de óxido de hierro de composición poco definida. Era un subproducto de la fabricación del ácido sulfúrico en el siglo XVIII.

Laboratorio: Nomenclatura química ; Todos los días, todo el día!

Objetivo: Identificar algunos compuestos químicos inorgánicos en productos de uso diario, y valorar su importancia. **Procedimiento:** Recolectar el mayor número de etiquetas de diversos productos dentro del hogar. Colocarlas sobre una mesa, identificar y registrar los compuestos inorgánicos que aparecen en las etiquetas de cada uno de los productos en el siguiente cuadro.

<i>Producto</i>	<i>Nombre del compuesto químico</i>	<i>Fórmula del compuesto químico</i>	<i>Clasificación</i>

Análisis

- 1.- Señala la importancia de conocer los componentes de cada producto de tu hogar
- 2.- ¿Qué podría ocurrir si combinas algunos de los productos del cuadro anterior?
- 3.- ¿Cuál es la importancia de que la nomenclatura química sea un lenguaje universal?

Hazlo Tú: Elabora tu propio indicador casero para identificar ácidos y bases.

Los repollos de color morado o violeta, contienen en sus hojas un indicador que pertenece a un tipo de sustancias orgánicas denominadas antocianinas.

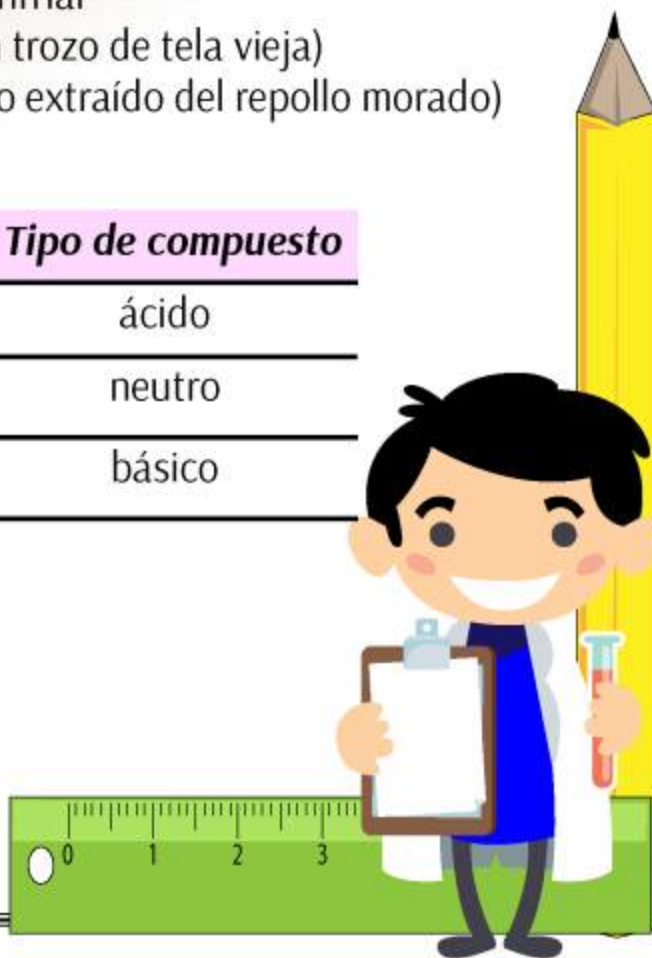
Para extraerlo:

- Corta unas hojas (cuanto más oscuras mejor)
- Cocínalas en un recipiente con un poco de agua durante al menos 10 min
- Retira el recipiente del fuego y déjalo enfriar
- Filtra el líquido (Se puede hacer con un trozo de tela vieja)
- Ya tienes el indicador (El líquido filtrado extraído del repollo morado)



Algunos Indicadores Acido base caseros comerciales

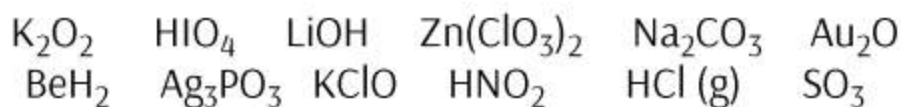
Color que adquiere	Tipo de compuesto
rosado o rojo	ácido
azul oscuro	neutro
verde	básico



EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Nombra los siguientes compuestos químicos de acuerdo al sistema de nomenclatura recomendado por la IUPAC y clasifícalos según corresponda.



2. Representa la fórmula de los siguientes compuestos y clasifícalos según corresponda.

Ácido fosfórico	Hidróxido de cobre (II)	Cloruro de litio
Óxido de cobalto (III)	Nitrato de magnesio	Ácido bromhídrico
Pentacloruro de fósforo	Sulfuro de plomo (IV)	Sulfato de calcio
Hidróxido de bario	Dióxido de carbono	Peróxido de litio

3.- Completa el siguiente cuadro con los nombres o símbolos (según se requieran) de los siguientes elementos y clasifica cada uno como metal o no metal.

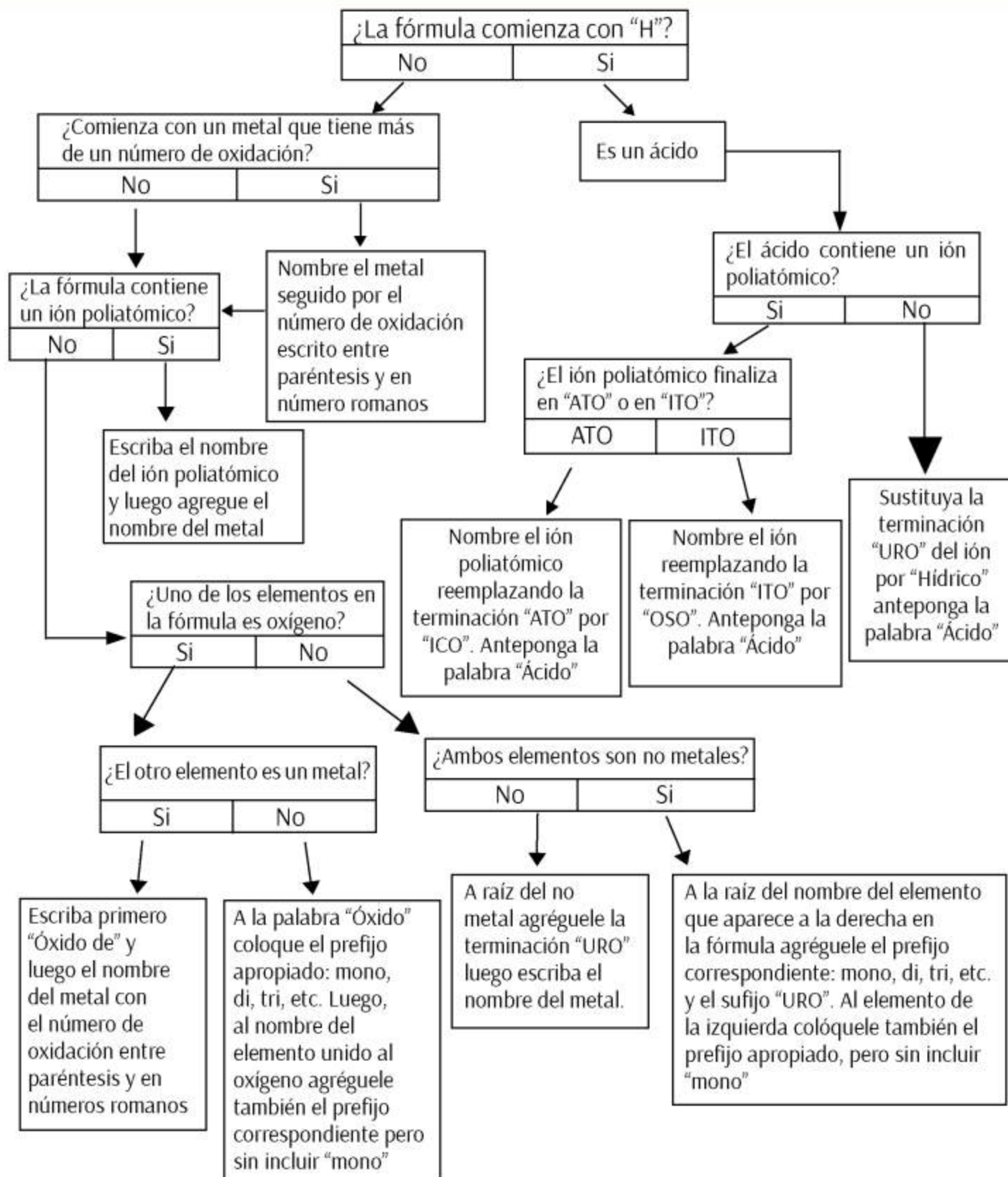
Nombre	Símbolo químico	Clasificación
Potasio		
Plata		
Oro		
Fósforo		
Azufre		

Nombre	Símbolo químico	Clasificación
	Cu	
	F	
	Zn	
	Pb	
	Fe	

4.- Completa el siguiente cuadro con los nombres o fórmulas químicas (según se requieran) de los siguientes compuestos inorgánicos y clasifica cada uno, de acuerdo a la nomenclatura estudiada.

Fórmula química	Nombre	Clasificación
	óxido de magnesio	
	Monóxido de dicloro	
	Peróxido de litio	
	Hidruro de plata	
	Hidróxido de estaño (IV)	
	Sulfato de aluminio	
	Hidruro de aluminio	
	Ácido bromhídrico	
	Trióxido de azufre	
	Óxido de hierro (III)	
$Al_2O_3 \cdot 2H_2O$		
PbO		
H ₂ O ₂		
N ₂ O ₅		
Co(OH) ₂		
(NH ₄) ₂ HPO ₄		
BaCO ₃		
Mg(HCO ₃) ₂		
FeCl ₂		
NH ₃		
K ₂ SO ₄		
Cl ₂ O ₅		
HgNO ₃		

FLUJOGRAMA PARA NOMBRAR COMPUESTOS INORGÁNICOS



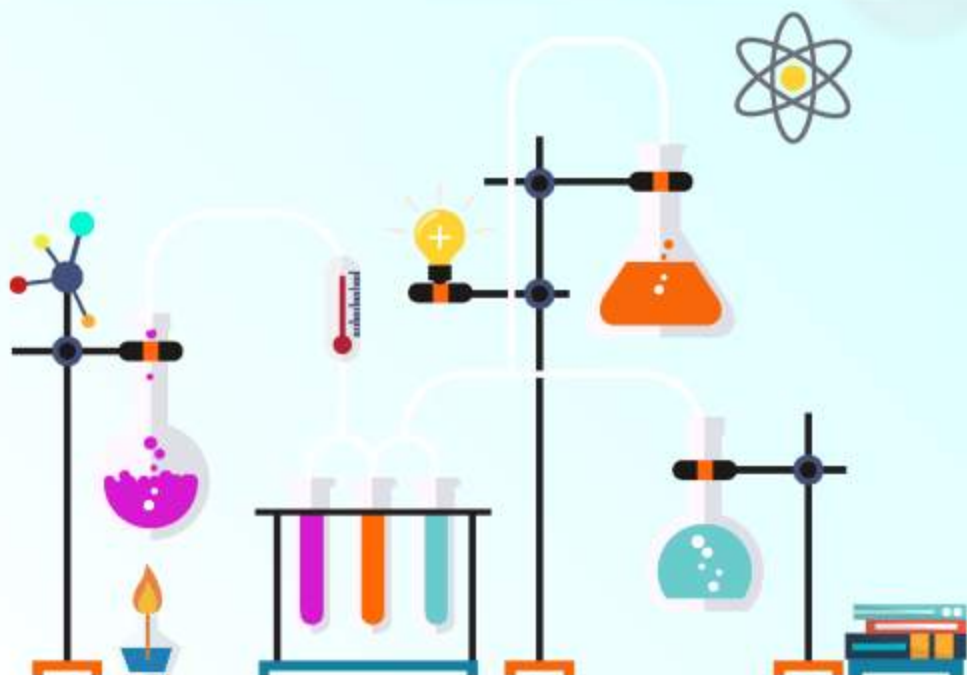
Referencias

- American Chemical Society. (1998). Quim Com. Química en la Comunidad (2ª.ed.). México: Addison Wesley Logan.
- Brown, T. (1997). Química. La ciencia central. México: Mc Graw- Hill.
- Cárdenas, H. (s/f). Nomenclatura. Caracas: UPEL.
- Chang, R. (1996). Química. México: Mc Graw-Hill Fbbing, D. (1997). Química General (5ª.ed.). México: McGrawHill.
- Hubson, J. (1992). The History of Chemistry. Londres: MacMillan.
- IUPAC. (1988). "Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry".Oxford: Blackwell Scientific Publications.
- IUPAC. (2005). Nomenclature of inorganic chemistry. [http:// old.iupac.org/publications/books/rbook/red_book_2005. pdf](http://old.iupac.org/publications/books/rbook/red_book_2005.pdf)
- Mahan, B. (1968). Química. Un curso universitario. EEUU: Fondo Educativo Interamericano
- Masterton,W., Slowinski, E. (1974). Química General Superior (3ª.ed.). España: Interamericana
- O'CONNOR, R. (1974). Problemas de química aplicada. México: Mario S.A.
- Petrucci, R, Harwood, W. (1999). Química General, Principios y Aplicaciones Modernas. España: Prentice Hall.
- Pierce, C, y Smith, R. (1971) General Chemistry Workbook. San Francisco: Freeman and Company
- Plée, Dominique. (2013). Moléculas y formulaciones con nombres extraños o antiguos. Revista de Química PUCP, 27 (2). 33-36.
- Robson, D. (1983). Flow chart for naming inorganic compounds. Journal of Chemical Education, 60 (2), 131.
- Whitten, K. (1996). Química General. México: Mc Graw- Hill.



MÓDULO 3

ESTEQUIOMETRÍA I: UNA VÍA PARA CONTAR PARTÍCULAS

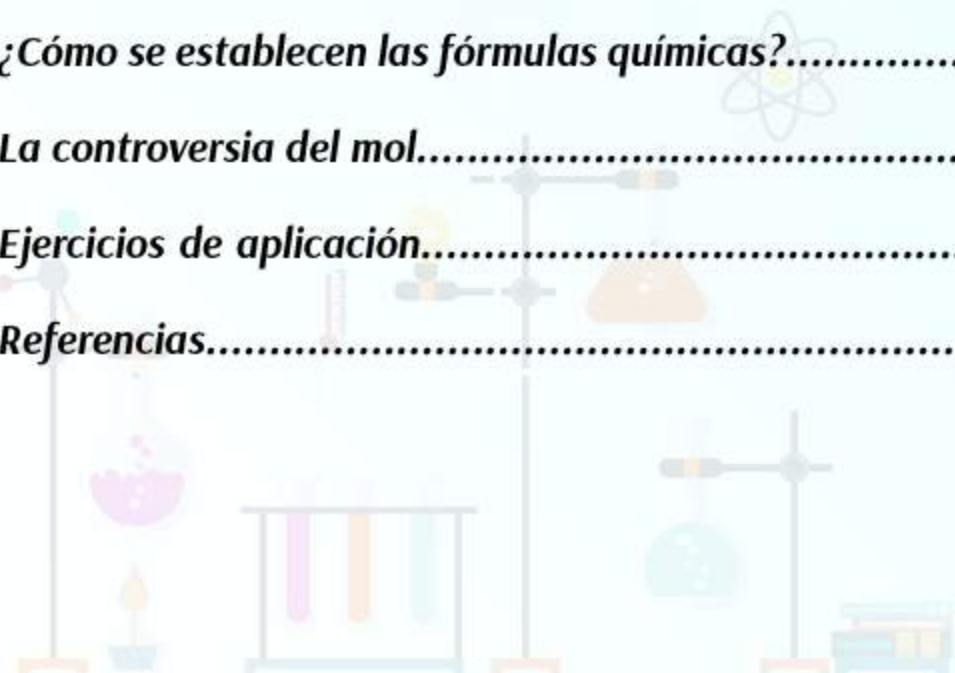


*Catalina Betancourt
Santiago Castro
Yanetti Contreras
Maryorie Delgado
Rafael Pujol*

Contenido III

Pp.

<i>Introducción.....</i>	<i>74</i>
<i>Un Poco de Historia: Iniciando el Viaje por la Estequiometría.....</i>	<i>75</i>
<i>Cómo los científicos resolvieron el problema de no conocer las fórmulas químicas de los elementos ni las masas atómicas.....</i>	<i>77</i>
<i>Los experimentos de Gay-Lussac y el establecimiento de las fórmulas moleculares.....</i>	<i>78</i>
<i>La Ley de Avogadro.....</i>	<i>79</i>
<i>El ingenio de los científicos para establecer las masas atómicas.....</i>	<i>82</i>
<i>La masa atómica.....</i>	<i>85</i>
<i>Un puente entre el mundo macro y el mundo submicroscópico.....</i>	<i>87</i>
<i>La masa de un montón de partículas.....</i>	<i>91</i>
<i>¿Cómo se establecen las fórmulas químicas?.....</i>	<i>93</i>
<i>La controversia del mol.....</i>	<i>98</i>
<i>Ejercicios de aplicación.....</i>	<i>100</i>
<i>Referencias.....</i>	<i>102</i>



Introducción

En el área de enseñanza de la Química el tema de estequiometría es de gran importancia, debido a la dificultad que presentan los estudiantes al tratar de comprender la diversidad de conceptos relacionados con este tema, tales como: masa atómica, masa molecular, mol, volumen molar y la constante de Avogadro. Por consiguiente, el propósito del módulo Estequiometría I, una vía para contar partículas es revisar los términos básicos referentes al tópico de estequiometría de las sustancias, a partir de contenidos, ejercicios y actividades adaptadas de manera, que permitan al estudiante avanzar de forma secuencial en el estudio del tema.

De esta manera, para el estudio de la estequiometría de sustancias es necesario utilizar algunos conceptos abstractos tales como: la noción del mundo macroscópico y microscópico, el proceso de comparar con un patrón (medición), la noción de proporcionalidad y la idea de relación.

En este material que se presenta a continuación, los estudiantes podrán aclarar las inquietudes referidas a cómo se establecieron las masas atómicas y moleculares de las sustancias químicas, el significado de los números asociados a los elementos, el mol como una unidad que permite relacionar el mundo macroscópico con el mundo submicroscópico de las partículas, la magnitud del número asociado a la constante de Avogadro, las relaciones estequiométricas entre masa, número de partículas y cantidad de sustancia, la relación entre las masas de los elementos que constituyen un compuesto químico, la fórmula empírica, la fórmula molecular y la composición centesimal en diferentes compuestos químicos y las relaciones estequiométricas requeridas para la resolución de diferentes problemas.



Un Poco de Historia: Iniciando el Viaje por la Estequiometría



El Químico francés Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794). Grabado de la época.

Desde la antigüedad, el hombre ha tratado de cuantificar el mundo que le rodea. Hasta el siglo XVIII, los químicos no se preocupaban por hacer el balance de sus reacciones, ya que no medían todos los cuerpos que intervenían al comienzo y al final de una reacción. Lavoisier fue el que inició los primeros experimentos químicos realmente cuantitativos, lo que lo condujo al descubrimiento de la importancia de las mediciones precisas de los materiales. Demostró que, en una reacción química, la cantidad de materia es la misma al final y al comienzo. Estos experimentos proporcionaron pruebas para la ley de la conservación de la materia: *La materia y la energía no se crean ni se destruyen, solamente se transforman.*

Por otro lado, surgió la inquietud de conocer en qué proporción se combinan los elementos para formar un compuesto. Así, en 1799, el químico francés Joseph Proust responde a dicha preocupación. Él estableció la ley de las proporciones definidas, la cual señala que *muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción de masa*. Por otro lado, la ley de las proporciones múltiples también ayudará a demostrar cómo es la relación de combinación de los elementos. Según esta ley, si dos elementos pueden combinarse para formar más de un compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro, mantienen una relación de números enteros pequeños. Cada una de estas leyes proporcionaron un apoyo experimental a la teoría atómica y a la idea de concebir la materia como discontinua.

Así, surge la incógnita de ¿Cómo se establece el número de partículas que hay en una determinada masa o volumen de una sustancia?, además de ¿Cómo se determina el número de partículas que intervienen en una reacción química? Sobre la base de esas ideas, surge la estequiometría, como un área de la Química que estudia las leyes de la combinación química y el cálculo de las variables relacionadas directamente con la composición química de las sustancias y de la cuantificación de las relaciones que guardan las mismas (reactivos y productos) cuando intervienen en una reacción química.

El primero que enunció los principios de la estequiometría fue Jeremías Benjamin Richter (1762-1807), en 1792, quien describió la estequiometría de la siguiente manera:

La estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relaciones de masa en las que los elementos químicos están implicados.

Estas relaciones se pueden deducir a partir de la teoría atómica, aunque históricamente se enunciaron sin hacer referencia a la composición de la materia, según distintas leyes y principios.

Curiosidades:

El término químico estequiometría se deriva de las palabras griegas stoicheion, que significa “elemento” y metrón que significa “medida”.

Stoicheion

(elemento)

metrón

(medida)

En la industria se utiliza la estequiometría como herramienta para la producción de medicamentos, cosméticos, alimentos, productos de limpieza, entre otros, debido a que estos contienen compuestos químicos que deben ser manejados con perfecta precisión, para obtener el producto con la calidad que se requiere y aprovechar al máximo las materias primas.



Estequiometría en la industria médica

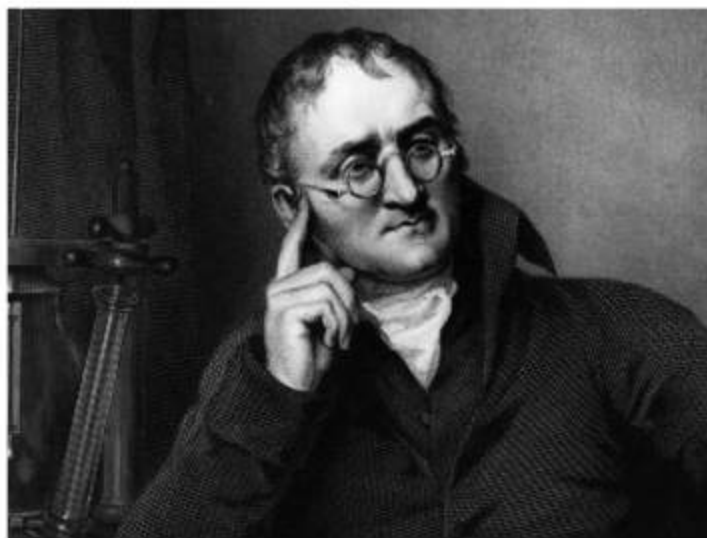
Cómo los científicos resolvieron el problema de no conocer las fórmulas químicas de los elementos ni las masas atómicas

Después de que una mayoría de científicos aceptaban la existencia de los átomos, la atención de varios químicos en el siglo diecinueve se centró en determinar las masas atómicas. Los químicos de la época creían en la existencia de los átomos y de los elementos, pero ellos no estaban de acuerdo en cómo se deberían establecer las masas atómicas de los mismos.

Todo comenzó con el químico, matemático y filósofo inglés John Dalton en 1808. Con su teoría atómica y su lista de masas atómicas, publicada en el *New System of Chemical Philosophy*, Dalton señala: *Uno de los objetivos principales de este trabajo es mostrar la importancia y ventaja de determinar los pesos relativos de las partículas últimas y fundamentales...* Dalton se percató de que el problema de determinar las masas relativas de los átomos de diferentes elementos tenía íntima relación con otro dilema: Encontrar la proporción en que se combinan los átomos.

Dalton afirmaba que si dos elementos forman uno con otro un solo compuesto, una molécula de éste contendrá un átomo de cada elemento (regla de Dalton de la

mayor simplicidad). Para 1805 el agua era el único compuesto conocido de la combinación del hidrógeno con el oxígeno, de modo que, supuso que la fórmula del agua era HO y que el agua contenía 8 g de oxígeno por cada gramo de hidrógeno, forzando así a la conclusión de que el peso atómico del oxígeno era 8 en una escala donde el peso atómico del hidrógeno se tomaba como uno. Esta suposición arriesgada llevó a Dalton a establecer una conclusión que con el tiempo se demostró que era falsa pero era la mejor solución que él podía ofrecer para ese momento.



John Dalton (1766-1844)

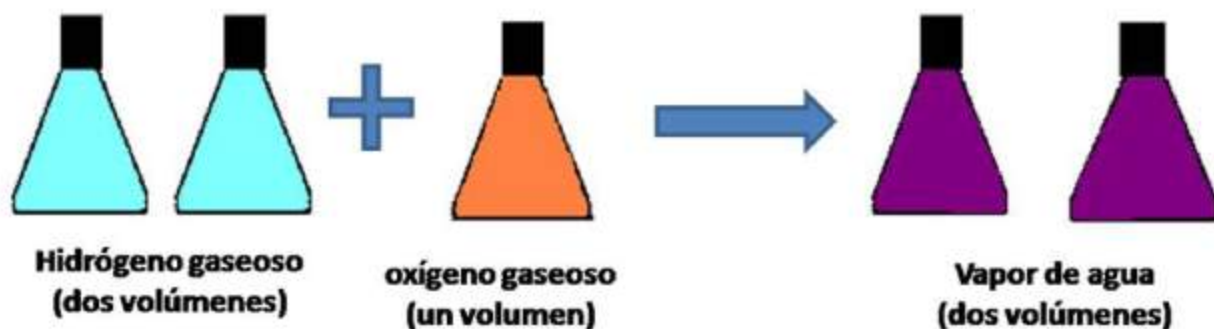
Los experimentos de Gay Lussac y el establecimiento de las fórmulas moleculares

Gay Lussac, en 1808, publicó un trabajo que sirvió de base para el establecimiento de las fórmulas moleculares. Este científico francés, anunció los resultados de ciertas reacciones químicas que había llevado a cabo con gases. Estos experimentos se resumían en su ley de *combinación de volúmenes*, la cual establece que, si todas las mediciones se llevan a cabo a la misma temperatura y a la misma presión, los volúmenes de los reactivos y productos gaseosos guardan una relación de números enteros y pequeños.



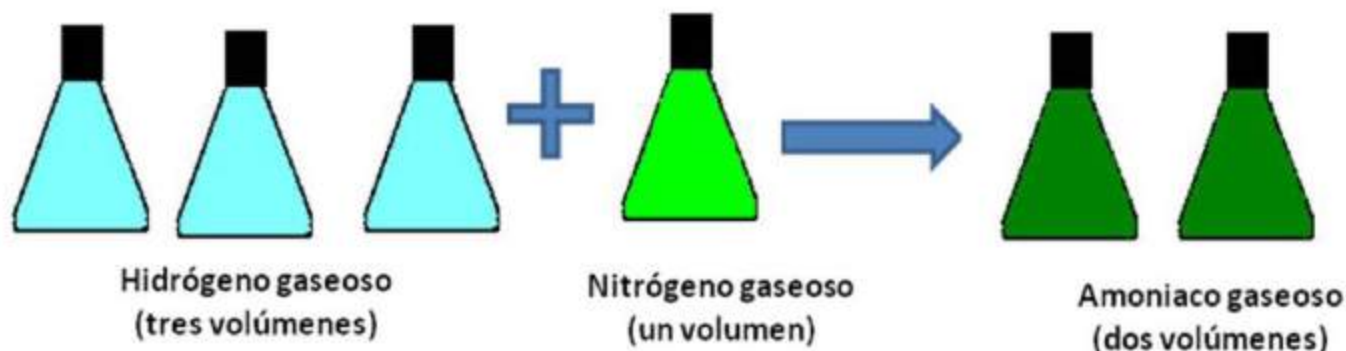
Joseph Louis Gay Lussac (1778-1850)

Comprobo que volúmenes de diferentes gases combinados bajo presión y temperatura constante, quedaban aproximadamente en una proporción de números enteros y pequeños. Por ejemplo, cuando Gay Lussac hacía reaccionar hidrógeno con oxígeno para formar vapor de agua a 100°C , dos volúmenes de hidrógeno se unían con un volumen de oxígeno para dar dos volúmenes de vapor de agua. La relación de números enteros era de (2:1:2) (figura 28).



Experimento de Gay Lussac sobre la reacción hidrógeno con oxígeno para formar vapor de agua

En otro experimento (figura 29), Gay-Lussac encontró que si hacía reaccionar hidrógeno con nitrógeno para formar amoníaco, los volúmenes que se combinan son tres de hidrógeno con uno de nitrógeno para dar dos de amoníaco (3:1:2).



Experimento de Gay Lussac de la reacción del hidrógeno con nitrógeno para formar amoníaco

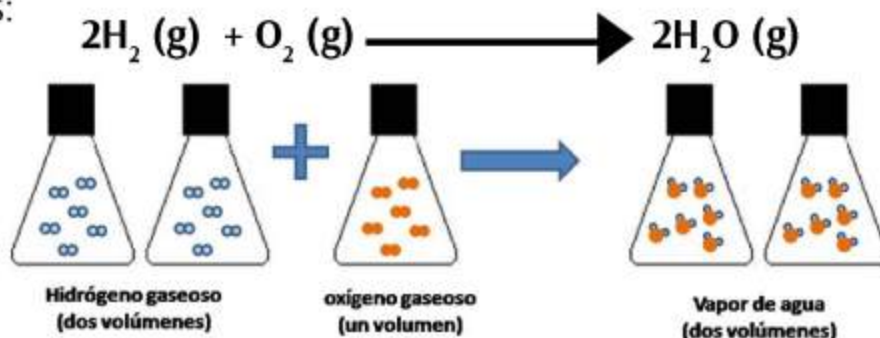
La Ley de Avogadro

Basado en estos resultados experimentales, Gay-Lussac pensó que debía existir alguna relación entre el número de moléculas y el volumen de los reactivos y productos gaseosos. Pero fue el químico italiano Amadeo Avogadro quien explicó por primera vez la ley de combinación de volúmenes. La Ley de Avogadro, en 1811, fundamentada en una perspicaz interpretación de los hechos experimentales, propone que dos volúmenes iguales de dos gases cualesquiera (en las mismas condiciones de temperatura y presión) contienen el mismo número de moléculas (figura 31).



Amadeo Avogadro (1776-1856)

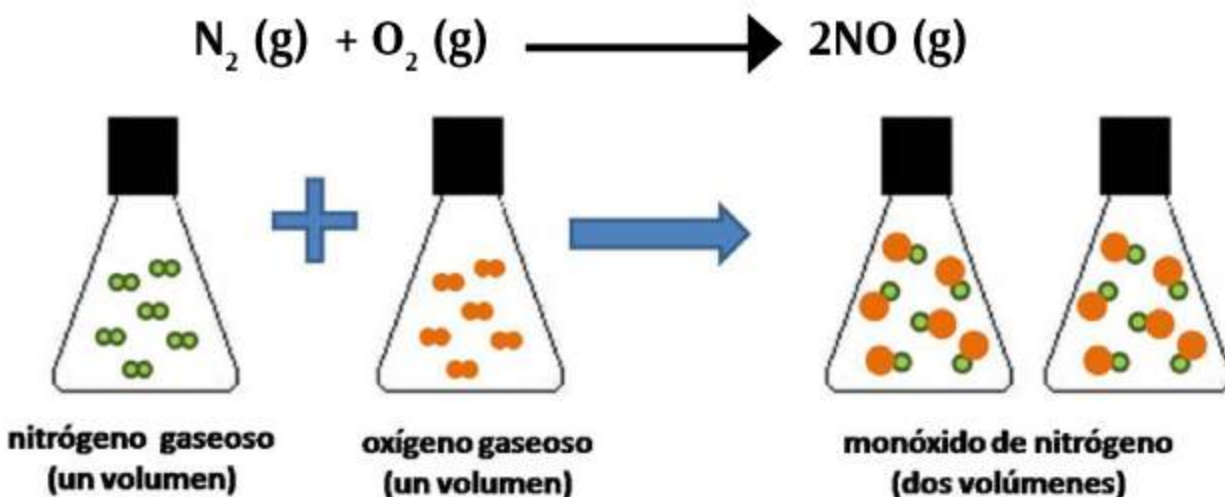
La ecuación que describe la combinación de hidrógeno con oxígeno para formar agua (vapor) es:



Modelo que explica la reacción del hidrógeno con oxígeno para formar agua

Observemos que los coeficientes de las moléculas son iguales a la relación de los volúmenes en los que los gases se combinan, 2:1:2. Amadeo Avogadro, propuso que los elementos gaseosos podían consistir en moléculas poliatómicas y armonizó satisfactoriamente las ideas de volúmenes de combinación y el concepto de átomo indivisible. Señaló además, que una vez que se admite que el nitrógeno y el oxígeno pueden ser poliatómicos, las relaciones de volumen que acompañan a la formación de monóxido de nitrógeno se pueden explicar de la siguiente forma.

Inicialmente se tienen 6 moléculas diatómicas de nitrógeno y 6 de oxígeno obteniéndose 12 moléculas de NO, lo cual coincide con la relación entre los volúmenes 1:1:2



Modelo que explica la reacción formación de monóxido de nitrógeno

Estas ideas llevaron a Avogadro a pensar, entonces, que volúmenes iguales de gases, en las mismas condiciones de temperatura y presión, contenían igual número de moléculas. Avogadro plantea que moléculas de un mismo elemento pueden poseer más de un átomo. Ejemplo: H_2 , N_2 , Cl_2 y no gases monoatómicos como Dalton y otros afirmaban. Ya para 1855, Faraday electrolizó el agua y obtuvo los gases hidrógeno y oxígeno en razón de volumen 2:1, demostrando que la fórmula del agua es H_2O y no HO como Dalton proponía.

Desde 1811 hasta 1858, continuó el debate de la determinación de las masas atómicas. Finalmente, hubo quienes creyeron que era imposible llegar a determinar las masas atómicas y las fórmulas moleculares. La solución definitiva requirió una ligera ampliación del razonamiento de Avogadro y esto lo hizo en 1858, el químico italiano Stanislao Cannizzaro. Éste sustentó su método de determinación de las masas atómicas en la idea de que una molécula debe contener un número entero de átomos de cada uno de sus elementos constituyentes. Si se determina la masa molecular de los

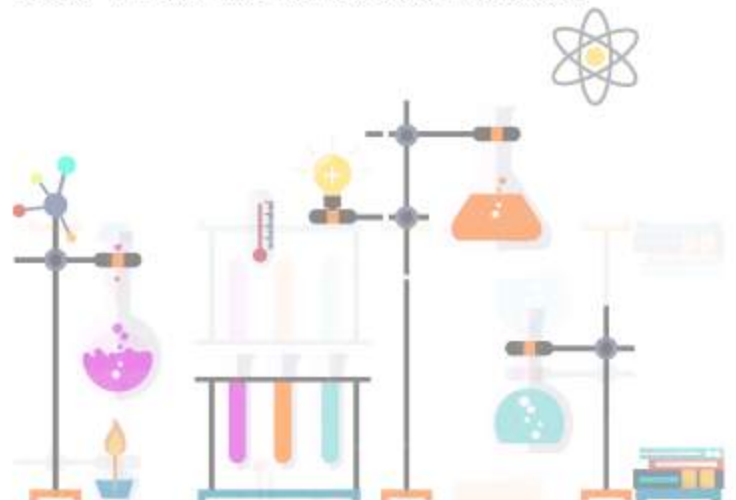
compuestos de un elemento y el porcentaje que hay de este elemento en cada uno de los compuestos, las cantidades halladas son múltiplos sencillos de la masa atómica del elemento

Cannizzaro recurrió a la ley de Avogadro: puesto que en las mismas condiciones, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas, las masas de dichos volúmenes iguales deben estar en igual razón que las masas de sus moléculas. Con un sistema tal de masas moleculares relativos a su disposición, Cannizzaro definió que la masa molecular de gas hidrógeno era 2, fijando así los valores absolutos de todos los otros elementos.



Stanislao Cannizzaro (1826-1910)

En 1860, los químicos teóricos no acordaban cuáles eran realmente las masas atómicas de los elementos conocidos. Entonces, en septiembre de 1860, se celebró en Alemania el Primer Congreso Internacional de Química donde se discutió las diferentes posiciones del establecimiento de las masas atómicas. A este congreso asistieron los químicos que para esa fecha se encontraban de alguna u otra forma vinculados con este tema: Stanislao Cannizzaro, Robert Wilhelm Bunsen, Dimitri Ivanovich Mendeleeyff y Julius Lothar Meyer, entre otros. Este congreso fue uno de los eventos más importantes celebrados en el siglo XIX. Sin este evento no se hubiera podido asignar sistemáticamente las masas atómicas de los elementos. Además, el congreso de Karlsruhe catalizó la construcción de la tabla periódica y dió luces para establecer nuevas hipótesis que desde entonces han sido probadas por resultados experimentales. En 1869, Mendeleeyff publicó su tabla periódica donde ordenaba los elementos según sus masas atómicas y se podía corregir este valor en los elementos conocidos.

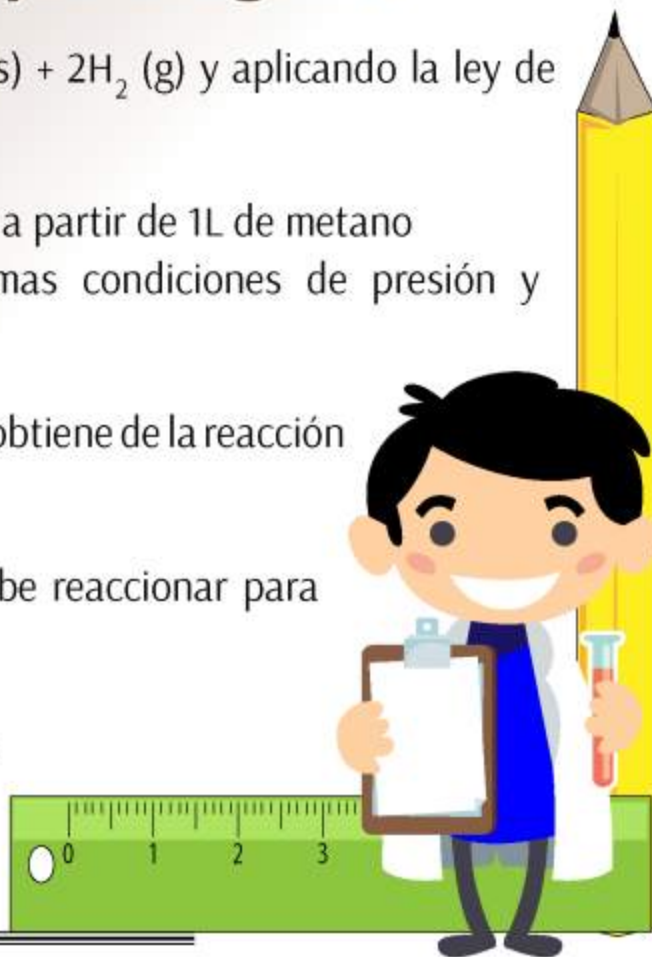


Hazlo tú Aplicando la ley de Avogadro

Según la ecuación: $\text{CH}_4 (\text{g}) \longrightarrow \text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2 (\text{g})$ y aplicando la ley de Avogadro responde:

- ¿Qué volumen de hidrógeno se obtiene a partir de 1L de metano ($\text{CH}_4 (\text{g})$), medidos ambos a las mismas condiciones de presión y temperatura?
- Calcula el volumen de hidrógeno que se obtiene de la reacción de 25l de metano.
- Calcula el volumen de metano que debe reaccionar para producir 10l de $\text{H}_2(\text{g})$

Realiza una línea de tiempo con la información de la lectura anterior



El Ingenio de los Científicos para Establecer las Masas Atómicas

Para establecer los mejores valores de masa atómica, se utilizaron tres métodos de gran importancia:

La determinación exacta de las masas reaccionantes o de combinación: Se realiza cuantitativamente alguna reacción en la que interviene el elemento de la masa atómica desconocida y otro elemento de masa atómica conocida. Puesto que los átomos se combinan en una relación de

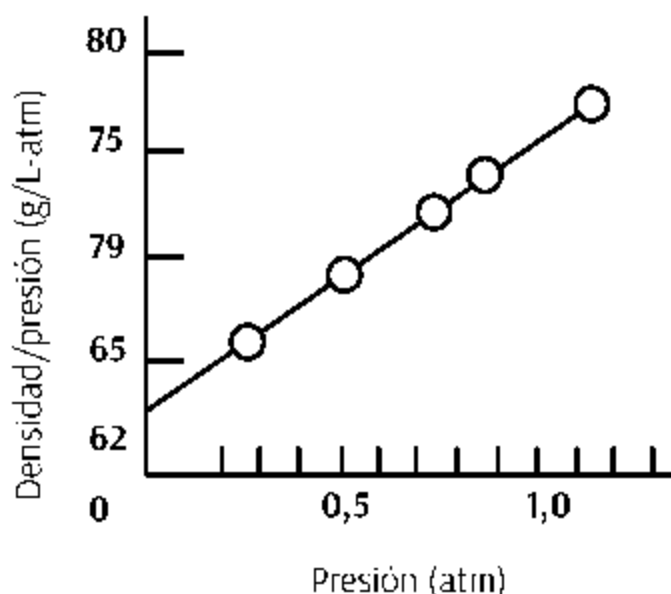
números enteros y pequeños, la razón de las masas que se combinan es exactamente igual, o es un múltiplo entero de la razón de las masas atómicas. Por ejemplo, se sabe que 1,292g de plata pura reacciona con 0,957g de bromo para formar bromuro de plata. La razón de las masas reaccionantes, $1,292/0,957=1,350$; es igual a la razón de las masas atómicas, ya que la fórmula de bromuro de plata es AgBr .

De modo que tomando $Mr(\text{Ag})=107,87$; se observa que el $Mr(\text{Br})=107,87/1,350=79,91$. (Mr = masa atómica relativa). De esta forma, se puede emplear una serie de reacciones químicas para establecer las masas atómicas, tomando en cuenta que los reactivos utilizados posean un alto grado de pureza y que las reacciones procedan cuantitativamente para dar compuestos de una composición conocida y definida.

La determinación de las densidades de los gases: Para esto es necesario entender primero que la Ley de Avogadro no es estrictamente verdadera para los gases cuyas presiones están cerca de la presión atmosférica. Dado que las fuerzas intermoleculares son diferentes en los distintos gases, los volúmenes iguales de varios de ellos no contienen exactamente el mismo número de moléculas. La Ley de Avogadro es exacta sólo en condiciones de presión muy baja y las densidades de los gases, medidas bajo estas condiciones, se encuentran en la razón de sus masas atómicas. A medida que se baja la presión, la densidad de los gases se acerca a cero, pero el cociente de la densidad y la presión se acerca a un límite finito, como se muestra en el gráfico 5. Este límite representa la densidad que el gas tendría a la presión de una atmósfera, si no hubiera fuerzas entre las moléculas. En otras palabras, es una densidad ideal que puede ser utilizada en los cálculos de las masas moleculares. Por ejemplo, la densidad del gas neón es $0,9004$ g/L, mientras la del oxígeno

es $1,428$ g/L. Puesto que los volúmenes iguales de gas contienen igual número de moléculas, la razón de la densidad de los gases debe ser la razón de sus masas moleculares. Tomando la masa molecular del oxígeno como $31,998$ se encontraba que se puede obtener la masa atómica del neón.

$$0,9004 \cdot \frac{31,998}{1,428} = 20,18$$



Determinación de la densidad ideal del dióxido de carbono a 273 K.

La espectrometría de masas: Este último método reemplazó a los anteriores. El espectrómetro de masas permite una determinación más exacta y directa de las masas atómicas y moleculares. Este instrumento mide la razón o proporción entre masa y carga de partículas con carga eléctrica, convierte moléculas en iones, y separa estos iones en función de su proporción de masa y carga. Los espectrómetros de masas se utilizan para identificar átomos e isótopos, y determinar la composición química de una muestra.

Si bien hoy en día se utilizan varios tipos de espectrómetros de masas, todos ellos están relacionados con el dispositivo desarrollado en 1919 por el físico británico Francis William Aston. El instrumento de Aston usaba un haz fino de iones con carga positiva, que se desviaba, en primer lugar, mediante un campo eléctrico y que, a continuación, se desviaba en la dirección opuesta con un campo magnético. La cantidad de partículas resultantes de la deflexión se registraba en una placa fotográfica, y dependía de su masa y velocidad. Cuanto mayor era la masa del ión, menor era su deflexión. Aston midió las masas moleculares de los isótopos de muchos elementos, y comprobó la abundancia relativa de éstos en la naturaleza.

Analogía: Trayectoria de los carros en una curva



Analogía con los radios atómicos

Imaginemos que un automóvil pequeño y un camión que marchan por un mismo canal, a igual velocidad, van a tomar una curva ¿Cuál vehículo describirá una trayectoria curvilínea mayor, el automóvil o el camión?

Mientras más ligero sea el ión, menor será el radio. Entonces las masas relativas (m_1/m_2) pueden determinarse directamente de los radios descritos por las partículas en un campo magnético.

Todos los espectrómetros de masas cuentan con cuatro características comunes: (1) un sistema para introducir la sustancia que se desea analizar con el instrumento, (2) un sistema para ionizar la sustancia, (3) un acelerador que dirige los iones hacia el instrumento de medida y (4) un sistema para separar los distintos iones analizados y para registrar el espectro de masas de la sustancia (gráfico 6).

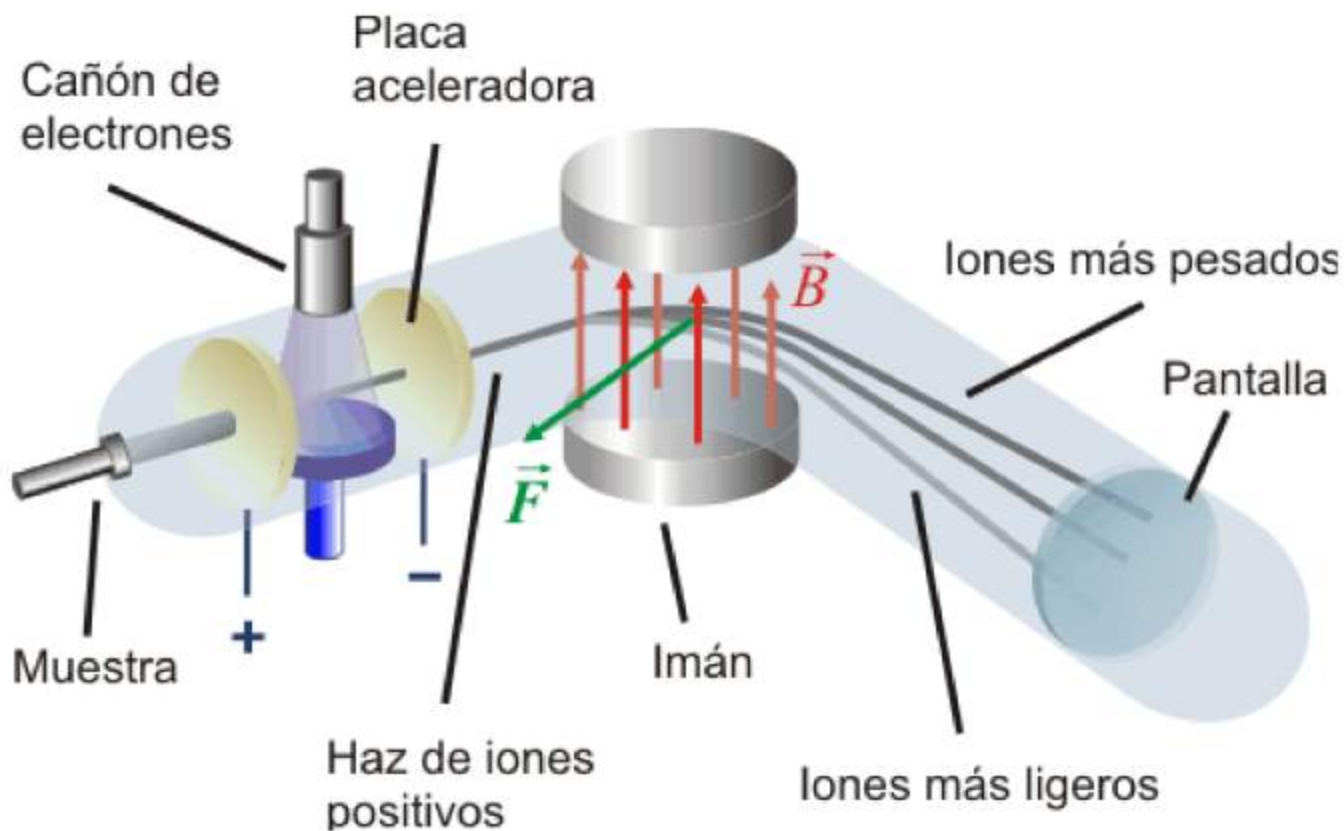
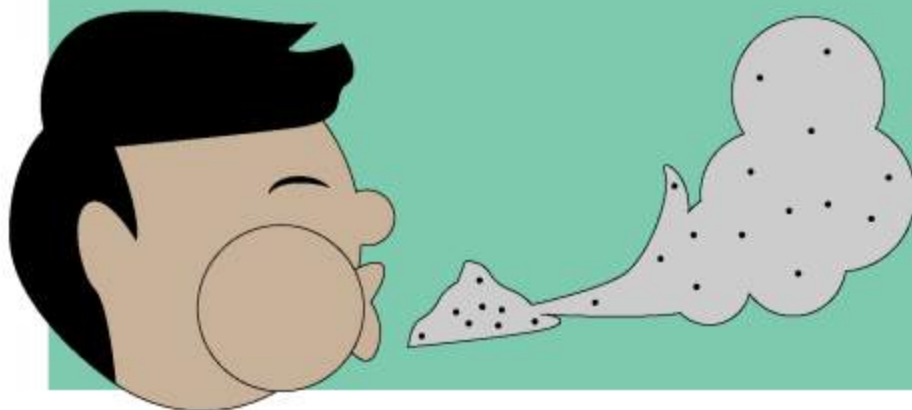


Diagrama esquemático de un espectrómetro de masas

La Masa Atómica

La masa de un átomo depende del número de protones, neutrones y electrones que posea. Sin embargo, los átomos son extremadamente pequeños, entonces, no es posible medir la masa de un solo átomo pero, experimentalmente, se puede determinar la masa de un átomo en relación con la de otro. El primer paso consiste en asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento determinado para utilizarlo como referencia.

En la Vida Diaria



Los átomos son extremadamente pequeños: ¡Incluso la partícula de polvo más diminuta que se puede apreciar a simple vista contiene 1×10^{16} átomos!

Antes de 1961 se utilizaban dos escalas diferentes de masas atómicas. Los químicos eligieron considerar la masa atómica promedio del elemento oxígeno como 16 exactamente y por otra parte, los físicos encontraron que les era más conveniente asignar al isótopo más común del oxígeno (oxígeno-16) una masa atómica de 16 exactamente. Como el oxígeno en su forma natural contiene rastros de isótopos más pesados, las dos escalas diferían un poco entre sí.

Con el tiempo, los científicos se percataron que esta diferencia era tediosa, por lo que comenzaron a trabajar para adoptar una sola escala que fuera aceptada por químicos y físicos. En 1961, se acordó establecer una escala uniforme en la cual se asignó una masa atómica de 12 al isótopo más común del carbono (carbono-12).

Desde entonces, por acuerdo internacional, la masa atómica es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (u). Una unidad de masa atómica se define como una masa exactamente igual al doceavo de la de un átomo de carbono-12. Esta es la base para determinar de manera indirecta la masa atómica de los demás elementos, por ejemplo: la ató del nitrógeno equivale a 14 u. Esto significa que, aproximadamente, un átomo de nitrógeno es 14 veces más pesado de la dozava parte del carbono-12

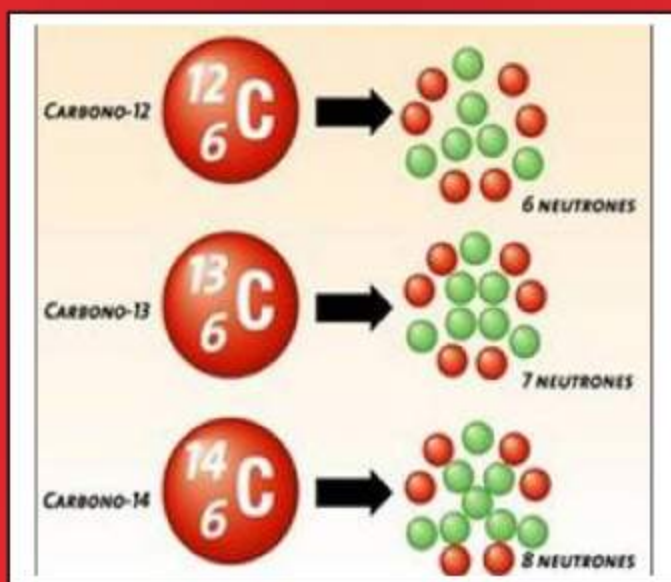
Durante el desarrollo del texto se ha hecho referencia a la masa atómica promedio de un elemento. Por

consiguiente, conviene aclarar el término. Al buscar la masa atómica del carbono en una tabla periódica, se observa que el valor reportado no es exactamente 12 u, sino 12,01 u. La razón de esta diferencia, es que una gran cantidad de elementos de origen natural presenta varios isótopos. Esto implica, que al medir la masa de un elemento, por lo general se debe establecer la masa promedio de la mezcla natural de los isótopos.

Reflexiona:

Los isótopos:

Los átomos de un mismo elemento con diferente masa, tienen el mismo número de electrones y protones y varían en su número de neutrones.



Modelo de los isótopos del átomo de carbono

Para el caso del Carbono, se conoce que el porcentaje de abundancia del Carbono-12 es 98,90% y el carbono-13 es 1,10% siendo la masa atómica 12,00009 u para el carbono-12 y 13,00335 u para el Carbono-13, entonces la masa promedio del carbono es:

$$m = \frac{(98,98) \cdot 12,000\ 09\ u + (1,10) \cdot 13,003\ 35\ u}{100} = 12,01\ u$$

Como se observa, la contribución del isótopo del carbono-12, es mayor, de allí que la media ponderada de la masa atómica promedio del elemento carbono es más cercana a la de este isótopo.

Cabe resaltar que, las unidades de masa atómica se utilizan cuando se hace referencia a entidades químicas como: átomos, moléculas, iones entre otras.

Un puente entre el mundo macro y el mundo submicroscópico

Se ha visto que los átomos poseen masas muy pequeñas, y no existen balanzas calibradas en unidades de masa atómica (u), en consecuencia los químicos se han visto en la necesidad de crear una unidad especial para describir grandes cantidades de átomos. Para lograrlo se introduce otra magnitud macroscópica fundamental, la cantidad de sustancia, que va a permitir comparar las cantidades de partículas presentes en las muestras de diferentes sustancias. Su unidad en el Sistema Internacional de Unidades (SI) es el mol.

Entre 1900-1969 los químicos estaban complacidos con el uso del mol y, para referirse a éste, lo hacían utilizando el término número de moles. Preocupados entonces por qué el mol fuera admitido en el Sistema Internacional de Unidades (SI), se fue adoptando por la comunidad

científica el término cantidad de sustancia. En relación con esto, en el SI sólo tres de las unidades poseen nombres propiamente distintivos: longitud, masa y tiempo. Otros tres son denotados por adjetivos: corriente eléctrica, temperatura termodinámica e intensidad luminosa. Como se observa, el adjetivo es parte del nombre, ejemplo: La palabra corriente por sí sola no expresa la cantidad que es medida en amperios.

BUSCANDO EN LA



Consulta la siguiente dirección electrónica y podrás explorar más allá del átomo

<http://htwins.net/scale2/lang.html>

De esta forma, se ha discutido que el nombre cantidad de sustancia se puede modificar por uno nuevo: cantidad química con el fin de utilizar un adjetivo que estime la cantidad en cuestión, demostrando así, que no es masa ni volumen, pero es un atributo de materia empleado por los químicos. Recientemente la IUPAC ha reconocido la cantidad química como sinónimo de cantidad de sustancia.

A partir de los cambios establecidos por el SI, desde el 20 de mayo de 2019, la unidad básica de cantidad de sustancia se define así:

“El mol, símbolo mol, es la unidad SI de cantidad de sustancia de una entidad elemental, la cual puede ser un átomo, molécula, ion, electrón, o cualquier otra partícula o un grupo específico de tales partículas; su magnitud se establece mediante la fijación del valor numérico de la constante de Avogadro (N_A) que es $6,022\ 140\ 76 \times 10^{23}$, cuando es expresado en la unidad SI mol^{-1} .”

Por tanto, ha perdido vigencia la definición establecida en 1971, en la que el número de partículas a la que equivale 1 mol era igual a la cantidad de átomos que habría en 0,012 kg del isótopo carbono-12. Esta, si se quiere, “sutil diferencia” permite desligar al mol del kilogramo; ya que ahora sólo dependerá de los cambios que a futuro sufra el valor numérico de la constante de Avogadro, a medida que se logren experimentalmente mediciones cada vez más exactas.

Podemos concluir entonces, que la constante de Avogadro es la relación entre el número de partículas y la cantidad de sustancia: $N_A = N/n$; donde N_A es la constante de Avogadro (en mol^{-1}), N el número de partículas (átomos, moléculas, iones, electrones, etc.) y n la cantidad de sustancia (en mol).

Se denomina constante de Avogadro en honor al científico italiano Lorenzo Romano Amadeo Carlo Avogadro Di Quaregua e Di Carreto. Además, se puede usar como símbolo tanto N_A como L ; siendo este último símbolo en homenaje a Johann Josef Loschmidt, quien en 1865 fue el primero en proponer un valor para la constante.

Aproximando el valor numérico de la constante de Avogadro a $6,02 \times 10^{23}$, podemos decir, por ejemplo, que: En 1 mol de átomos de oxígeno (O) contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno. Un mol de moléculas de oxígeno (O_2) contiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de oxígeno, esto es 2 ($6,02 \cdot 10^{23}$) átomos de oxígeno. Un mol de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , es una cantidad en la que hay $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de Na_2CO_3 . Pero cada molécula de Na_2CO_3 contiene dos iones Na^+ y un ión CO_3^{2-} . Por consiguiente, un mol de Na_2CO_3 contiene también 2 ($6,02 \cdot 10^{23}$) iones Na^+ y 1 ($6,02 \cdot 10^{23}$) iones CO_3^{2-} .

Calculando la Masa de un Mol de Átomos

Teóricamente la masa de un átomo es determinada por la suma de protones, neutrones y electrones.

Partícula	Masa (g)
Electrón	$9,1093897 \cdot 10^{-28}$
Protón	$1,6726231 \cdot 10^{-24}$
Neutrón	$1,6749286 \cdot 10^{-24}$

Tomemos, como ejemplo para calcular la masa de 1 átomo, al isótopo helio-4. Éste se puede simbolizar como ${}^4_2\text{He}$. Aquí el 4 representa el número de masa, que resulta de sumar a su vez el número de protones y de neutrones; y el 2 es el número atómico, o sea el número de protones. Por tanto: ${}^4_2\text{He}$ la masa de un átomo sería:

$$m(1 \text{ átomo de Helio-4}) = 2(9,1093897 \cdot 10^{-28}) + 2(1,6726231 \cdot 10^{-24}) + (4-2)(1,6749286 \cdot 10^{-24})$$

$$m(1 \text{ mol de He-4}) = 6,705 \ 600 \cdot 10^{-24} \text{ g} \times 6,022 \ 045 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$m(1 \text{ mol de helio-4}) = 4,038 \ 142 \text{ g/mol}$$

Luego : $N_A = \frac{m \text{ de } N \text{ átomos}}{m \text{ de } 1 \text{ átomo}}$ $N_A = \text{Constante de Avogadro}$

$$N_A = \frac{4,003 \text{ g/mol}}{6,705 \ 6000 \cdot 10^{-24} \text{ g/átomo}} = 5,9696 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}$$

Hazlo Tú

Calculando la masa de un montón de átomos

1. Este es un ejercicio que puedes utilizar para estimar la masa de 1 mol de átomos. A cada uno de tus compañeros se le asigna un isótopo en particular. Primero averiguan el número atómico y el número de masa. Se recomienda utilizar diferentes elementos.
2. Ahora, con tus compañeros, discute y reflexiona sobre el significado de los resultados.

Es importante, aclarar que la constante de Avogadro es un valor que se obtuvo experimentalmente. Entonces, en una muestra de un mol de átomos de un elemento, existe el mismo número de átomos ($6,022\ 045 \times 10^{23}$) que en un mol de átomos de una muestra de cualquier otro elemento. Sin embargo la masa de un mol de un elemento será diferente de la masa de un mol de otro elemento, debido a que los átomos de uno y otro elemento poseen masas distintas, por ejemplo:

Sustancia	Cantidad de sustancia	Nº de átomos	Masa
Helio	1 mol de átomos	$6,022 \cdot 10^{23}$	4,00 g
Oxígeno	1 mol de átomos	$6,022 \cdot 10^{23}$	15,99 g
Sodio	1 mol de átomos	$6,022 \cdot 10^{23}$	22,98 g
Hierro	1 mol de átomos	$6,022 \cdot 10^{23}$	55,85 g

Curiosidades:

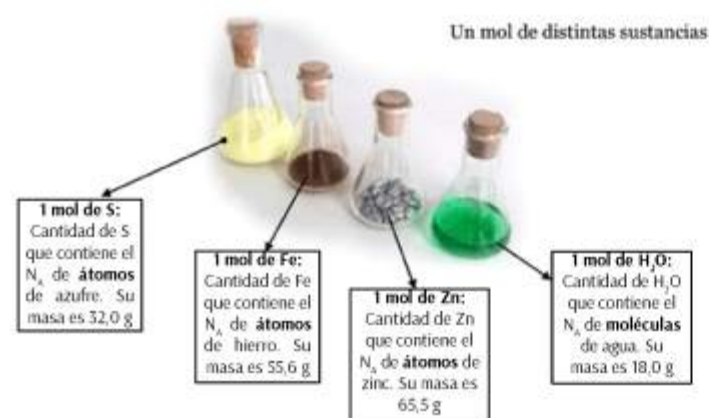
Todos los años se celebra el día del mol desde las 6:02 am hasta las 6:02 pm del 23 de octubre (el décimo mes el vigésimo tercer día), en reconocimiento a Amadeo Avogadro y a los aportes de la Química a la sociedad.



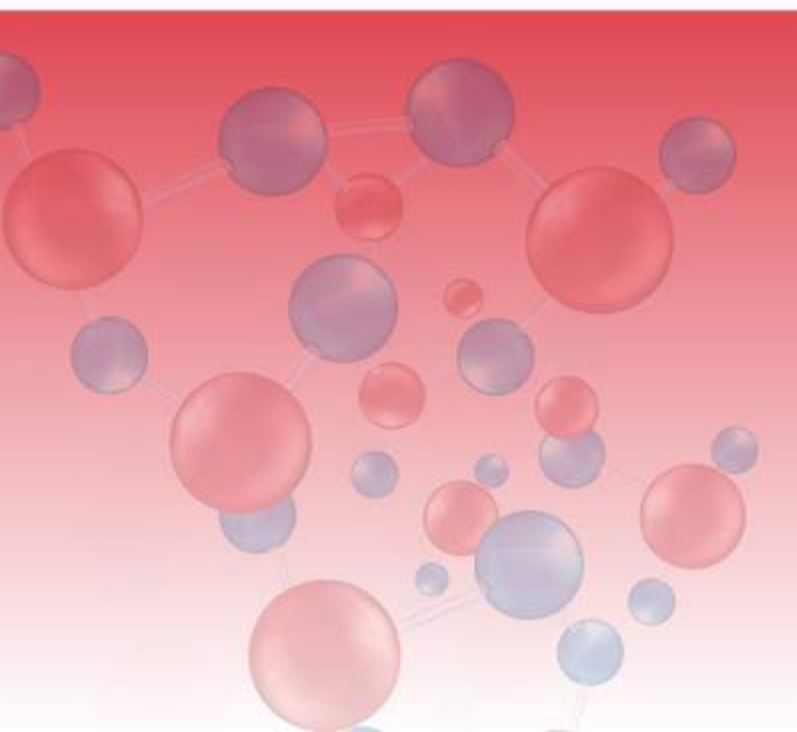
La constante de Avogadro puede ser vista como una constante de proporcionalidad entre la cantidad de sustancia (n), expresada en moles, y el número de partículas que se tienen de esa sustancia. Por tanto, es posible establecer una conexión entre el mundo macroscópico y el submicroscópico.

Cabe resaltar que la constante de Avogadro está conformada por un número y su unidad, siendo esto de importancia ya que el número como tal ($6,022 \cdot 10^{23}$) es solo un valor numérico muy grande (602 000 000 000 000 000 000 000) que podría ser la cantidad de cualquier cosa. Por ejemplo: Imagina que se pudieran encadenar $6,022 \cdot 10^{23}$ clips de papel uno con otro y enrollar

la cadena alrededor del mundo. Esta le daría la vuelta al planeta cerca de 400 billones de veces ($4 \cdot 10^{14}$). Con esto se puede evidenciar la magnitud del número, y tener en cuenta que, cuando se habla de mol, se hace con la finalidad de contar entidades a nivel microscópico (átomos, moléculas), iones, electrones, entre otras partículas del mundo atómico molecular) utilizando la constante de Avogadro (L). Por el contrario, es incorrecto decir un mol de clips o de zapatos, canicas, ya que estas no son entidades microscópicas.



Representación de un mol de diferentes sustancias



La masa de un montón de partículas

La masa molar

La masa molar (M) es la masa de un mol expresada en gramos, quedando:

$$M(B) = m/n(B)$$

donde B es una sustancia o entidad determinada. Por lo tanto, la masa molar del carbono será su masa atómica expresada en gramos por cada mol:

$$M(C) = 12,01 \text{ g/mol}$$

y así para otros elementos. Ahora, antes de calcular la masa molar de una sustancia, por ejemplo como el ozono (O_3), hay que tomar en cuenta que por cada molécula hay 3 moles de átomos, entonces, su masa molar será el triple de la masa molar del oxígeno monoatómico:

$$M(O_3) = 3 \times M(O)$$

$$M(O_3) = 3 \times 16 \text{ g/mol} = 48 \text{ g/mol}$$

En el caso de un compuesto como el CO_2 , por cada mol de moléculas hay un mol de átomos de carbono y dos moles de átomos de oxígeno, por tanto su masa molar es:

$$M(CO_2) = M(C) + 2 \times M(O)$$

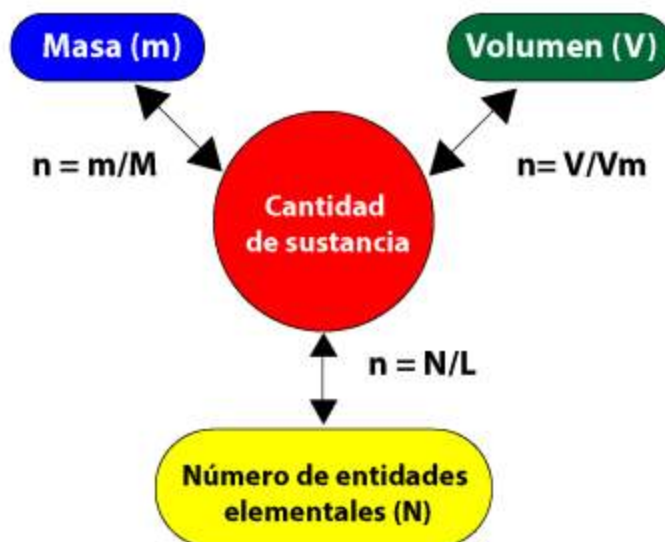
$$M(CO_2) = 1 \times 12 \text{ g/mol} + 2 \times 16 \text{ g/mol}$$

$$M(CO_2) = 12 \text{ g/mol} + 32 \text{ g/mol} \quad M(CO_2) = 44 \text{ g/mol}$$

El volumen molar

Existe otra definición de importancia para los cálculos estequiométricos: el volumen molar (V_m). Su origen es una consecuencia importante de la ley de Avogadro (volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas). El volumen molar es el volumen que ocupa un mol de una sustancia en condiciones normales, es decir, 0°C y una atmósfera (1atm) de presión. De esta forma, el volumen molar de cualquier gas es 22,4 L.

Después de comentar todo lo anterior, cabe esperar que la magnitud cantidad de sustancia (n) está relacionada con la masa molar (M), el volumen molar (V_m), la constante de Avogadro (L) y número de entidades elementales (N). La relación que existe entre estos conceptos fundamentales es muy importante ya que facilitará la resolución de los cálculos estequiometría. A continuación, se presenta un esquema que aborda estas relaciones.



La cantidad de sustancia en relación con otras magnitudes.

Hazlo Tú Calculando los átomos de carbono

Los lápices están hechos de grafito; material que está formado de átomos de carbono. Busca la mina de un porta minas o la punta de tu lápiz y mide su masa en una balanza.

a) ¿Cuántos átomos de carbono y cuántos moles de átomos hay en esa masa?

b) Ahora con los resultados, discute y reflexiona con tus compañeros



¿Cómo se establecen las Fórmulas Químicas?

Cuando un químico ha descubierto un nuevo compuesto, necesita conocer su fórmula. Para ello, comienza por analizar una muestra de dicha sustancia, determinando las cantidades en que se encuentran sus elementos constituyentes, y así poder establecer la relación en que se encuentran cada uno de estos elementos.

Los químicos, mediante análisis experimentales, obtienen la composición porcentual del compuesto; por ejemplo, utilizando espectrometría de masas, ya que ésta proporciona datos que son útiles para determinar la fórmula química. La composición porcentual establece las proporciones relativas en masa de los elementos en un compuesto. Así, el porcentaje de cada elemento representa la masa de éste en gramos, por cada 100 gramos del compuesto.

Suponiendo, que se analiza por medio de métodos especiales una muestra de una sustancia, por ejemplo etano, y se obtiene que está formado por átomos de hidrógeno y carbono, en la siguiente proporción: 80% en masa de carbono y 20% en masa de hidrógeno. Utilizando estos resultados, es posible conocer la fórmula empírica (fórmula más sencilla) del compuesto, la cual indica la relación mínima, en números enteros, de los átomos de cada elemento en el compuesto.



Calculando la composición porcentual de un compuesto

¿Cuál es la composición porcentual en masa del halotano, $C_2HBrClF_3$?

•Primero se calcula la masa molar del $C_2HBrClF_3$ como se explicó anteriormente, encontrándose que es igual a 197,38 g/mol

•Luego se formulan las relaciones y los porcentajes en masa para un mol de compuesto.

$$\%C = \frac{(2 \cdot 12,01) \text{ g/mol}}{197,38 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 12,17\%$$

$$\%H = \frac{1,01 \text{ g/mol}}{197,38 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 0,51\%$$

$$\%Br = \frac{79,90 \text{ g/mol}}{197,38 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 40,48\%$$

$$\%Cl = \frac{35,45 \text{ g/mol}}{197,38 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 17,96\%$$

$$\%F = \frac{(3 \cdot 19,00) \text{ g/mol}}{197,38 \text{ g/mol}} \cdot 100\% = 28,88\%$$

•Seguidamente, se comprueba cuánto suman los porcentajes de los compuestos, ya que estos deben sumar 100.

$$12,17\% + 0,51\% + 40,48\% + 17,96\% + 28,88\% = 100\%$$

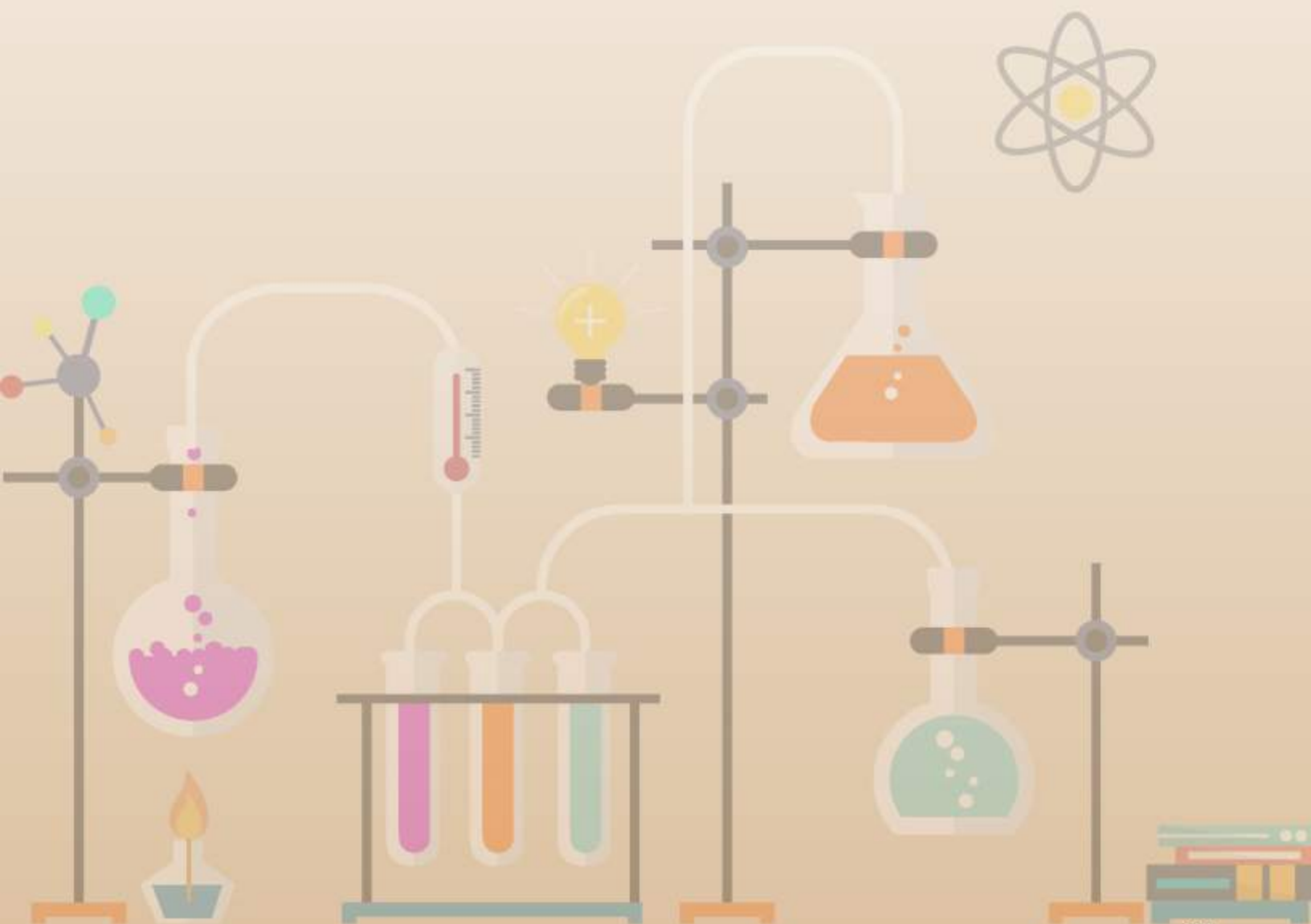
•También se puede calcular los porcentajes de todos los elementos excepto uno, obteniendo el otro por diferencia

$$\%H = 100\% - (12,17\% + 40,48\% + 17,96\% + 28,88\%) = 0,51\%$$

De esta forma, se puede obtener valores teóricos en cuanto a la composición porcentual para cada uno de los elementos constituyentes de un compuesto químico, luego estos se pueden comparar con los resultados experimentales producto de análisis químicos, y reconocer si la muestra que se analizó es realmente lo que se esperaba.

También se puede conocer la fórmula empírica, a partir de la composición de un determinado compuesto (caso contrario al anterior), convirtiendo las masas de los elementos a moles y luego poder obtener las proporciones en que se encuentran los átomos en el compuesto.

Seguidamente, se determina la fórmula molecular. Ésta proporciona el número exacto de los átomos de los diferentes elementos en una molécula. Utilizando la fórmula empírica y comparando las masas molares de ambas fórmulas, se obtiene la fórmula molecular.



Calculando las fórmulas empírica y molecular de un compuesto a partir de su composición porcentual

El succinato de dibutilo es un repelente de insectos utilizado contra hormigas y cucarachas en las casas. Su composición es: 62,58 % de C, 9,63 % de H y 27,79 % de O. Su masa molecular determinada experimentalmente es 230 g/mol. ¿Cuál es la fórmula empírica y molecular del succinato de dibutilo?

En una muestra de 100 g se tiene:

62,58 g de C, 9,63 g de H y 27,79 g de O

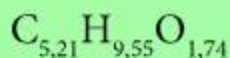
Se convierten los gramos a moles:

$$n \text{ C} = \frac{62,58 \text{ g C}}{12,011 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1} = 5,210 \text{ mol C}$$

$$n \text{ H} = \frac{9,63 \text{ g H}}{1,008 \text{ g H}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1} = 9,55 \text{ mol H}$$

$$n \text{ O} = \frac{27,79 \text{ g O}}{15,999 \text{ g O}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{1} = 1,737 \text{ mol O}$$

Se escribe una fórmula de prueba basada en estas cantidades de sustancia.



Esta fórmula proporciona la identidad y la relación de átomos presentes. Sin embargo, debido a que las fórmulas químicas se escriben con números enteros, no es posible tener 5,21 átomos de carbono, 9,55 átomos de hidrógeno y 1,74 átomos de oxígeno.

Los subíndices se pueden transformar en números enteros al dividirse todos entre el subíndice más pequeño (1,74):

$$\text{C: } 5,210 / 1,74 = 2,99 \approx 3,00$$

$$\text{H: } 9,55 / 1,74 = 5,48$$

$$\text{O: } 1,74 / 1,74 = 1$$

Se obtiene así: $\text{C}_3\text{H}_{5,48}\text{O}$

Se debe redondear los subíndices anteriores para que difieran sólo un poco de números enteros. Esto se puede hacer mediante un procedimiento de ensayo y error, se multiplica todos los subíndices por un número entero pequeño que los transforme a enteros. Aquí multiplicamos por 2:

$$2 \cdot 5,48 = 10,98 \approx 11$$

Debido a que $5,48 \cdot 2$ da un entero (11), se deben multiplicar todos los subíndices por 2, de donde se obtiene:

Formula empírica : $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_2$

La masa molar de la formula empírica es

$$M = 6 (12,00 \text{ g/mol}) + 11(1,00 \text{ g/mol}) + 2 (16,00\text{g/mol}) = 115 \text{ g/mol}$$

Como la masa molar determinada experimentalmente para el succinato de dibutilo es 230 g/mol, se compara este valor con la masa molar de la fórmula empírica, y se tiene que:

$$230 / 115 = 2$$

Por consiguiente la masa determinada experimentalmente es el doble que la masa de la fórmula empírica, logrando deducir que la fórmula molecular es:

Fórmula molecular: $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_4$

La Controversia Del Mol

La unidad mol primero fue ideada por Ostwald en 1900 y, posteriormente, la comunidad científica introdujo la magnitud cantidad de sustancia, en 1969. La evolución histórica de la magnitud cantidad de sustancia y su unidad mol, permite conocer, de alguna forma, porqué se ha hecho engorroso entender y explicar a través de los años el significado de estos conceptos.

Ostwald ideó el concepto de mol debido a su escepticismo sobre la teoría atómica molecular. Para esa época esto era lógico, ya que en esos años existía una fuerte polémica entre atomistas y equivalentistas. Los últimos treinta años del siglo XIX fue una época en la que tuvieron lugar encarnizados debates sobre la existencia o no de los átomos.

El concepto de mol se introduce cuando Ostwald trata de averiguar la fórmula química del agua oxigenada. Para esto pretendía determinar el “peso normal” de esta sustancia mediante la proporcionalidad entre la disminución del punto de congelación y la concentración en disoluciones acuosas del agua oxigenada. Ostwald definía el mol como cantidad de sustancia en términos de “peso normal o molecular”, expresado en términos de gramos, identificándolo con la magnitud masa. En su obra publicada en 1900 bajo el nombre de *Grundlinien der Anorganischen Chemie*, define el mol de la siguiente manera:

“Se ha constatado que, si se diluye un mol (el peso normal o molecular de una sustancia expresado en gramos se debe llamar a partir de ahora mol) de cualquier sustancia en 1 litro o 1000 g de agua, la disolución resultante congela a $-1,850^{\circ}\text{C}$.”



Friedrich Wilhelm Ostwald

La metodología ideada por Oswald favorecía su propósito, ya que la palabra mol significa en latín “masa grande” (mole), opuesto a molécula “masa pequeña”, resultando de este modo que el mol tiene el significado de una masa química. Surgió la duda entonces, de sí el mol es una unidad. Ostwald no tenía la respuesta, pero años más tarde, cuando se logró consolidar la teoría atómica molecular, el problema de las cantidades que intervienen en los cambios químicos se solucionó, cuando se introdujo la magnitud cantidad de sustancia que hace posible contar, en el nivel macroscópico, las entidades elementales a partir de las masas o volúmenes de combinación de las sustancias reaccionantes.

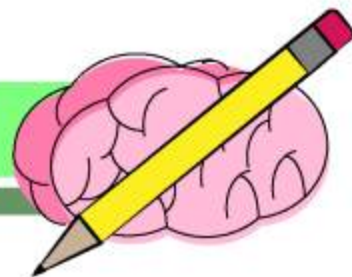
El mol es un concepto integrador en la historia de la Química, ya que conduce a una simplificación de los cálculos y permite un progresivo abandono de los conceptos como normalidad y peso equivalente que resultan ahora obsoletos.

En la Vida Diaria



En los productos alimenticios empacados, se exige indicar en la etiqueta, las cantidades porcentuales de algunos de sus componentes nutricionales como los carbohidratos, proteínas y lípidos, así como también elementos como sodio, potasio entre otros, con el fin de brindar al consumidor información sobre lo que está consumiendo diariamente

EJERCICIOS DE APLICACIÓN



Ahora se te presentan una serie de ejercicios para que pongas en práctica lo que hemos revisado en este módulo instruccional.

- Se tiene 10 g de los elementos: Na, Cu, Fe, Ne, He. Calcula en cada caso:
 - Número de átomos.
 - La cantidad de sustancia expresada en moles de átomos.
- Se tienen $4,2 \times 10^{24}$ átomos de los elementos: K, Zn, B, Al, Xe. Calcule en cada caso:
 - Masa en gramos.
 - La cantidad de sustancia en moles de átomos.
- Si se dispone de 0,25 moles de átomo de los elementos: Li, Ca, Ar, Be. Calcula en cada caso:
 - Número de átomos.
 - La masa expresada en gramos.
- Se tienen 20 g de los siguientes elementos: P_4 , N_2 , S_6 , O_3 . Calcula en cada caso:
 - Número de átomos.
 - Número de moléculas.
 - Cantidad de sustancias en moles de átomos.
 - Cantidad de sustancia en moles de moléculas.
 - Relación entre el número de átomos y número de moléculas.
- En 37 g de los siguientes compuestos: CO_2 , NH_3 , Cl_2O_5 , B_2H_6 , C_3H_6 , H_3PO_4 . Calcula en cada caso:
 - Cantidad de sustancia en moles de moléculas.
 - Número de moléculas.
 - Cantidad de sustancia en moles de átomos de cada elemento.
 - Masa expresada en gramos de cada elemento.
 - Número de átomos de cada elemento.
 - Relación entre el número de átomos y la cantidad de moles de los diferentes elementos, a partir de los cálculos realizados en c y e, respectivamente.

6. Para 48 litros en condiciones normales de los compuestos gaseosos: CH_4 , CO , SO_2 , N_2O_4 , NH_3 . Calcula en cada caso:

- Cantidad de sustancia en moles de moléculas,
- Número de moléculas.
- Cantidad de sustancia en moles de átomos de cada elemento.
- Masa expresada en gramos de cada compuesto.
- Masa expresada en gramos de cada elemento.

7. Para cada uno de los compuestos calcule la composición centesimal: NH_3 , HClO , HCl , $\text{Ce}(\text{ClO}_3)_2$, H_2S , $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.

8. El colorante rojo-naranja llamado alizarina es una sustancia orgánica cuya composición es: C: 70,02 %, H: 3,36 %, O: 26,64 % ¿Cuál es su fórmula empírica? ¿Cuál es su fórmula molecular si su masa molecular es 240,2 g/mol?

9. La combustión de 0,3082 g de muestra de hexametilendiamino, compuesto que se usa en la fabricación de nylon, produjo 0,7003 g de dióxido de carbono y 0,3821 g de agua. En análisis separado para el nitrógeno, en que se obtuvieron 0,3723 g de amoníaco. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto original?

10. El insecticida lindano contiene C, H, Cl, y cuando se quema una muestra de 1,642 mg se forman 1,491 mg de CO_2 y 0,305 mg de agua. ¿Cuál es la fórmula más simple del lindano?

11. Una muestra de 5,135 g de carbonato de calcio impuro produce 2,05 g de CO_2 al hacerlo reaccionar con un exceso de ácido. Si se asume que ningún otro compuesto puede producir CO_2 , calcula el porcentaje de pureza de la muestra.

Referencias

- American Chemical Society. (1998). Quim Com. Química en la Comunidad (2ª.ed.). México: Addison Wesley Logan.
- Chang, R. (1998). Química (6ª.ed.). México: Mc Graw-Hill.
- Furió, C., Azcona, R. y Guisasola, J. (1999). Dificultades Conceptuales y Epistemológicas del Profesorado en la Enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de Mol. Enseñanza de las Ciencias, 17(3), 359-376.
- Ebbing, D. (1997). Química General (5ª.ed.). México: Mc Graw-Hill.
- García, C.A. (1997). La Enseñanza del Concepto de mol: Un Enfoque Práctico. Alambique: Didáctica de la ciencias Experimentales. 14(10), 105-111.
- Goh, N., Subramaniam, R. y Chia, L.S. (1994). Amore Direct Feeling for Avogadro's Number. Journal Chemical Education. 71(8), 656-657.
- González, F., González, O., Pérez, C., Pérez de A, J., Rebolledo, G. y Soto, L. (1992). Química: Unidad III, Estequiometría. Caracas: Cenamec. Material en proceso de validación.
- Gorin, G. (1994). Mole and Chemical Amount. Journal chemical Education.
- Grower, D., Daniels, D. y Lloyd, G. (1977) Hierarchies Among the Concepts which Underlie the Mole. The School Science Review. 59(207), 285-299.
- Hubson, J. (1992). The History of Chemistry. Londres: MacMillan.
- International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). Compendium of Chemical Terminology. Gold Book. Disponible en <http://goldbook.iupac.org/PDF/goldbook.pdf>. Consultada 2014-02-24.
- Laing, M. (1995). The Karlsruhe Congress, 1860. Education in Chemistry. (11), 151-153.

LATU.(s.f.).Redefinición del mol. [Documento en línea]. Disponible: <https://www.latu.org.uy/wp/wp-content/uploads/2018/05/Redefinici%C3%B3n-del-mol.pdf>[Consulta: 2019, Septiembre 14]

Mahan, B. (1968). Química. Un curso universitario. EEUU: Fondo Educativo Interamericano.

Masterton, W., y Slowinski, E. (1974). Química General Superior (3ª.ed.). España: Interamericana

Microsoft Corporation. (1993-1998). Enciclopedia Microsoft Encarta.

Nelson, P. (1991) The Elusive Mole. Education in Chemistry. 28(7), 103-104.

O'CONNOR, R. (1974). Problemas de química aplicada. México: Mario S.A.

Pierce, C, y Smith, R. (1971) General Chemistry Workbook. San Francisco: Freeman and Company.

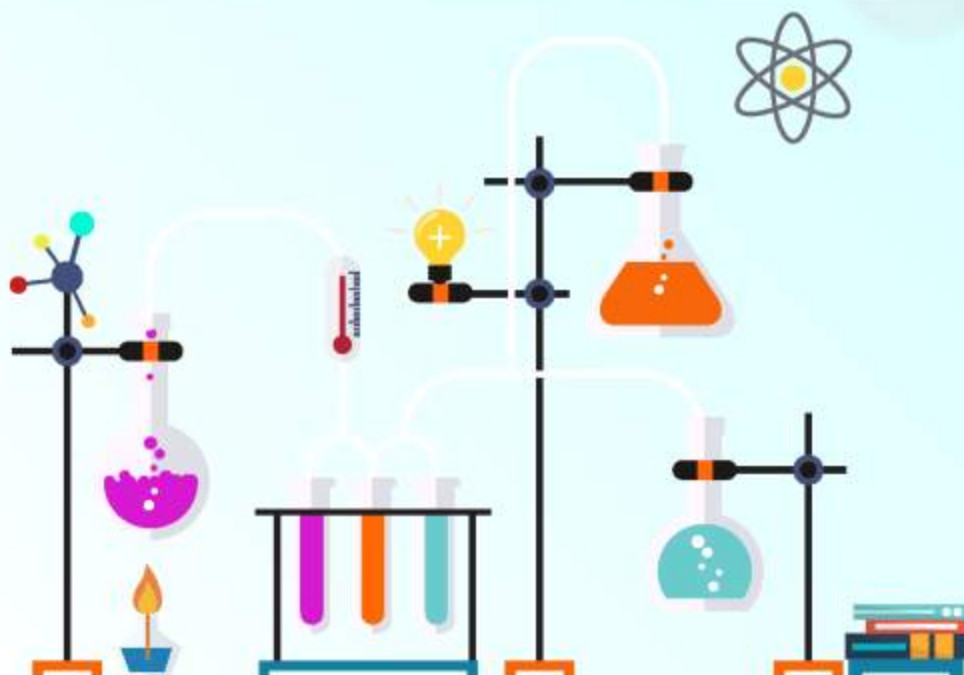
Petrucci, y Harwood, W. (1999). Química General, Principios y Aplicaciones Modernas. España: Prentice Hall.

Scerri, E. (1998). Evolución del Sistema periódico. Investigación y Ciencia. (11), 54-59.



MÓDULO 4

EQUILIBRIO QUÍMICO UN MUNDO DINÁMICO



*Catalina Betancourt
Maryorie Delgado
Liliana Murillo*

Contenido IV

	Pp.
Introducción.....	106
¿Qué es un sistema?.....	107
Mini Laboratorio: Rapidez de evaporación.....	109
Naturaleza de las reacciones químicas.....	111
Un Poco de Historia: El nacimiento de la Fisicoquímica.....	113
Estableciendo el equilibrio químico.....	115
Caracterizando al equilibrio químico.....	116
El Equilibrio químico: Equilibrio dinámico.....	121
Mini Laboratorio: La Botella Azul.....	122
Estados de equilibrio dinámico.....	123
Ley de acción de masa.....	126
Un Poco de Historia: Maximilian Guldberg y Peter Waage.....	127
Clasificando al equilibrio químico.....	128
La constante de equilibrio químico.....	130
Magnitud de la constante de equilibrio químico.....	131
Cálculo de la constante de equilibrio químico.....	132
Factores que afectan el equilibrio químico.....	136
Un poco de historia: Henri Le Chatelier.....	138
Alterando el equilibrio: Aplicación del Principio de Le Chatelier.....	139
Laboratorio: A desplazar el equilibrio.....	143
Laboratorio: Influencia de la temperatura en el equilibrio.....	144
Equilibrio químico y tecnología: Explotación del aire. Principio Haber.....	145
Equilibrio químico y ambiente. La contaminación atmosférica: Lluvia ácida	147
Equilibrio químico y ambiente. Control de las emisiones de monóxido de nitrógeno.....	149
Ejercicios de Aplicación.....	151
Referencias.....	153

Introducción

La mayoría de las reacciones químicas estudiadas, hasta ahora, ocurren por completo. Sin embargo, existen algunas que no finalizan, ocurriendo más bien, dos reacciones simultáneas, una directa y otra inversa, llamadas reversibles que, al ocurrir con la misma rapidez, se establece el estado de equilibrio químico. Así, en este módulo se plantea la oportunidad de estudiar las características y condiciones del equilibrio químico y su herramienta de análisis, que es la constante de equilibrio. Además, a través de ejemplos, se plantea cómo las condiciones del equilibrio químico cumplen un papel importante en muchos fenómenos fisicoquímicos que se dan espontáneamente en la naturaleza e influyen en los métodos de obtención de muchos productos industriales.

Para iniciar el estudio del equilibrio químico, hay que entender su significado. Según el diccionario, equilibrio significa estado de reposo, aplomo, armonía, igualdad, estabilidad, ecuanimidad. De estos significados se descartan los que se refieren a características de los individuos, como: aplomo y ecuanimidad. También el de armonía, más relacionado con las artes. Y se profundiza en los significados de: estado de reposo, igualdad y estabilidad. Conceptos que se comprenderán mejor en la medida en que avance el texto. Así, surge la invitación a sumergirse en el mundo dinámico del equilibrio químico.



¿Qué es un Sistema?

Un sistema es un conjunto de partes o elementos, organizadas y relacionadas que interactúan entre sí. Los sistemas pueden intercambiar con el ámbito, la energía y la materia. De acuerdo a este intercambio los sistemas pueden ser clasificados como sistemas abiertos y sistemas cerrados

Los sistemas abiertos presentan intercambio de energía y materia con el ambiente. Son adaptativos para sobrevivir. Los seres vivos son un ejemplo de sistemas abiertos que van cambiando con el tiempo.

Los sistemas cerrados son aquellos que no presentan intercambio de materia con el entorno que los rodea, sus paredes o la superficie que los separa del ámbito son herméticas a cualquier escape o ingreso de materia a través de ellas; en consecuencia, la masa permanece constante, pero si pueden intercambiar energía. En rigor, no existen sistemas cerrados. Se da el nombre de sistema cerrado a aquellos cuyo comportamiento es determinístico, por ejemplo, en condiciones de laboratorio.

Existen dos formas mediante las cuales la energía pasa al sistema: cuando éste la absorbe en forma de calor o cuando la recibe en forma de trabajo. Así mismo, hay dos formas mediante las cuales se pierde energía: por entrega al entorno, cuando se desprende en forma de calor o cuando realiza un trabajo. En todos los casos la energía del universo se conserva pues, si

el sistema gana energía, el entorno pierde la misma cantidad y viceversa.

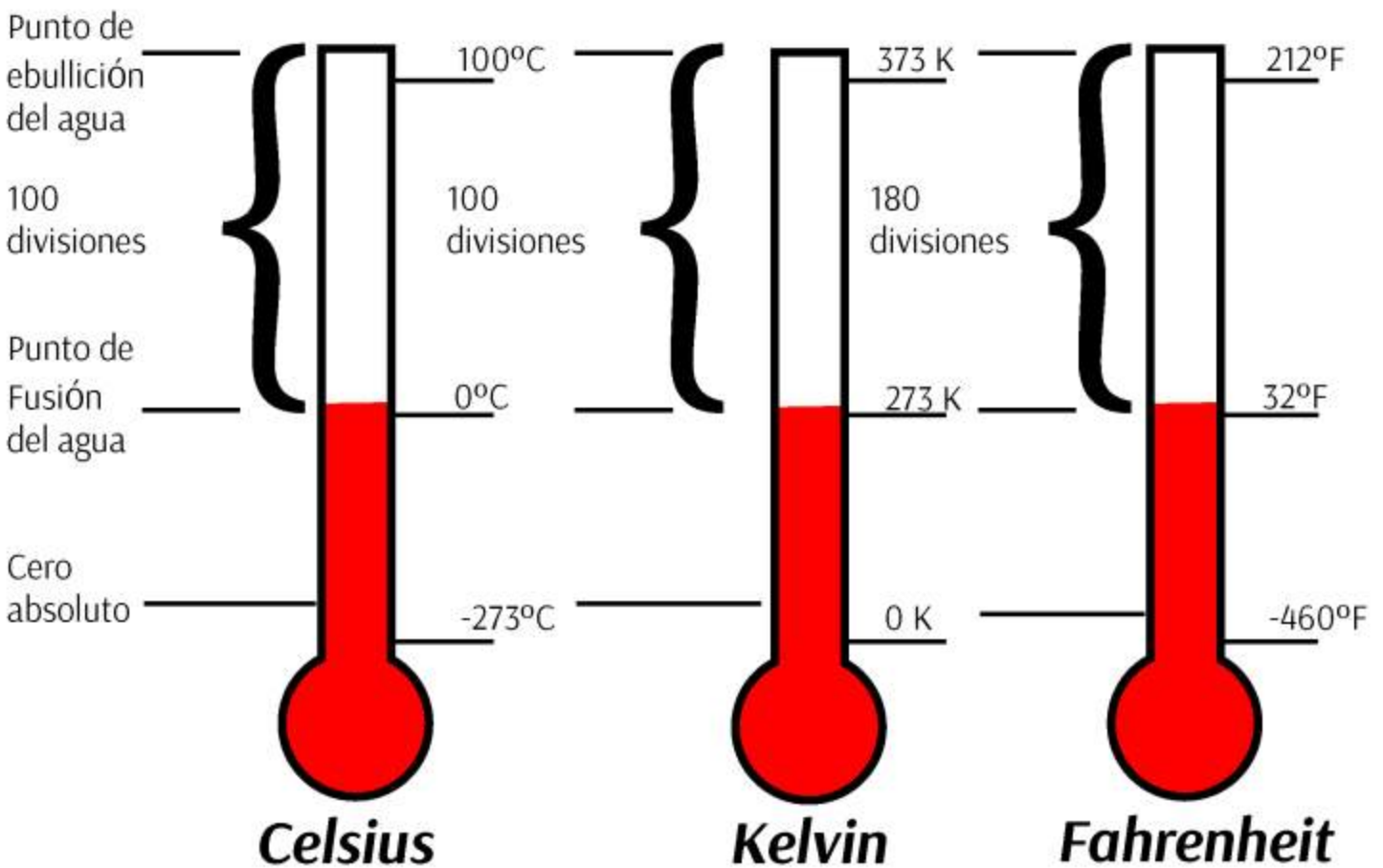


Ejemplo de un sistema abierto

Ahora, se puede considerar lo referente a la estabilidad de ese sistema cerrado, en función de la energía. Así, cuando el sistema y el entorno se encuentran a diferentes temperaturas, separadas por una pared conductora del calor, todo el conjunto se encuentra inestable. Por ello, la energía fluye en forma de calor a través de la pared, hasta igualar ambas temperaturas. En este momento, la temperatura alcanza un valor constante y es estable, por lo que no cambiará a menos que se modifique de nuevo la temperatura del entorno. De esta manera se establece el equilibrio térmico.

Sin embargo, esto no significa que a nivel submicroscópico los átomos y las moléculas se encuentren detenidos en estado de reposo, sino que continúan en movimiento, el equilibrio es dinámico.

Esto se comprenderá mejor al aclarar el concepto de la temperatura como una medida del movimiento de los átomos y las moléculas en un sistema; es decir, de su energía cinética media. Por ello, cuando aumenta la temperatura del entorno, sus átomos se mueven más rápidamente y al chocar con las paredes del sistema, le transfieren energía para que sus átomos también se muevan más rápido, y aumente la temperatura del sistema. En esta transmisión de energía por choque se fundamenta el calor.



Existen tres escalas para medir la temperatura: Celsius, Fahrenheit y Kelvin, esta última la escala absoluta.

En el cero absoluto que plantea la escala Kelvin, al menos según la mecánica clásica, las partículas carecen de movimiento.

Minilaboratorio: Rapidez de evaporación

Con esta sencilla actividad se puede comprobar cómo es la rapidez de evaporación de un líquido en las condiciones de un sistema abierto y de uno cerrado. Las moléculas de la superficie del líquido, más rápidas, tienen suficiente energía para separarse del líquido. Pero, ¿Qué se puede inferir acerca de la rapidez de evaporación del líquido al observar su evaporación en un sistema abierto y en uno cerrado?

Procedimiento:

1. Llenar hasta la mitad, con agua, un vaso de precipitado de 250 ml y colocarlo en una parrilla de calentamiento. Introducir un termómetro en el agua y regular la temperatura hasta que alcance 60 °C. Retirar el vaso de precipitado de la parrilla de calentamiento, con unas pinzas, y dejarlo sobre la mesa del laboratorio.



Vaso de precipitado o beaker

2. Agregar 50 ml del agua caliente en un cilindro graduado de 100 ml y taponarlo con un tapón de goma. También, agregar 50 ml en otro cilindro y dejarlo destapado.

3. Observar detenidamente que pasa en cada recipiente. Prestar atención al volumen del agua y relacionarlo con las condiciones de cada sistema

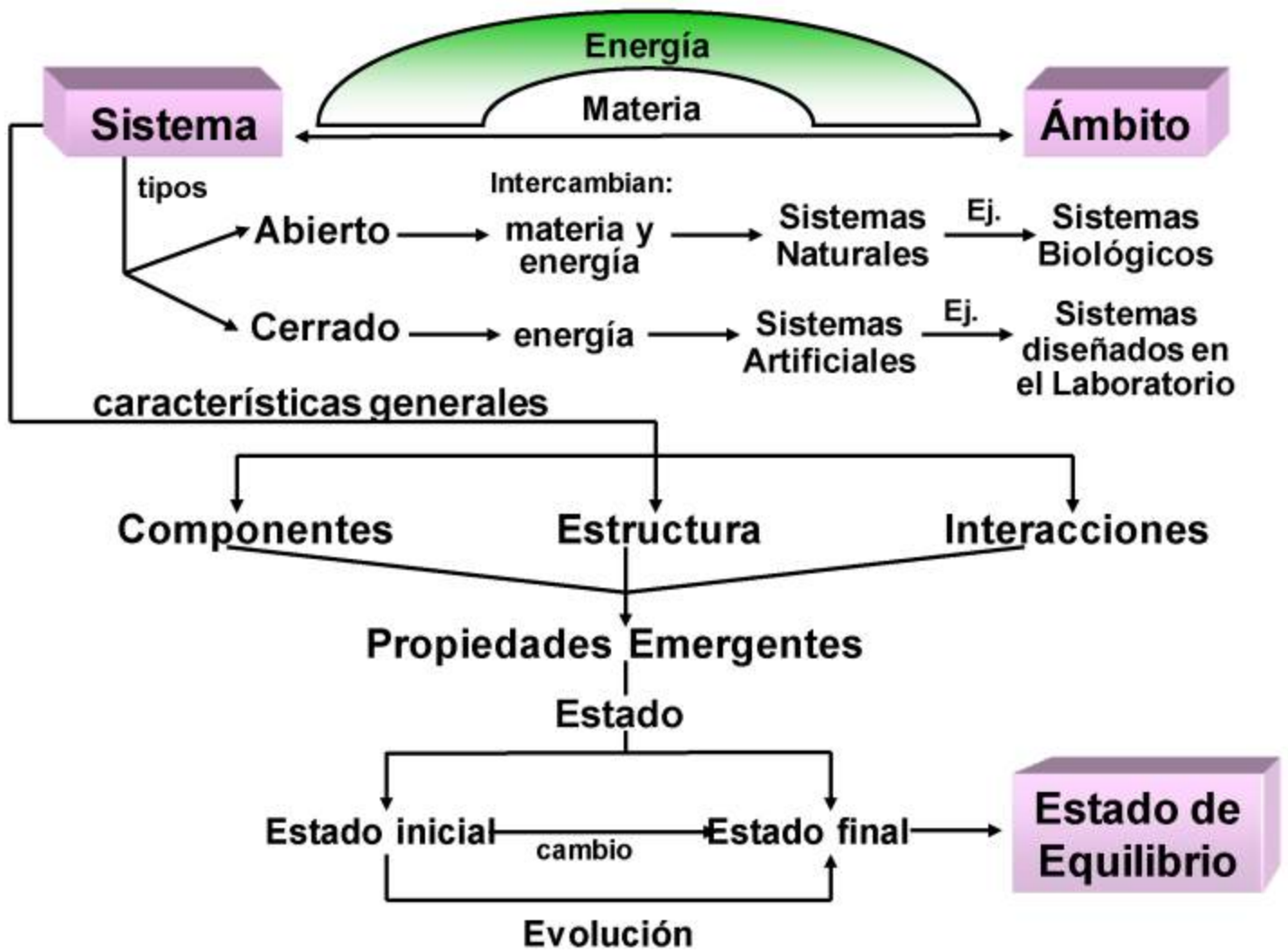


Cilindro graduado o probeta

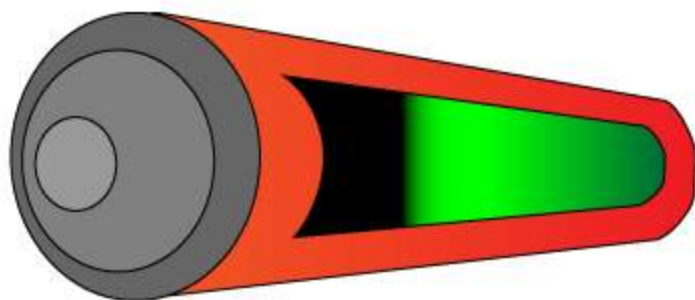
Mantengo mi Temperatura

Muchos seres vivos pueden mantener una temperatura diferente a la de su entorno, seres homeotermos. Los humanos somos un ejemplo, nuestra temperatura corporal es 37°C. La piel no es un aislante térmico. Esta situación de no equilibrio se consigue al utilizar la energía proveniente de algunas combustiones en nuestro organismo, con lo cual se mantiene la temperatura corporal diferente a la del ambiente. La sangre es el vehículo que transporte la energía en forma de calor a todo nuestro cuerpo

Mapa de Conceptos: Sistema



Naturaleza de las reacciones químicas



Las pilas recargables se pueden regenerar de manera continua. Una reacción química puede regenerar las sustancias reaccionantes, mediante un proceso inverso.

Continuamente ocurren cambios en nuestro entorno, pero algunos no son permanentes. Por ejemplo, el agua líquida se congela y se transforma en hielo, pero luego éste se funde, y nuevamente se convierte en agua líquida. En otras palabras, el proceso de congelación es reversible. ¿Las reacciones químicas pueden ser reversibles? ¿Los productos de una reacción pueden transformarse en sus reactivos?

Reacciones reversibles

Muchas reacciones pueden cambiar de dirección, por lo cual se les llama reacciones reversibles. En éstas sus productos, en la medida que se forman, comienzan a reaccionar, formando nuevamente las sustancias reaccionantes, a través de un proceso inverso.

No todos los cambios químicos son reversibles: los que dan lugar a las cavernas, los que endurecen como las pinturas. Los que queman combustibles no lo son. En estos cambios, se dice que las reacciones son completas porque, por lo menos, uno de los reactivos se consume totalmente y la reacción se detiene. Éstas no son reversibles, pero, ¿Qué sucede cuando una reacción se revierte?

Reflexiona:

¿Todas las reacciones son esencialmente reversibles? ¿Por qué?



Lo cual equivale a



Por ejemplo, la reacción de los reaccionantes A y B que se unen para dar los productos C y D. Esta reacción puede simbolizarse con la siguiente ecuación química:



Los coeficientes estequiométricos es decir, la cantidad de sustancia de cada especie química que interviene en el proceso, se indican como: a y b, para los reactivos y c, d para los productos, mientras que la doble flecha indica que la reacción puede ocurrir en uno u otro sentido, es decir, de forma directa e inversa.

Los reactivos suelen estar en su máxima concentración al principio, pero a medida que el proceso evoluciona y la concentración de los productos aumenta, también se incrementa la rapidez de la reacción inversa. Cuando este tipo de reacciones se llevan a cabo para obtener determinado producto, es necesario ir separándolo del medio donde reacciona a medida que se van introduciendo los reactivos. Si no existe intervención externa (adición de reactivos, separación de productos o cambio de las condiciones, definidas básicamente por la presión y la temperatura), estas reacciones evolucionan espontáneamente hacia un estado de equilibrio en el que la rapidez de formación de los productos iguala a la rapidez con que éstos se transforman en reactivos.

En realidad toda reacción es reversible si el sistema es cerrado. Lo que ocurre

es que en algunos casos el estado de equilibrio está muy próximo al resultado, se dice, entonces, que la reacción es prácticamente completa.

Mientras que en otros casos se logra evidenciar la presencia del equilibrio químico por las cantidades apreciables de todas las especies involucradas (reaccionantes y productos), como por ejemplo:



Curiosidades:

El metanol se sintetiza a partir de una mezcla de monóxido de carbono e hidrógeno, denominada gas de síntesis. Esta es una reacción reversible que adquirirá una importancia cada vez mayor, según aumente el uso del metanol y sus mezclas con gasolina como combustible en los motores. El metanol tiene un número de octanos alto y su combustión contamina el aire mucho menos que la gasolina:



En la Vida Diaria

Recarga Reversible

La batería de un automóvil libera energía, mientras el automóvil no está en marcha. En este caso, la reacción reversible se dirige hacia la reacción directa. Pero si dejas las luces encendidas y tienes que recargar la batería con un empujón, la reacción se dirige hacia la reacción inversa mientras el motor del automóvil esté en marcha.



Un poco de historia El nacimiento de la Fisicoquímica

Berthelot se equivocaba, o tenía razón, sólo para algunos tipos de reacciones; porque muchas otras se producen, espontáneamente aunque absorbiendo calor, pero en las llamadas reacciones reversibles que estudiaba, no ocurría igual, porque emiten calor, o sea energía térmica, cuando se desarrollan en un sentido, y absorben calor cuando proceden en sentido contrario.

Considérese el típico caso del ácido iodhídrico: una sustancia formada por hidrógeno e iodo. Tal ácido se descompone de manera espontánea dando lugar a una mezcla de hidrógeno e iodo; estos, a su vez, se vuelven a combinar juntos para producir nuevamente ácido iodhídrico. Estos estudios sobre las reacciones



Marcelin Eugène Berthelot; París, 1827-1907

reversibles, a los que se agregaron luego las investigaciones de Alexander William Williamson, fueron los que marcaron los primeros capítulos de la Fisicoquímica.

Con Williamson empiezan las indagaciones de cinética, o sea los estudios sobre la rapidez de las reacciones; así toma cuerpo el concepto de equilibrio dinámico, esa particular situación en la que una reacción química reversible iguala la rapidez de reacción en ambos sentidos, y puede variar con oportunas intervenciones, en un sentido o en el otro.

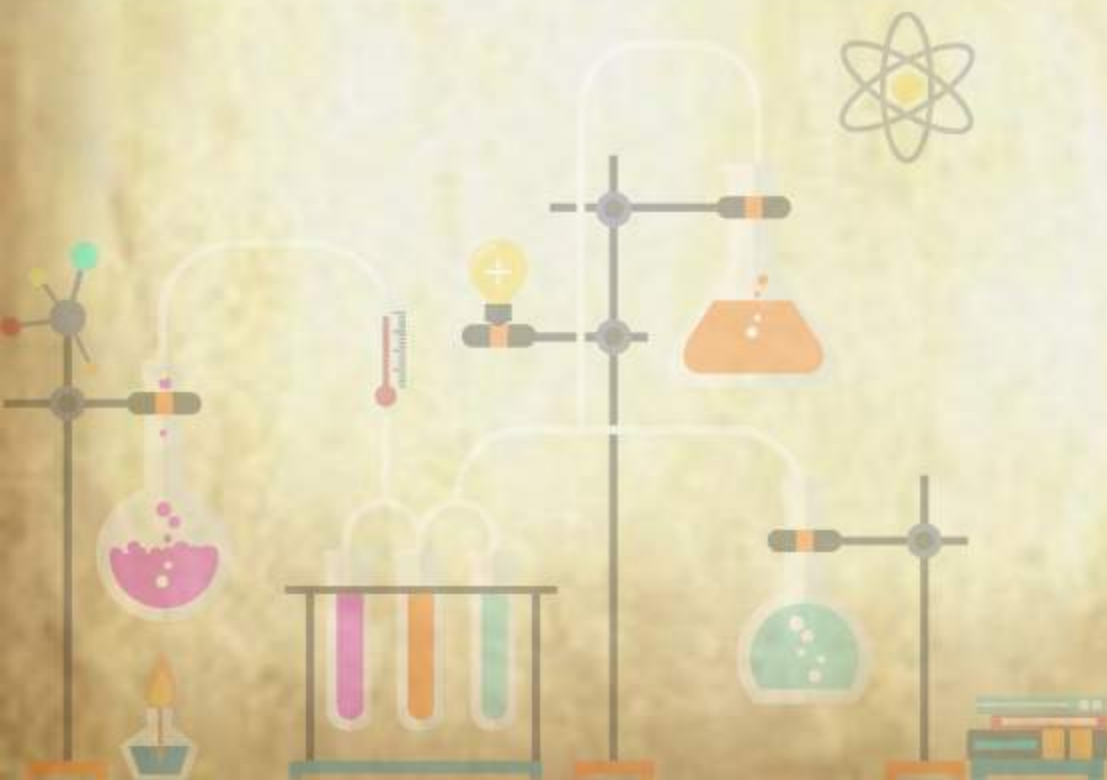
Más tarde ve la luz un trabajo de los químicos noruegos Maximilian Guldberg y Peter Waage sobre las concentraciones

de las diferentes sustancias que entran en una reacción química. Los dos estudios demostraron que rapidez de reacción, equilibrio y concentraciones eran independientes. Si, por ejemplo, se tiene una sustancia A y una sustancia B que reacciona dando lugar a C y D, alcanzando el equilibrio, entonces la relación entre el producto de las concentraciones de las sustancias es constante

$[C] \times [D] / [A] \times [B] = K$. La K se denomina constante de equilibrio y es característica de toda reacción química reversible que se haga desarrollar a una determinada temperatura.

ACTIVIDAD

Construir una línea de tiempo con la información presentada en la sección: Un Poco de Historia, sobre el desarrollo histórico de los conceptos relacionados con el equilibrio químico



Estableciendo el equilibrio químico

Cuando en un sistema las temperaturas externas e internas se igualan, se establece un equilibrio térmico, debido a que no hay flujo neto de energía en forma de calor entre el sistema y su entorno. Por lo tanto, la cantidad de energía que, por los choques de las moléculas, se transmite hacia el entorno, es la misma que se transmite del entorno hacia el sistema. Obteniéndose un estado estable.

Así mismo, cuando un sistema se encuentra en un recipiente no rígido, en contacto con un entorno en el cual la presión es diferente a la de él, se transmite energía en forma de trabajo a través de las paredes, de tal forma que se produce un cambio en el volumen del sistema hasta igualar la presión. Por lo

tanto, las propiedades del sistema no varían, a menos que ocurra algún cambio. En conclusión, el sistema ha alcanzado un estado estable o de equilibrio; mientras no cambien las condiciones del entorno.

Ahorabien, al considerar que los cambios en la presión y en la temperatura puedan ocasionar cambios en la composición química del sistema y viceversa, se estaría refiriendo al equilibrio desde un punto de vista químico. Así, el verdadero equilibrio dentro del sistema se logra cuando la composición química, la temperatura y la presión tienen valores constantes y alcanza su estabilidad. Es decir, un sistema estará en equilibrio, cuando haya al mismo tiempo equilibrio mecánico, térmico y químico.

Analogía: El tren dinámico

Imagínate lo que sucede en una estación del Metro de Caracas cuando se abren las puertas de un vagón por primera vez en el día. La corriente de pasajeros invade los pasillos y las puertas, precipitándose al interior del vagón. No salen pasajeros porque es el primer tren del día. Cuando el tren se detiene en la siguiente estación, entran más pasajeros. Quizás algunos salgan en esa estación. En cada parada sucesiva, saldrán más pasajeros, pero también entrarán más. Para describir una situación semejante en las reacciones químicas cuando no hay cambio neto, en el número de pasajeros dentro, se utiliza el término equilibrio.

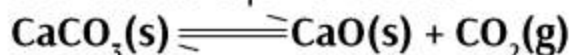
Para este vagón, el movimiento inicial es una dirección, como es la reacción directa. En algún momento, el número de pasajeros no cambiará mucho porque el número de personas que salen del Metro será casi igual al número de las personas que entran. Se podría decir que el número de personas permanece constante, como las concentraciones de los reaccionantes y productos al alcanzar el equilibrio químico.



Caracterizando el equilibrio químico

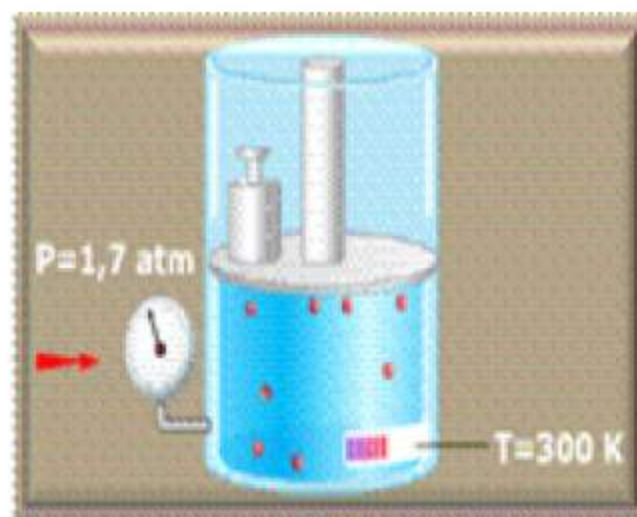
El equilibrio químico se define a partir de sus características. Para que un sistema alcance el estado de equilibrio químico, debe cumplir con tres características primordialmente, las cuales se describen a continuación: La primera característica que define al estado de equilibrio es que es dinámico. Ésta es una situación permanente que se mantiene así por la igualdad de la rapidez de dos reacciones opuestas: directa e inversa. Es decir: cuando un sistema fisicoquímico (reacción química) alcanza el equilibrio es porque la rapidez de la reacción directa es igual en valor a la rapidez de la reacción inversa, por lo tanto, no se produce un cambio neto en la composición química, ésta se mantiene constante en el tiempo.

Un ejemplo de una reacción reversible, se produce cuando la cal, CaO , que se utiliza para disminuir la acidez de los suelos, se forma por descomposición de la piedra caliza, CaCO_3 . La ecuación que representa este equilibrio será:



Siendo un estado dinámico, el CaCO_3 continúa convirtiéndose en CaO y CO_2 y, a su vez, el CO_2 y el CaO continúan formando CaCO_3 . Las reacciones no se detienen sino prosiguen a igual rapidez. Por eso, no se notan cambios en la composición química de las especies involucradas.

Este enunciado se puede comprobar por un experimento: En un sistema

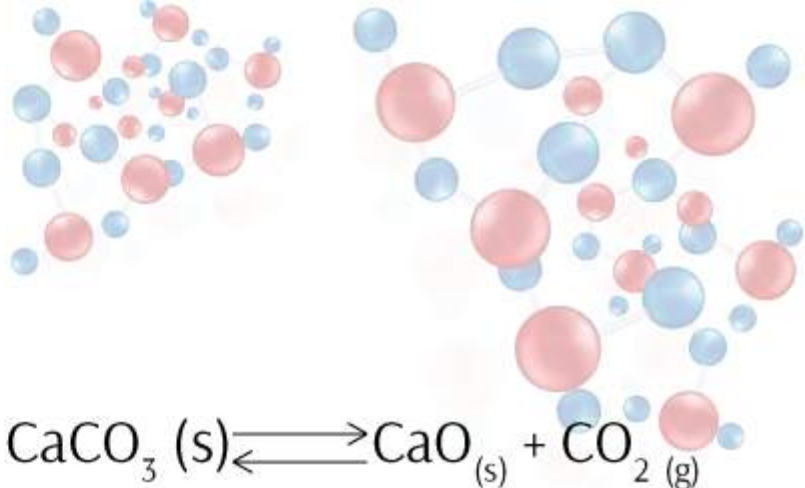


Al aumentar la presión externa, el volumen disminuye para aumentar la presión interna, por un mayor número de choques de las moléculas con las paredes del recipiente.

cerrado se descompone algo de CaCO_3 puro, lo que permite que llegue a un equilibrio con el CaO con una cierta presión de CO_2 . Si se agrega a la misma temperatura y presión, algo de CO_2 que ha sido "rotulado" con carbono radioactivo C-14, hay perturbación del equilibrio entre el CO_2 y los sólidos, porque la presión y la temperatura son siempre constantes. Poco después, extraer algo de sólido y examinar su radiactividad: en el CaCO_3 se encuentra la radiación característica del ^{14}C , lo cual indica que algo del $^{14}\text{CO}_2$ reaccionó con el CaO , formando el $\text{Ca}^{14}\text{CO}_3$.

Mientras esto ocurría, una cantidad de CaCO_3 se tuvo que descomponer en CaO y CO_2 para poder mantener constante la

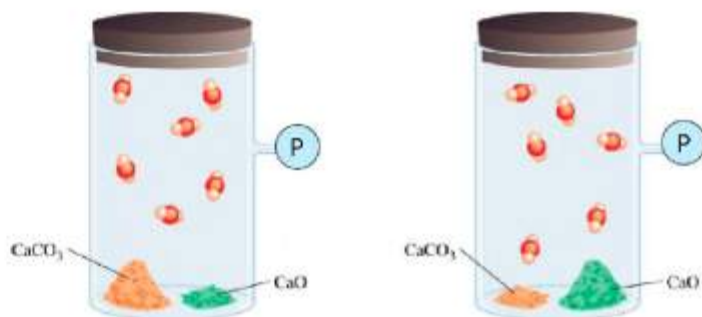
presión del CO_2 . Así, aunque no ocurrió un cambio neto en la composición química, las reacciones opuestas (directa e inversa) continuaron con igual rapidez y las condiciones del equilibrio se mantienen por un balance dinámico.



En la Vida Diaria

Quando tengo sed

Si la cantidad de líquidos en tu cuerpo no es suficiente, tu cerebro se comunica con los riñones enviándoles una hormona que hace que éstos retengan cierta cantidad de líquidos. La sensación de sed es una respuesta del cerebro, que indica que el organismo necesita líquidos para mantener su equilibrio. Es por esto, que una vez que bebes agua, el nivel de la hormona baja y los riñones liberan más líquidos, que son expulsados, a través de la orina.



Equilibrios Heterogeneos

La segunda característica es que los sistemas van espontáneamente hacia un estado de equilibrio. Un sistema puede ser alejado del equilibrio sólo por alguna influencia externa como, por ejemplo, un cambio en la temperatura, pero el sistema perturbado regresará de manera espontánea a un nuevo estado de equilibrio. En el presente contexto, el sentido de la palabra “espontáneamente” significa que las reacciones directas e inversas, tan pronto comienzan a ocurrir, prosiguen a una determinada rapidez hasta que se igualan, y este estado de equilibrio se mantiene mientras no retiren influencias exteriores, como cambios de temperatura o de presión.

La aseveración de que los sistemas prosiguen naturalmente hacia el equilibrio no se puede probar con un solo ejemplo sencillo, porque es una generalización basada en la observación de muchos sistemas y bajo múltiples condiciones diferentes. Sin embargo, este comportamiento puede explicarse con un razonamiento sencillo: un sistema evoluciona hacia un estado de equilibrio porque, al inicio, la rapidez de la reacción directa excede a la rapidez de la reacción inversa. Pero, como la reacción prosigue, se encuentra que la rapidez de la reacción directa disminuye a medida que disminuyen las concentraciones de los reaccionantes, al convertirse en los llamados productos; y estos a su vez reaccionan transformándose en las sustancias que en principio denominamos reaccionantes, siguiendo ambos procesos hasta que se igualan las velocidades con la que ocurren. En este punto, las concentraciones de todas las sustancias permanecen constantes a lo largo del tiempo, sin que se detengan las reacciones directa e inversa, alcanzándose así un equilibrio que no variará, al menos que ocurra algún cambio en las propiedades del sistema o de su entorno.

Visión submicroscópica

VISIÓN DEL EQUILIBRIO A NIVEL MICROSCÓPICO



¿Cuál es el Estado Final, si se alcanza un Equilibrio Químico?



Cuando la rapidez de ambas reacciones opuestas llega a ser igual, la reacción neta cesa, y la concentración de todas las especies químicas involucradas se mantienen constantes, lo que no significa que deban ser iguales. Para que el sistema se aparte del equilibrio, tendría que cambiar la rapidez de la reacción directa o la de la inversa, y esto no ocurre si las condiciones externas, tales como la presión, volumen y temperatura, se mantienen constantes. De modificarse alguna de estas condiciones, habrá un desequilibrio, por lo que el sistema reaccionará de tal forma de alcanzar, con el tiempo, un nuevo estado de equilibrio.

La tercera característica acerca del equilibrio es que la naturaleza y las propiedades del estado de equilibrio son las mismas, no importa cuál sea la dirección

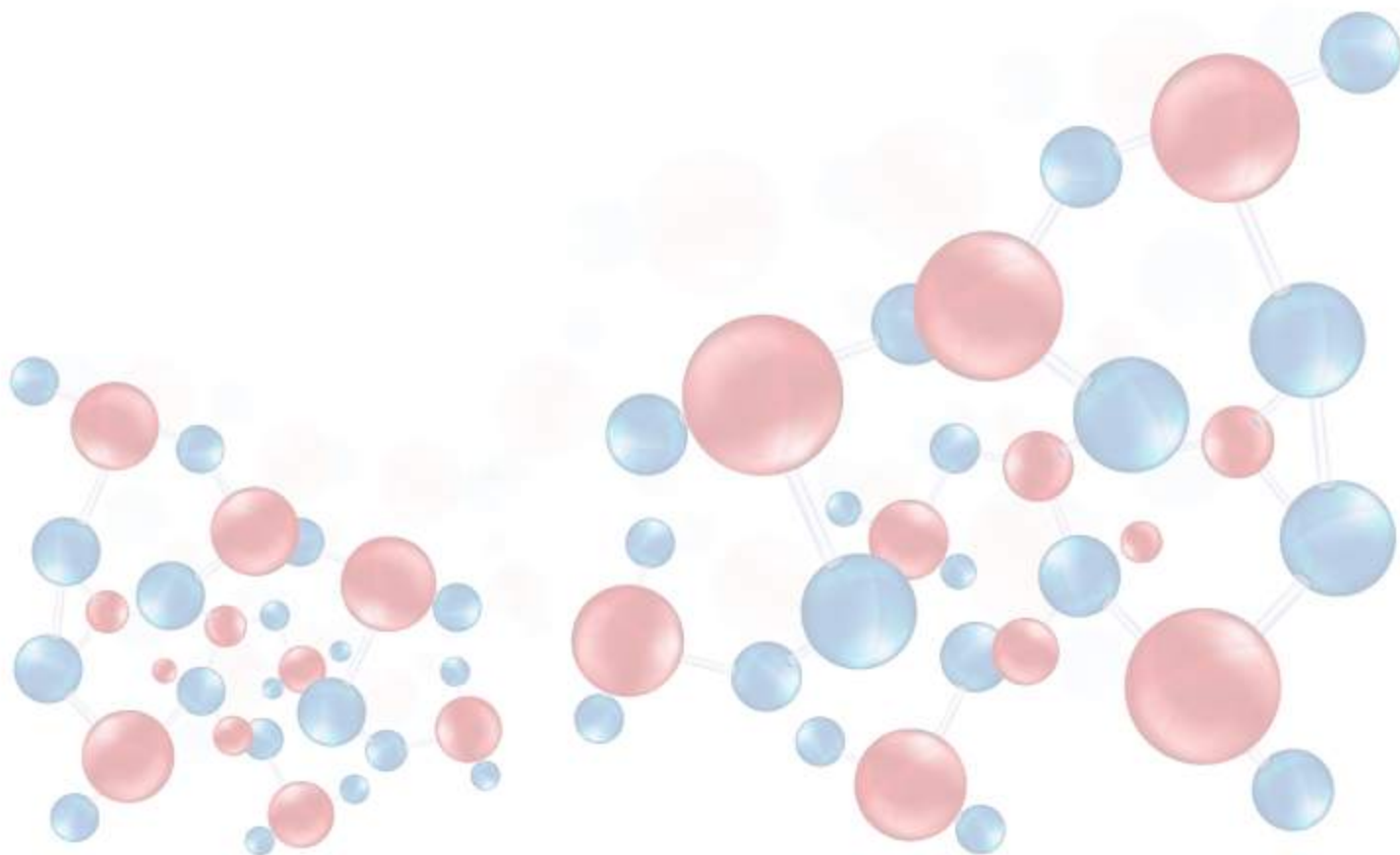


desde la cual es alcanzado. Si el equilibrio se alcanza desde los reaccionantes de la reacción directa o desde los reaccionantes de la reacción inversa, sus propiedades, como presión y concentraciones tendrán los mismos valores.

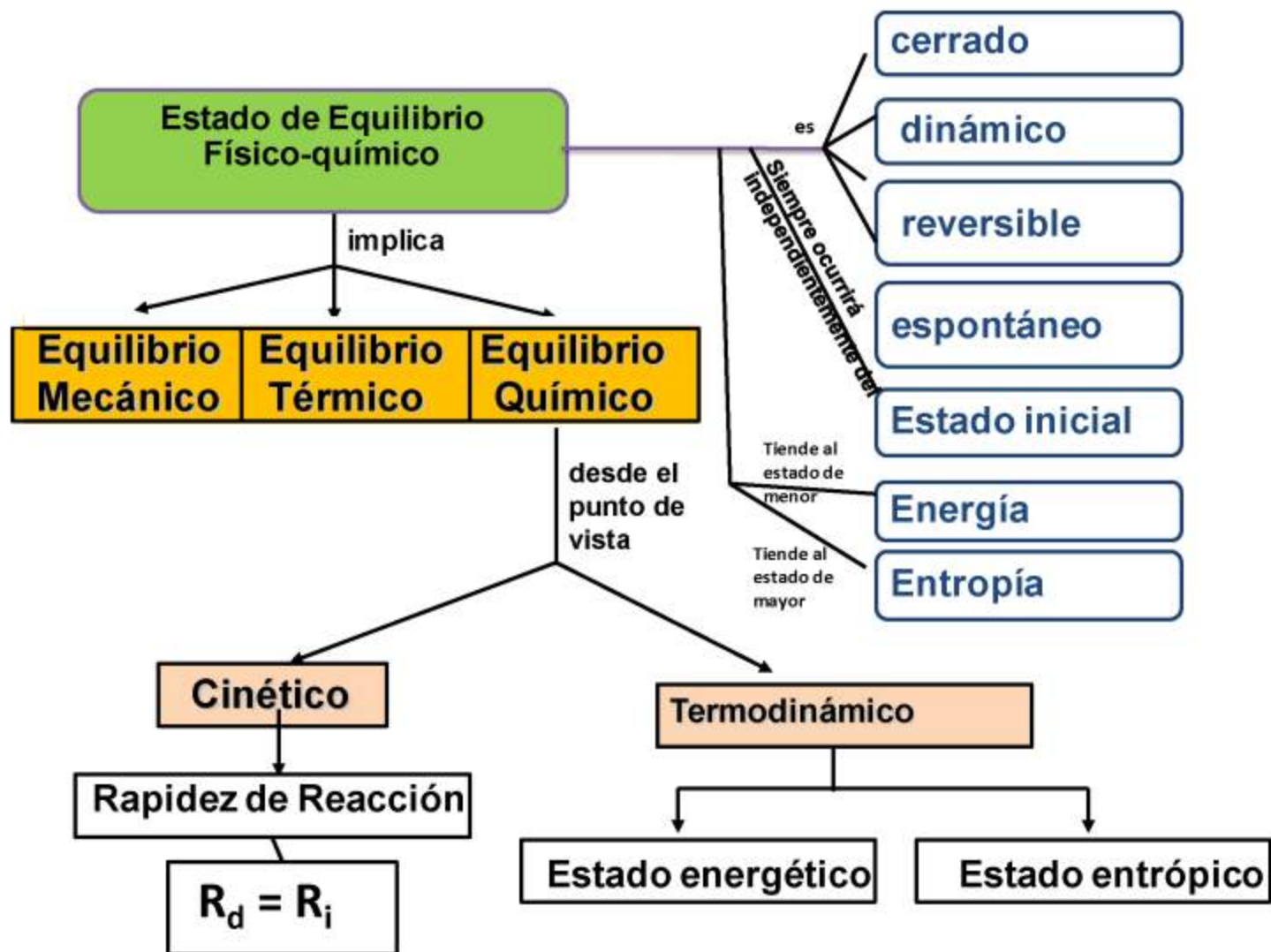
Es fácil ver que esto se aplica al ejemplo inicial del sistema: CaCO_3 , CaO y CO_2 , porque para cada temperatura hay un valor fijo de la presión de CO_2 en equilibrio, valor al cual la rapidez de desprendimiento del CO_2 iguala a la rapidez de su conversión en CaCO_3 . No importa si esta presión se obtiene por la descomposición del CaCO_3 , o porque reaccione el CO_2 con el CaO , tendrá el mismo valor a una determinada temperatura. La rapidez de las reacciones directas e inversa llegan a ser iguales, y

cesa la reacción neta; es decir, al final la presión del CO_2 alcanza el mismo valor en el equilibrio, sin importar si inicialmente esta presión era superior o inferior a dicho valor.

Para especificar las situaciones del equilibrio químico, con frecuencia es necesario dar las concentraciones de las especies involucradas a la respectiva temperatura. Afortunadamente, para cada reacción química existe una función única que expresa de manera concisa todas las situaciones posibles del equilibrio para una temperatura particular. Este valor es la constante de equilibrio, asunto de primordial importancia en la química. De ella se tratará más adelante.



Mapa de conceptos



El equilibrio químico: Equilibrio dinámico

La primera característica analizada y la más importante del estado de equilibrio, es que es dinámico. Lo que implica que las reacciones están en equilibrio cuando los productos y los reactivos se forman con igual rapidez, pero no se detienen.

Una manera de comprobar que un equilibrio químico es dinámico, es utilizando un marcador radiactivo. Por ejemplo, si se tiene una mezcla en equilibrio de $\text{AgI}(s)$ y su disolución acuosa saturada, representada así:



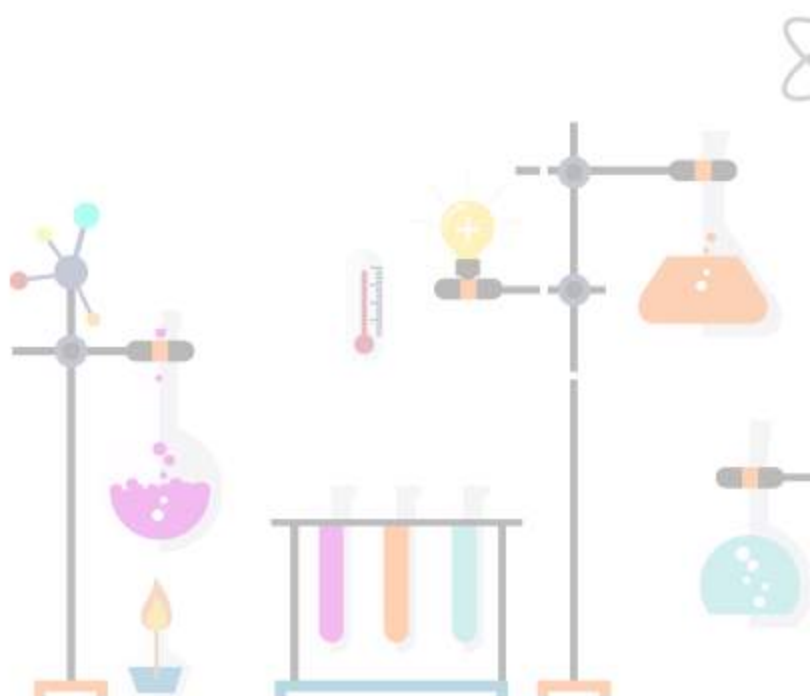
y luego se agrega a la mezcla un poco de disolución saturada de AgI , preparada con AgI que contiene yodo-131 radiactivo en forma de ion yoduro.

Si los procesos directo e inverso se detuviesen al alcanzarse el equilibrio, la radiactividad estaría confinada en la disolución. Sin embargo, lo que se encuentra es que aparece radiactividad en el sólido en contacto con la disolución saturada. Con el transcurso del tiempo, la especie radiactiva se distribuye a través de la disolución y del sólido no disuelto. La única manera de justificar este hecho, es que la disolución del soluto sólido y su cristalización de la disolución saturada

continúen indefinidamente. Por tanto, la situación de equilibrio es dinámica

Reflexiona:

¿Cómo se puede comprobar si un equilibrio químico es dinámico?, es decir, ¿Cómo se sabe si después de alcanzarse el equilibrio continúan las reacciones directa e inversa?



Analogía: Rapidez del Cambio de Color



Si diez camaleones verdes se vuelven rojos por un minuto, la rapidez de este cambio se puede expresar como que diez camaleones verdes desaparecen por minuto o diez camaleones rojos aparecen por minuto.

¿Cómo relacionas este hecho con la rapidez de una reacción reversible?

Mini Laboratorio La botella Azul

Materiales:

- 1 Matraz aforado de capacidad 1 L
- 1 vaso de precipitado de capacidad 500 mL
- 2 agitadores de vidrio
- 1 tapón de goma o corcho

Sustancias:

- 250 mL de agua destilada
- 1 gota de azul de metileno
- 1 g de hidróxido de sodio
- 3 g de glucosa

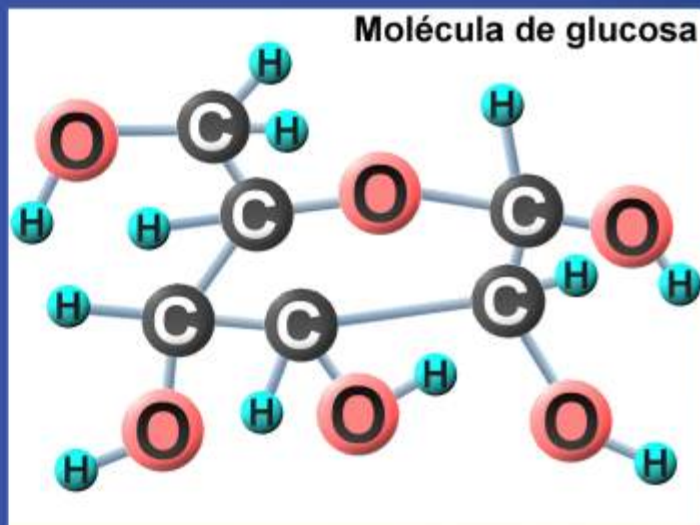
Procedimiento:

- *Añadir a 250 mL de agua destilada 1 g de hidróxido de sodio y 3 gr de glucosa
- *Agitar enérgicamente hasta que los gránulos del hidróxido y de glucosa se disuelvan
- *Añadir una gota de azul de metileno
- *Trasvasar la disolución anterior al matraz de un litro
- *Colocar el tapón de goma
- *Agitar y dejar que repose
- *Observar lo que ocurre



Curiosidades:

Muy pocas de las reacciones bioquímicas que ocurren en nuestras células alcanzan el equilibrio. Casi siempre es mejor para nosotros que los reactivos se transformen casi por completo en productos. ¿Nuestras células obtendrán más energía de la combustión exotérmica del azúcar glucosa cuando la reacción es completa o cuando se alcanza el equilibrio?



Estados de equilibrio dinámico

Imagínate que luego de apagar un automóvil, se cierra por ambos extremos del convertidor catalítico, de manera que no entre ni salga materia de él pero sí energía (sistema cerrado). El convertidor se va enfriando hasta alcanzar la temperatura ambiente. Después de un tiempo, pareciera que ya no estuviera ocurriendo ningún cambio con la pequeña cantidad de gases que están dentro del convertidor.

Sin embargo, esto no es así. Lo que ocurre es que, paulatinamente, la velocidad con que se esté transformando CO y O₂ en CO₂ (reacción directa) se iguala con la velocidad con que se transforma CO₂ en CO y O₂ (reacción inversa), de forma tal que las cantidades de cada una de estas tres sustancias permanecerán constantes en el tiempo.

Se dice así que se ha alcanzado un estado de equilibrio, un estado estable que se mantendrá mientras no se cambien las condiciones.



Reflexiona e Investiga:

¿Consideras que en un reactor catalítico se alcanza un estado de equilibrio químico?





Equilibrio entre dos óxidos de nitrógeno

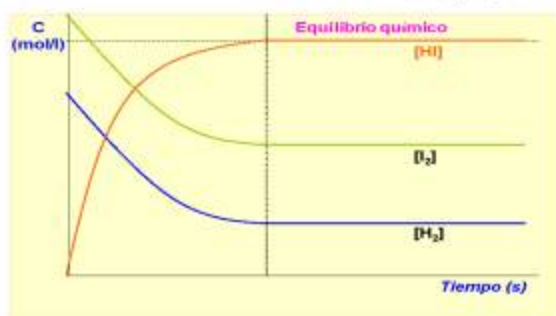
El dióxido de nitrógeno (NO_2) es un gas de color pardo, en cambio el tetróxido de dinitrógeno es incoloro. Por tanto, como se puede observar en la figura anterior, al aumentar la temperatura el sistema se desplaza hacia una mayor concentración del NO_2

PROBLEMAS TIPO



Para el sistema en equilibrio representado por la siguiente ecuación química:
 $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$; se partió de una mezcla inicial de H_2 y I_2 y se esperó a que transcurriera el tiempo hasta que alcanzó el equilibrio. Luego se graficaron los valores de las concentraciones en (mol/L) en función del tiempo, obteniéndose la siguiente gráfica:

Variación de la concentración con el tiempo ($\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$)



¿Dónde habría que marcar en el gráfico el tiempo que tardó el sistema en llegar al equilibrio?

Si esta reacción es reversible, como observamos en la gráfica se parte de una concentración inicial de H_2 e I_2 , pero al transcurrir el tiempo se va a formar solo HI, hasta que todas las concentraciones se hacen constantes, es decir, no varían en el tiempo, lo que corresponde a una línea recta para las tres especies; así, en el equilibrio estarán presentes todas las sustancias involucradas.

Para que se forme una molécula de HI debe chocar, y reaccionar, una molécula de H_2 con una de I_2 . La rapidez con que reaccionen será proporcional al número de choques. Cuanto mayor sea la concentración, mayor será la probabilidad de choques. Podemos decir que, en el equilibrio la rapidez de las reacciones directa e inversa son iguales, no varían en el tiempo como se observa en la siguiente gráfica, y por esto las concentraciones se mantienen constantes mientras no se perturbe el equilibrio. Por lo tanto, el tiempo que transcurre hasta que la rapidez de ambas reacciones opuestas se igualan es el tiempo que el sistema tarda en llegar al equilibrio (t_{eq}). A partir de dicho tiempo el sistema estará en equilibrio.

Ley de acción de masas

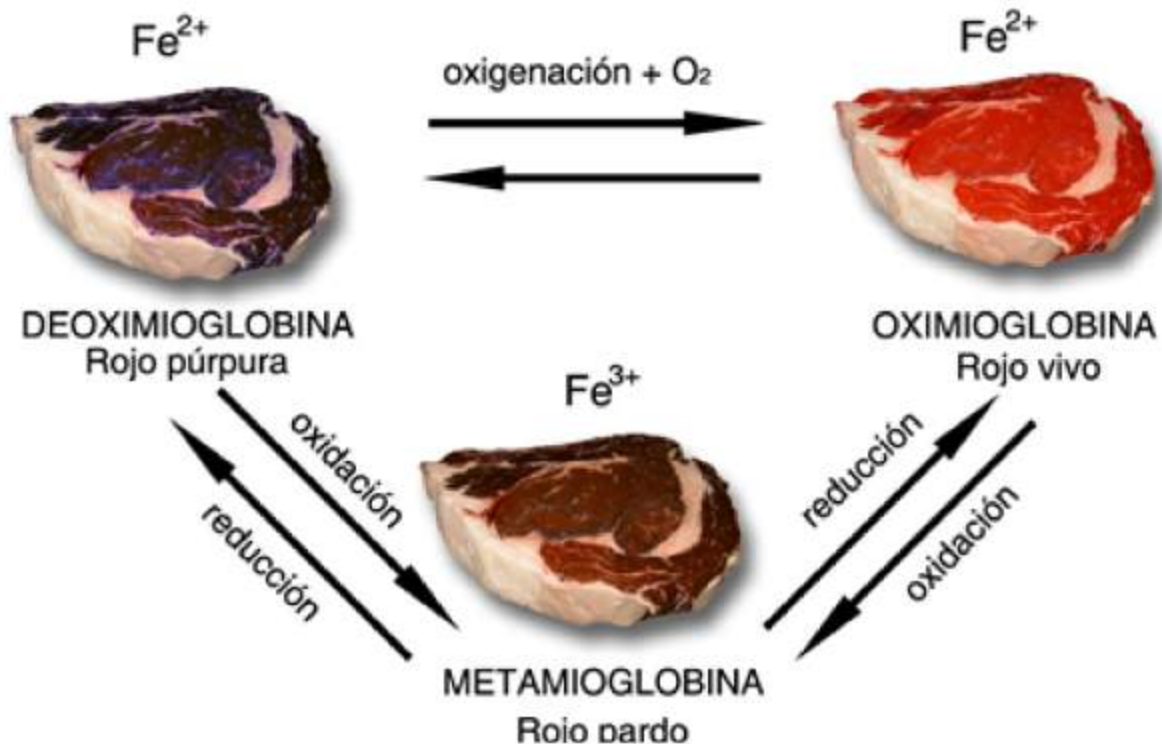
La ley de acción de masas establece que para una reacción química reversible en equilibrio, a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos, tiene un valor constante. La ley fue enunciada en 1867 por Guldberg y Waage, y debe su nombre al concepto de masa activa, lo que se conoce hoy como concentración.

De acuerdo con esta ley: La rapidez a la que una sustancia reacciona es directamente proporcional a su masa activa. Así, la rapidez de reacción es directamente proporcional al producto de las masas activas de los reactivos correspondientes.

Considérese la posibilidad de una reacción reversible en general:



A manera de ejemplo, la imagen muestra la reacción reversible de óxido reducción que ocurre en la carne:



Reacción de óxido reducción en los productos carnicos

BUSCANDO EN LA Web

Si quieres saber más acerca de la historia y controversia de la ley de acción de masas de Guldberg y Waage, consulta la siguiente dirección electrónica:

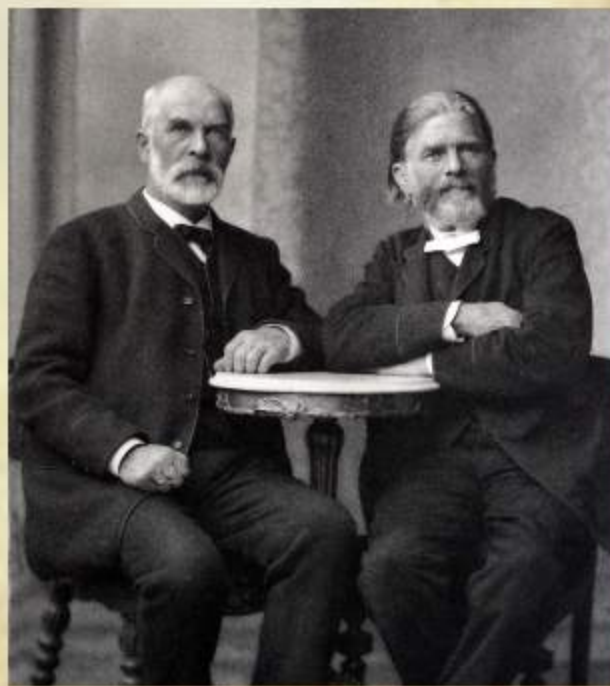
<http://es.scribd.com/doc/86233687/Historia-del-Equilibrio-Quimico/>

Un poco de historia: Conociendo a Maximilian Guldberg y a Peter Waage

C. M. Guldberg (1836-1902) y P. Waage (1833-1900), profesores de Matemáticas aplicadas y de Química, respectivamente, en la Universidad de Cristianía (actualmente Oslo), en el año 1862, particularizaron su ley de acción de masas al equilibrio de esterificación. Encontraron una relación constante (actualmente denominada K_c), entre las concentraciones de equilibrio de los productos y de los reactivos.

En un principio se supuso que las reacciones rápidas eran las reacciones completas. Sin embargo, pronto se comprobó que ambas cuestiones eran independientes; ya que el grado en que se completa una reacción está determinado por su constante de equilibrio, mientras que la rapidez de la reacción está determinada por el grado de contacto entre los reactivos, la presencia o ausencia de catalizador y otras variables.

Esta concepción fue introducida, en 1864, por los químicos noruegos Cato Maximilian Guldberg y Peter Waage



Clasificando al equilibrio químico

Cuando el equilibrio se establece de manera que todos los compuestos presentes se encuentran en una sola fase, por ejemplo, una mezcla de gases o una disolución líquida, se habla de equilibrio homogéneo. En este caso, no existen límites físicos entre las especies presentes, pues todas se encuentran en el mismo estado de agregación. Por ejemplo, la reacción de obtención del ioduro de hidrógeno:



En los equilibrios homogéneos, se puede diferenciar a los equilibrios iónicos, donde intervienen ácidos y bases disociadas en una sola fase. Sin embargo, estos no son los únicos que se producen en disoluciones acuosas. Existen equilibrios en el que intervienen especies que poseen solubilidades muy bajas, insolubles en agua, que tienden a precipitar y formar dos fases.

Estos equilibrios se denominan heterogéneos, por ejemplo la formación del monóxido de carbono:



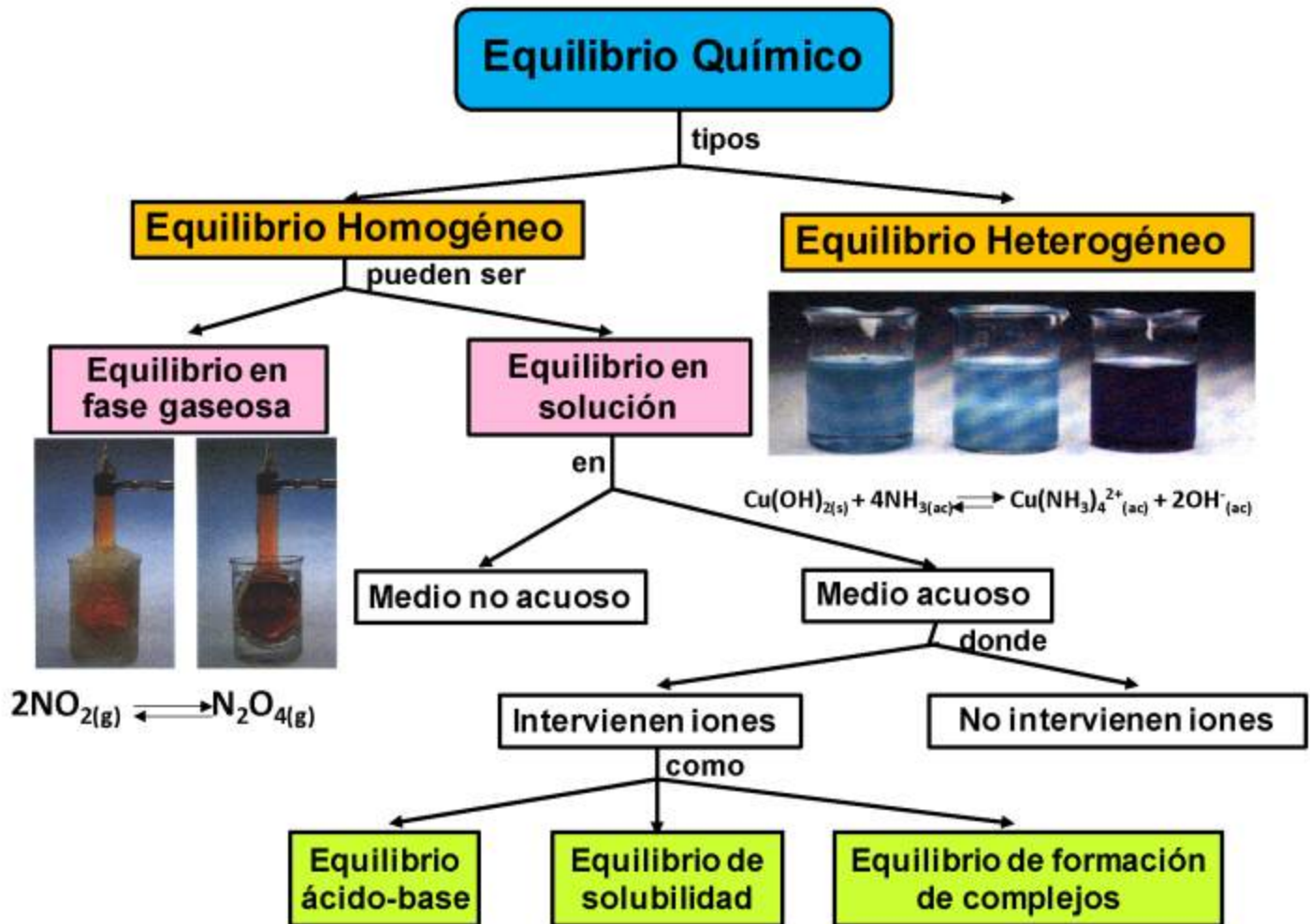
En este caso el carbono se presenta en fase sólida, al tiempo que el oxígeno y el monóxido de carbono se encuentran en estado gaseoso. La concentración y la presión de la fracción sólida se mantienen constantes, aún si el sistema se desplazará ligeramente, pues los cambios de temperatura y presión no afectan en forma significativa su volumen, por tanto, no varía la concentración ni la presión



En las siguientes direcciones electrónicas encontrarás experimentos y animaciones a nivel molecular de los diferentes tipos de equilibrios químicos estudiados:

<http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/animations/CoCl2equilV8.html>

Mapa de conceptos



¿Qué es la constante de equilibrio químico?

Una reacción química reversible puede representarse por la siguiente ecuación general:



Al alcanzar el equilibrio, se igualan la rapidez de la reacción directa e inversa, pudiéndose afirmar que:

$$K_1 [A][B] = k_2 [C][D]$$

por lo tanto

$$K = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

En las expresiones matemáticas anteriores, la fórmula de la sustancia escrita entre corchetes simboliza su concentración en mol/L; mientras que K_1 y K_2 son constantes y, por tanto, su relación también es constante. Dicha relación es la expresión matemática de la ley de acción de masas, y se le conoce con el nombre de constante de equilibrio. Por lo que ésta nos muestra la relación que existe entre las concentraciones de los reactivos y los productos de una reacción química que ha alcanzado el equilibrio, a una temperatura determinada

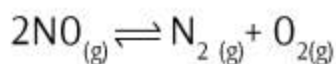
EJEMPLO

La expresión de la constante de equilibrio para un sistema en específico, quedaría de la siguiente manera:



$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

La expresión de la constante de equilibrio para un sistema en general, quedaría de la siguiente manera:



$$K_C = \frac{[N_2] \cdot [O_2]}{[NO]^2}$$

En una reacción dada experimentalmente, se puede determinar una ecuación de su rapidez, que incluye una constante k y las concentraciones en el equilibrio de las especies involucradas. La constante de equilibrio equivale al producto de las concentraciones de las sustancias formadas en una reacción química reversible en la que se ha alcanzado el equilibrio (productos de la reacción directa), dividido entre el producto de las concentraciones de las sustancias que reaccionan (reaccionantes de la reacción directa), elevada cada una a un exponente igual al coeficiente estequiométrico en la ecuación química ajustada. Su valor es adimensional, es decir, no tiene unidades físicas. La constante cambia con la temperatura; sin embargo, para una temperatura determinada, ese valor siempre es el mismo.

Ahora bien, el valor de la constante de equilibrio dependerá de la manera cómo se escriba la reacción reversible que represente a una mezcla de sustancias en equilibrio. Por ejemplo, para el sistema de gases formado por: I_2 , H_2 y HI , se puede representar de dos maneras:

1. $2HI(g) \rightleftharpoons I_2(g) + H_2(g)$; la expresión de la constante de equilibrio quedaría:

$$K_C = \frac{[H_2] \cdot [I_2]}{[HI]^2} = 1,05 \text{ a } T = 556K$$

2. $I_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$; la expresión de la constante de equilibrio quedaría:

$$K_C = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]} = 0,95 \text{ a } T = 556K$$

Al comparar las dos expresiones de la constante de equilibrio, de ambas formas de escribir la reacción y sus valores, se puede ver que son recíprocas.

Magnitud de la constante de equilibrio químico

En un sistema en equilibrio se puede presentar alguna de las siguientes situaciones:

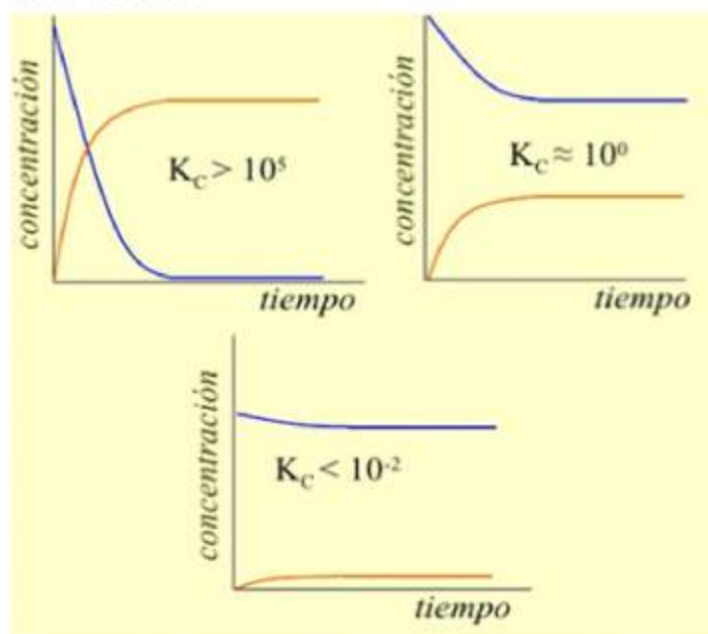
1. $K_C > 1$: **la concentración de los productos es mayor que la de los reactivos**, de manera que el cociente $[\text{productos}] / [\text{reactivos}]$ es mayor a la unidad. Esto significa que la reacción es favorable en el sentido de formación de los productos. Industrialmente se busca que se presente esta situación, con el fin de optimizar la producción de algún compuesto deseado, como el ácido sulfúrico (H_2SO_4).

2. $K_C < 1$: **la concentración de los productos es menor que la de los reactivos**. En este caso, se presenta una situación desfavorable en la formación de productos, pues predomina la formación de reactivos.

3. $K_C = 1$: el valor de la constante de equilibrio oscila alrededor de uno. Significa que **la concentración de**

reactivos y productos es similar, no se favorece la formación de dichos reactivos ni la de productos, y las concentraciones se mantienen en valores semejantes.

A partir de lo anterior, podemos inferir que una simple mirada al valor de la constante de equilibrio aporta información cuantitativa acerca de las condiciones en las que se alcanza dicho equilibrio, y si en este estado hay predominio de la formación de productos o de reactivos; tal y como se observa en el siguiente gráfico de concentración en función del tiempo, que ilustra cada uno de los tres casos estudiados:



Cálculo de la constante de equilibrio químico

La constante de equilibrio K_e , al igual que las constantes de rapidez de reacción, se determina experimentalmente y es característica para una reacción dada, a una cierta temperatura. Véase el siguiente ejemplo:



Para este sistema se realizaron cuatro experimentos, variando las concentraciones de una de las especies presentes:

A partir de la expresión:

$$\frac{K_d}{K_i} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = K_c$$

se calcula la constante, K_c , a esta temperatura del equilibrio, obteniéndose que las concentraciones de: H_2 , I_2 y HI son: 0,224 mol/l, 0,426 mol/l y 2,257 mol/l respectivamente. Así, el valor de la constante es igual a: 53,4.

Otro ejemplo, es el sistema en equilibrio representado por la ecuación:

$2\text{SO}_{2(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{g})}$. Analicemos los siguientes valores de las concentraciones iniciales y en el equilibrio, para cinco

experimentos donde se varían las concentraciones de partida. En cada caso, K_c se obtiene por la siguiente expresión:

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 \cdot [O_2]}$$

Como se puede observar (ver la tabla), para cada caso el valor de la constante de equilibrio es prácticamente constante, aunque el estado inicial no fue el mismo. Por lo tanto, el sistema tiende de manera espontánea hacia el mismo estado, sin importar las concentraciones iniciales, pero a igual temperatura.

	Concentraciones iniciales (mol/L)			Concentraciones equilibrio (mol/L)			K_c
	[SO ₂]	[O ₂]	[SO ₃]	[SO ₂]	[O ₂]	[SO ₃]	
Exp 1	0,200	0,200	—	0,030	0,115	0,170	279,2
Exp 2	0,150	0,400	—	0,014	0,332	0,135	280,1
Exp 3	—	—	0,200	0,053	0,026	0,143	280,0
Exp 4	—	—	0,700	0,132	0,066	0,568	280,5
Exp 5	0,150	0,400	0,250	0,037	0,343	0,363	280,6

Tabla que muestra las concentraciones iniciales y en equilibrio para cinco experimentos del mismo sistema químico

PROBLEMA



En un recipiente de 10 litros se introduce una mezcla de 4 mol de $N_2(g)$ y 12 mol de $H_2(g)$; a) escribir la reacción de equilibrio; b) si establecido éste se observa que hay 0,92 mol de $NH_3(g)$, determinar las concentraciones de N_2 e H_2 en el equilibrio y la constante K_c .

Análisis



b) Cantidades de sustancia iniciales:
$$4 \text{ mol} \qquad 12 \text{ mol} \qquad 0 \text{ mol}$$

c) Cantidades de sustancia en equilibrio:
$$4 - 0,46 = 3,54 \text{ mol} \quad 12 - 1,38 = 10,62 \text{ mol} \quad 0,92 \text{ mol}$$

d) conc. Eq (mol/l)
$$0,354 \qquad 1,062 \qquad 0,092$$

Tomando en cuenta las relaciones estequiométricas, tenemos que al formarse 0,92 mol de NH_3 , se consume la mitad de N_2 : 0,46 mol, y de H_2 se consume el triple de la cantidad de N_2 . Como el volumen del recipiente es de 10 litros, se dividen las cantidades de sustancia en el equilibrio entre este volumen para obtener las concentraciones en el equilibrio.

e) Luego, la expresión de la constante de equilibrio sería:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 \cdot [N_2]}$$

Así tenemos que:

$$K_c = \frac{(0,092)^2}{(1,062)^3 \cdot (0,354)} \quad K_c = 1,996 \times 10^{-2}$$



Resolviendo Problemas



1.- En la estratosfera el ozono (O_3) se convierte constantemente en oxígeno molecular (O_2), según la reacción:



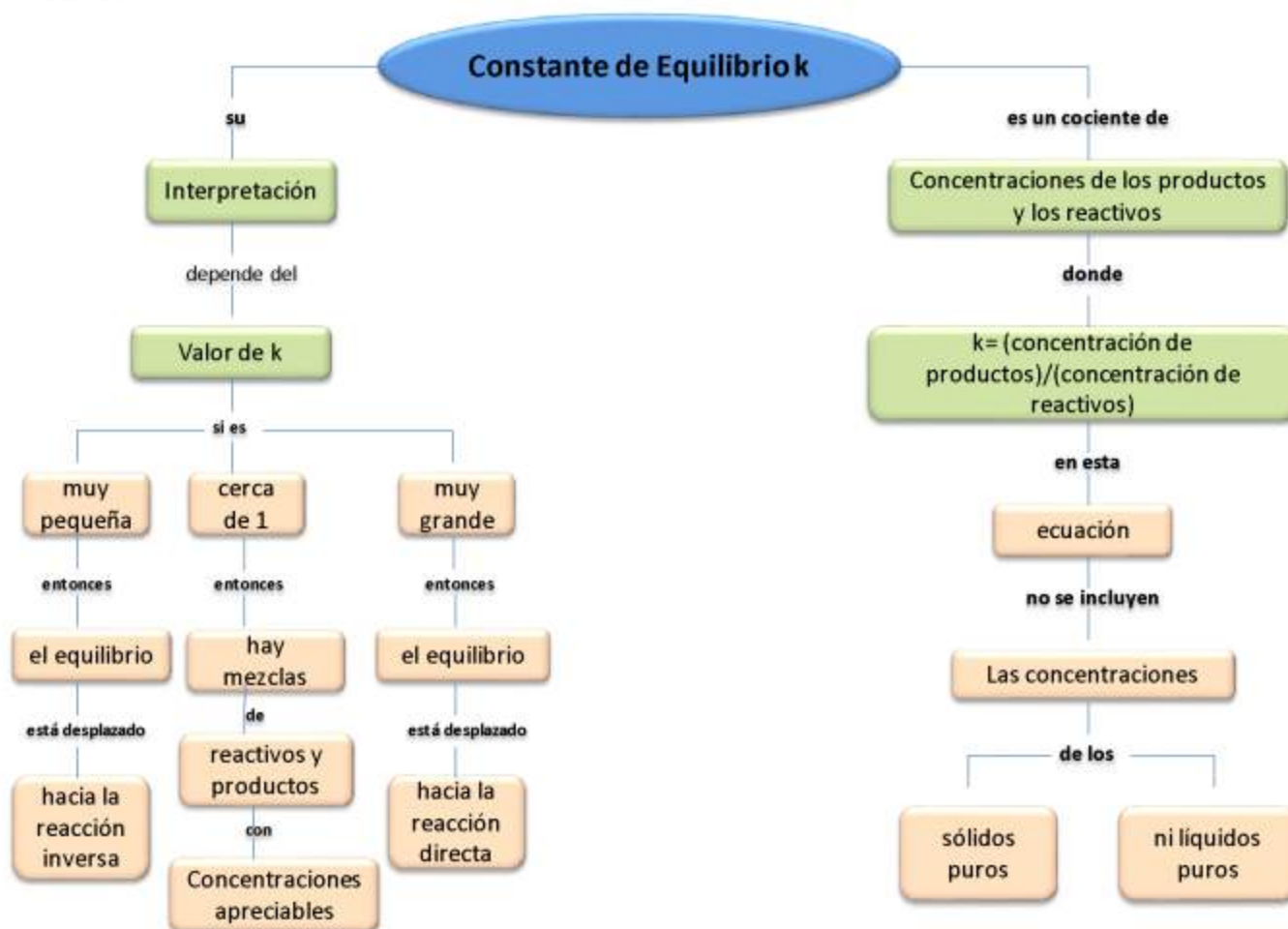
La constante de equilibrio para esta reacción, a $2300\text{ }^\circ\text{C}$ es $2,5 \times 10^{12}$. **¿En qué sentido está desplazado el equilibrio químico?** Justifica la respuesta.

2.- En un recipiente de $0,4\text{ l}$ se introduce 1 mol de $N_2(g)$ y 3 mol de $H_2(g)$ a la temperatura de 780 K . Cuando se establece el equilibrio para la reacción:



se tiene una mezcla con un 28% en mol de NH_3 . Determina: a) La cantidad de sustancia de cada componente en el equilibrio. b) El valor de K_c

RESUMIENDO



Factores que afectan al equilibrio químico

En un sistema en equilibrio químico, aunque la rapidez de la reacción directa es igual a la de la reacción inversa, este proceso reversible va a favorecer la dirección en que se forman los productos más estables. Pero ¿Cómo mejoran el rendimiento de un producto en la industria? Deben tomar decisiones y, para ello, han de analizar las condiciones de la reacción en equilibrio. Con frecuencia deciden variar: la presión, la temperatura o, simplemente, la cantidad de una de las sustancias del sistema. Cual sea el cambio, éste rompe con el estado de equilibrio.

Si una reacción alcanza el equilibrio, ¿Cómo se pueden obtener grandes cantidades de un producto? ¿Este no se transformaría constantemente en un reactivo? En 1884, el científico francés Henri Louis Le Chatelier afirmó que si se altera un equilibrio, el sistema se reajustará para disminuir dicha alteración o perturbación y volver de nuevo al equilibrio. Este principio, en el que se consideran los cambios en el equilibrio, se denomina principio de Le Chatelier.

Los ingenieros químicos pueden aplicar esta tendencia de las reacciones en equilibrio para aumentar el rendimiento de los productos en la misma. Si se retiran los productos de una reacción en equilibrio, una cantidad mayor de los reactivos se transformará en productos para restablecerlo. Si este proceso se mantiene, la mayor parte de los reactivos se convertirá en productos. Por ejemplo, en la descomposición de la roca caliza en cal y dióxido de carbono: se retira en cuanto se produce, la reacción favorecerá su formación para restablecer el equilibrio, y se dirigirá en la dirección en la que se produce más cal.



Analogía: Un sistema bajo tensión

Imaginemos la siguiente situación: Un perro que tiene sed y va a tomar agua. Antes de que el perro empiece a beber, el agua de este recipiente había alcanzado un nivel de equilibrio estable. Cuando el perro bebe el agua, este nivel se altera y sale agua del recipiente hacia el exterior para restablecer el nivel de equilibrio del agua.



Un poco de historia: Conociendo a Henry Louis Le Chatelier

Fue un famoso químico francés. Es conocido por su principio sobre las alteraciones de los equilibrios químicos. Henry nació el 8 de octubre de 1850, siendo hijo de Louis Le Châtelier y Louise Durand. Su padre fue ingeniero politécnico. El Ingeniero Louis desempeñó un importante papel dentro de la industria francesa en el siglo XIX. Participó en el nacimiento de esta industria, especialmente en el sector del aluminio, con la introducción del procedimiento Martin-Siemens en la siderurgia y con el desarrollo de transportes ferroviarios. El padre fue una gran influencia en la futura carrera de Henry. Tuvo una hermana de nombre Marie y cuatro hermanos: Louis, Alfred, Georges y André. Su madre le dio una educación muy rigurosa y estricta. Efectuó sus estudios en el Collège Rollin en París. Después de solamente un año de Matemáticas especiales, entró como su padre a L'Ecole Polytechnique (Escuela Politécnica) el 25 de octubre de 1869. Después de una escolaridad brillante en el Politécnico (Fue el primero de su generación), entró a L'Ecole des Mines de París en 1871 (donde terminó en tercer lugar de excelencia). Como todos los alumnos de La Escuela Politécnica, fue nombrado subteniente el 11 de septiembre de 1870, y participó en el Siège de Paris (Sitio de París).



Contrajo matrimonio con Genièvre Nicolás, amiga de la familia y hermana de cuatro estudiantes de la Escuela Politécnica. Tuvieron cuatro hijas y tres hijos. A pesar de su formación como ingeniero y de incluso interesarse en los problemas industriales, prefirió seguir una carrera de profesor investigador en Química en lugar de seguir una carrera en la industria.

En 1887, fue elegido como jefe del departamento de Química General en L'Ecole de Mines de París. Puesto que desempeñó hasta su retiro.

Intentó en vano convertirse en profesor de Química en la Escuela Politécnica en

1884 y en 1897. En Química, Henry Le Châtelier es conocido por: El principio del equilibrio químico que lleva su nombre (principio de Le Châtelier), y por el estudio de la variación de la solubilidad de las sales en una solución ideal

Publicó aproximadamente treinta trabajos sobre estos temas, entre 1884 y 1914. Sus resultados sobre los equilibrios químicos fueron presentados en L'Academie des Sciences de París. Fue nombrado miembro de L'Academie des Sciences (Academia de las ciencias), en 1907. Fue distinguido miembro de la Legión de Honor (Caballero), en 1887, siendo elevado a rango de Oficial en 1908, de Comandante en 1919 y Gran Oficial en 1927. Además, recibió la Médaille Davy, distinción de la Royal Society, en 1916.

Alterando el equilibrio: Aplicación del principio de Le Chatelier

Agregar más reactivos básicamente tiene el mismo efecto que retirar los productos. Para que en la reacción se restablezcan las cantidades de reactivos y productos en equilibrio, se deben formar más productos si se añaden más reactivos.

Suministrar o restar energía térmica, en forma de calor, puede influir en la dirección de una reacción. Así como ésta se desplaza hacia la reacción directa cuando se añade más reactivo, suministrar más energía térmica a una reacción endotérmica provoca que el equilibrio se desplace hacia la reacción directa. Por ejemplo, la ecuación para la reacción en la que se forma aluminio metálico a partir de bauxita, un mineral de aluminio, muestra que se debe suministrar energía para que se forme el producto:



Así, si se suministra más energía, la reacción va hacia la reacción directa y se forman más aluminio y dióxido de carbono.

En el caso de una reacción exotérmica, suministrar energía desplaza el sistema hacia la reacción inversa. Por ejemplo, en el proceso Haber para producir amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno, se produce energía, es una reacción exotérmica.



Se favorece la formación de nitrógeno e hidrógeno al aportar energía, por lo que en el proceso Haber la temperatura se debe controlar para obtener el amoníaco.

Por otra parte, supongamos que tenemos un recipiente no rígido que contiene una mezcla gaseosa en equilibrio y, sin variar las cantidades de sustancia y la temperatura, aumentamos su volumen. En este caso, disminuirá el número de choques de las partículas de los gases, por unidad de superficie de las paredes del recipiente, al tener éstas mayor espacio para moverse, lo que se traduce en una disminución de la presión. En cambio, si reducimos el volumen del recipiente, aumenta la frecuencia de choques de las partículas y, consecuentemente, se incrementa la presión del sistema gaseoso.

Otra forma de cambiar la rapidez de una reacción es añadir o retirar un catalizador. Un catalizador es una sustancia que acelera la rapidez de una reacción, sin que él mismo sufra un cambio permanente o se consuma. Aunque los catalizadores aumentan la rapidez de las reacciones, no modifican la posición de los equilibrios; de ahí que no afecten la cantidad de producto que se puede obtener en una reacción, ya que sólo modifican la rapidez con que se forma.

¿Cómo actúa un catalizador para acelerar una reacción química?

En las reacciones químicas se forman y se rompen enlaces, para lo cual se requiere

energía. Un catalizador acelera una reacción porque disminuye la cantidad de energía necesaria para romper estos enlaces. Este proceso se puede equiparar con la acción de patear un balón de fútbol sobre la portería. Un jugador puede patear el balón para que rebase la altura reglamentaria de la portería, pero si ésta disminuye su altura, la pelota rebasará la portería utilizando menos energía.

BUSCANDO EN LA



Lectura sobre “Equilibrio químico en los océanos”, se puede encontrar en la siguiente dirección:

El mal de montaña es una cuestión de equilibrio

<http://www.cac.es/cursomotivar/resources/document/2011/9.pdf>.

Lectura equilibrio químico y salud
<http://jhonnip.wixsite.com/lacienciadelaquimica/single-post/2017/03/26/El-mal-de-monta%C3%B1a-es-una-cuesti%C3%B3n-de-equilibrio>



Resolviendo Problemas



El cloro gaseoso que se usa en agentes blanqueadores puede obtenerse según la ecuación:



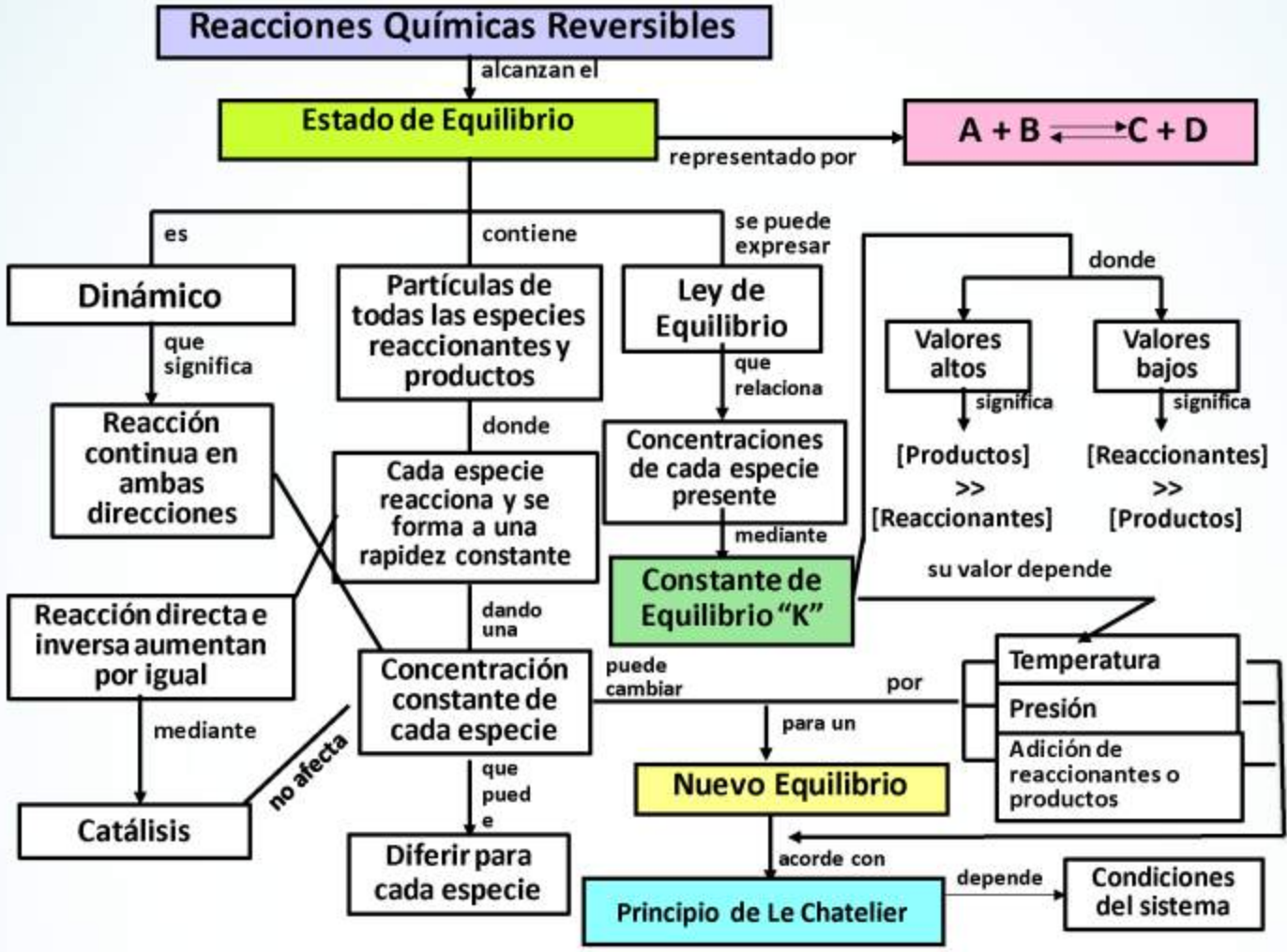
Analiza las siguientes condiciones y establece, en orden de importancia, las más convenientes para lograr un buen rendimiento en la producción de cloro:

- () Aumento de la temperatura
- () Aumento de la presión
- () Aumento de la concentración de Cl_2
- () Disminución de la concentración de NO

Analogía: Colisión de Carros Chocones

Si añadimos más carritos chocones aumenta la posibilidad de que haya un choque. Si quitamos algunos carritos se reduce la probabilidad de que dos carritos se encuentren y choquen. Mientras más partículas se añadan a una mezcla de reacción, mayor oportunidad tendrán de chocar o colisionar, y por lo tanto de reaccionar.

RESUMIENDO



Laboratorio: A Desplazar el Equilibrio

Introducción: El equilibrio de una reacción puede ser alterado por efecto de la concentración de las sustancias o por la presión y la temperatura, si se trata de reactivos en estado gaseoso. Al modificar cualquiera de estos factores, el punto de equilibrio se desplaza en la dirección que tienda a contrarrestar el efecto de dicha alteración.

Reactivos:

- Cloruro de hierro (III)
- Tiocianato de potasio
- Agua destilada
- Cloruro de sodio
- Cloruro de cobre (II)
- Sulfato de magnesio

Materiales:

- Espátulas
- Gradilla
- Vaso de precipitado
- Diez tubos de ensayo

Procedimiento

- 1.- Prepara 50 ml de solución diluida de tiocianato de potasio (KSCN) y adiciónale 3 gotas de solución de cloruro de hierro (III). Registra las observaciones.
- 2.- Vierte 10 ml de la solución anterior en cuatro tubos de ensayo
- 3.- Toma otros tres tubos para preparar soluciones diluidas de cloruro de sodio, cloruro de cobre (II) y sulfato de magnesio
- 4.- Vierte 2 ml de cada una de estas soluciones en tres de los tubos que contienen el tiocianato de potasio. El otro tubo lo dejas como patrón.
- 5.- Observa cada tubo cuidadosamente a la luz, en sentido vertical y lateral.
- 6.- Envuelve la base de cada tubo con papel de filtro y añade 2 ml más de las soluciones del numeral 3. Registra las observaciones.

Seguridad o Precaución

El KSCN es irritante de piel y ojos. Manéjalo con cuidado.

Análisis de la Actividad

- 1.- La reacción ocurrida entre el cloruro de hierro (III) y el tiocianato de potasio es la siguiente:
$$\text{Fe}^{3+}_{(ac)} + 6\text{SCN}^{-}_{(ac)} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}_{(ac)}$$

¿Qué puedes deducir de esta ecuación con respecto a los cambios observados en el procedimiento?
- 2.- ¿Cómo se comporta cada una de las sales que añadiste a la solución de tiocianato de potasio con cloruro de hierro (III)?
- 3.- ¿Son iguales los colores que observas en sentido vertical y lateral?
- 4.- Cuando añades más cantidad de solución, ¿observas algún cambio?
- 5.- ¿Qué aplicación práctica le encuentras a este comportamiento?



Laboratorio: Influencia de la Temperatura en el Equilibrio



Introducción: En toda reacción química hay ruptura de enlaces en las sustancias denominadas reactivos para formar nuevos enlaces y originar nuevos compuestos. Si los productos resultantes pueden, en parte, combinarse entre sí y generar las sustancias de partida hasta lograr el equilibrio, se habla de reacciones reversibles. En este laboratorio observarás la influencia de la temperatura en el desplazamiento de un equilibrio iónico.

Materiales:

- Gradilla y tubos de ensayo
- Pinzas para tubos de ensayo
- Vasos de precipitado de 250 ml
- Sistema de calentamiento
- Tapones

Reactivos:

- Cloruro de cobalto hexahidratado: $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
- Agua
- Ácido clorhídrico: $\text{HCl}(\text{ac})$

Procedimiento:

1.- En un vaso de precipitado de 250 ml coloca 100 ml de agua y somete a calentamiento hasta ebullición.

2.- En otro vaso de precipitado coloca 100 ml de agua fría. Añade hielo para enfriarla más.

3.- Prepara 20 ml de disolución concentrada de cloruro de cobalto hexahidratado.

4.- Prepara 20 ml de una solución de ácido clorhídrico diluido.

5.- Agrega al ácido clorhídrico diluido 2 ml de la solución de cloruro de cobalto.

6.- Coloca un tubo de ensayo con disolución de cloruro de cobalto en el vaso de precipitado con agua en ebullición y otro en el vaso de agua fría.

7.- Compara y registra los resultados.

Análisis de Resultados

1.- ¿Cuál es la diferencia entre la reacción sometida a calentamiento y la reacción en frío?

2.- Plantea la ecuación para cada caso y explica la forma en que la temperatura afecta el proceso de la reacción.

3.- Consulta qué otros factores afectan la rapidez de reacción.

Se debe saber que... con el cobalto se logran aleaciones bastante resistentes a la temperatura, que se conocen como súper-aleaciones? Se utilizan en la industria, especialmente en la fabricación de turbinas para los aviones. Otra aleación de acero de cobalto se usa en la fabricación de imanes permanentes.

Equilibrio químico y tecnología

Explotación del aire: El proceso Haber

El proceso de Haber, también llamado proceso de Haber Bosch, consiste en hacer reaccionar nitrógeno e hidrógeno gaseosos, para formar amoníaco. Este proceso tiene gran importancia a nivel industrial, ya que es el más usado para obtener amoníaco en grandes cantidades. El proceso de Haber fue ideado por el químico alemán Fritz Haber y comercializado en el año 1910 por Carlo Bosch. Ambos obtuvieron premios Nobel de Química por sus importantes aportes a la ciencia y a la industria.

En los primeros años del siglo XX, existía gran demanda de amoníaco, para ser usado en la síntesis de fertilizantes y explosivos. La obtención de amoníaco de manera natural, a partir de las reservas de guano en Chile, no bastaban para satisfacer la demanda. Por esta razón, muchos científicos se dedicaron a estudiar la manera de sintetizar amoníaco a partir del nitrógeno ambiental, hasta que Haber dio con la solución, y Bosch ideó la manera de sintetizarlo a gran escala.

El nitrógeno es un elemento muy abundante en la atmósfera. El aire que nos rodea está compuesto por un 78% de nitrógeno. La dificultad para combinarlo con hidrógeno para formar amoníaco radica en que la molécula de N_2 es muy estable, gracias a sus enlaces triples, y es químicamente bastante inerte. La reacción se logra realizar con un rendimiento aceptable, bajo condiciones de alta presión y temperatura, y mediando un catalizador de hierro, potasio y óxidos de aluminio:



Esta reacción es exotérmica, es decir, se libera calor en el proceso. El hidrógeno utilizado se obtiene a partir de gas natural o metano, que se hace reaccionar con el vapor del agua, en la presencia de catalizadores, como el óxido de níquel. El hidrógeno obtenido se pasa por las camas de óxido de hierro, al mismo tiempo que el nitrógeno proveniente de la atmósfera.

Para acelerar la reacción, se aumenta la presión a 500 atmósferas y se eleva la temperatura a unos 500 °C.

Al ser una reacción exotérmica, se puede pensar que elevar la temperatura disminuye el rendimiento de la reacción y, efectivamente, como contrapartida, la velocidad de producción aumenta muchísimo y, por esta razón, el proceso se lleva a cabo en estas condiciones. Para acelerar aún más el proceso, se va condensando el amoníaco formado, y se retira de la cámara. De esta manera, el equilibrio se desplaza hacia la derecha, acelerando la formación de producto. El rendimiento de la reacción en estas condiciones es del 20%, pero los gases que no han reaccionado para formar amoníaco se vuelven a procesar, repetidas veces, obteniéndose una recuperación del 98%. Actualmente, la mayoría del amoníaco producido a nivel industrial utiliza este proceso.

Análisis de lectura

¿Cómo afectaría el equilibrio de la reacción si se enfriara lentamente la mezcla de productos y reactivos?

Adquiere información ¿Cómo se utiliza el amoníaco en la producción de muchos fertilizantes para la agricultura?



Equilibrio químico y ambiente

La contaminación atmosférica:

Lluvia ácida

El hombre, a través de sus actividades, perturba el medio ambiente e interfiere en la precipitación de dos maneras fundamentales: con la construcción de ciudades y con el vertido de contaminantes a la atmósfera. Respecto a la contaminación atmosférica, uno de sus efectos más destructivos es la lluvia ácida, así denominada por la elevada acidez del agua precipitada. Toda lluvia es ligeramente ácida, por las sustancias químicas que hay en el aire. Se produce la lluvia ácida porque las fábricas y centrales nucleares liberan gases de desecho, que aumentan la cantidad de sustancias químicas en el aire, haciendo que la lluvia sea más ácida. Esta puede caer lejos de su lugar de origen, dañando el medio ambiente: puede matar los árboles, contaminar los lagos producir la muerte de los peces y provocar que los edificios erosionen. La misma se genera por la humedad que entra en contacto con el óxido de nitrógeno y el dióxido de azufre. En interacción con el vapor de agua, estos gases forman ácido sulfúrico y ácido nítrico. Estos contaminantes son liberados cuando se quema carbón y aceite, al usarlos como combustibles para producir calor. Generalmente, se da en las zonas más industriales. Una vez liberados, se convierten en contaminantes secundarios como lo son el ácido nítrico

y el ácido sulfúrico (ambos fáciles de disolver en el agua). Luego, deterioran edificios, ríos y plantas, ayudados por la acción del viento.

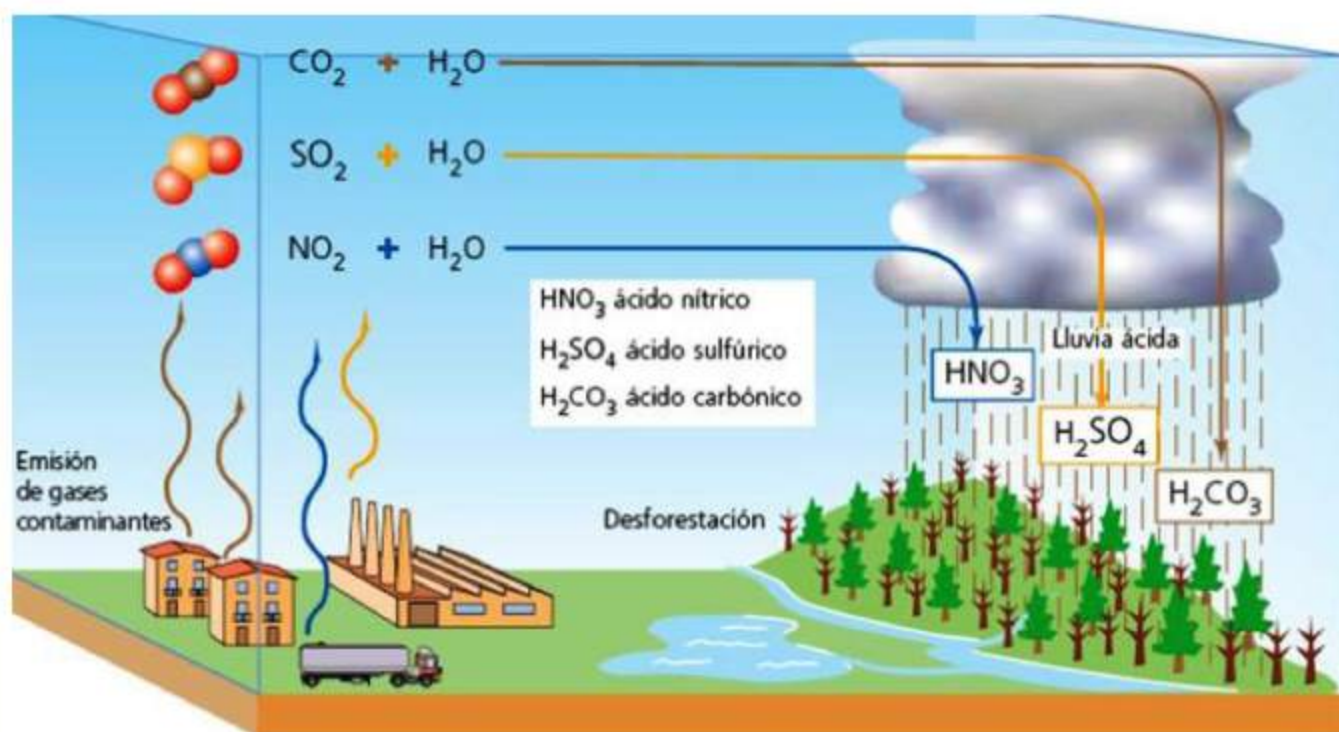
La acidez de las precipitaciones está determinada por la concentración de iones de hidrógeno presentes en el agua. Se expresa en términos de valor del pH, según una escala de 0 a 14, donde el valor 7 indica solución neutra (el agua destilada, por ejemplo), los valores inferiores, soluciones ácidas (manzanas, vinagre, zumo de limón), y los superiores, soluciones básicas (lejía, cal, amoníaco). Cada descenso del pH en una unidad supone un aumento diez veces mayor en la acidez.

La lluvia ya es de por sí ligeramente ácida, pues contiene dióxido de carbono (también lo son la nieve, la niebla y las formaciones de hielo). Se considera lluvia ácida aquella que tiene un pH inferior a 5,6. Existen diversas fuentes naturales de lluvia ácida: los compuestos de azufre que resultan de las erupciones volcánicas, los manantiales termales y las fumarolas, y una cantidad considerable de óxidos de nitrógeno y azufre, producto final del metabolismo de diversos grupos bacterianos. A pesar de estos contaminantes naturales del aire, el pH del hielo glacial llega a casi 5,0, lo que significa que las emisiones naturales de

los compuestos ácidos no son el origen principal de la lluvia ácida, sino las actividades de las sociedades humanas.

Análisis de lectura

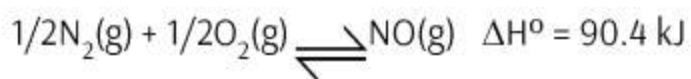
Razonamiento crítico: Los modelos de automóviles viejos son los responsables de la mayor cantidad de contaminantes del aire que descargan en la atmósfera. Inicia un debate sobre si estos automóviles se deben retirar de la circulación.



Equilibrio químico y ambiente

Control de las emisiones de monóxido de nitrógeno

La formación de NO a partir de N₂ y O₂ es otro ejemplo interesante de la importancia de los cambios de la constante de equilibrio y de la velocidad de reacción con la temperatura. La ecuación balanceada y el cambio de entalpía estándar para la reacción son:



La reacción es endotérmica, es decir, se absorbe calor cuando se forma NO a partir de los elementos. Aplicando el principio de Le Chatelier, deducimos que un incremento en la temperatura desplazará al equilibrio en la dirección que forma más NO. La constante de equilibrio K, para la formación de 1 mol de NO a partir de los elementos a 300 K, es de 10⁻¹⁵. Por otro lado, a una temperatura superior a 2 400 K, la constante de equilibrio es mucho mayor, alrededor de 0,05.

Estos valores nos permiten explicar por qué el NO es un problema de contaminación. En el cilindro de un motor de alta compresión de un automóvil moderno, las temperaturas, durante la combustión del combustible, pueden ser cercanas a 2 400 K. Hay también exceso de aire en el cilindro. Estas condiciones facilitan la formación del NO. Sin embargo, después de la combustión, los gases se enfrían rápidamente. A medida que la

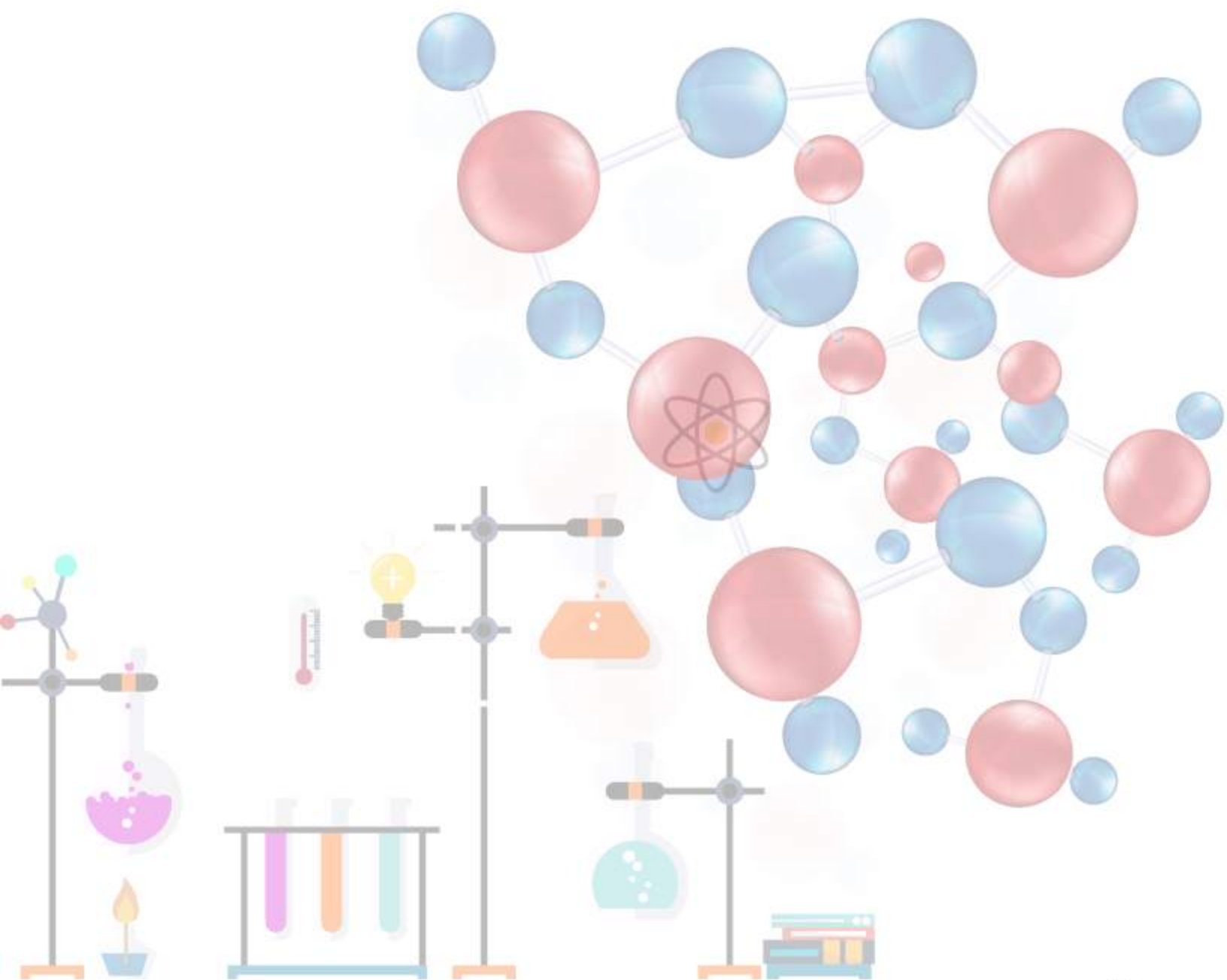
temperatura disminuye el equilibrio de la ecuación se desplaza mucho a la izquierda, es decir, en dirección del N₂ y el O₂. Pero las temperaturas bajas también significan que la velocidad de reacción disminuye. El NO formado a altas temperaturas es, prácticamente “congelado” en esa forma a medida que el gas se enfría.

Los gases emitidos del cilindro aún están calientes posiblemente a 1 200 K. A esta temperatura, la constante de equilibrio para la formación de NO es mucho menor. No obstante, la velocidad de conversión de NO a N₂ y O₂ es demasiado lenta para emitir la pérdida de NO antes de que los gases se enfríen más. La remoción del NO de los gases de emisión depende de que se encuentre un catalizador que pueda trabajar a la temperatura de los gases emitidos y que convierta el NO en moléculas menos perjudiciales. Si se pudiera encontrar un catalizador que convirtiera el NO nuevamente en N₂ y O₂, el equilibrio podría ser favorable. No se ha comprobado la posibilidad de encontrar un catalizador capaz de satisfacer las duras condiciones del sistema de emisiones de un automóvil, y que pueda catalizar la conversión del NO en N₂ y O₂. En su lugar, los catalizadores están diseñados para catalizar la reacción del NO con el H₂ o con el CO.

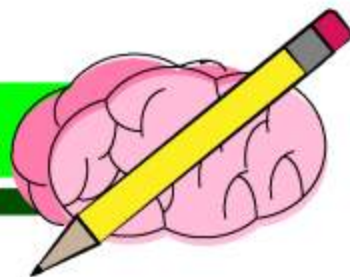
Análisis de lectura

Elabora un esquema donde se resuma los pasos para el control del monóxido de carbono. ¿De qué otra manera se podría controlar la emisión del NO?

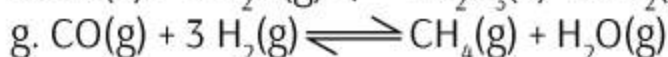
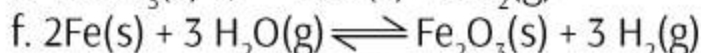
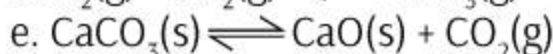
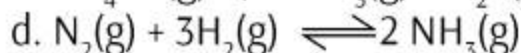
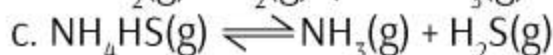
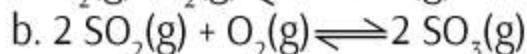
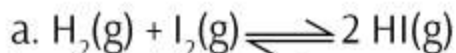
Se puede revisar los artículos relacionados con las emisiones de gases en la Legislación de la Ley Orgánica del Ambiente y la Ley Penal del Ambiente.



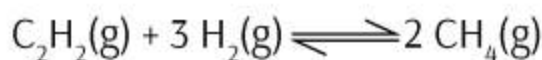
EJERCICIOS DE APLICACIÓN



1. Escribe la expresión de la constante de equilibrio para los siguientes sistemas:



2. En un recipiente de 2 dm^3 se tienen inicialmente: $0,14 \text{ mol CH}_4$; $1,52 \text{ mol C}_2\text{H}_2$ y $0,04 \text{ mol de H}_2$. Pasado cierto tiempo, el sistema alcanza espontáneamente el equilibrio a una temperatura de 2000 K , obteniéndose $0,10 \text{ mol de H}_2$. ¿En qué sentido se desplaza la reacción mientras alcanza el equilibrio? ¿Qué cantidades de metano y etano quedan en el equilibrio para la reacción? Determina el valor de K_c e interpreta el significado de ese valor obtenido

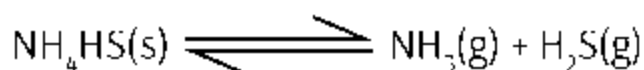


3. Una mezcla gaseosa de una planta industrial tiene la siguiente composición a 1200 K : $0,020 \text{ mol/L CO}$; $0,020 \text{ mol/L H}_2$; $0,001 \text{ mol/L CH}_4$ y $0,001 \text{ mol/L H}_2\text{O}$. Si la mezcla se pasa sobre un catalizador a 1200 K y K_c a esa temperatura es $3,92$. a. ¿Cuál de las sustancias se formará más al ir hacia el equilibrio? Para el mismo sistema anterior, pero partiendo de una mezcla gaseosa distinta, se encuentra que la composición en el equilibrio es: $0,300 \text{ mol CO}$, $0,100 \text{ mol H}_2$ y $0,020 \text{ mol H}_2\text{O}$, más una cantidad desconocida de metano en cada litro. b. ¿Cuál es la concentración de metano en esta mezcla?

4. En el laboratorio, a una cierta cantidad de ácido nítrico concentrado se le dejó caer un trozo de cobre. Escribe la ecuación que representa la reacción ocurrida. El gas producido en la reacción se recogió posteriormente en un tubo de ensayo y se colocó en un baño de agua caliente y fría. Escribe la ecuación que representa el equilibrio químico que tiene lugar y señale cuál de las reacciones es endotérmica y cuál es exotérmica.

5. Supongamos que partimos de 1 mol de nitrógeno y 1 mol de hidrógeno molecular en la síntesis del amoníaco. Si una vez alcanzado el equilibrio, añadimos al sistema 1 mol de nitrógeno a P y T constantes, indica si se desplazará el equilibrio en algún sentido. Si una vez alcanzado nuevamente el equilibrio se añade 0,5 mol de nitrógeno, pero a V y T constantes, indica si se desplazará el equilibrio en algún sentido. Explica claramente en cada caso. Puedes ayudarte con la representación de la ecuación química correspondiente o ilustrando el sistema en estudio.

6. A un recipiente de volumen variable que contiene únicamente $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$, se añade una cantidad de $\text{NH}_4\text{HS}_{(s)}$, de forma que se establece el equilibrio representado por la siguiente ecuación:



A una temperatura de 25 °C, el análisis del mismo revela la siguiente composición de la fase gaseosa en el equilibrio:

$n(\text{H}_2\text{S}) = 1,65 \times 10^{-2}$ mol, $n(\text{NH}_3) = 1,10 \times 10^{-2}$ mol y se determina que el volumen que ocupan es de 1 dm³. Argumenta cualitativamente, cómo se verá afectado el equilibrio anterior por la adición, a presión y temperatura constante, de las sustancias que se indican: a) $\text{H}_2\text{S}(g)$ y b) $\text{N}_2(g)$

Nota: El nitrógeno no reacciona con ninguna de las sustancias presentes en el equilibrio.

Referencias

- American Chemical Society. (1998). Quim Com. Química en la Comunidad (2ª.ed.). México: Addison Wesley Logan.
- Babor, J. e Ibarz, J. (1974). Química General Moderna. Barcelona. España. Editorial Marín S.A.
- Bergquist, W. y Heikkinen, H. (1990). Student ideas regarding Chemical Equilibrium. *Journal of Chemical Education*, 67(12), 1000-1003.
- Betancourt, C., Rodríguez, J. y Pujol, R. (2008). Diseño y evaluación de un software educativo para el aprendizaje de las reacciones químicas con el enfoque Ciencia, Tecnología y Sociedad. *Revista de Investigación*, 64, 85-101.
- Brown, T., LeMay, E. y Bursten, B. (1998). Química la Ciencia Central. Séptima edición México DF. Prentice Hall.
- CENAMEC. (1993). Química: Unidad I, Rapidez de Reacción y Equilibrio Químico. Caracas: CENAMEC. Material en proceso de validación.
- Chang, R. (1998). Química. (6ª.ed.). México: McGraw-Hill.
- Ebbing, D. (1997). Química General. (5ª.ed.). México: Mc Graw-Hill.
- Hubson, J. (1992). *The History of Chemistry*. Londres: MacMillan.
- Mahan, B. (1968). Química. Un curso universitario. EEUU: Fondo Educativo Interamericano.
- Masterton, W. y Slowinski, E. (1974). Química General Superior. (3ª.ed.). España: Interamericana
- Microsoft Corporation. (1993-1998). Enciclopedia Microsoft Encarta.
- Mulford, D. y Robinson, W. (2002). An inventory for alternate conceptions among first semester general chemistry students'. *Journal of Chemical Education*, 79(6), 739 - 744.
- Petrucci, R. y Harwood, W. (1999). Química General, Principios y Aplicaciones Modernas. España: Prentice Hall.
- Phillips, J., Stozak, V. y Wistrom, Ch. (1999). Química conceptos y aplicaciones. México: McGraw-Hill.
- Pierce, C, y Smith, R. (1971). *General Chemistry Workbook..* San Francisco: Freeman and Company.
- Russell, J., Kozma, R., Jones, T., Wykoff, F., Marx, N. y Davis, J. (1997). Use of simultaneous-synchronized macroscopic, microscopic and symbolic representations to enhance the teaching and learning of chemical concepts. *Journal of Chemical Education*, 74(3), 330-334.
- Witten, K., Davis, R. y Peck, M. (1998). Química General. (5ª.ed.). Madrid: McGraw-Hill

Esta obra se realizó en formato digital en el mes de Diciembre de 2019,
en Caracas, Venezuela.

Conformando la Serie de libros arbitrados de la Dirección de Publicaciones de la
Universidad Pedagógica Experimental Libertador.

direccion.publicaciones@upel.edu.ve
direccion.publicacionesupel@gmail.com