

UNIDAD 2

Las disoluciones

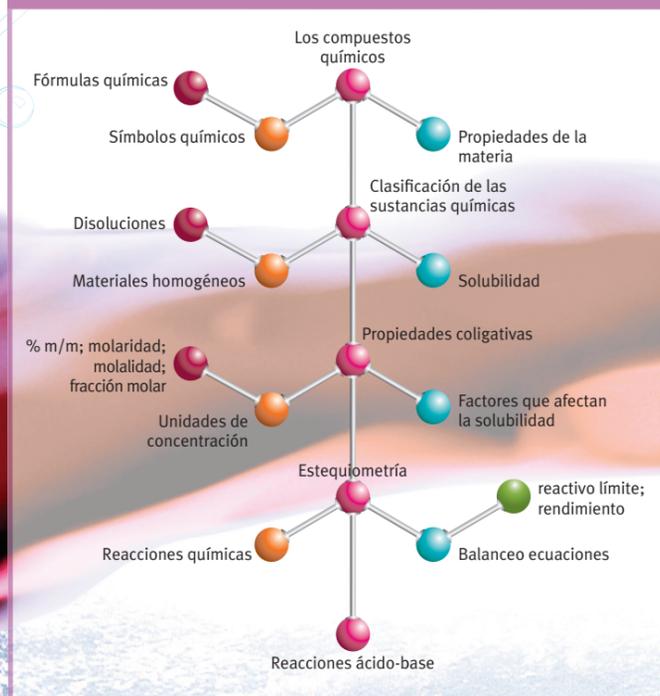
Subtítulo por definir

“Tres cuartas partes del Globo Terráqueo están formadas por “agua”. Sin embargo, el mayor porcentaje de masas de agua corresponden a una “solución salina”: el mar”

Asimismo, la gran mayoría de las reacciones químicas que ocurren en los organismos vivos más complejos tienen lugar en ambientes de “soluciones acuosas”.

¿Por qué los peces obtienen el oxígeno disuelto en agua para poder sobrevivir? Las disoluciones están presentes en nuestra vida cotidiana en cuestiones que nos parecen tan comunes: un vaso de agua con azúcar o el aire que respiramos.... ¡aunque tú no lo creas!

LAS DISOLUCIONES Y SUS CONTENIDOS ASOCIADOS



ACTIVIDAD de indagación

Ideas previas

	A	B	C	D
¿Qué es una disolución química?				
¿Qué importancia tienen las disoluciones en nuestra vida?				
¿Qué significa una solución 1 Molar?				
¿Qué es el mol? ¿Para qué se utiliza?				
¿Por qué se ingiere sal de fruta o bicarbonato de sodio cuando las personas tienen acidez?				

Responde individualmente las preguntas que se exponen utilizando como referencias las categorías que se señalan. Para ello marca con una “X” en el lugar correspondiente según sea lo que más te representa (recuerda que no hay respuestas correctas o incorrectas):

A = No lo sé
 B = Lo sé bien
 C = Creo que lo sé
 D = Podría explicárselo a algún compañero(a)

Luego, con un grupo de compañeros intercambien sus respuestas. Comparen, discutan y planteen por qué creen ustedes que tienen distintas representaciones iniciales del tema.



En esta unidad serás capaz de

- Diferenciar los términos masa atómica, masa molecular, masa molar, mol.
- Conocer y comprender los conceptos de disolución, unidades de concentración.
- Identificar y comprender las propiedades coligativas (presión osmótica, ascenso de la temperatura de ebullición y descenso de la temperatura de congelación)
- Relacionar las propiedades de las disoluciones con fenómenos de nuestro diario vivir y con el funcionamiento de nuestro cuerpo y de otros seres vivos.
- Caracterizar las disoluciones químicas en función de su composición y del cálculo de concentraciones molares, y relacionarlas con sus propiedades físicas y químicas.
- Comprender y aplicar el concepto de estequiometría.
- Comprender el concepto de enlace químico e identificar el tipo de enlace químico de una sustancia a partir de datos.
- Interpretar los cálculos estequiométricos.
- Aprender a comprender y aplicar los conceptos que involucran las reacciones ácido base.

Los compuestos químicos de cada día



Te has preguntado: ¿Por qué los países tienen distintos idiomas?, ¿por qué no hablamos el mismo idioma, si así sería más fácil comunicarnos? ¿Para qué se necesita conocer un lenguaje apropiado?, ¿es importante el lenguaje para comunicar información científica? ¿Por qué en una pauta musical se utilizan notas musicales y no números o letras? ¿Alguna vez has escuchado hablar un idioma que no comprendes? Situaciones como las mencionadas anteriormente, han llevado a la comunidad de especialistas en el estudio de la química a establecer ciertas normas de comunicación para que sea comprendida la evolución de esta disciplina científica. Por ello, es importante conocer su “idioma”.

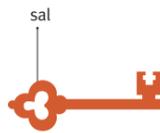


Símbolos utilizados para indicar riesgos y peligros de algunas sustancias y preparados, en este caso: sustancia comburente, materia biopeligrosa y materia radioactiva

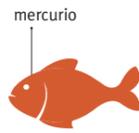
Algunos de los primeros símbolos de los alquimistas para representar las diferentes sustancias con las que se trabajaba.



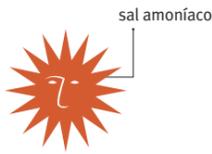
cobre



sal



mercurio

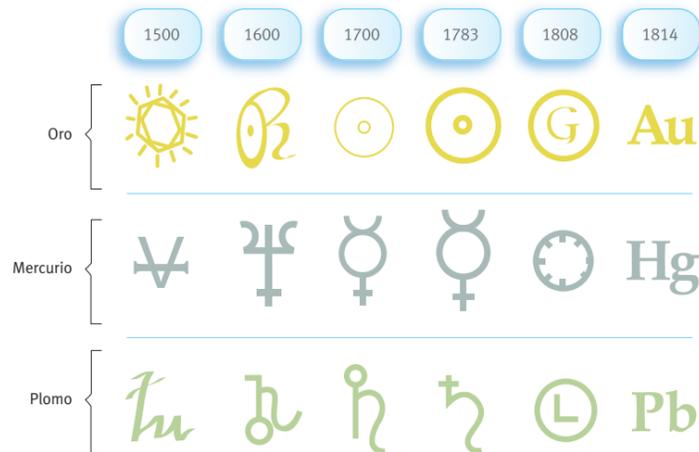


sal amoníaco

1.1 ¿Qué son los símbolos químicos?

Desde la época de la alquimia (*¿recuerdas la unidad 1?*) los científicos intentaron comunicar hallazgos utilizando signos, símbolos y dibujos. Los alquimistas ya empleaban un lenguaje específico para representar los elementos y algunos compuestos con los cuales trabajaban.

A medida que se avanzaba en el desarrollo del conocimiento químico, se iba modificando su simbología y formas de comunicación, tal y como se puede apreciar en la siguiente figura:



PARA saber

Según el Diccionario de la Lengua Española, un **símbolo** es una representación sensorialmente perceptible de una realidad, en virtud de rasgos que se asocian con esta por una convención socialmente aceptada.

Evolución en la representación de los símbolos químicos

Desde el inicio de las reflexiones sobre el comportamiento de la materia se pretendió representar gráficamente cada una de las sustancias que participaban en los diferentes procesos. Estos son algunos de los símbolos utilizados por los primeros alquimistas.

1.2 Simbología química y su historia



Jöns Berzelius
(1779-1848)

A pesar de que Antoine Lavoisier inventó algunos signos convencionales para representar algunas sustancias, el primero en utilizar un signo diferente para cada elemento, identificando a los compuestos mediante la unión de símbolos, fue el fisicoquímico y naturalista inglés John Dalton (*te sugerimos repasar la unidad 1*). Escribió el primer libro de química que denominó “*Tratado elemental de química*”.

Los símbolos químicos aceptados por la comunidad científica internacional obedecen a lo planteado por **Jöns Berzelius** (1779-1848), químico sueco del siglo XIX, **quien propuso para escribir el símbolo utilizar la primera letra del nombre del elemento en mayúscula, agregando una segunda letra minúscula cuando el nombre de dos o más elementos comenzaban por la misma letra**. Berzelius realizó una contribución importantísima a la química al crear y proponer un lenguaje científico nuevo, es decir, una nueva nomenclatura, para representar a los elementos y las combinaciones químicas. Como en la época de Berzelius el latín era la lengua universalmente aceptada por los científicos y existía una gran confusión con los nombres de los elementos en otras lenguas su sistema se aceptó rápidamente. El latín se habló durante el siglo XVI y se enseñó hasta el siglo XIX. Así, el sodio tiene el símbolo *Na* porque deriva de la palabra latina *natrium*. Pese a la evidente ventaja de los símbolos químicos de Berzelius, encontró resistencia y demoró años en ser universalmente aceptada.



PARA saber

En determinados momentos de la historia humana el dominio de una cultura sobre otra, depende en gran medida, de los lenguajes y modos de comunicación entre instituciones, comunidades y quienes producen conocimiento. Es el caso del **latín**, que tuvo su apogeo durante el Renacimiento, época de esplendor y desarrollo de la ciencia y las artes.



Hidrógeno



Carbono



Oxígeno



Cobre



Plata



Oro



Agua



Monóxido de Carbono



Dióxido de carbono



Símbolos utilizados por John Dalton para representar los átomos de los elementos, lo mismo que los compuestos que se formaban entre ellos y la proporción en que lo hacían.

ACTIVIDAD de indagación

Completa la siguiente tabla de elementos químicos, indicando su símbolo y su nombre en latín.

Elementos	Símbolo	Nombre en latín
Plata	Ag	Argentium
Oro		
Cobre		
Hierro		
Mercurio		
Fósforo		
Plomo		
Azufre		
Potasio		



PARA saber

Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), químico francés a quien se le han reconocido muy importantes aportes para el desarrollo de la química moderna como la formulación de la **Ley de la Conservación de la Materia**, la teoría de la oxidación y la introducción de métodos cuantitativos en las prácticas experimentales entre otras, combinó su vida de investigador con el desempeño de cargos como funcionario público. En el período de la Revolución Francesa fue condenado a prisión y el 8 de mayo de 1794, fue condenado a la guillotina debido a su rol como recaudador de impuestos para el Rey.

PARA recordar

Siempre que el símbolo de un elemento no lleve subíndice se entiende que sólo está presente un átomo de ese elemento. Como es el caso de los elementos que componen los siguientes compuestos:



PARA recordar

Puede decirse que un **COMPUESTO QUÍMICO** es aquella sustancia que resulta de la unión de átomos de dos o más elementos químicos unidos en proporciones fijas. Por su parte, una **FÓRMULA QUÍMICA** es la expresión que muestra la composición química de un compuesto en cuanto a los símbolos de los elementos implicados.

1.3 ¿Cómo se representan las moléculas?

Una **molécula** es la combinación íntima de dos o más átomos iguales o distintos. Para representar las moléculas se utilizan símbolos de los elementos señalándose, además, la cantidad de átomos que dicha molécula tiene. El subíndice que acompaña al símbolo del elemento indica la cantidad de átomos. Por ejemplo, en las moléculas de cloro (Cl₂) hay 2 átomos de cloro.

Hemos adelantado que los químicos utilizan combinaciones de símbolos para representar los compuestos. Los **compuestos son sustancias en que dos o más elementos están combinando íntimamente sus electrones** (¿recuerdas la unidad 1?). En síntesis, una **fórmula química representa la composición de un compuesto**. Las fórmulas contienen números que indican las proporciones en que los elementos se combinan para formar un compuesto (volveremos con esta idea más adelante). Algunos ejemplos de nuestra vida cotidiana:

 Aspirina H ₂ O ₂	 Agua Oxigenada C ₉ H ₅ O ₂	 Vinagre CH ₃ COOH	 Sal NaCl
--	---	--	--

1.4 La balanza: ¡masa exacta!

Nuestras balanzas actuales no sirven para determinar directamente la masa de un átomo puesto que las unidades de medida que se suelen manejar (kilogramos, gramos, miligramos, etc.) son demasiado grandes para ser utilizadas en dicha medida: las balanzas más sensibles utilizadas en los laboratorios de investigación sólo **son capaces de pesar hasta 10⁻⁵ g** y el átomo de calcio tiene una masa de aproximadamente 6,7 x 10⁻²³ g, entonces, ¿cómo medir la masa de un átomo de calcio?

¡ un cristal de sal en una balanza!

AHORA TE INVITAMOS NUEVAMENTE A VIAJAR CON LA IMAGINACIÓN. CIERRA LOS OJOS E IMAGÍNA TE TRATANDO DE AVERIGUAR CUÁL ES LA MASA DE ESTE CRISTAL DE SAL... MUY PEQUEÑA... ASÍ COMO LA MASA DE ESTE CRISTAL ES MUY PEQUEÑA, LA MASA DE LOS ÁTOMOS LO ES MUCHO, PERO MUCHO MÁS.



Balanza de precisión

Para el avance del conocimiento científico es fundamental la utilización de instrumentos de medida apropiados de tal forma que el apoyo experimental que aporten a la consolidación teórica de una disciplina científica sea de la mayor confiabilidad posible.

ACTIVIDAD de aplicación

1. ¿Qué tipo de balanza necesita una persona? Cuando, te pesas en una balanza ¿qué datos obtienes? Argumenta tu respuesta.
2. Los científicos utilizan balanzas muy sensibles ¿Cuál es el mínimo que son capaces de pesar?

ACTIVIDAD de aplicación

1. ¿Cuántos átomos hay en las siguientes moléculas?

Molécula de átomos	Número de cada elemento
CO ₂	
O ₃	
H ₂	
P ₄	
S ₈	
N	

2. De acuerdo con las siguientes figuras geométricas que representan elementos químicos, dibuja cómo representarías las siguientes sustancias:



Amoníaco (NH ₃)	
Ácido clorhídrico (HCl)	
Metano (CH ₄)	
Agua (H ₂ O)	

3. Explica el diseño de tus dibujos.
4. ¿Qué conocimientos químicos aplicaste?

ACTIVIDAD de análisis

1. Junto a tu equipo de trabajo, analiza la información que entrega cada una de las fórmulas de los siguientes compuestos químicos, y anótala en la tabla.

Nombre y fórmula del compuesto	Información que entrega la fórmula del compuesto
NaHCO ₃ Bicarbonato de Sodio	
NaOH Hidróxido de Sodio	
CaCO ₃ Carbonato de Calcio	
CH ₃ COOH Ácido Acético	

2. En relación a la tabla de la actividad anterior, ¿Cómo obtuviste el número de elementos químicos y átomos totales para cada compuesto?
3. ¿Cómo determinaste el número de elementos químicos distintos para cada compuesto?
4. ¿Qué procedimiento usaste para determinar el número de átomos iguales o distintos e identificar cuáles eran?
5. Para qué son necesarios los símbolos químicos?
6. ¿Cuál fue el aporte de Berzelius al conocimiento científico?
7. ¿Qué diferencia fundamental existe entre un átomo y una molécula?

La ciencia nunca descansa

A PARTIR DEL SIGLO XII, LOS QUÍMICOS EMPEZARON A ANALIZAR INFORMACIÓN SOBRE LOS COMPUESTOS Y COMPRENDIERON, EVIDENTEMENTE, QUE CADA ELEMENTO TENÍA UNA MASA RELATIVA RESPECTO DE OTROS ELEMENTOS. HABÍA POR TANTO QUE OBTENER UNA MASA RELATIVA DE LOS ÁTOMOS. AUNQUE ESTOS CIENTÍFICOS NO CONTABAN CON LOS INSTRUMENTOS ADECUADOS CONSIGUIERON CON TENACIDAD, ESFUERZO Y PACIENCIA SISTEMATIZAR LA INFORMACIÓN Y RESOLVER EL PROBLEMA BASÁNDOSE EN LOS "PACIENTES CÁLCULOS" DE AMADEO AVOGADRO (UNIDAD 1).

PARA recordar

La **UNIDAD DE MASA ATÓMICA (μ)** es la doceava parte de la masa del isótopo de carbono de número másico 12, y que es equivalente a

$$1,6605655 \times 10^{-24} \text{ g}$$

PARA saber

Como es imposible determinar directamente la masa de un solo átomo, los científicos han establecido una escala de masas atómicas relativas. Las masas atómicas actuales se basan en un patrón seleccionado arbitrariamente en 1961, 1200 años después de los postulados de Lavoisier! Este patrón es el isótopo más abundante del carbono, el **C-12** (repasa la unidad 1).

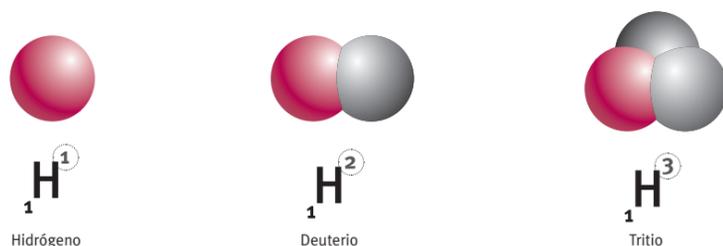
1.5 Masa atómica

En principio, se utilizó como referencia para la masa atómica de los elementos al hidrógeno y al oxígeno. Estas escalas se usaron aproximadamente durante 30 años, hasta que la IUPAC, en su conferencia de Montreal en el año de 1961, estableció una nueva **escala de masas atómicas (μ)** en la que se tiene como referencia el isótopo de carbono de número másico 12 (C-12), al que se le asignó el valor de 12 unidades.

Los **Isótopos** son aquellos átomos de un mismo elemento, que tienen el mismo número atómico (numero de protones en su núcleo) pero difieren en el número de neutrones.

Ejemplo

El hidrógeno presenta tres isótopos: el más común que no posee neutrones; el *Deuterio* con un neutrón y el *Tritio* con dos neutrones.



Según lo anterior, $\mu = \frac{1}{12m \text{ C}^{12}}$ (1)
 $m \text{ C}^{12} = 12 \mu$ (2)

La ecuación (2) indica que la masa (**m**) de un átomo de carbono es igual a 12 μ (unidad de masa atómica) y corresponde a su masa atómica.

De acuerdo con la escala basada en el C-12, la masa atómica, A, de un elemento es la masa de uno de sus átomos expresada en unidades de masa atómica. A continuación se presentan algunas masas atómicas de elementos químicos y sus símbolos:

Elemento	Símbolo	Masa atómica uma (μ)
Aluminio	Al	26,9815
Cobre	Cu	63,54
Oxígeno	O	15,9994
Hidrógeno	H	1,00797
Flúor	F	18,9984
Sodio	Na	22,9898
Calcio	Ca	40,08
Cloro	Cl	35,45

Entonces, podemos llegar a establecer la masa un átomo de cualquier elemento, expresada en uma (μ), y también, podremos hacerlo en gramos (g), con ayuda de los aportes de Amadeo Avogadro (1811), según veremos más adelante.

1.6 Masa molecular y masa iónica

Anteriormente, vimos que la masa atómica es la masa de un átomo. Análogamente, la **masa molecular** es la de una molécula, es decir, **la suma de las masas atómicas de los átomos que componen la molécula**. De forma similar, la masa iónica es la masa de un ion.

Ejemplo

Para determinar la masa molecular de cloro (Cl₂) y monóxido de carbono (CO):

La masa molecular del cloro $\left\{ \begin{array}{l} m\text{Cl}_2 = 2 \times m\text{Cl} \quad (1) \\ m\text{Cl}_2 = 2 \times 35,45 \mu \quad (2) \\ m\text{Cl}_2 = 70,90 \mu \quad (3) \end{array} \right.$

La masa molecular de monóxido de carbono $\left\{ \begin{array}{l} m\text{CO} = m\text{C} + m\text{O} = 12,01 \mu + 15,99 \mu \\ m\text{CO} = 28 \mu \end{array} \right.$

ACTIVIDAD de aplicación

Calcula la masa molecular de:

un átomo de azufre (S)	
una molécula de (SnI ₄)	
catión de aluminio (Al ³⁺)	
anión de cloruro Cl ⁻	

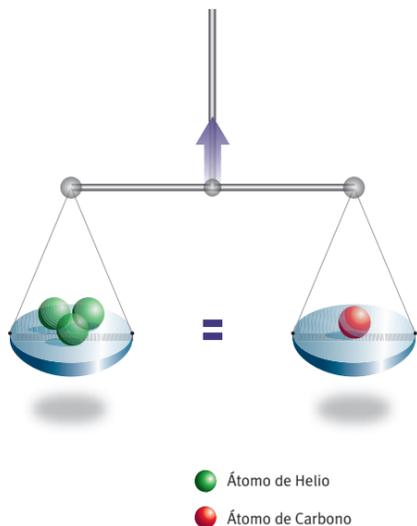
PARA saber

Fundada en 1919, la **Unión Internacional de Química Pura y Aplicada** (International Union of Pure and Applied Chemistry, **IUPAC**) es una organización internacional referida al avance de la química. Sus miembros constituyentes son las sociedades nacionales de química. Es la autoridad reconocida en el desarrollo de estándares para la denominación de los compuestos químicos, mediante su **Comité Interdivisional de Nomenclatura y Símbolos** (Interdivisional Committee on Nomenclature and Symbols)



PARA saber

Algunos textos especializados utilizan el concepto de **peso atómico**, a cambio de **masa atómica**, para designar al primero como la media de las masas atómicas de los elementos naturales, y se utiliza el concepto de masa atómica, para cada uno de los isótopos que los constituyen.



● Átomo de Helio
● Átomo de Carbono

1.7 Que tan pesado o tan liviano

A partir de diversos estudios se estableció cuántas veces más livianos o más pesados son los átomos de Carbono que el resto de los elementos químicos. Por ejemplo, si en una balanza imaginaria se coloca un átomo de C_{12} en uno de los platillos, se requieren tres átomos de helio para igualar ambos platillos. Esto significa que la masa de un átomo de helio es la tercera parte de la masa de átomo de carbono C_{12} , es decir que la masa de un átomo de Helio es $\frac{1}{3}$ uma. Este ejemplo se ilustra en la figura de la izquierda.

PARA saber

Los arqueólogos e historiadores, cuando descubren piezas o reliquias de alto valor, utilizan el **ISÓTOPO DEL C_{14}** , con el cuál es posible plantear hipótesis acerca del origen, características y propiedades de los materiales con que fueron elaboradas incluso en épocas milenarias.

Esto es posible ya que se relaciona este isótopo con las desintegraciones radiactivas y la cinética o velocidad de reacción en las que el C_{14} entra a hacer parte del ciclo del carbono en plantas y animales, lo mismo que la manifestación de su presencia en los materiales usados en la época.

La **vida media** o período de desintegración del carbono 14 se ha calculado en 5.730 años, es decir, que al término de este tiempo, la cantidad de masa se ha reducido a la mitad. Para la **datación** se tiene en cuenta que el carbono 14 sólo se encuentra en los tejidos vivos, o que han estado vivos, por mantener un intercambio con la atmósfera. Sólo es válido, por tanto, para la madera, los tejidos, el grano, el cuero, los huesos, las conchas y los terrenos que contengan restos orgánicos, como la turba. La medida de la edad de un objeto, se lleva a cabo por comparación de la radiactividad específica de un ser vivo actual y el de un espécimen que lleve muerto un tiempo determinado. Por ejemplo, si en un tejido vivo se registran "x" desintegraciones por minuto y en el espécimen muerto se registran " $x/2$ ", se estima que el carbono 14 del espécimen muerto ha perdido la mitad de su masa, es decir, que ha cumplido un período entero y que, por tanto, tiene 5.730 años.



ACTIVIDAD de análisis

¿Te acuerdas de Gay-Lussac? (unidad 1)

- ¿Qué relaciones podemos establecer entre los estudios de este científico sobre los gases y lo que ahora sabes de la masa de los átomos? Aproxima una respuesta por escrito.
- ¿Qué diferencia existe entre masa atómica y número másico (unidad 1)? Da un ejemplo y explica: ¿Qué actividad tuviste que realizar para identificar dichas diferencias?

ACTIVIDAD de investigación

- ¿Qué te parece que los científicos se organicen a nivel mundial? ¿Qué ventajas tiene para un país una Sociedad Científica?
- Averigua acerca de las siguientes sociedades científicas que existen en Chile: Sociedad Chilena de Química, Sociedad Chilena de Biología, Sociedad Chilena de Física.
- Intenten desarrollar alguna visita para conocer sus actividades. Pueden utilizar la entrevista o encuesta como estrategia de trabajo (ver Anexos Científicos y Didácticos).
- Investiga acerca de los Museos de Arqueología que pudieran existir en tu región y organiza una visita guiada para ampliar tus conocimientos acerca del Carbono 14 . Recuerda coordinar las actividades de manera que puedas aprovechar al máximo tu tiempo. (Ver Acciones y estrategias y Anexos 6 y 10).

1.8 De lo invisible a lo visible: El concepto de Mol y la constante de Avogadro

Hasta ahora hemos estado definiendo algunos conceptos que nos parecen claves para aprender química y que tienen que ver con la representación simbólica de las sustancias y su cuantificación.

Como la química es una ciencia experimental, es normal que se trabaje con grandes cantidades de especies químicas o elementales; como consecuencia de ello se debe encontrar una unidad.

Las especies químicas elementales (**ee**) de la materia son los átomos, las moléculas, los iones, entre otras. **La cantidad de especies químicas elementales (ee) contenidas en cualquier sistema químico puede expresarse en mol.** Esta unidad es análoga a la decena, la centena, la docena, entre otras que son comunes para todos nosotros, las cuales sólo difieren en su valor numérico. Por ejemplo, la unidad para la centena es el valor numérico igual a 100, para la docena es 12, etc. **El mol, es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades químicas elementales como átomos hay en 0,012 Kg de carbono C_{12} .** Según el párrafo precedente, las unidades del mol han de ser especificadas y pueden ser átomos, moléculas, iones u otras partículas (ver Unidad 1).

1.9 La constante de Avogadro

El número de átomos contenidos en 0,012 Kg de Carbono C_{12} , y así, **el número de entidades químicas elementales contenidas en un mol de cualquier sustancia se conoce como el número de Avogadro**, y se representa por **N°** . El valor aceptado para este número de Avogadro es:

$$602,204,500,000,000,000,000,000$$

Como ves, es un número muy grande, para lo cual, se facilita su escritura de la siguiente forma, con notación exponencial:

$$N^{\circ} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

La relación que existe entre mol y número de Avogadro, puede establecerse fácilmente. Por ejemplo, en 0,012 Kg de carbono (C_{12}), es decir en 12 g de carbono, hay 1 mol de átomos de carbono, $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono. Para el caso del Hidrógeno, en 1 g de hidrógeno hay 1 mol de átomos de carbono, y por tanto, $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno. En el caso de las moléculas, la masa molecular contendrá también $6,02 \times 10^{23}$, en este caso, no átomos, sino moléculas.

Amadeo Avogadro (1776-1856)

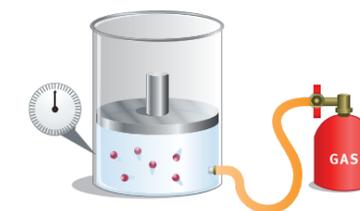


PARA saber

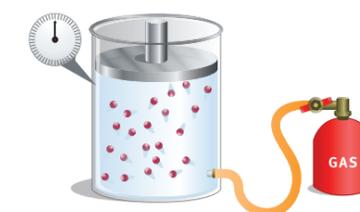
Amadeo Avogadro (1776-1856) fue quien propuso, en 1811, una hipótesis que cincuenta años después se convertiría en la **LEY DE AVOGADRO: "En las mismas condiciones de volumen, presión y temperatura, todos los gases contienen el mismo número de moléculas"**.

Sin embargo, nadie le creyó y dos años después de su muerte, en 1858, un científico italiano, Stanislao Cannizzaro, utilizó la ley y reivindicó el nombre de Avogadro. Estos estudios posteriormente dieron paso a una mayor comprensión sobre la masa de las partículas subatómicas (ver Unidad 1).

Situación 1



Situación 2



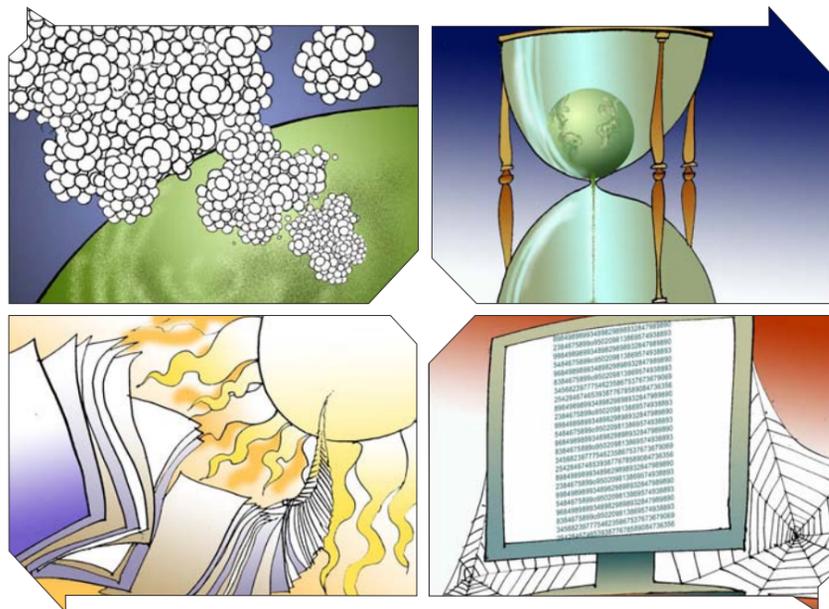
Ley de Avogadro

Según la Ley de Avogadro, el volumen (**V**) de un gas es directamente proporcional al número de moles (**n**) del mismo gas, siempre que la presión y la temperatura se mantengan constantes. Podemos observar que en la situación 2 se ha aumentado el número de moles del gas, y por tanto el volumen que ocupa éste es mayor que el que ocupa en la situación 1, en la que hay menor cantidad de moles.

El universo microscópico en la punta de un lápiz

El número de Avogadro es tan grande (602.204.500.000.000.000.000) que difícilmente puede comprenderse su real magnitud. Para ello te daremos algunos ejemplos:

1. El número de esferas de 5 cm de diámetro que se podría obtener a partir del globo terrestre sería aproximadamente igual al número de Avogadro.
2. $6,02 \times 10^{23}$ segundos es un lapso equivalente a aproximadamente 4 millones de veces la edad de la tierra ¿Cuánto sería?
3. Una cantidad de papel que tuviera $6,02 \times 10^{23}$ hojas sería tan alta que llegaría de la Tierra al Sol, pero no sólo una vez sino más de un millón de veces.
4. Una computadora moderna capaz de hacer 100 millones de cuentas por segundo necesitaría casi 200 millones de años para contar hasta $6,02 \times 10^{23}$.



Algunos otros ejemplos pueden verse a continuación:

Nombre	Fórmula molecular	Masa atómica o molecular (u.m.a)	Masa (g/mol)	Clase y número de partículas
Oxígeno atómico	O	16	16	$6,02 \times 10^{23}$ átomos
Oxígeno molecular	O ₂	32	32	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos
Dióxido de carbono	CO ₂	44	44	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas $6,02 \times 10^{23}$ átomos de carbono $2 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos de Oxígeno
Cloruro de calcio	CaCl ₂	111,1	111,1	$6,02 \times 10^{23}$ moléculas $6,02 \times 10^{23}$ iones Ca ₂ + $6,02 \times 10^{23}$ iones Cl ¹⁻

ACTIVIDAD de reflexión

1. ¿Qué consecuencias tiene para el avance o retroceso del conocimiento la credibilidad de los científicos frente a la comunidad? ¿De qué depende?
2. ¿Qué te parece lo ocurrido a Avogadro? ¿Por qué nadie le creyó? ¿A qué lo atribuyes?

ACTIVIDAD de aplicación

1. Si la masa atómica del azufre es de 32μ., calcula la masa de un átomo de azufre, expresada en gramos.
2. Si la masa de un átomo de calcio es igual a $6,642262 \times 10^{-24}$ g., calcula la masa atómica de calcio, expresada en unidad μ.
3. Calcula:
 - a) la masa de un átomo de sodio (Na).
 - b) la masa de una molécula de cloruro de hidrógeno {HCl(g)}.
 - c) la cantidad de sustancia (n) hay en $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de N₂.
 - d) el número de átomos que hay contenidos en 0,5 mol de cloro (Cl₂).
 - e) el número de átomos que hay contenidos en 2×10^{22} moléculas de ozono (O₃).

PARA recordar

1. Si estamos hablando de un **elemento químico**, por ejemplo cobre, 1 mol de cobre tendrá $6,02 \times 10^{23}$ **átomos** de cobre.
2. Si nos estamos refiriendo a un **compuesto químico**, por ejemplo, el amoníaco, 1 mol de amoníaco tendrá $6,02 \times 10^{23}$ **moléculas** de amoníaco.

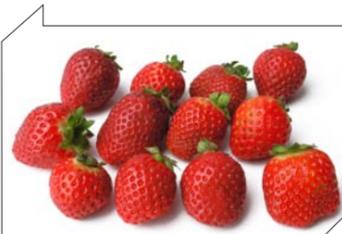


ACTIVIDAD de aplicación y reflexión (5 alumnos)

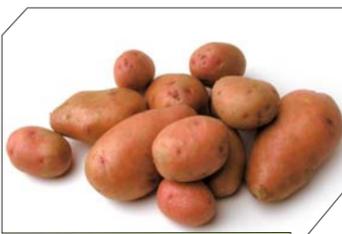
1. Realiza los siguientes cálculos:
 - a) ¿Cuántos átomos de cloro hay en 2 moles de cloro Cl?
 - b) ¿Cuántas moléculas de cloro hay en el cloro gaseoso Cl₂?
 - c) ¿Cuántas moléculas hay en 1 mol de agua?
2. ¿Cuál es el número de moléculas de azufre molecular (S₈) que generan $7,224 \times 10^{24}$ átomos de azufre atómico (S).
3. Si la masa atómica del oxígeno es 16 m. Calcula:
 - a) El número de átomos de oxígeno que hay en 2,5 moles de ozono (O₃).
 - b) El número de moléculas de ozono (O₃) que hay en 3,5 moles de ozono (O₃).
 - c) El número de átomos de oxígeno que hay en $3,01 \times 10^{18}$ moléculas de ozono (O₃).
 - d) La cantidad de materia (n) de oxígeno que hay en $1,2 \times 10^{22}$ moléculas de ozono (O₃).
 - e) La masa (m) de oxígeno que hay en $3,01 \times 10^{22}$ moléculas de ozono (O₃).
 - f) Se dispone de $3,01 \times 10^{24}$ átomos de oxígeno a que cantidad de materia (n) de ozono (O₃) corresponde.
4. Junto a tu grupo de compañeros construye algún juego (ludo, dama del saber, etc.) para enseñar a tus amistades y familiares los conocimientos químicos que has estado aprendiendo. Incorpora actividades novedosas que, en tu opinión, permitan comprender los contenidos a través de ejemplos cotidianos. Sugiere a tu profesor de Arte o Lenguaje que te dé algunas ideas para evaluar el proyecto del juego.
5. Argumenta por qué las autoridades deben manejar cuidadosamente las magnitudes con que trabaja la ciencia para prevenir algunas consecuencias que pudieran resultar trágicas para la población (lluvias, terremotos, inundaciones, desbordes de ríos) ¿Por qué la ciencia y la tecnología deben, entonces, trabajar muy unidas?
6. Averigua acerca de algunos ejemplos de catástrofes naturales en tu región vinculadas a magnitudes físicas y relaciona estos datos con el número de Avogadro. ¿A qué conclusiones llegas?
7. ¿Cuál o cuáles ejemplos te impresionaron más en relación con la magnitud del número de Avogadro? ¿Por qué? ¿Para qué te sirvieron estos ejemplos? Intenta construir otros ejemplos que te permitan dimensionar el número de Avogadro.



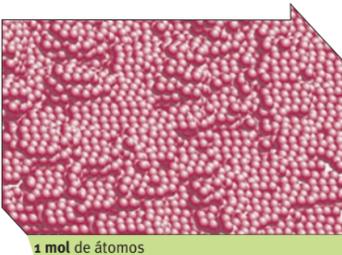
Aparato utilizado en una estación meteorológica que ayuda a la determinación del estado de la capa de ozono y su relación con el



1 docena de frutillas



1 kilo de papas



1 mol de átomos

Mol

En cantidades muy pequeñas (para nuestros ojos) de cualquier sustancia, existe un enorme número de entidades elementales que la componen. Para determinar estas cantidades, se ha creado el concepto de mol el cual ayuda a los investigadores científicos en sus cálculos.

PARA recordar

La **masa de una molécula** es la suma de las masas atómicas de los átomos que la constituyen.

1 mol de moléculas tiene $6,02 \times 10^{23}$ moléculas y tiene una masa que corresponde a la masa molar de dicha molécula.

1.10 Frutillas, papas y moles

Por lo que te habrás dado cuenta y aprendido hasta ahora, el mol se refiere a un número definido de especies químicas, las cuales se deben especificar. ¿Por qué? De la misma manera que se habla de un kilo de papas, de una caja de frutillas o de una docena de huevos, se debe indicar si se trata de un mol de átomos o de moléculas o de otras partículas. Para especificar si se trata de un mol de átomos, de moléculas debemos tener claro que los elementos químicos están formados por átomos y los compuestos por moléculas.

Veamos algunos cálculos con base en el concepto de mol. Podemos calcular el número de moles de una sustancia a partir de su masa expresada en gramos. Para realizar este cálculo, basta con dividir la masa en gramos (a) sobre la masa molecular (M)

$$n_{\text{moles}} = \frac{a}{M}$$

Por ejemplo

¿A cuántos moles equivalen 28 gramos de nitrógeno molecular? (N=14)

Como la masa molecular del nitrógeno molecular N_2 es:

$$\begin{aligned} M &= 2 \times A(N) = 28g \\ \text{entonces } n_{\text{moles}} &= \frac{28g}{28g \text{ mol}^{-1}} \\ n_{\text{moles}} &= 1 \text{ mol} \end{aligned}$$

Recuerda que la masa atómica "A" de un elemento, es la masa de uno de sus átomos expresada en unidades de masa atómica (uma). Ahora, el concepto de masa atómica (uma) y el de peso atómico son diferentes, pero, los valores numéricos son iguales. Para aclararlo, podemos revisar el siguiente ejemplo:

¿Cuál es el peso atómico de un mol de cobre?

Consultando una tabla de masas atómicas, encontramos que la masa atómica del cobre es 63,54 uma. Ahora, sabemos que $1 \text{ uma} = 1,6605655 \times 10^{-24} \text{ g}$. Conociendo estos datos, podemos establecer el peso atómico del cobre en gramos:

$$\frac{63,54 \text{ uma} (1,6605 \times 10^{-24} \text{ g})}{1 \text{ uma}} = 1,0547 \times 10^{-22} \text{ g}$$

Este es el peso de un átomo de cobre en gramos, ahora, sabemos que 1 mol de cobre tiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos de cobre, entonces:

$$\frac{6,022 \times 10^{23} \text{ átomos} (1,0547 \times 10^{-22} \text{ g})}{1 \text{ átomo}} = 63,51 \text{ g}$$

el peso de un mol de cobre es **63,51 g**

Otro ejemplo acerca de los cálculos con el concepto de mol:
¿A cuántos moles equivalen 215 g de agua H_2O ? (H = 1; O = 16)

Conociendo la masa molecular del agua (H_2O)

$$M = 2 \times A(H) + 1 \times A(O) = 2 + 16 = 18$$

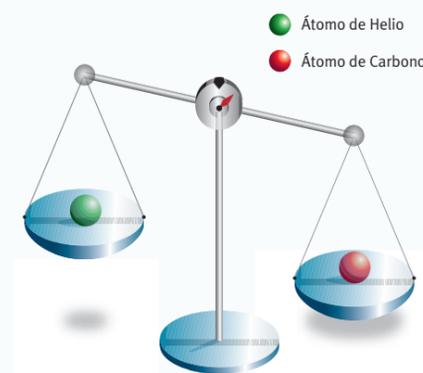
entonces

$$n = \frac{a}{M} = \frac{215g}{18g \times \text{mol}^{-1}} = 11,94 \text{ moles de } H_2O$$

ACTIVIDAD de aplicación y reflexión (5 alumnos)

- Expliquen con sus palabras qué significa que un mol de átomos de cloro tenga una masa molar de 35,45 g.
- ¿Cuántos átomos habrá en dicha masa?
- A continuación observen detenidamente la siguiente figura y expliquen: ¿Por qué la balanza no está nivelada si se determinó la masa a 1 mol de átomos y se supone que en dicho mol existe el mismo número de átomos, es decir 6×10^{23} ?
- Argumenta cómo determinarías la masa de una molécula de agua oxigenada (H_2O_2) y de una molécula de amoníaco (NH_3) respectivamente.
- ¿Cuál será la masa de tres moles de plata?
- Para desarrollar la actividad anterior te sugiero que reflexiones acerca de:
 - ¿Qué conceptos necesitas comprender y qué datos necesitas para enfrentar la pregunta?
 - ¿Debes realizar algún cálculo?
 - ¿Por qué piensas eso?
 - ¿En qué unidades se expresará la masa obtenida?
 - ¿Qué diferencias y semejanzas hay entre un mol de átomos y un mol de moléculas?

Completa y argumenta la siguiente tabla con tus ideas:



A partir de lo que observas en esta imagen podrás establecer tus propias argumentaciones sobre ella, según la actividad propuesta.

	1 mol de átomos	1 mol de moléculas
Diferencias		
Semejanzas		

1 -252.7 -259.2 0.071 H 1s ¹ Hidrogeno	16 444.6 118.0 2.07 S (Ne) 3s ² 3p ⁴ Azufre	8 -183 -218.8 1.14 O 1s ² 2s ² 2p ⁴ Oxígeno
---	---	--



(H₂SO₄) Ácido Sulfúrico

En base a la información que te ofrece la Tabla periódica, puedes hacer los cálculos para llegar a establecer las masas de las moléculas.

Una vez que se conocen las masas para los átomos de los distintos elementos es posible calcular las masas de las moléculas, ya que una molécula es la combinación íntima de uno o más átomos iguales o distintos. Para ello debes informarte de las masas atómicas de los átomos que constituyen la molécula.

¿Dónde encuentras esta información?

En la T.P (Tabla Periódica). Teniendo esta información podrás explicar cuántos átomos hay en cada elemento.

ACTIVIDAD de aplicación y evaluación

1. Determina la masa molar de los siguientes compuestos:

- NaCl
- NO₂
- HCl
- H₂CO₃
- Cu(NO₃)₂

2. Calcula

- la cantidad de materia (**n**) que hay en 30 g de hierro.
- la masa (expresada en gramos) que hay en 0,25 mol en las siguientes sustancias.

- Na
- Cl₂
- H₂O
- O₃
- NO
- SO₂

c) la cantidad de materia (**n**) que está contenida en:

- 20 g Na
- 3,01 x 10²² átomos de H
- 7 g de N₂
- 2,0 x 10²³ moléculas de SO₂

3. Calcula la masa molar de los siguientes compuestos:

- CO₂
- SO₃
- N₂O₄
- H₂CO₃
- H₂SO₄
- Fe₃O₄
- CuSO₄ x 5H₂O
- Al₂(SO₄)₃
- CaCO₃
- CaCl₂ x 3Ca₃(PO₄)₂
- Li₃Na₃Al₂F₁₂ (criolitionita)
- BaSO₄

4. Calcula:

- la masa de Fe₂O₃ que contiene 0,54 mol de hierro (Fe)
- la masa de Pb₃O₄ que contiene 25 g de oxígeno

5. Un mineral de cobre conocido como azurita de fórmula [2CuCO₃ x Cu(OH)₂]. Calcule:

- la cantidad de materia (**n**) de mineral que tiene una masa 360 g de azurita.
- El número de átomos de cobre que se encuentran contenidos en 9,03 x 10²¹ moléculas de azurita.
- La cantidad de materia (**n**) de cobre, carbono, oxígeno e hidrógeno que hay en 6,02 x 10²⁷ moléculas de azurita.
- La masa de cobre que se puede obtener a partir de 4,2 mol de azurita.
- La masa de cobre que se puede obtener a partir de 1200 g de azurita.

ACTIVIDAD de evaluación

Avogadro fue un visionario

- Si sabemos que un mol de átomos tiene un número de átomos igual a 6,02 x 10²³ átomos y que 1 mol de moléculas tiene 6,02 x 10²³ moléculas, ¿cuál será la masa de esa cantidad de átomos y de esa cantidad de moléculas, respectivamente? ¿Cómo la podemos determinar, si no podemos contar los átomos y éstos son tan pequeños?

Nota: Para responder a estas preguntas debes tener presente que 1 mol de átomo tiene una masa igual a la masa atómica del elemento correspondiente.

EJEMPLO

1 mol de átomo de hidrógeno tiene una masa atómica de 1 g.; y como 1 mol de átomo tiene 6,02 x 10²³ átomos, por lo tanto la masa de 1 mol de molécula 6,02 x 10²³ será igual al doble de la masa atómica.

EJEMPLO

1 mol de molécula de hidrógeno (H₂) equivale a dos veces la cantidad de átomos del elemento (recuerda el subíndice), es decir, 1,204 x 10²⁴ o, lo que es lo mismo, 1 mol de molécula de hidrógeno tiene una masa de 2 g.

- Elabora un vocabulario con todos los términos que a ti te parecen importantes y necesarios para comprender y explicar a un compañero lo aprendido. Es importante que primero elabores dicho vocabulario con tus palabras. Posteriormente, compara tus explicaciones con un diccionario u otra fuente bibliográfica y verifica si existe alguna diferencia entre tus explicaciones y las del texto. Te sugerimos organizar tus explicaciones según la siguiente tabla:

Concepto	Tu definición	Definición de diccionario	Diferencias

Clasificación de las sustancias Químicas

Revisemos brevemente algunos conceptos aclaratorios. La naturaleza está formada por **materiales homogéneos** y **heterogéneos**. Los materiales homogéneos son aquellos que contienen dos o más componentes que no se pueden distinguir puesto que se presentan en una sola fase y se llaman **disoluciones**. Los materiales heterogéneos son aquellos formados por dos o más fases o proporciones físicamente distintas, distribuidas desigualmente, como por ejemplo, harina con agua.

ACTIVIDAD de reflexión

Observa detalladamente la fotografía y luego analiza las siguientes preguntas:

1. ¿Qué sustancias y materiales diferentes puedes encontrar en el paisaje de la fotografía? ¿En qué estado se encuentran dichas sustancias y materiales?
2. ¿Crees que el lago de la fotografía está formado por una o varias sustancias? ¿Por qué?

Una característica particular de los **materiales homogéneos** es que tiene la **misma composición en todas sus partes de tal manera que si se divide en partes más pequeñas, cada una de ellas tendrá las mismas propiedades que el material original**. Por su parte, los materiales que siempre tienen la misma composición reciben el nombre de **sustancias puras** y **se reconocen porque poseen composición definida, invariable y un conjunto específico de propiedades físicas y químicas**. Por medio de éstas se puede identificar y diferenciar de los materiales heterogéneos, los cuales se llaman corrientemente **mezclas**. **Una mezcla es una combinación física de dos o más sustancias, en la que cada una de éstas mantienen su identidad**. Algunos ejemplos son el aire, las bebidas carbonatadas, leche y cemento. Las mezclas no tienen composición fija, por ejemplo, muestras de aire colectadas en dos ciudades distintas probablemente tendrán composiciones diversas como resultado de sus diferencias de altitud, contaminación, etc. Una mezcla puede ser **homogénea** y **heterogénea**.

ACTIVIDAD de aplicación

Junto a tu familia reúne 15 materiales de tu casa. Pueden ser alimenticios, de limpieza y aseo, decorativos o de higiene personal. Sigue las orientaciones de los Anexos 1 y 2. Luego clasifica dichos materiales en homogéneos y heterogéneos con alguna argumentación que le dé sentido a la clasificación. Registra tus resultados en una tabla como la siguiente:

Nombre del material	Tipo de materia	¿Por qué pensamos así?
Leche	heterogéneo	
Perilla de Bronce	homogéneo	

1. ¿Para qué te sirvió esta actividad?
¿Qué decisiones tuviste que tomar para clasificar los materiales?
2. ¿Qué criterios estableciste para ello? ¿Qué dificultades tuviste?
¿Cómo las superaste?

2.1 Las disoluciones son mezclas homogéneas

Un **material heterogéneo** siempre es una **mezcla compuesta por más de una fase**. Por ejemplo la piedra caliza es una mezcla que contiene carbonato de calcio CaCO_3 ; carbonato de magnesio, MgCO_3 , dióxido de silicio, SiO_2 y óxido de aluminio, Al_2O_3 , en composición variable. Las mezclas se diferencian de las soluciones en que, en esta última, no se pueden distinguir sus componentes y no pueden ser separados por métodos físicos simples (filtración, decantación, centrifugación). Cuando es posible realizar la separación por algunos de estos procedimientos entonces lo que se trata de una mezcla y no una disolución, como por ejemplo el agua.

Disoluciones

2.2 Ríos de vida y ríos de lágrimas

En la naturaleza es difícil encontrar agua como sustancia pura. Lo normal es que esté presente en muchas otras sustancias disueltas. Basta apreciar la extraordinaria salinidad del agua de mar. Muchas de las sustancias disueltas en las aguas, son fundamentales para la vida animal y vegetal; otras son molestas o francamente tóxicas.

Una disolución está constituida por soluto y solvente. El componente que se encuentra en menor cantidad y que se disgrega se llama soluto. El componente que se encuentra en mayor cantidad y que disgrega o disuelve, recibe el nombre de solvente. Por ejemplo en nuestras casas es frecuente el uso del “cloro” doméstico en una disolución en la que el disolvente es el agua y el soluto es el hipoclorito de sodio (NaClO).

En una disolución, tanto el soluto como el solvente interactúan a nivel de sus componentes más pequeños (molécula, iones). Esto explica el carácter homogéneo de las disoluciones y la imposibilidad de separar sus componentes por métodos mecánicos.



PARA saber

¿Te habrías imaginado la química relacionada con la música? El saxofón es en realidad una disolución de **zinc** disuelto en 60 a 70 % de **cobre**.



Esta sustancia es ampliamente utilizada en hogares y diferentes sitios para evitar la proliferación de agentes contaminantes, debido a sus propiedades desinfectantes y antisépticas.



Tipos de Disoluciones

2.3 El aire ¿es una mezcla o una disolución?

Aunque es frecuente asociar la palabra disolución con el hecho de poner una sustancia en un líquido, generalmente agua, existen numerosas sustancias que también deben clasificarse como disoluciones a pesar de que el disolvente no sea un líquido. **En general el estado físico del disolvente determina el de la disolución. De esta manera las disoluciones se pueden clasificar en: sólidas, líquidas y gaseosas.** El acero es una disolución sólida, ya que es una mezcla homogénea de carbono, manganeso, arsénico y silicio disueltos en hierro.

A continuación te presentamos una tabla con ejemplos de las disoluciones más comunes según su estado físico:

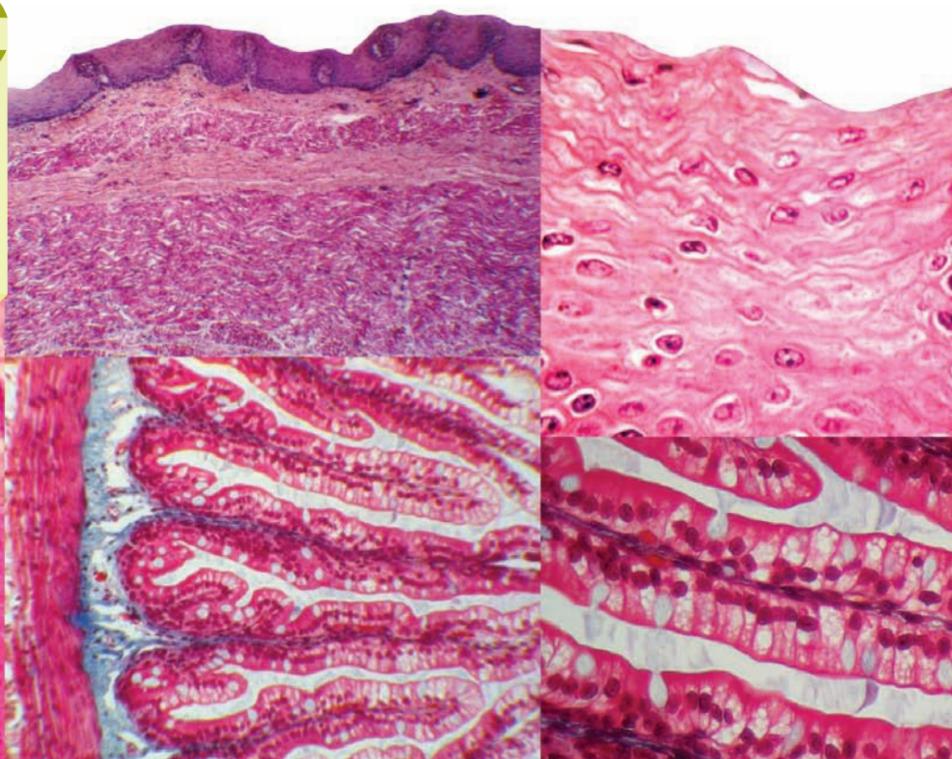
Disoluciones	Disolvente	Soluto	Ejemplo	Composición
gaseosas	gas	gas	aire	gases disueltos en N ₂
líquida	líquido	gas	bebida gaseosa	CO ₂ en agua
líquida	líquido	líquido	vinagre	ácido acético en agua
líquida	líquido	sólido	océanos	sales disueltas en agua
sólida	sólido	líquido	amalgama	mercurio en oro
sólida	sólido	sólido	aleaciones	estaño en cobre

ACTIVIDAD de investigación

Averigua acerca de la región de Chile donde se produce acero a nivel industrial. Investiga datos de interés tales como niveles de producción, procesos industriales, importancia para el país, etc.

PARA recordar

Las disoluciones cuyo disolvente es agua se llaman **disoluciones acuosas**. En el cuerpo humano todas las transformaciones metabólicas así como la producción de sustancias de importancia para el desarrollo de nuestro organismo, se desarrollan en "solución acuosa".



2.4 El proceso físico-químico de la disolución

Para que ocurra una disolución es importante considerar que las moléculas del soluto y solvente están juntas debido a atracciones intermoleculares (atracciones entre moléculas), las cuales no son enlaces químicos (*recuerda que para que ocurra un enlace químico se deben ceder, ganar o compartir electrones. Ver Unidad 1*). Cuando una sustancia se disuelve en otra, las partículas de soluto se dispersan en el disolvente. Las partículas de soluto ocupan posiciones que estaban ocupadas por moléculas de disolvente. La facilidad con que una partícula de soluto sustituye a una molécula de disolvente depende de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones que se establecen entre disolvente y disolvente, soluto y soluto, disolvente y soluto. Se puede imaginar que el proceso de disolución ocurre en tres etapas independientes:

1. La primera implica la separación de las moléculas de disolvente
2. La segunda, implica la separación de las moléculas de soluto.
3. En la tercera etapa se mezclan las moléculas de disolvente y de soluto.

ACTIVIDAD de aplicación

1. Dibuja la representación de las siguientes disoluciones utilizando por ejemplo figuras geométricas. Señala cuáles serán las moléculas que representarán tus compuestos en el dibujo respectivo. Ejemplo: azúcar un rectángulo, sal un círculo, etc.,

- Azúcar en agua
- Sal en agua
- Jugo de limón en vinagre
- Tinta en agua

azucar en agua
omar

sal en agua
omar

jugo de limon en vinagre
omar

tinta en agua
omar

2. Compara tus resultados con otros compañeros. Explica por qué utilizaste esos símbolos.

Antes de combinar los compuestos	Durante la formación de la solución	Después de 10 minutos

Unidades de Concentración



De acuerdo con lo estudiado anteriormente, las **disoluciones** y **mezclas** forman parte del diario vivir (bebidas, ensaladas, café, pasta de dientes, pinturas, etc.). Esto influye, naturalmente, en nuestros procesos de alimentación, vestuario, relaciones personales, etc, inclusive en la salud. Por ejemplo, ¿qué sucedería si en un hospital a un paciente se le suministra una disolución muy concentrada de un determinado medicamento? El caso que te acabamos de presentar está relacionado con el concepto de **concentración**.

En un hospital es muy importante saber la concentración de disoluciones determinadas como por ejemplo, los medicamentos, el suero, la cantidad de sal con la que se preparan las dietas para los enfermos, etc., puesto que el paciente arriesga su vida. Otro ejemplo: ¿por qué los componentes de las aguas minerales que bebemos normalmente deben cumplir con determinados parámetros de concentración?

Para saber exactamente la cantidad de soluto y de disolvente en una disolución, los químicos utilizan unidades de concentración que se clasifican en unidades físicas y químicas. **Las unidades de concentración física son:**

- (% m/m) porcentaje masa/masa
- (% m/v) porcentaje masa/volumen
- (% v/v) porcentaje volumen/volumen

Las unidades de concentración químicas son: **molaridad, molalidad y fracción molar**. Aquí centraremos el estudio en la unidad física porcentaje masa/masa (% m/m) y en las unidades químicas molaridad, molalidad y fracción molar.

a) PORCENTAJE MASA/MASA

Es la unidad de concentración de la medida de la cantidad de masa de soluto con la medida de la cantidad de masa de disolución acuosa. Se representa por el símbolo **% m/m** y se define como **gramos de soluto disueltos en 100 gramos de disolución acuosa**, según la siguiente expresión:

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

¿Qué significa que una solución de nitrato de sodio (NaNO_3) tenga una concentración de 3% m/m?

R: Significa que 3 g del soluto nitrato de sodio están disueltos en 100 g de disolución acuosa.

b) MOLARIDAD

Es la unidad de concentración química que relaciona la medida de la cantidad de masa de soluto con la medida del volumen de disolución acuosa. Se representa por **M** y se define como **la cantidad de moles de soluto disueltos en 1 litro de disolución**, según la siguiente expresión.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ L de disolución}}$$

¿Qué significa una disolución 1M de bicarbonato de sodio?

R: Que un 1 mol de bicarbonato de sodio está disuelto en 1L de disolución acuosa.

c) MOLALIDAD

Es la unidad de concentración química que relaciona la medida de la cantidad de masa de soluto disueltos en la medida de un kilogramo (Kg) de disolvente, se representa por **m** y se define como la cantidad de moles de soluto disueltos en 1Kg de disolvente, según la siguiente expresión:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{1 \text{ kg de disolvente}}$$

(n) soluto = cantidad de materia de soluto (mol)

d) FRACCIÓN MOLAR

La fracción molar (**x**) de un componente en una disolución es el cociente que resulta de dividir el número de moles de cada una de las sustancias disueltas entre el número total de moles de la disolución.

$$x = \frac{N^\circ \text{ moles de cada componente}}{N^\circ \text{ total de moles}}$$



Descripción de imagen Luigi

Alis ad tat, consed el ute faccum am quisit vulput praessi tie magnis eugiam in ut ver sequis nullandre tatum do odio od tem vel ulput acilisl ulluptat. Lorper alit alit, sumsan vulpute dunt ad tat, quat am veniam, sumsan vel ent nulluptatem dio odigna feuis et nosto od mag

PARA saber



Durante la segunda mitad del siglo XIX y primeros años del siglo XX, Chile vio florecer su economía debido al **NITRATO DE SODIO**, conocido comúnmente como "caliche" u "oro blanco". Esto consolidó el desarrollo de pequeños poblados que recibieron el nombre de salitreras y que hoy están abandonadas fundamentalmente en la región de Antofagasta.

La decadencia de la explotación del llamado "salitre chileno" se debió a que los químicos alemanes lograron la síntesis artificial de dicha sustancia y esto condujo a que no se continuara exportando a Europa, con lo cual se abarataron los costos de producción y tratamiento de dicha sustancia, motivo por el cual la industria nacional cayó en crisis.

ACTIVIDAD de experimentación

Materiales

- Vaso o frasco de vidrio transparente.
- Polvos con sabor a frutas para preparar refrescos
- Espátula o cuchara
- Agua

Procedimiento sugerido

- Agrega agua al vaso o frasco
- Agrega el polvo de frutas (te sugerimos escoger colores oscuros) con ayuda de una espátula, sacude ligeramente la espátula sobre el agua
- Observa desde un costado del vaso lo que sucede
- Posteriormente continúa agregando cuidadosamente polvo al agua

El objetivo de esta actividad es observar y analizar detenidamente cómo se disuelve un soluto en un disolvente.

- a) ¿Qué ocurriría si el agua estuviera a una mayor temperatura?
- b) ¿Cómo explicarías eso desde el punto de vista del movimiento de las partículas?
- c) Dibuja lo que observaste en esta actividad y redacta tu explicación.

5.1 Dilución de las disoluciones concentradas



falta explicacion de experimento

falta explicacion de experimento

En un laboratorio de química es frecuente tener que preparar disoluciones de diferentes concentraciones, tales como porcentaje masa/masa, molar o molar, entre otras, es por ello, que se debe tener presente como se establece su igualdad o también preparar disoluciones a partir de otras más concentradas. Eso nos lleva a la incorporación del concepto de **dilución**.

En varias ocasiones se debe preparar disoluciones diluidas a partir de otras más concentradas donde, solamente se debe tener presente la cantidad de materia de soluto disuelto, igual en ambas disoluciones, también entre ellas son las concentraciones y volúmenes que se encuentran disuelto esa cantidad de materia de soluto. Esto se puede cuantificar mediante la siguiente expresión.

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Donde,

C_1 = concentración de la disolución concentradas

V_1 = volumen de la disolución concentrada

C_2 = concentración de la disolución diluida

V_2 = volumen de la disolución diluida.

Se sabe que se cumple que:

$$C_1 > C_2 \text{ y } V_2 > V_1$$

Se puede concluir que ambas disoluciones contienen disuelto la misma cantidad de materia de soluto, pero difieren en la cantidad de disolvente. La disolución diluida contiene más disolvente.

Por ejemplo

Se disponen de 10 mL de una disolución de cloruro de sodio (NaCl) 1 mol/L. A partir de esta disolución se desea preparar una disolución de NaCl 0,1 mol/L de concentración.

Calcula el volumen de disolución de NaCl 0,1 mol/L que se debería obtener. Para ello se debe utilizar la ecuación

$$C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$$

Reemplazando los valores se tiene: $V_2 = 100 \text{ mL}$

Finalmente, se debe adicionar los 10 mL de la disolución de NaCl 1 mol/L a un matraz de aforo de capacidad de 100 mL y posteriormente enrasar con agua destilada hasta completar ese volumen (proceso de dilución).



falta explicacion de experimento

ACTIVIDAD de aplicación



1. Calcula la masa de NaOH que debe masar para preparar 500 mL de una disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 mol/L. Enseguida, la disolución de NaOH se diluye con agua destilada hasta 750 mL de disolución. Determina la nueva concentración molar de la disolución diluida.
2. Si a 100 mL de una disolución de NaOH 0,01 mol/L se le agregan 8 g de NaOH. Calcula la concentración molar de la nueva disolución de NaOH. Suponer que no existe contracción y expansión de volumen.
3. Si se toman 5 mL de una disolución de ácido acético al 96% m/m, $d = 1,059 \text{ g/mL}$ y se afora con agua destilada hasta 250 mL de disolución. Calcula la concentración molar de la disolución diluida de ácido acético (HAc).
4. A partir de 100 mL de una disolución de ácido clorhídrico al 36,31% m/m y densidad ($d = 1,185 \text{ g/mL}$). Enseguida, la disolución se diluye con agua destilada hasta 250 mL de disolución.

Calcula:

 - a) la molaridad de la disolución
 - b) la molalidad de la disolución
 - c) la fracción molar de la disolución
5. En el laboratorio de tu colegio dispones de una disolución de NH_3 al 10% m/m y de $d = 0,958 \text{ g/mL}$. El profesor te pide que prepares 500 mL de una disolución diluida de amoníaco (NH_3) de concentración 0,1 mol/L. Calcula el volumen de amoníaco concentrado al 10% que debería tomar y diluir con agua destilada hasta obtener 500 mL de disolución.
6. Utilizando los conocimientos de unidad de concentración, argumenta qué entiendes por las siguientes afirmaciones:

Afirmación	Argumentación
Una solución de ácido sulfúrico 0,25 M	Existe 0,25 mol de ácido sulfúrico disuelto en 1L de disolución
Una solución de yodada 0,01 M	
Una solución carbonatada al 8% m/m	
Un solución de perfume al 13% m/m	
Suero fisiológico al 0,5% m/m	



alumnos en laboratorio
OMAR LUIGI

La **solubilidad** es la cantidad máxima de soluto que es posible disolver en cierta cantidad de solvente. Es una propiedad que depende del tipo de soluto, del tipo de disolvente y de las condiciones ambientales en que se desarrolla el proceso de disolución.

Un mismo soluto puede ser bastante soluble en un disolvente y muy poco soluble en otro. Por ejemplo, la sal común es bastante soluble en agua (más de 300 g. por litro de agua) pero escasamente soluble en solventes orgánicos como el cloroformo, benceno o tetracloruro de carbono. Por otra parte, el **grado de solubilidad de un soluto en un disolvente, depende de condiciones como la temperatura y la presión.** Conocido es el hecho de cómo aumenta la solubilidad del azúcar en agua a medida que aumenta la temperatura de ésta.

PARA recordar

El Cloroformo (CHCl_3), el benceno (C_6H_6) y el tetracloruro de carbono (CCl_4), son compuestos que contienen carbono en su estructura, compuestos orgánicos, que debido a sus características se comportan como **solventes no polares.**

PARA recordar

Se ha establecido que la **Temperatura** es, desde un punto de vista termodinámico, la medida de la energía cinética de las partículas que componen un sistema. Por su parte, **Presión** se define como la fuerza aplicada por unidad de área.

$$p = \frac{F}{A}$$

ACTIVIDAD de indagación

1. Necesitas un “cubo concentrado” (de esos que se usan para sazonar las comidas) de marca conocida (carne o ave), dos vasos de vidrio y agua (caliente y fría).
2. Agrega al vaso con agua fría la mitad de un cubo concentrado y déjala reposar unos minutos. Prepara el segundo vaso con agua caliente y agrégale la otra mitad del cubo.
3. Argumenta tus observaciones en relación con lo observado. ¿Qué es lo que hace la diferencia entre ambos sistemas?

4.1 Factores que afectan la solubilidad de un sólido en un líquido

Estudemos la disolución de un sólido en un líquido. Para que se forme una disolución, el soluto debe quedar reducido al nivel de moléculas aisladas que puedan moverse libremente en el seno del líquido sin reagruparse nuevamente. En un sólido las moléculas se hallan muy cohesionadas entre sí, constituyendo agrupaciones compactas, y en algunos casos, muy resistentes. La disolución requiere la fragmentación de esa ordenada estructura.

a) EFECTO DE LA TEMPERATURA

La disolución de un sólido puede lograrse aumentando la temperatura, ya que con ello aumenta también el movimiento de las moléculas de disolvente, lo cual permite un continuo bombardeo en la agrupación de las moléculas de sólido. Mientras mayor sea el movimiento de las moléculas del disolvente más eficaz será el grado de la fragmentación del conglomerado.

La siguiente tabla ilustra el efecto de la temperatura en la solubilidad de algunas sustancias:

Solutos	Temperaturas v/s Solubilidad				
	1000°C	2000°C	4000°C	6000°C	8000°C
Nitrato de potasio KNO_3	209	316	639	1100	1690
Cloruro de potasio KCl	300	340	400	455	511
Nitrato de sodio	800	880	1040	1240	1480
Cloruro de sodio NaCl	358	360	366	373	384

Nota: La solubilidad está expresada en gramos de soluto por litro de agua (g/L).

En general, la disolución de las sales aumenta con la temperatura lo cual puede tener efectos nocivos. En determinados procesos de contaminación de suelos se presenta una gran disolución de sales tóxicas, como algunos cloruros y nitratos, lo cual conlleva al aumento de su concentración y posterior deterioro de las condiciones óptimas para cultivos y producción agropecuaria.

b) EFECTO DE LA CONCENTRACIÓN

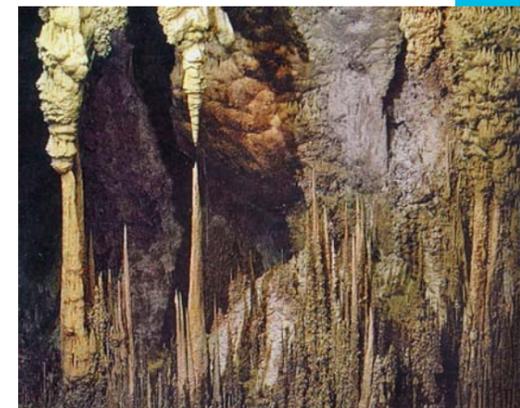
Cuando una solución presenta la máxima cantidad de soluto permitido según la temperatura, se dice que esta solución está saturada. Volvamos al gráfico que tú construiste. Puedes observar que un litro de agua a 40°C puede disolver hasta 639 g de nitrato de potasio. Por lo tanto, cualquier cantidad adicional de soluto no se disolverá y quedará en estado sólido. Pero si la temperatura se eleva a 600°C , la solución deja de estar saturada, ya que a esta temperatura es posible disolver hasta 1100 g de nitrato de potasio en un litro de agua. Sin embargo, al enfriar una solución saturada se separa parte del soluto como consecuencia de la diferencias de solubilidad con la temperatura. Si el enfriamiento es lento y la disolución está expuesta al mínimo de perturbación (reposos, ausencia de polvo atmosférico, etc.) es posible mantener disuelta una solución sobresaturada, es decir, una solución que contiene mayor cantidad de soluto que la permitida a la temperatura en cuestión.

c) EFECTO DE LA TEMPERATURA EN LA SOLUBILIDAD DE LOS GASES

La disolución de los gases en los líquidos también depende de la temperatura, pero de una manera opuesta a la de los solutos en estado sólido. En un gas, las moléculas se mueven mucho más libremente que en un líquido. Para que el gas pueda disolverse en un líquido es preciso que sus moléculas disminuyan su energía cinética. Eso se logra disminuyendo su temperatura, por tanto la solubilidad de los gases en los líquidos es mayor a menor temperatura.

ACTIVIDAD de interpretación

A partir de los datos registrados en la tabla de la izquierda, construye un gráfico e interpreta los datos. ¿Qué puedes concluir al respecto?



Estalactitas y estalagmitas

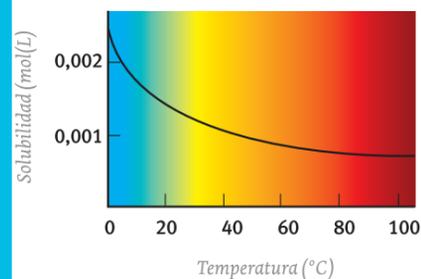
La formación de estalactitas y de estalagmitas constituye un ejemplo natural de cristalización brusca del soluto presente en una disolución sobresaturada. Las aguas termales difunden lentamente a través de las rocas; estas aguas presentan altas concentraciones de bicarbonato de calcio (Ca_2HCO_3)₂ en disolución. Al pasar al interior de las grutas el bicarbonato reacciona y forma carbonato de calcio CaCO_3 muy poco soluble, que se mantiene, no obstante, en disolución. Esta sobresaturación se destruye al golpear el líquido desde el techo de la gruta: la cristalización del carbonato de calcio produce la estalactita. Si la gota líquida alcanza a caer la cristalización se produce en el suelo formándose la estalagmita.

Te recomendamos ver *Actividades Complementarias*.

ACTIVIDAD de interpretación

Elabora un gráfico con los datos de esta tabla. De acuerdo con él:

- ¿Qué conclusiones puedes formular con respecto a la solubilidad del oxígeno en agua si se compara con la del nitrógeno.
- ¿Qué puedes concluir acerca de los seres vivos que viven en las profundidades del mar?



Ahora analicemos la siguiente tabla donde se ilustra los efectos de la temperatura en la solubilidad de gases disueltos en agua en (g/L).

Gas	Temperatura v/s Solubilidad				
	100C	200C	400C	600C	800C
O ₂	0,0526	0,0439	0,0308	0,0227	0,0138
CO ₂	2,332	1,689	0,973	0,576	0,162
N ₂	0,0231	0,0190	0,0139	0,0105	0,0066

La solubilidad del oxígeno, y de otros gases, en agua, u otros líquidos, disminuye con la temperatura. Por ejemplo, el contenido de oxígeno de un lago en verano es mayor en la profundidad, porque en esta zona hay menos temperatura. En la gráfica de la izquierda puede verse que la curva muestra la solubilidad del oxígeno en agua con respecto a la temperatura.

d) EFECTO DE LA PRESIÓN EN LA SOLUBILIDAD DE LOS GASES

La presión es otro factor que influye notablemente en la solubilidad de los gases en los líquidos. La disolución de un gas implica confinar sus moléculas en un volumen bastante más reducido, es decir, las moléculas del gas disuelto se deben mantener más próximas entre sí que en el gas libre. Un aumento en la presión favorece esta mayor proximidad, aumentando el grado de solubilidad. Por el contrario, si se disminuye la presión del gas disuelto, éste tiende a escapar de la solución.



William Henry (1735-1836)



Ley de Henry

La relación cuantitativa entre la solubilidad de un gas disuelto en un líquido y la presión fue estudiada por William Henry (1735-1836) químico y médico inglés. Sus estudios permitieron enunciar la ley que lleva su nombre y que señala: a temperatura constante, la solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas, siempre que no tengan lugar reacciones químicas entre el gas y el líquido.

ACTIVIDAD de aplicación

Adelanta una posible explicación

- ¿Por qué si bebes una bebida carbonatada a una temperatura mayor a la ambiental su sabor te parece distinto?
- ¿Por qué se recomienda no agitar una bebida carbonatada antes de colocarla en el congelador?
- ¿Qué sucede con una bebida expuesta al sol?



ACTIVIDAD de aplicación

- ¿Cómo explicarías el efecto de la tan conocida "botella de Champagne" en las celebraciones más tradicionales?
- ¿Qué importancia tiene interpretar la Ley de Henry para comprender la salud y rutinas de las personas que practican el buceo?
 - ¿Qué es lo que debiera saber un buzo que practica este deporte con frecuencia?

PARA saber

Las **BEBIDAS**, que son tan comunes para nosotros, deben sus gases a la presencia de carbonatos solubles que están sometidos a una presión interna mayor que la presión externa, por tal motivo, escuchamos ese sonido particular al abrir las botellas o latas que las contienen.



Las propiedades físicas que experimentan todos los líquidos puros son características en sus valores constantes obtenidos, aunque se produzcan variaciones bruscas de temperatura. Las propiedades de los líquidos puros que pueden mencionarse son la evaporación, presión de vapor, ebullición, fusión, tensión superficial, viscosidad, entre otras. Ahora, cabe preguntarse ¿cómo se modifican las propiedades de los disolventes puros cuando se les agrega una cantidad de soluto no electrolito y no volátil con respecto a la disolución obtenida? La adición de un soluto a un disolvente puro modifica algunas de las propiedades del disolvente. Estas propiedades se llaman coligativas, las cuales se caracterizan porque afectan solamente a las disoluciones diluidas, y dependen sólo de la concentración del soluto no electrolito y no de su naturaleza química. Las disoluciones diluidas de igual concentración con solutos muy diferentes se comportan de la misma forma. Estas propiedades que estudiaremos son la presión de vapor, aumento del punto de ebullición, disminución del punto de congelación y la presión osmótica.



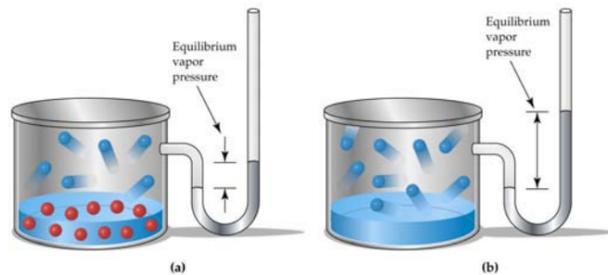
François Raoult
(1830-1901)

5.1 Disminución de la presión de vapor

La presencia de un soluto no electrolito y no volátil en una disolución, produce una disminución de la presión de vapor del disolvente con respecto a la del disolvente puro a la misma temperatura de tal forma que, la relación entre la presión de vapor de la disolución y la presión de vapor del disolvente depende de la concentración del soluto en la disolución. La anterior relación está determinada por la Ley de Raoult.

Ley de Raoult

The equilibrium vapor pressure of a solution with (a) a nonvolatile solute is always lower than that of (b) the pure solvent by an amount that depends on the mole fraction of the solvent. Notes Raoult's law relates the vapor pressure of a solution to the vapor pressure of the pure solvent times the mole fraction of the solvent in the solution.



La expresión matemáticamente está dada por:

$$P_d = P_o \cdot X_s$$

donde, P_d = es la presión de vapor de la disolución.
 P_o = es la presión de vapor del disolvente puro.
 X_s = fracción molar del soluto.

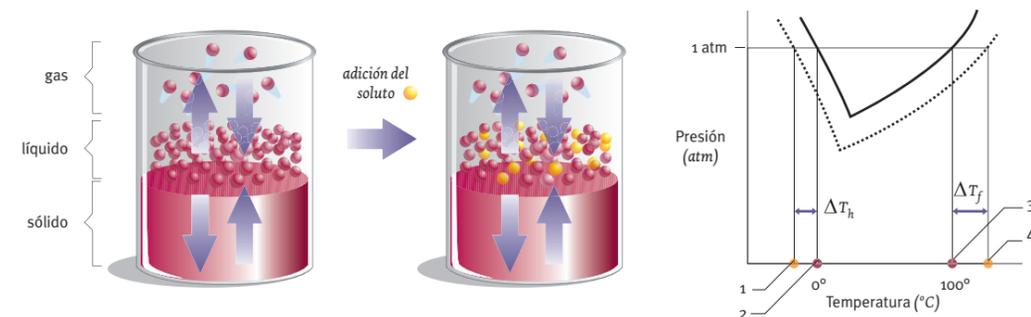
5.2 Aumento en el punto de ebullición

Si se compara la presión de vapor de un líquido puro con la presión de vapor de una disolución, nos daremos cuenta de que la presión de vapor de la disolución disminuye en relación con la de los disolventes puros. Esto trae como consecuencia que el punto de ebullición y el punto de congelación del disolvente puro sean distintos al agregar un soluto. Por ejemplo, al añadir azúcar al agua hirviendo y medir el punto de ebullición de la solución, ésta tendrá un punto de ebullición superior al punto de ebullición del agua pura (100°C).

$$T_e = K_e \times \text{molalidad}$$

5.3 Disminución en el punto de congelación

Por el contrario, si ahora comparamos el punto de congelación de un líquido puro con el punto de congelación de una disolución, observaremos que la temperatura de congelación de la disolución disminuye en relación con el de los disolventes puros. Por ejemplo, si se disuelve glucosa en agua, la disolución obtenida tendrá una temperatura de congelación inferior al punto de congelación del agua pura (0°C).



PARA recordar

Los **ELECTROLITOS** son aquellas sustancias que al disolverse en agua, produce una disolución que puede ser conductora de la electricidad. Existen electrolitos fuertes, como los compuestos iónicos – NaCl, KI, CaCl₂ – y electrolitos débiles como los ácidos orgánicos –ácido acético-, el ácido carbónico y el ácido fosfórico.

Diagrama de fases

Muestra la elevación del punto de ebullición y el descenso del punto de congelación de las disoluciones acuosas. Las curvas punteadas pertenecen a la disolución y las continuas al disolvente puro.

1. punto de congelación de la disolución
2. punto de congelación del agua
3. punto de ebullición del agua
4. punto de ebullición de la disolución

ACTIVIDAD de investigación

Entrevista a un mecánico y averigua a qué temperatura se encuentra normalmente el agua en el radiador de un vehículo (puedes suponer diferentes situaciones si este se encuentra en funcionamiento o en reposo).

1. ¿Cuál es el rango de temperatura obtenido al agregar un anticongelante?
2. ¿Por qué se agrega agua destilada y no agua potable al radiador de un automóvil?

Prepara la entrevista y consulta otras inquietudes que sean de tu interés. Transcribe luego la información obtenida y comenta en tu curso la actividad ¿De qué te sirvió?, ¿qué aprendiste?



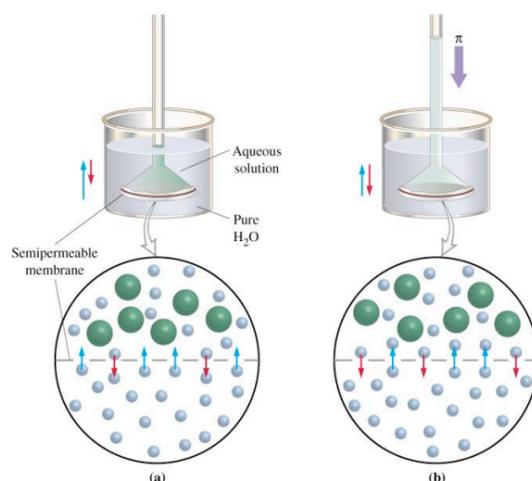
1. En las ciudades donde cae mucha nieve, se agrega sal común para despejar las calles ya que se disminuye el punto de congelación de esta nieve, por lo cual, en estado líquido, puede fluir sin causar accidentes.

2. De la misma forma, el etilenglicol (C₂H₆O₂) es un anticongelante de uso frecuente que disminuye la temperatura de congelación en el radiador de los vehículos.

5.4 Presión osmótica



Es decir, cuya presión de vapor no puede ser medible o perceptible cuando una solución de un soluto cualquiera no volátil está en contacto con un líquido puro a través de una membrana semipermeable, se produce el paso espontáneo del solvente hacia la disolución. Este proceso se denomina **osmosis** mediante éste los vegetales absorben el agua. En los organismos vivos el agua se distribuye entre las células de los diferentes tejidos mediante este mecanismo, haciendo posible el intercambio entre agua y nutrientes.



Caption (a) An aqueous solution (green) is separated from pure water by a membrane permeable to H₂O molecules but not to solute particles. (b) A net flow of water through the semipermeable membrane dilutes the green solution somewhat and causes the liquid level in the tube to rise. The liquid column now exerts a downward pressure (a hydrostatic pressure) that helps push H₂O molecules through the membrane and into the beaker. When the flow of H₂O through the membrane is the same in both directions, there is no further change, and the hydrostatic pressure at that point is called the osmotic pressure, π .



Al suministrar suero a un paciente se debe cuidar que el suero tenga la misma presión osmótica que el plasma sanguíneo. Si el suero es muy diluido produce la hinchazón de los glóbulos rojos y si es muy concentrado produce el colapso de los eritrocitos. El riñón cumple la importante función de eliminar productos residuales metabólicos (urea, ácido úrico y creatinina) de la sangre. Cuando el riñón no funciona, el paciente debe someterse a sesiones periódicas de hemodiálisis proceso íntimamente relacionado con la osmosis a través de membranas semipermeables.

Para enriquecer aún más lo aprendido te recomendamos escribir a la Asociación de Dializados cuyo email es: asodi@chilesat.net

Las moléculas de agua son capaces de traspasar la membrana en una y otra dirección. Sin embargo, el número de moléculas que pasan del agua pura a la disolución, es bastante mayor que en sentido contrario. Esto se debe a que en la disolución hay muchas moléculas de agua inhabilitadas para atravesar la membrana. **La fuerza que se debería aplicar sobre la disolución para evitar el paso del disolvente a través de la membrana produce presión osmótica.**



ACTIVIDAD de indagación

Responde las siguientes preguntas, consulta al profesor de Física y Biología:

1. ¿Qué vinculación tiene la presión osmótica con el sudor, la orina y la presión alta?
2. ¿Por qué las personas que sufren de presión alta deben ingerir poca o casi nada de sal?

Con la información recogida comuniquen lo aprendido al curso y si es posible inviten al médico a dar una charla al curso. En esta entrevista deberás registrar, seleccionar y analizar información ampliando tus conocimientos de química.



ACTIVIDAD de análisis y comprensión

Coordina un diálogo con tres compañeros de curso y lean en forma individual el texto que incluimos a continuación. Posteriormente en grupo analicenlo, discutan, compartan opiniones y respondan las preguntas que se formulan. Claudia, Carlos y Cristián quieren saber cuál es la diferencia entre disolución y reacción química. Lee con atención el diálogo que mantienen para luego responder y comentar las siguientes preguntas:

1. ¿Con qué personaje del diálogo están de acuerdo? ¿Por qué?
2. Escriban todos los argumentos que se les ocurran para debatir las ideas. Argumenten y escriban sus ideas. Luego con la orientación del(a) profesor(a) establezcan las conclusiones.
3. ¿Cómo argumenta las ideas un científico en su ámbito de trabajo?

- Carlos:** Aquí tenemos dos recipientes con un líquido incoloro diferente cada uno. Los mezclamos y nos da otro líquido incoloro: no ocurre reacción química.
- Cristián:** Pero, ¿cómo sabes que no ha ocurrido reacción química?
- Claudia:** Porque no se ha producido cambio de color.
- Cristián:** Según ustedes, ¿para que haya una reacción química, ¿debe producirse indispensablemente un cambio de color?
- Carlos:** Sí, porque de lo contrario, ¿cómo podría saber que ha habido cambio?
- Cristián:** ¿Qué pasa si ocurre lo que tú dices, pero, al mezclar y Carlos los líquidos, el recipiente se calienta, sin haberlo calentado o se observan humos blancos?
- Carlos:** ¡No!, estás mal. Eso ocurre solamente cuando uno calienta el recipiente con una fuente de calor, ya que al mezclar dos líquidos no puede calentarse el recipiente solo. ¿De dónde va aparecer el humo?
- Claudia:** ¡Ya entendí!. Si mezclamos agua con una gota de tinta, el agua quedará coloreada, por lo tanto ha ocurrido una reacción química y el resultado de este proceso ha sido la coloración del agua o sea un cambio químico.
- Carlos:** ¡Sí, Sí, Sí! Muy bueno tu ejemplo, Claudia.
- Cristián:** Me parece que los dos están equivocados. Ustedes no saben distinguir entre cambio químico y cambio físico. Creen que el cambio químico ocurre sólo cuando es perceptible. Tienen una confusión entre reacción química y disolución. En el ejemplo que dio Claudia no hay una reacción química, sino una disolución. Para que ocurra una reacción química no necesariamente debe existir un cambio de color, ya que existen líquidos que al mezclarse, el recipiente que los contiene se calienta. Por ejemplo, si agregó alcohol común al agua. Otro ejemplo: si mezcló en una botella ácido clorhídrico con amoníaco (ambos incoloros) y la dejó destapada, se forman humos blancos.



En nuestro alrededor continuamente están sucediendo cambios en la materia que implican la transformación de una sustancia en otras de naturaleza diferente. El proceso mediante el cual ocurren estos cambios se llama **reacción química** y el resultado de esta reacción química produce un **cambio químico**. La acidez estomacal, un fósforo quemado, un asado, la verdura cocida, un periódico con sus hojas amarillentas por la acción de la luz, todos estos son ejemplos de cambios químicos.

La rama de la química que se ocupa de calcular las masas de las sustancias que se deben utilizar en una reacción química se llama **Estequiometría**, palabra derivada del griego *Stoikeion* que significa *elemento*.



Jeremías Richter
(1762 - 1807)

El término estequiometría fue introducido en 1792 por el químico alemán Jeremías Richter (1762 –1807) para designar **la ciencia que mide las proporciones de los elementos químicos**. Richter fue uno de los primeros químicos que se dio cuenta de que **las masas de los elementos y las cantidades en que se combinan se hallan en una relación constante**. En la actualidad, el término estequiometría se utiliza para obtener información cuantitativa a partir de las ecuaciones y fórmulas químicas.

Los **cálculos estequiométricos** se utilizan para poder responder preguntas como: ¿qué cantidad de producto se puede obtener con una determinada cantidad de reactivos? o, ¿qué cantidad de reactivo es necesario para obtener una determinada cantidad de producto? Estos cálculos **se basan en que los coeficientes estequiométricos se pueden interpretar como la cantidad de materia que interviene en una reacción**.

En el siglo XVIII, Antoine Laurent Lavoisier, se interesó por la cuantificación de los fenómenos científicos. Definió y enumeró 55 elementos químicos, entre ellos oxígeno e hidrógeno. De hecho la química moderna se fundamenta en los estudios de Lavoisier, quien formuló la **Ley de la conservación de la materia** señalando que “en la materia nada se crea ni se destruye solo se transforma”.

6.1 Una revolución científica en las reacciones químicas

Lavoisier, en uno de sus primeros experimentos, introdujo cierta cantidad de agua a un matraz de vidrio, lo cerró herméticamente y lo hizo ebullición sin interrupción durante más de cien días. El agua se convertía en vapor, pero éste se enfriaba de nuevo en la parte alta del recipiente, se condensaba y caía al fondo para ebullición otra vez. Finalmente, cuando lo dejó enfriar, en el fondo del recipiente apareció un polvo sólido terroso. Lavoisier separó el líquido del recipiente y cuidadosamente determinó su masa. Hasta este momento, se creía con base en el pensamiento de los alquimistas, que el elemento

agua era convertido en tierra, según la concepción clásica de la teoría de los cuatro elementos.

La cantidad de agua del matraz seguía siendo la misma que al comienzo del experimento. En cambio la masa del recipiente había disminuido en una cantidad igual a la masa del polvo obtenido. Las conclusiones de Lavoisier fueron las siguientes: el agua hirviendo había disuelto parte del vidrio, que había precipitado cuando el agua volvió a enfriarse.

Con los resultados obtenidos, concluyó que *“la masa total antes y después del experimento era la misma; por lo tanto la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”*. Este enunciado es conocido como la **Ley de la Conservación de la Materia**.

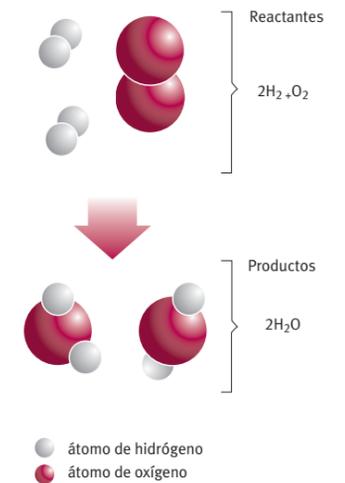
6.2 Representación de una reacción química

Una reacción química se puede representar por una ecuación química que nos da información acerca de:



1. Las sustancias que reaccionan, es decir, los reactivos o reactantes, **A y B**.
2. Las sustancias que se forman, es decir, los productos **C y D**.
3. Los coeficientes estequiométricos de la reacción son **E₁, E₂, E₃ y E₄**.
4. La fecha indica reacción química y el sentido en el que ocurre.
5. Las cantidades relativas de las sustancias que participan en estos cambios.

Por ejemplo, la formación del agua en condiciones adecuadas de temperatura y presión (Ver figura de la derecha).



En una ecuación química, se escriben las sustancias que reaccionan reactantes (a la izquierda) y los productos (a la derecha), separados por una flecha [→] para indicar la dirección en que sucede la reacción, o una doble flecha [↔] para indicar que hay reacción en ambos sentidos.

Cuando intervienen varias sustancias en los reactantes o aparecen varias sustancias en los productos, éstos se separan por el signo más (+) así:



En síntesis, para “equilibrar” una reacción química se deben considerar los siguientes aspectos:

- Diferenciar los reactantes de los productos.
- Escribir a la izquierda de la flechas las fórmulas químicas de los reactantes, y a la derecha las fórmulas de los productos.
- Verificar que se cumpla la ley de conservación de la masa o materia. Para ello, el número total de átomos en reactantes debe ser igual al número total de átomos en los productos.
- Escribir los símbolos que indican el estado físico en el cual se encuentran los reactantes y los productos.

PARA saber

Profundiza tus conocimientos sobre Lavoisier en las siguientes páginas web

- <http://www.geocities.com/fdooc/lavoisier1.htm>
- <http://www.terra.es/personal18/biografia/lavoisier.htm>
- <http://thales.cica.es/d/recursos/d99/ed99-0314-01/lavoisier.htm>

ACTIVIDAD de comprensión

1. Indica en la siguiente tabla con una “x” cuáles procesos son cambios químicos. Argumenta tu respuesta.

- | | |
|---------------------------|--------------------------|
| a) Hervir agua | <input type="checkbox"/> |
| b) Encender un cigarrillo | <input type="checkbox"/> |
| c) Moler tiza | <input type="checkbox"/> |
| d) Freír un huevo | <input type="checkbox"/> |
| e) Evaporar alcohol | <input type="checkbox"/> |

comic experimento
lavoisier
(hervi)

PARA saber

El **AMONÍACO** NH_3 se utiliza como materia prima en los fertilizantes y limpiadores domésticos cuando está disuelto en agua. El **ÁCIDO CLORHÍDRICO** HCl (llamado también ácido muriático) está presente en los jugos gástricos. Este ácido se emplea para limpiar morteros en los tabiques o en los artefactos del cuarto de baño para eliminar las durezas o corrosivos en las cañerías.

Es deseable tener una ecuación química que dé información adicional acerca de la reacción química. En particular, a menudo, es importante indicar el estado físico de un reactante o producto. Por ejemplo, al hacer reaccionar azufre (S_8) con oxígeno (O_2) dando como producto anhídrido de azufre (IV) (SO_2).



Un reactante o un producto en disolución acuosa se puede designar usando la abreviatura **(ac)**.

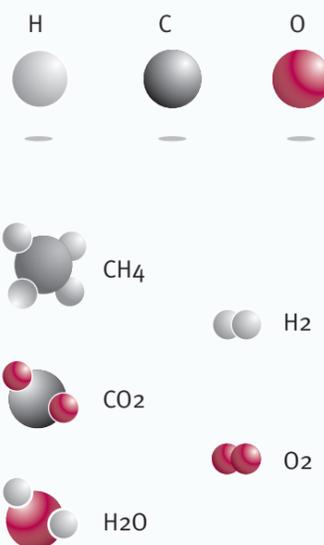
Ejemplo

Al reaccionar el hidróxido de sodio (NaOH) con ácido clorhídrico se forma cloruro de sodio y agua.



ACTIVIDAD de aplicación

- Martín y Silvia creen que es imposible que puedan desaparecer o crearse átomos, pero no tienen la misma opinión sobre cómo resolver el problema. Discuten cómo igualar la ecuación química de combustión del metano (CH_4).
 - ¿Con cuál de las dos opiniones estarías de acuerdo y por qué?



- Forma un equipo de trabajo y construyan las moléculas necesarias para que exista el mismo número de átomos al inicio y al final de la reacción para la combustión del metano.

a) Dibuja tu ecuación química y representa el cambio utilizando fórmulas. Para ello utiliza material reciclable como: bolita de vidrio, plastilina, esfera de plumavit de distintos colores, palos de helado, moldadientes, tubos de lápices pasta, o lo que se te ocurra ingeniosamente!

b) Para realizar esta actividad dispones de la siguiente información: figuras que representan las moléculas de metano, gas hidrógeno, dióxido de carbono y agua; cada esfera de un color específico representa un átomo de un elemento químico determinado.

- Con un compañero (a) discutan, opinen y argumenten:

- ¿Qué tuvieron que realizar para que el número de átomos en los productos y reactantes fueran iguales? Realiza una exposición con todos los trabajos e identifiquen en que se parecen y diferencian.
- ¿A qué atribuyes las diferencias y semejanzas? Investiga acerca del metano y su importancia.

6.3 Ley de las Proporciones Definidas o las Proporciones Constantes (Ley de Proust)

Esta ley se define de la siguiente manera: si dos elementos que reaccionan lo hacen en relaciones fijas, la masa de un elemento que reacciona con una masa dada del otro siempre será la misma, para formar un compuesto determinado. En otras palabras, cuando dos elementos reaccionan en relaciones de masas constantes para formar un compuesto, dichas cantidades se pueden expresar en su composición porcentual que, a su vez, se puede determinar de la siguiente manera:

$$\text{Composición porcentual de un elemento} = \frac{\text{masa elemento} \times 100}{\text{masa compuesto}}$$

Entonces, estos dos elementos se combinarán en la relación de masas indicada por su composición ponderal que siempre será constante y definida. Por ejemplo, en la obtención del óxido de azufre (IV) en cualquier lugar de su formación, lo hará en su relación ponderal y siempre reaccionará el 40% de azufre y 60% de oxígeno.

Por otra parte, si se hacen reaccionar 8 g de azufre en contacto con oxígeno, se producen 20 g de un gas incoloro, óxido de azufre (VI). En la obtención del SO_3 , se cumple con la ley de Lavoisier. Aplicando esta ley podemos demostrar que a partir de 8 g de azufre reaccionan con 12 g de oxígeno para formar 20 g de óxido de azufre (VI).

6.4 Ley de las Proporciones Múltiples

Esta ley indica que al hacer reaccionar dos elementos diferentes para obtener más de un compuesto y cuando se mantiene una masa unitaria de uno de ellos, las proporciones de masas del otro elemento serán números simples enteros, por ejemplo, el nitrógeno y el oxígeno pueden formar dos compuestos diferentes, entre otros.

El primer compuesto es el óxido de nitrógeno (II) con una composición porcentual de 46,67% de nitrógeno y 53,33% de oxígeno.

El segundo compuesto es el óxido de nitrógeno (IV), que tiene una composición porcentual de 30,45% de nitrógeno y 69,57% de oxígeno.

Si disponemos 100 g de óxido de nitrógeno (II), podemos decir que 46,67 g de nitrógeno reaccionan con 53,33 g de oxígeno; si consideramos la masa unitaria de nitrógeno, entonces 1 g de nitrógeno reaccionará con 1,143 g de oxígeno para obtener dicho compuesto.

Por otra parte si disponemos de 100 g de óxido de nitrógeno (IV), podemos decir que 30,45 g de nitrógeno reaccionan con 69,57 g de oxígeno; si consideramos la masa unitaria de nitrógeno, entonces 1 g de nitrógeno reaccionará con 2,285 g de oxígeno para obtener dicho compuesto.

PARA saber

Composición porcentual de minerales, los cuales han sido hallados en diversos lugares de la corteza terrestre. Son utilizados en procesos de fabricación de múltiples sustancias, así también como fuente de obtención de los metales que los conforman en estado libre.



Dolomita
($\text{MgCO}_3 \times \text{CaCO}_3$)
13,28% Mg ; 21,73% Ca ; 13,02% C ; 52,07% O.

Rodonita
(MnSiO_3)
41,93% Mn, 21,43% Si, 36,64% O

Andalucita
(Al_2SiO_5)
33,305 Al ; 17,33% Si ; 49,37% O

Siderita (espato de hierro)
(FeCO_3)
48% Fe ; 10,36% C ; 41,44% O

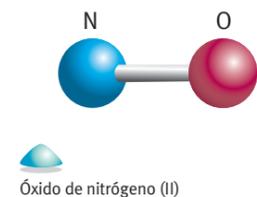
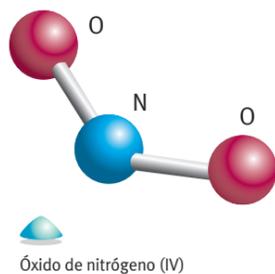
Niquelina blanca
(NiAs_2)
28,15% Ni ; 71,85% As

Cobaltina
(CoAsS)
35,52% Co ; 45,16% As ; 19,32% S

Malaquita
($[\text{CuCO}_3 \times \text{Cu}(\text{OH})_2]$)
57,84% Cu ; 5,43% C ; 0,9% H ; 36,19% O

Bismutina
(Bi_2S_3)
81,32% Bi ; 18,68% S

Blenda
(ZnS)
67,14% Zn ; 32,86% S.



Ahora, podemos indicar la relación de las masas de oxígeno que reaccionará con una masa unitaria de nitrógeno, entre el óxido de nitrógeno (II) y el óxido de nitrógeno (IV), es la siguiente:

$$\begin{array}{l} \text{Comp. I} \quad \frac{m_o}{m_n} = \frac{1,143 \text{ g}}{1,143 \text{ g}} \\ \text{Comp. II} \quad \frac{m_o}{m_n} = \frac{2,285 \text{ g}}{1,143 \text{ g}} \end{array}$$

Donde m_o = masa oxígeno

Ahora, expresemos esta relación de masas en números enteros pequeños, dividiendo ambas cantidades por la menor. Obtendremos lo siguiente:

$$\begin{array}{l} \text{Comp. I} \quad m_o = 1,143 \text{ g} : 1,143 = 1 \\ \text{Comp. II} \quad m_o = 2,285 \text{ g} : 1,143 = 2 \end{array}$$

Luego, la fórmula del Comp. I es {NO} y la fórmula del Comp. II es {NO₂}; la relación entre ambos compuestos respecto al oxígeno es de 1:2.

ACTIVIDAD de aplicación

- Al hacer reaccionar 5 g de azufre con 4 g de oxígeno, calcula la masa de óxido de azufre (VI) obtenido.
- Calcula el porcentaje de hierro en los siguientes compuestos:
 - FeO
 - Fe₂O₃
 - Fe₃O₄
 - K₄Fe(CN)₆
- Si la composición porcentual de óxido de aluminio (Al₂O₃) es de 52,94% de aluminio y 47,06% de oxígeno.

Calcula:

 - la masa de óxido de aluminio que se podría obtener si se hacen reaccionar 12 g de aluminio con 25 g de oxígeno.
 - la masa de aluminio u oxígeno que no reaccionó en el caso anterior.
- Si la composición porcentual de óxido de nitrógeno (IV) (NO₂) es de 30,43% de nitrógeno y 69,57% de oxígeno.

Calcula:

 - la masa de nitrógeno necesaria para obtener 25 g de óxido de nitrógeno (IV) en presencia de un exceso de oxígeno.
 - la masa de oxígeno y óxido de nitrógeno (IV) obtenida, si se hacen reaccionar 12 g de nitrógeno con la cantidad de oxígeno necesaria que cumpla con la relación porcentual del NO₂

ACTIVIDAD de aplicación

- La composición porcentual del óxido de nitrógeno(IV) (N₂O₅) es de 25,93% en nitrógeno y de 74,07% de oxígeno.

Calcula:

 - la masa de óxido de nitrógeno (V) que se obtiene a partir de 22 g de nitrógeno y 22 de oxígeno.
 - la masa del elemento que no reaccionó.
- Se tienen 76 g de óxido de níquel (Ni_xO_y) desconocido mediante un calentamiento prolongado da lugar a la obtención de níquel metálico y la liberación de 16,28 g de oxígeno.

Calcula:

 - la masa de níquel que hay en el óxido de níquel
 - determina la fórmula del óxido de níquel desconocido
 - el porcentaje de níquel y de oxígeno en el óxido de níquel
 - la masa molar del óxido de níquel.
- Una masa determinada del óxido de plomo de fórmula Pb₃O₄ se calculó prolongadamente y se determinó que liberaba 27 g de oxígeno.
- Si 27,92 g de hierro en polvo se hace pasar a oxígeno en forma prolongada hasta que el hierro reaccione completamente obteniéndose 39,92 g de óxido de hierro.
 - determine la fórmula del óxido de hierro
 - calcula el porcentaje de hierro y oxígeno en dicho compuesto.

ACTIVIDAD de aplicación

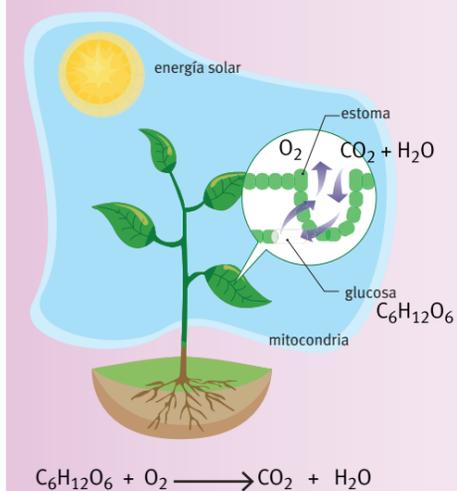
- Elabora un esquema que te permita comprender y explicar a un compañero cómo se escribe una ecuación química.
- Expresa, mediante ecuaciones químicas, las reacciones que se describen a continuación. Identifica además los reactantes y los productos. Argumenta por escrito los procedimientos que ocupaste para escribir la ecuación.
 - El carbono sólido reacciona con oxígeno molecular para dar dióxido de carbono.
 - La formación de la lluvia ácida implica la reacción del trióxido de azufre (SO₃) con el agua para producir ácido sulfúrico (H₂SO₄).
 - Al hacer reaccionar una solución de cloruro de sodio (NaCl) con una solución de nitrato de plata (AgNO₃) se forma cloruro de plata (AgCl) y nitrato de sodio NaNO₃.

PARA recordar

Una **ECUACIÓN QUÍMICA** nos permite representar en forma sencilla los reactantes y productos, su estado físico y la proporción de moléculas que intervienen. Los químicos de todo el mundo utilizan este sistema de escritura porque es mucho más fácil escribirlo y leerlo de esta manera que con palabras o con dibujos.

PARA saber

En la naturaleza, permanentemente ocurren diferentes cambios químicos como por ejemplo en la respiración, el crecimiento, la reproducción, la alimentación. Estos procesos biológicos, lo mismo que aquellos que se estudian en otras áreas de la química y que permiten la generación de nuevos materiales como detergentes, colorantes, plásticos, aromatizadores, fármacos, materiales sintéticos, entre muchos más, son analizados a partir de la información que se representa por medio de las diferentes **reacciones químicas**, las cuales permiten identificar las posibilidades de comportamiento de las sustancias según sus diferentes propiedades.



6.5 ¿Cómo se igualan las ecuaciones químicas?

El metano reacciona con oxígeno en condiciones adecuadas de temperatura y presión para dar óxido de carbono (IV) y agua. Dicho proceso se representa mediante la ecuación química no balanceada.



PARA recordar

Recordemos que toda ecuación química debe ser igualada para cumplir con la **LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA**.

En una ecuación química, los coeficientes estequiométricos indican la proporción en la cual se combinan las sustancias y la proporción en que se forman los productos. La ecuación balanceada se puede interpretar como proporción en moléculas o cantidad de materia (mol); por ejemplo, la siguiente ecuación:



Una vez que se ha escrito una reacción química tienes que comprobar si se cumple o no la Ley de Conservación de la Materia, es decir, que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación. Este proceso se denomina ajuste o balance de la ecuación y se consigue anteponiendo coeficientes estequiométricos a los símbolos y fórmulas. Los coeficientes estequiométricos son números enteros y si el tiene valor 1 no se escribe. El valor matemático del coeficiente estequiométrico "afecta" toda la fórmula, por ejemplo, colocar 2H₂O, implica colocar en la igualación 4 átomos de hidrógeno y 2 átomos de oxígeno, es decir, 2 moles de moléculas de agua. Por ejemplo, la ecuación que representa la combustión del carbono grafito está balanceada. (El grafito constituye la mina de los lápices).



La información que nos proporciona esta ecuación se sistematiza en la siguiente tabla:

Átomos	Número de átomos de los reactivos	Número de átomos de los productos
C	1	1
O	2	2
Átomos totales		33

La combustión del metano está representada mediante la siguiente ecuación, la cual no está balanceada.



Átomos	Número de átomos de los reactivos	Número de átomos de los productos
C	1	1
H	4	2
O	2	3
Átomos totales		76

ACTIVIDAD de aplicación

- ¿Qué procedimiento usarías para igualar esta ecuación?, ¿Qué criterios establecerías para desarrollar tu procedimiento? Para igualar esta ecuación es necesario anteponer el número 2 como coeficiente del símbolo del oxígeno, lo mismo que de la fórmula del agua:



La información obtenida al balancear esta ecuación se resume en la siguiente tabla

Átomos de los reactivos	Número de átomos de los productos	Número de átomos
C		
H		
O		
		Número total de átomos

- ¿Cuál es la relación entre una ecuación química y una reacción química?
- ¿Por qué es importante escribir correctamente las fórmulas y los símbolos de las sustancias al anotar una ecuación química?

PARA recordar

PARA IGUALAR ECUACIONES se debe tener presente lo siguiente:

- Identificar los reactivos y productos.
- Determinar cuántos átomos hay de cada elemento en reactivos y productos.
- En caso de no estar igualada, anteponer un número entero al símbolo y/o fórmula y verificar si el número de átomos de reactivos y productos son iguales.

En una fórmula química, los **subíndices** no pueden cambiarse para conseguir la igualación. El cambio de los subíndices equivale a cambiar la identidad de una sustancia.

ACTIVIDAD de aplicación y síntesis

- Iguala la siguiente ecuación química para lo cual te sugerimos elaborar una tabla con la siguiente información: número de átomos de cada uno de los reactivos y productos (recuerda el ejemplo del metano).



Átomos	Número de átomos de los reactivos	Número de átomos de los productos
Na		
H		
C		
O		
		Número átomos totales

- Iguala las siguientes ecuaciones químicas:
 - $\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_3$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \longrightarrow \text{Fe} + \text{CO}$
 - $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 \longrightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CO}_2$
 - $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaNO}_3$
- Comparte con tus compañeros los resultados.
- ¿Cuál es la relación entre una ecuación química? ¿Por qué es importante...?



La **vitamina C** o ácido ascórbico (unidad 3) es necesaria en la dieta humana pues el organismo no la sintetiza. Su falta provoca anemia, pérdida de peso, fragilidad en los huesos y hemorragia. Se encuentra en vegetales, pimientos, frutas cítricas, tomates.

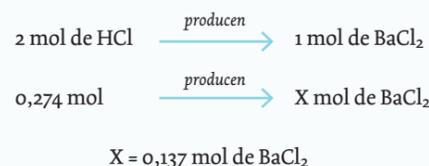
ACTIVIDAD de evaluación

- Indica que 2 moléculas de SO₂ reaccionan con 1 molécula de oxígeno para producir 2 moléculas de SO₃. También indica que 2 mol de SO₂ reaccionan con 1 mol de oxígeno para producir 2 mol de SO₃.
- La vitamina C es muy inestable y reacciona con el oxígeno transformándose en ácido dihidroascórbico (no tiene propiedades vitamínicas) y agua según la siguiente ecuación:



- Iguala la ecuación química.
- ¿Por qué se recomienda beber jugo de naranja en el momento de ser preparada? ¿por qué no se puede guardar por mucho tiempo en el congelador?
- ¿Por qué los zumos comerciales pueden guardarse por un tiempo más prolongado que los jugos cítricos naturales? ¿Qué contienen?

La relación que se establece de acuerdo con la ecuación química igualada y, a partir de 0,27 mol de ácido clorhídrico, se puede determinar la cantidad de cloruro de bario de la siguiente manera:



¿Qué crees tú que deberías realizar para determinar la masa en gramos de BaCl₂ si ya tenemos la cantidad de materia (mol)? Considera que la masa de cloruro de bario que se determinó es 28,54 g.

6.6 ¿Cómo se determina el reactivo limitante?

Para determinar el reactivo limitante debemos considerar lo siguiente: primero, recordar que hay que transformar a cantidad de materia, (mol) las masas de reactantes que se dan; luego, relacionar estos resultados con los coeficientes estequiométricos. Si en estas relaciones estequiométricas, uno de los reactantes se consume completamente sería el reactivo limitante.

Por ejemplo, para el caso de la reacción del diálogo anterior:

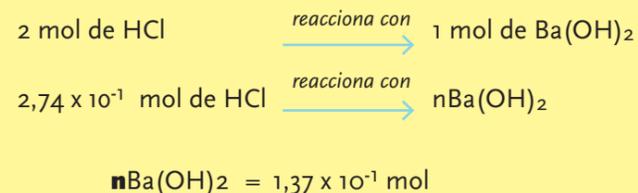


Determinemos la cantidad de materia (**n**) inicial de ambos reactantes.

$$\begin{aligned} n_{Ba(OH)_2} &= m/M \\ n_{Ba(OH)_2} &= \frac{10 \text{ g}}{171,3 \text{ g/mol}} \\ n_{Ba(OH)_2} &= 5,84 \times 10^{-2} \text{ mol} \\ \\ n_{HCl} &= m/M \\ n_{HCl} &= \frac{10 \text{ g}}{36,45 \text{ g/mol}} \\ n_{HCl} &= 2,74 \times 10^{-1} \text{ mol} \end{aligned}$$

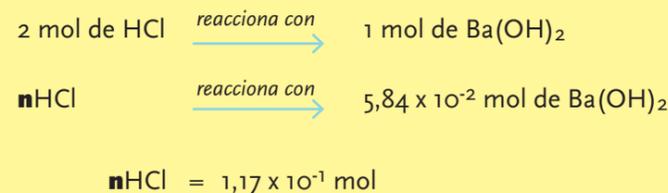
Ahora, relacionamos estas cantidades con los coeficientes estequiométricos de acuerdo con la ecuación química previamente igualada.

Para determinar la cantidad de moles de hidróxido de bario que reacciona con el ácido clorhídrico se realiza la siguiente reacción:



La cantidad obtenida, ¿es mayor que la cantidad inicial de Ba(OH)₂? Si es mayor, ¿estaría esto indicando que no hay la cantidad de Ba(OH)₂ suficiente para que reaccione completamente el ácido clorhídrico?

Del mismo modo que en el caso anterior, a partir de 5,84 x 10⁻² mol de Ba(OH)₂ se calculará la cantidad de ácido clorhídrico (HCl) que reaccionará.



Esta cantidad obtenida, ¿es mayor o menor que la cantidad de moles de HCl? ¿Existe la cantidad suficiente de HCl para que reaccione completamente el Ba(OH)₂? ¿Cuál es el reactivo limitante?

PARA recordar

Las sustancias que se deben relacionar según la pregunta planteada en este problema son el BaCl₂ y el HCl. Luego debemos convertir los 10 g de ácido clorhídrico en cantidad de materia (mol). ¿Por qué crees tú que debemos trabajar en cantidad de materia (mol) y no en masa (g)? ¿Cómo lo explicas? ¿Cómo determinarías la cantidad de materia (mol) que corresponden a los 10 g de ácido clorhídrico? Al realizar los cálculos te darás cuenta de que los 10 g de este ácido corresponden a 0,274 mol.

ACTIVIDAD de comprensión

Explica con tus palabras qué comprendiste por reactivo limitante. Un amigo te pide que ¡por favor! le expliques cómo podría desarrollar el siguiente ejercicio (¡Ayúdalo!) Lee con atención:

- Se hacen reaccionar 50 g de carbonato de calcio (CaCO₃) con 28 g de ácido clorhídrico, (HCl) según la siguiente reacción no balanceada:



- Describe con el mayor detalle posible cómo calcularías la masa de cloruro de calcio (CaCl₂) obtenida.
- ¿Cómo le explicarías a tu compañero(a) este ejercicio?
- Elabora una pauta de trabajo para explicar este ejercicio a tu compañero(a).
- ¿Cómo comprobarías si tu compañero(a) comprendió y aprendió con tu explicación?

6.7 Rendimiento de una reacción química

La máxima masa de producto que puede obtenerse en una reacción química, considerando una reacción total, se llama rendimiento teórico. La cantidad de producto que se obtiene en el laboratorio o en la industria, en una reacción química, puede ser menor que la cantidad teórica, debido a muchas razones algunas de las cuales se mencionan en la siguiente tabla.

ACTIVIDAD de aplicación

Lee las razones mencionadas e incorpora otras que tú consideres importantes. Argumenta por qué las consideras importantes, como por ejemplo, ¿Qué criterios estableciste para identificar tus razones y seleccionarlas?, ¿por qué piensas que las razones que propones son importantes?

- a) "Se perdió producto durante la manipulación".
- b) "Las condiciones de temperatura no eran las adecuadas".
- c) "La separación del producto deseado de la mezcla final, la de reacción, es demasiado difícil de separar y no todo el producto formado logra aislarse con éxito".

PARA recordar

Rendimiento real también corresponde a lo obtenido experimentalmente. El rendimiento real es diferente al rendimiento teórico.

6.8 ¿Cuál será el verdadero rendimiento de una reacción química?

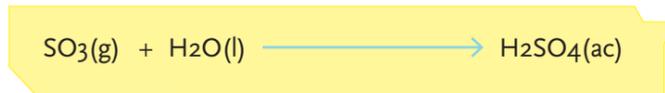
RENDIMIENTO REAL

Cuando se realiza experimentalmente una reacción, la masa de producto realmente obtenida se conoce como rendimiento real. Éste se expresa como tanto por ciento de rendimiento y se denomina el porcentaje de rendimiento (% de rendimiento), lo que queda expresado en la siguiente ecuación:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{cantidad real obtenida de producto} \times 100}{\text{cantidad teórica obtenida de producto}}$$

Ejemplo

La lluvia ácida que se produce en las grandes ciudades, se debe, en parte, al óxido de azufre(VI) que reacciona con agua para producir ácido sulfúrico, según la siguiente ecuación:



Calculemos el rendimiento teórico de la reacción. Suponiendo que reaccionan 12 g de SO₃ con 16 g de H₂O para producir H₂SO₄. La cantidad real de ácido sulfúrico formado es de 11,7 g.

Según los coeficientes estequiométricos de la reacción. (¿recuerdas cuáles eran?), podemos decir que 1 mol de SO₃ reacciona con 1 mol de H₂O para dar lugar a 1 mol de H₂SO₄.

Como tenemos dos reactantes, previamente debemos determinar el reactivo limitante, para lo cual es necesario transformar las masas iniciales a cantidad de materia (mol).

Para ello recuerda la siguiente ecuación.

$$\text{Cantidad de materia (n)} = \frac{m}{M}$$

Donde **m** y **M** son la masa y masa molar respectivamente.

Para el SO₃ (M=80 g/mol);

$$m\text{SO}_3 = \frac{m}{M}$$

$$m\text{SO}_3 = \frac{12 \text{ g}}{80 \text{ g/mol}}$$

$$m\text{SO}_3 = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Para el agua (M= 18 g/mol);

$$m\text{H}_2\text{O} = \frac{m}{M}$$

$$m\text{H}_2\text{O} = \frac{16 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$$

$$m\text{H}_2\text{O} = 8,9 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Ahora, debemos determinar el reactivo limitante de la reacción:



$$n\text{SO}_3 = 8,9 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

Por lo tanto, la cantidad de moles de SO₃ igual a 8,9 x 10⁻¹ mol, es mayor a la inicial. esto estaría indicando que no hay la cantidad de moles de SO₃ suficiente para que reaccione completamente con el agua. Luego, el reactivo limitante es el SO₃.

Trabajando con la cantidad de moles (n) de SO₃ se puede determinar la cantidad de materia teórica de ácido sulfúrico obtenida.



$$n\text{H}_2\text{SO}_4 = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol}$$

n = m/M, en esta ecuación se puede despejar la masa (m), de ácido sulfúrico,

$$m = n \times M$$

$$m = 1,5 \times 10^{-1} \text{ mol} \times 98 \text{ g/mol}$$

$$m = 14,7 \text{ g}$$

Entonces, el % de rendimiento es: $\% \text{ H}_2\text{SO}_4 = \frac{11,7 \text{ g}}{14,7 \text{ g}} \times 100$

$$\% \text{ H}_2\text{SO}_4 = 79,59$$

Seguramente habrás oído hablar de la **lluvia ácida** y de sus efectos, especialmente en algunos bosques cuyos árboles se mueren debido a su acción, y en los edificios históricos, estatuas y monumentos que están a la intemperie.

Las sustancias responsables de la lluvia ácida son principalmente los **óxidos de azufre y de nitrógeno** (SO₂ y NO₂) originados en la combustión de carbones y derivados del petróleo que contienen azufre y derivados nitrogenados. Las refinerías de petróleo y las plantas generadoras de electricidad térmica son las principales generadoras de dichos gases, aunque también contribuye la combustión de los motores de los automóviles.

Estos gases son transportados a menudo hasta lugares muy lejanos, y al reaccionar con el agua de la atmósfera dan lugar al ácido sulfúrico y al ácido nítrico. Estas sustancias disueltas en el agua de lluvia provocan un grado de acidez alto, lo cual altera el equilibrio del medio donde cae.



foto omar
escultura

ACTIVIDAD **sin definir**

¿Qué es una sustancia ácida?

Enumera cinco sustancias que conozcas que sean ácidas y otras cinco que sean básicas o alcalinas. ¿qué criterios empleaste para poder clasificarlas?

	Sustancias ácidas	Sustancias básicas	Criterios de clasificación
1			
2			
3			
4			
5			

7.1 Un poco de Historia sobre ácidos y bases

La naturaleza y el comportamiento de los ácidos y las bases han constituido un serio problema para los químicos de todas las épocas y han despertado las más complejas controversias a pesar de ser términos tan comunes en el lenguaje químico. Aunque ciertas sales eran conocidas ya en el siglo XIII, el desarrollo del concepto teórico fue muy lento durante el período de la alquimia, siglo XII-XVII (*¿recuerdas la Unidad 1?*). En 1660 **Boyle** caracterizó los ácidos como sustancias capaces de disolver otras sustancias, tener un

sabor ácido, ser capaces de perder su propiedad en contacto con los alcalis (cenizas de plantas según la palabra acahe). Se puede ver que la caracterización fue de tipo experimental. Este mismo criterio prevaleció en el siglo XVIII y culminó en el año 1787 con **Lavoisier**, quien propuso que todos los ácidos están compuestos de dos partes: una es el oxígeno (generador de ácidos) o principio acidificante, y la otra una base acidificable que puede ser elemento tal como el fósforo o el azufre. El principio del oxígeno como acidificante fue aceptado hasta 1881 en que **Humphry Davy**, analizando el HCl (cuyo nombre comercial es el ácido muriático), demostró que no contenía oxígeno, y que varios compuestos oxigenados binarios (como el CaO y el K₂O) no presentaban propiedades ácidas. Insinuó, además, que el principio fundamental debía ser el hidrógeno, idea que debe ser considerada como precursora de las teorías modernas. Este concepto fue reforzado en 1838 por **Liebig**, quien estimó que un ácido debe tener hidrógeno, pero no toda sustancia que tenga hidrógeno debe ser considerada como un ácido, sino aquellos cuyo hidrógeno es reemplazado por metales. En 1814 **Gay Lussac** concluyó que un ácido es una sustancia que neutraliza la alcalinidad y que tanto ácidos como bases pueden definirse sólo unos en función de otros. Es decir, un **ácido es tal solamente en presencia de un antagonico que es la base correspondiente**. Este concepto estará presente en todas las teorías científicas modernas.

Los ácidos presentan propiedades características cuando están disueltos. Estas propiedades se deben a sus iones hidronio (H₃O⁺) y son las siguientes:

- Tiene un sabor característico que llamamos precisamente sabor ácido.
- Al mojar con ácido un trozo de papel indicador universal, este adquiere un color entre el rojo y el naranja.
- Reacciona con el cinc (Zn) y otros metales, desprendiendo gas hidrógeno (H₂) según la siguiente ecuación:



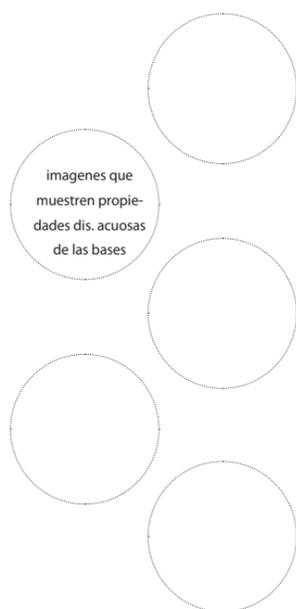
- Reaccionan con los carbonatos desprendiendo dióxido de carbono CO₂.
- $$\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$
- Reaccionan con las bases para dar una sal y agua. Neutraliza las bases perdiendo ambos sus propiedades.
 - Conducen la corriente eléctrica porque están ionizados total o parcialmente.

imagenes que
muestren propie-
dades de los ácidos



PARA recordar

Una **disolución ácida** contiene una mayor concentración de iones H^+ y puede ser neutralizada con una disolución de una base que se une a dichos iones; por el contrario, una solución básica contiene una mayor concentración de iones OH^- y se puede neutralizar con una disolución de ácido.



imagenes que muestren propiedades dis. acuosas de las bases

Las disoluciones acuosas de las bases, debido a sus iones hidroxilo, tienen las siguientes propiedades, en las disoluciones acuosas:

- Una sensación resbalosa. Los jabones son ejemplos comunes ya que son levemente alcalinos.
- Al mojar con base un trozo de papel indicador universal cambia el color entre el verde y azul.
- Reaccionan con los ácidos para dar una sal y agua.
- No reaccionan con los metales para producir gas hidrógeno.
- Sus disoluciones acuosas conducen la corriente eléctrica porque están ionizados total o parcialmente.

7.2 ¿Qué significa pH?

Es la forma práctica de expresar la concentración de protones. Debido a que los valores numéricos de las concentraciones son pequeños, el pH, que es el valor con signo cambiado del exponente de la potencia de 10, expresa la concentración molar de iones H^+ .

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

Por ejemplo

Si la concentración de protones es $= 1 \times 10^{-7}$ mol/L (molar) luego, el pH es:

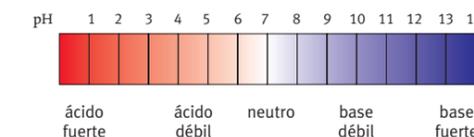
$$pH = -\log [1 \times 10^{-7}]$$

Finalmente, $pH = 7$

En general, la acidez o la basicidad de una disolución es función del pH, y está dada según la siguiente tabla:

CONCENTRACIÓN	VARIACIÓN DE LA CONCENTRACIÓN DE PROTONES	PH	DISOLUCIONES
$[H^+] = [OH^-]$	$[H^+] = 10^{-7}$	$pH = 7$	neutra
$[H^+] < [OH^-]$	$[H^+] < 10^{-7}$	$pH > 7$	básica
$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] > 10^{-7}$	$pH < 7$	ácida

El grado de acidez o alcalinidad de una sustancia disuelta en agua se puede medir mediante su pH, que tiene una escala de 0 a 14. El agua pura tiene un $pH=7$ (teórico); se llama también pH neutro e indica que las sustancias no tienen propiedades ni ácidas ni básicas; el limón o el vinagre, que son ácidos, tienen un pH menor que 7, el amoníaco, que es una base, tiene un pH mayor que 7. Cuando más fuerte es un ácido, menor es su pH, y viceversa: cuando más fuerte es una base mayor es su pH.



PARA saber

El pH de nuestros jugos gástricos tiene un valor de 1,4 y una concentración de protones de 0,0398 molar. ¿cómo es posible que con esa acidez tan alta (pH bajo) no nos haga daño? El pH teórico de la sangre tiene un valor de 7,3; la orina y saliva humana tienen valores de 6 y 6,5 respectivamente.

ACTIVIDAD de aplicación y síntesis

- De acuerdo con el texto leído realiza la siguiente actividad en forma individual, posteriormente pide a un compañero(a) que la corrija e identifique tus errores fundamentando por qué son errores. La actividad consiste en completar la tabla que se adjunta; en esta tabla se indican los niveles de pH del agua en que mueren diferentes especies acuáticas.
- Consultando la tabla anterior responde las siguientes preguntas:
 - ¿Qué especies serían más resistentes a la lluvia ácida?
 - ¿Cuál o cuáles serían son menos resistentes?

ph	6,5	6,0	5,0	4,5
mueren	Caracoles Crustáceos Mejillones			
mueren		Salmones Trucha piscifactorías Insectos y plantas		
mueren			Percas espetones	Truchas de río anguilas

ACTIVIDAD de experimentación

- El pH del suelo influye en el desarrollo de las plantas. Así, hay plantas como la amapola que viven en suelos básicos; otras como el tomillo que se desarrollan en suelos ácidos. Investiga qué pH debe tener el suelo en que se desarrolla el copihue, nuestra flor nacional.
- Forma un grupo con tus compañeros(as) y determinen el pH de las siguientes muestras que se indican en la tabla.
 - Para ello les sugerimos desarrollar el siguiente procedimiento experimental. Preparen una batería de tubos de ensayo; determinen el valor del pH utilizando papel indicador pH. Agreguen una pequeña cantidad de las soluciones que se indican.
 - Comparen estos valores con los teóricos. Pinten el color de papel pH obtenido en las muestras.



Amapola



Tomillo

Sustancia	pH teórico	pH experimental	Color del pH	Sustancia	pH teórico	pH experimental	Color del pH
jugo de limón	2.3			agua destilada	5.4		
vinagre	3.0			bicarbonato	8.3		
vino	3.8			amoníaco	11.9		
jugo de manzana	4.0			agua de cal	10.6		
jugo de tomate	4.0			leche de magnesia	10		
shampoo	8 a 9			limpia vidrios	9 a 10		
orina, leche agria, perfume	6			líquidos para limpiar hornos	9 a 10		
agua de lluvia	6,8			soda caústica	14		
ácido de batería	0			jabón líquido	8 a 9		
agua de mar	8			sangre	7.4		
café	5.2			bebidas cola	2.5		

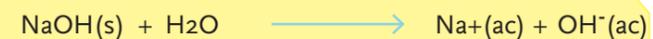
- ¿Existió diferencias entre los valores experimentales y los valores teóricos?
- ¿Si existieron diferencias entre los valores experimentales y los teóricos, a qué lo atribuyes?
- ¿Qué interpretación darías tú al hecho de que un valor experimental sea igual al valor teórico? ¿Por qué piensas eso? De acuerdo con los valores obtenidos en la actividad anterior, elabora un esquema con dibujos ilustrando esos valores de mayor a menor acidez con su respectivo color obtenido del papel pH.

7.3 Arrhenius y la conductividad de las sustancias químicas

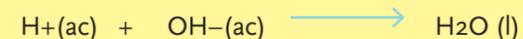
En 1884, **Svante Arrhenius** (1859-1927), al estudiar la conductividad de la disoluciones ácidas y básicas, definió como ácido aquel compuesto que contiene hidrógeno y que, en disolución acuosa, genera iones hidrógeno (H^+). Por ejemplo, consideró como ácido el cloruro de hidrógeno gaseoso burbujeado en agua.



La base es aquel compuesto que contiene el grupo OH^- y que, en disolución acuosa, genera iones hidroxilo (OH^-). Por ejemplo: consideró como una base el hidróxido de sodio sólido disuelto en agua.



Arrhenius llamó neutralización el proceso de la unión de iones hidrógeno (H^+) con iones hidroxilo (OH^-) para producir una molécula de agua, lo que queda expresado en la siguiente ecuación.



7.4 Bronsted-Lowry: Otra definición para los ácidos

En un intento por superar algunas de las limitaciones de Arrhenius, **J.N. Bronsted** químico danés y **T.M. Lowry** propusieron, en Inglaterra, una definición más general sobre el comportamiento ácido base. De acuerdo con esta definición, un ácido es una sustancia que tiene tendencias a ceder uno o más protones (H^+), y una base es una sustancia que tiene tendencia a captar (H^+) lo que se expresa en la siguiente ecuación:



De esto se deduce que cada ácido puede generar una base por pérdida de un protón, y esta base recibe el nombre de base conjugada; y que una base al captar un protón genera un ácido conjugado. Los ácidos y las bases relacionados de esta manera reciben el nombre de par ácido base conjugada.

Svante Arrhenius
(1859 - 1927)



T.M. Lowry
(1858-1933)



J.N. Bronsted
(1879-1946)



Lo anteriormente expuesto se representa por las siguientes ecuaciones:

PAR ÁCIDO / BASE CONJUGADA



PAR BASE / ÁCIDO CONJUGADO



Ejemplos de los pares conjugados

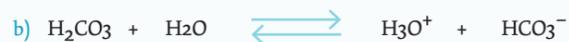


La base 1 (Cl⁻) que se origina por la pérdida de un protón del HCl constituye la base conjugada del HCl.

El ácido 2 (H₃O⁺) que se origina por la ganancia de un protón constituye el ácido conjugado del H₂O.

ACTIVIDAD de aplicación

1. Identifica el par ácido base conjugado en los siguientes casos. Para ello te sugerimos que lo pintes o lo destaques con lápices o plumones de distintos colores



2. Generalmente al medir el pH con papel indicador en medio ácido toma un color entre rojo y naranja, y cuando se mide en medio básico varía de verde a azul.

- a) ¿Cómo explicas tú que algunas plantas, como las hortensias, son rojas si el suelo es alcalino y azules si el suelo es ácido?
- b) ¿Crees que existe una contradicción?



Hortensia

7.5 Ácidos y bases fuertes

Hay ácidos que son muy corrosivos debido a que reaccionan con la mayoría de los metales y producen graves quemaduras en la piel (ácido sulfúrico). En cambio hay otros, como el ácido acetil salicílico (la aspirina), que no presentan este comportamiento. Por su parte, los hidróxidos de sodio (soda cáustica) y de potasio son bases altamente corrosivas. El bicarbonato de sodio se considera una base débil. Como los ácidos y las bases se disocian al disolverse en agua algunos se disociarán en un alto porcentaje y otros apenas se disolverán. Se considera un ácido fuerte aquel que cede fácilmente su protón. El ejemplo más conocido es una disolución de ácido clorhídrico, que se representa mediante la siguiente ecuación:



Otros ácidos fuertes son:

ácido perclórico	HClO ₄
ácido bromhídrico	HBr
ácido nítrico	HNO ₃

Se considera una base fuerte aquella que cede fácilmente iones hidroxilo. El ejemplo más común es una disolución de soda cáustica, correspondiente al hidróxido de sodio (NaOH), que se muestra en la siguiente ecuación:



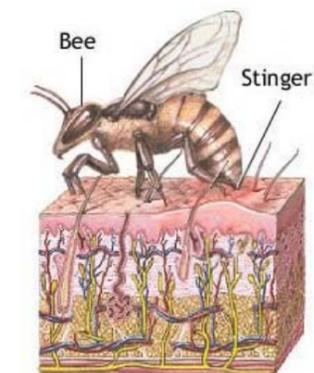
Otras bases fuertes más utilizadas son, KOH, Ba(OH)₂, Ca(OH)₂.

7.6 Ácidos y bases débiles

De acuerdo con lo que has comprendido sobre los ácidos y bases fuertes, explica con tus palabras lo que crees que es un ácido débil y una base débil. ¿Por qué si te “quemás” con un ácido fuerte sobre la parte afectada debes agregar una base débil y no una base fuerte?, ¿qué crees que ocurriría si agregas una base fuerte?

PARA saber

Sabías que en el antiguo Egipto tanto los hombres como las mujeres usaban el sulfato ferroso para pintarse los ojos y, como no existía el jabón, se bañaban con hidróxido de sodio (cenizas). Te imaginas la comezón y las alergias que padecían. Ellos sí que para ser bellos veían estrellas...



Reacciones ácido-base y los insectos

Te has preguntado alguna vez por qué te arde o sientes comezón cuando un zancudo, una avispa, una abeja, o una hormiga te ocasionan una picadura. Las abejas introducen en la piel un líquido ácido cuyos efectos podemos contrarrestar con bases, como el bicarbonato de sodio doméstico. Otras picaduras como la de las avispas, introducen sustancias básicas y se neutralizan con un ácido como el vinagre. El malestar que nos provoca la picadura de un insecto puede aliviarse, así, en función del carácter ácido o básico de las sustancias que inyecta el insecto.

ejemplos ácidos y base fuertes

grabados internet pato



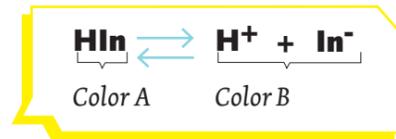
PARA saber

La acción de ciertos **anticonceptivos** varían el pH de la vagina provocando destrucción de los espermatozoides. Asimismo, la vista es muy sensible a los cambios de pH, por lo cual los líquidos y **gotas oftálmicas** deben ser cuidadosamente preparadas para que su pH sea igual a 7.

7.7 Indicadores ácidos bases

Para poder identificar los ácidos y las bases debemos comprender qué es un **indicador ácido base**. Estas sustancias son por lo general moléculas orgánicas (*te sugerimos ver la unidad 3*), que son un ácido o una base débil y que presentan diferentes colores en medio ácido y básico. A veces, una de las formas es coloreada y la otra incolora, como es la fenoltaleína por ejemplo. Los indicadores se utilizan en pequeñas cantidades y se disocian en agua de acuerdo con la siguiente ecuación química:

Se puede representar en general:



HIn: es el indicador en su forma ácida y **In⁻** es el indicador en su forma básica.

7.8 ¿Para qué te sirve comprender qué es el pH en tu vida cotidiana?

El conocimiento del pH es fundamental en el cultivo de microorganismos ya que estos perecen fácilmente con un cambio pronunciado del mismo. El valor más bajo en el cual pueden existir especies vivientes es de un pH = 4. Los sueros, drogas y alimentos poseen un pH óptimo para conservar la durabilidad y su acción. Los terrenos son cultivables según el grado de acidez y el tipo de cultivo depende del pH.

La acción de las enzimas depende del pH y esta acción se destruye cuando hay un cambio pronunciado en el pH; por ejemplo, la pepsina (enzima que digiere las proteínas) actúa a una acidez de pH = 2 y se inactiva irreversiblemente a pH más alto. Las inyecciones intravenosas e intramusculares no deben producir variación marcada en el pH sanguíneo.

El conocimiento del pH se utiliza como guía para establecer el grado de contaminación de las aguas ya que los microorganismos vegetales y los peces requieren un pH determinado para su subsistencia. En las plantas de tratamientos de aguas para el consumo humano e industrial, es funda-

ACTIVIDAD de lectura

Te sugerimos leer “Mantenimiento del pH en la sangre”, texto que se encuentra en el libro: R. Chang, Química, Editorial Mc Graw Hill, Sexta Edición (1999).

- a) ¿Cómo se llega a la adultez a estos 5L de sangre? ¿cómo se “origina” la sangre en los seres humanos?
- b) ¿Qué consecuencia crees que tendría el hecho de que no hubiese disociación del ácido carbónico, H₂CO₃?
- c) ¿Qué puedes decir acerca del aporte de una enzima, en general, y de la enzima anhidrasa carbónica, en particular?

PARA saber

Buffers y salud

Los buffers del organismo tienen mucha importancia fisiológica. En el organismo se pueden destacar dos tipos:

El **buffer bicarbonato**, que está formado por el par ácido-base H₂CO₃ / HCO₃⁻.
El **buffer fosfatado** que está formado por el par H₂PO₄⁻ / HPO₄²⁻.

PARA recordar

Para preparar disoluciones **buffers** a un pH determinado necesitas identificar si la disolución buffer es de tipo ácida o básica. Si es de tipo ácida deberá existir en disolución acuosa el ácido y su base conjugada en forma de sal. si es de tipo básica en disolución acuosa deberá existir la base y su ácido conjugado en forma de sal. Dependiendo del pH del buffer que se desea utilizar. se preparan disoluciones de concentraciones determinadas de HA (ácido determinado) y de su base conjugada A⁻.



Thomas Henry Huxley
(1825-1895)

Es un hecho que el hombre tiene que controlar la ciencia y chequear ocasionalmente el avance de la tecnología.

—THOMAS HENRY HUXLEY—

Una vez establecidas ciertas características acerca de la actividad científica a través de la historia, tal y como puede formularse a partir de la Unidad I, hemos visto cómo la química se vincula a nuestras vidas en forma permanente, siendo su conocimiento algo fundamental para la toma de decisiones como ciudadanos responsables.

En este contexto, este capítulo te invita a desarrollar tus habilidades científicas a través de la experimentación, la indagación y la lectura científica. Cada una de las experiencias que te presentamos se sitúa dentro de un marco de producción científica del conocimiento respecto al comportamiento de las sustancias, las formas en que se presentan en la naturaleza y en sus aplicaciones, de tal forma en que sean para ti, de interés investigativo (“sobre las relaciones entre el medio circundante y sus propias características”)



Desarrollando Competencias Científicas

Como se ha venido estableciendo a través del abordaje de los temas de esta Unidad, el componente experimental a estado presente en el desarrollo del conocimiento científico a través del tiempo. Algunas veces los resultados obtenidos han sido coherentes con las postulaciones teóricas que los soporta, pero en otras ocasiones no ha sido así, lo cual ha generado reformulaciones en los cuerpos teóricos establecidos y de esta forma se ha contribuido al avance de la ciencia. Te invitamos ahora a experimentar acerca de algunos de los aspectos trabajados y a establecer tus propias conclusiones argumentadas.

Actividad de experimentación n° 1

CLASIFICACIÓN DE LOS MATERIALES

En el laboratorio junto a tu equipo de trabajo, disponte a experimentar con los siguientes materiales y reactivos:

MATERIALES

- vasos de precipitados (si no los tuvieras reemplázalos por frascos pequeños transparentes)
- 1 cucharada
- papel de diario
- 1 probeta o una taza común (equivalente a 250 ml)

REACTIVOS

- 1 cucharada de harina
- 1 cucharada de azúcar (ideal granulada)
- 1 cucharada de sal
- 1 cucharada de arena
- agua
- aceite
- vinagre
- limón
- agua oxigenada



Práctica experimental a realizar

1. Siguiendo las orientaciones del Anexo 2 y 3, coloca el papel de diario en una mesa y procede a clasificar los materiales anteriores de acuerdo con ciertos criterios que te permitan reconocer sus diferencias. Sigue el ejemplo y construye tus propios criterios de clasificación:

SUSTANCIA	CLASIFICACIÓN	CRITERIO UTILIZADO
Agua		
Agua oxigenada		
Azúcar		
Limón		

Luego, de manera original, piensa cómo combinarías estas sustancias para estudiar si son materiales homogéneos o heterogéneos. Describe y argumenta brevemente tu lógica de trabajo y lo que te interesa experimentar, siguiendo el ejemplo:

ACTIVIDAD	OBJETIVO	MATERIAL(ES)	OBSERVACIÓN	REFLEXIÓN
Agregar azúcar a un vaso de vinagre	Identificar si el azúcar “se disuelve” en el vinagre	Azúcar Vinagre Vaso		

Para analizar y reflexionar sobre los resultados obtenidos

- a. ¿Qué aprendiste con esta actividad experimental?
¿De qué te sirvieron las orientaciones de los Anexo 2 y 3?
- b. ¿Cómo se deben manipular los materiales y hacer “buenas preguntas” para comprender los fenómenos?
- c. ¿Cómo explicarías el fenómeno del bicarbonato de sodio (NaHCO_3)?
- d. ¿Qué ocurrió con el del bicarbonato de sodio, cómo lo explicas?

Redacta brevemente tus ideas y aquellas que puedan aportar tus compañeros.

- a. ¿Qué importancia tiene la actividad experimental para aprender ciencia?
- b. ¿Por qué aun cuando Demócrito y Avogadro tenían sus hipótesis no fueron aceptadas?

Actividad de experimentación n° 2

UNA MEZCLA QUE NO SE MEZCLA

En el laboratorio junto a tu equipo de trabajo, disponte a experimentar con los siguientes materiales y reactivos:

MATERIALES

- una probeta de 500 ml
- vaso precipitado de 250 ml
- una baqueta

REACTIVOS

- 50 ml de miel de abeja líquida
- 50 mL de agua coloreada con tinta
- 50 ml de bencina blanca
- 50 ml de diluyente de pintura
- trocitos de cera de vela
- un corcho
- una bolita de vidrio
- una bolita de naftalina



Práctica experimental a realizar

- Vierte con cuidado 50 ml de miel en la probeta.
- Apoyando el extremo de la baqueta sobre la pared interna de la probeta, vierte a través de ella y desde el vaso precipitado la bencina blanca.
- Aplicando el procedimiento anterior, vierte los demás líquidos de acuerdo con el orden siguiente: primero agua coloreada y luego diluyente.
- Te aconsejamos tener presente que cada vez que transfieras el líquido a la probeta, no olvides lavar el vaso precipitado y la baqueta.
- Deja caer los sólidos uno a uno dentro de la probeta en la siguiente secuencia: bolita de vidrio, bolita de naftalina, trocito de cera, corcho.
- Haz un dibujo de lo que observas.
- Tapa la probeta con la mano y agita fuertemente.
- Deja el sistema en reposo y observa qué sucede con las fases. Dibuja lo observado.

Modifica el orden en el que procediste originalmente con materiales, reactivos e instrumentos. Registra, anota y argumenta por escrito tus conclusiones.

Para analizar y reflexionar sobre los resultados obtenidos

- Da razones que expliquen lo sucedido con los líquidos y los sólidos.
- ¿Qué tipo de mezcla es la que has formado? ¿por qué?
- Haz un esquema comparativo entre mezcla homogénea y heterogénea
- ¿Qué otras mezclas semejantes a estas puedes identificar en tu vida cotidiana? Da ejemplos y argumenta por escrito.
- ¿Por qué es importante cautelar los procedimientos experimentales y la correcta manipulación de los materiales, reactivos e instrumentos? ¿Qué evidencia experimental apoya tus análisis?

Responde las preguntas, argumentando brevemente:

PREGUNTAS	ARGUMENTOS
¿Cuál es la diferencia entre una sustancia que se disuelve y una sustancia que no se disuelve?	
¿Crees tú que un soluto siempre es un sólido? ¿Por qué piensas eso?	
Al disolver azúcar en agua, ¿crees tú que ocurre un cambio químico?	
¿Las disoluciones son reacciones químicas? ¿Cuál es tu opinión?	

Actividad de experimentación n° 3

IDENTIFICACIÓN DE SUSTANCIAS PRESENTES EN MUESTRAS DE AGUA

Forma un grupo de compañeros (as) de modo que puedan analizar tipos de agua. Ejemplo: agua de lluvia, agua mineral sin gas, agua mineral con gas, agua de mar, agua potable, agua de vertiente o río, agua destilada etc. Con los resultados de cada muestra realicen un panel o exposición acerca de los conceptos, procedimientos y actitudes aprendidas durante la actividad experimental. Para ello necesitas, al menos, los siguientes materiales y reactivos. No olvides consultar las Orientaciones Didácticas para el trabajo de laboratorio. (Ver Anexos).

MATERIALES

- gradilla con tubos de ensayo
- pipetas
- 2 vasos de vidrio
- embudo
- papel filtro
- mechero
- tubo de vidrio en forma de "U"
- 2 tapones para tubos de ensayo con orificio
- notarios
- alambre de micrón

REACTIVOS

- HNO₃ concentrado
- AgNO₃ 2% m/m (en gotero)
- BaCl₂ 0,1 M
- KSCN 0,1 M
- HCl diluido NH₄Cl 5% m/m
- KMnO₄ al 2 % m/m
- NH₃ concentrado
- Soluciones saturadas
- oxalato de sodio (Na₂C₂O₄)
- fosfato de sodio (Na₃PO₄)
- hidróxido de calcio Ca(OH)₂
- hidróxido de calcio Ca(OH)₂

DISTINTAS MUESTRAS DE AGUA

- agua de lluvia
- agua mineral sin gas
- agua mineral con gas
- agua potable
- agua de río
- agua destilada

Práctica experimental a realizar

- Distribuye en cada tubo de ensayo aproximadamente 5 mL de muestra de agua potable para analizar la presencia de cloruros, carbonatos, ion calcio, ion magnesio y materia orgánica. Al respecto te recordamos considerar los siguientes datos previos:

SUSTANCIAS A IDENTIFICAR	ENSAYO EXPERIMENTAL
ion cloruro Cl ⁻	Agrega 5 mL de HNO ₃ concentrado y aproximadamente 10 gotas de nitrato de plata. Agitar y observar.
ion carbonato CO ₃ ²⁻	En un tubo agrega la muestra para análisis; en el otro tubo agrega 10 mL de agua de cal y ácido clorhídrico diluido al tubo que contiene la muestra. Conecta ambos tubos de ensayo por el medio del tubo en U.
ion magnesio Mg ²⁺	Agrega 1 mL de cloruro de amonio y 1 mL de amoniaco concentrado. Luego 1 mL de fosfato de sodio.
materia orgánica	Agrega 1mL de permanganato de potasio y observa la coloración del permanganato de potasio.

Junto a tu grupo, elabora una tabla para registrar tus observaciones y conclusiones:

ESPECIE QUÍMICA	OBSERVACIONES	RESULTADOS POSITIVOS-NEGATIVOS	ARGUMENTOS Y EXPLICACIONES
Ion cloruro			
Ion calcio			
Ion carbonato			
Ion magnesio			
Materia orgánica			

Para analizar y reflexionar sobre los resultados obtenidos

- ¿Qué relación tiene tu actividad experimental con el tema de la solubilidad?
- ¿Qué sucedió con la coloración del permanganato de potasio?
- ¿Qué observaste en el fondo del tubo al identificar la materia orgánica?
- Investiga de qué fuente natural surge el agua potable de tu ciudad.
- Averigua si en tu región se realiza el tratamiento de aguas servidas antes de que se viertan a los cauces naturales.
- ¿Qué harías si el resultado del análisis de agua de tu ciudad indicara que son demasiado duras para el consumo humano?



Actividades Complementarias

DESARROLLANDO NUEVOS CONOCIMIENTOS.

A continuación encontrarás una serie de actividades que te permitirán ir consolidando cada vez más las ideas que has venido configurando acerca de las diferentes temáticas trabajadas en esta unidad. Te sugerimos que bajo la asesoría de tu profesor identifiquen aquellas que puedan ser de mayor interés para ti y de esta forma puedas plantear y trabajar tus propios intereses en el campo de la actividad científica.

PARA n°1 investigar

Forma un equipo de trabajo con cuatro compañeros(as) o familiares y visiten una fábrica de cemento, cerámica o de vidrio e investiguen sobre las materias primas que se utilizan allí. Averigua las cantidades de reactivos necesarios para la fabricación de estos materiales y cuál es el % de rendimiento de la reacción química en la industria que tu visitas. Investiga cómo influye el rendimiento de las reacciones químicas para la obtención de cemento, cerámica y/o vidrio en la economía de tu región.

PARA n°2 crear



Con la colaboración de tus profesores de arte y literatura redacta un breve ensayo acerca de importancia de la química en el desarrollo industrial, la fotografía, fabricación de pinturas.

PARA n°3 conocer

Visita un laboratorio clínico en el que se realizan exámenes de sangre y de orina. Entrevista a un médico y averigua: ¿Cuál es el promedio del pH de la sangre, de la orina y de la saliva en las personas? ¿Cómo varía el pH en los hombres y en las mujeres de tu edad? Sistematiza y organiza tu información.

PARA n°4 investigar

Te invitamos a entrevistar a un médico veterinario y averigua cuáles son los rangos de pH en la sangre, orina y saliva de los perros y gatos. Existen muchas variaciones en relación con los humanos. ¿Qué valores esperabas encontrar? ¿Por qué?



PARA n°5 comprender

¿Cómo le explicarías los efectos de la lluvia ácida a tus padres o a un amigo más pequeño si te lo pidieran? ¿Qué argumentos tendrías que considerar para que tus “auditores” comprendieran lo que les hablas?

PARA n°6 conocer

Organiza una charla con algún invitado del área de las ciencias (puedes contactarte con las Universidades de tu región) para discutir acerca de la importancia de las reacciones químicas en la contaminación ambiental; no olvides coordinar el evento con tiempo y de manera tal que se constituya en una actividad extraprogramática de importancia para el colegio.

PARA n°8 investigar

Elabora una encuesta dirigida a tu familia y amigos para investigar qué tipo de soluciones químicas han preparado y encontrado en tu hogar en el transcurso de un mes. Analiza tus datos e interprétalos a la luz de tus objetivos. (Ver sección anexos para elaborar una encuesta).

PARA n°9 conocer



Organiza y coordina una visita guiada (si es posible) a alguna planta de bebidas carbonatadas de tu ciudad. Entrevista a los trabajadores y ejecutivos de la planta y conoce el proceso industrial de esas bebidas.

PARA n°10 conocer

Con la ayuda de tus profesores de Biología y Química organiza un Seminario de “Contaminación de Metales Pesados” en tu curso, que tenga relación con la concentración permisible de los metales pesados (plomo, cadmio, mercurio, estaño, etc.).

PARA n°11 indagar

Organiza una charla de “Osmosis” con tus compañeros y la colaboración de los profesores de Biología y Química. Esta charla debe tener relación con las aplicaciones de la osmosis, desde un punto de vista biológico y químico.

PARA n°13 conocer

Organiza en tu curso, con la colaboración del profesor de Química, una Charla de un experto de una Empresa de tu Región o Ciudad. Por ejemplo: Cristalería Chile, un posible tema “El vidrio y sus colores”.

PARA n°12 conocer

¿Organiza una visita a una Empresa de Agua Potable, que se encuentre cerca de tu región. El objetivo de la visita es conocer el proceso de purificación del agua y los niveles de concentración de los aditivos que se agregan.



PARA n°12 conocer

¿Organiza una visita a una Empresa de Agua Potable, que se encuentre cerca de tu región. El objetivo de la visita es conocer el proceso de purificación del agua y los niveles de concentración de los aditivos que se agregan.

PARA n°14 indagar

- Calcula el porcentaje en masa para cada una de las siguientes disoluciones:
 - 25 g NaCl disuelta en 100 g de agua.
 - 12 g de NaHCO_3 disuelta en 150 g de agua.
- Calcula la molaridad para cada una de las siguientes disoluciones:
 - 10 g de NaOH disuelto en 250 mL de disolución.
 - 5 mol de HCl contenido en 100 mL de disolución.
- Calcula la cantidad de materia de soluto para cada una de las siguientes disoluciones.
 - 200 mL de una disolución de NaNO_3 0,50 M
 - 250 mL de una disolución de NaCl 0,1 M
- Calcula la masa de soluto disuelta que hay en cada una de las siguientes disoluciones:
 - 100 mL de una disolución de NaHCO_3 0,25 M
 - 250 mL de una disolución de Na_2SO_4 0,10 M



Los antiácidos: El remedio puede ser peor que la molestia

Extraído del libro *Química*. CHANG, Raymond (1999) Ed. Mc Graw Hill, sexta edición.

Si le duele el estómago después de una comida picante, tome un antiácido. Pero, ¡jojo!. Según los médicos, si toma demasiado antiácido por muchos días, puede causar problemas graves. Los antiácidos que contienen calcio, magnesio o aluminio causan efectos inesperados si se toman fuera de proporción, dice el Dr. Robert Rude, médico de la Universidad del Sur de California (USC). “*El efecto secundario depende del tipo de antiácido que se toma*”.

Demasiados antiácidos que contienen calcio, pueden resultar en cálculos en los riñones, una pastillita contiene entre 300 y 500 miligramos de calcio. Se recomienda tomar 1.200 miligramos de calcio por día, pero no se debe consumir más de 2.500 miligramos. Otros antiácidos contienen magnesio y su uso exagerado puede causar diarrea. La cantidad recomendada de magnesio para mujeres es de 320 miligramos diarios y para hombres 420 miligramos diarios y pueden encontrarse en comidas como la espinaca y la leche. “Generalmente es posible consumir otros 350 miligramos sin problema”, dice el Dr. Rude. Pero algunos enfermos de los riñones suelen también sufrir de presión baja o problemas respiratorios cuando toman demasiado magnesio, o incluso pueden morir a consecuencia de los efectos del consumo excesivo del metal. “Las personas con problemas de los riñones nunca deberían tomar magnesio”, añade el médico.

Otros antiácidos contienen aluminio, de cuyo consumo prolongado puede resultar osteomalasia, enfermedad que produce huesos frágiles y dolorosos. Los que toman antiácidos porque sufren de acedía o dispepsia (ardor o quemadura en el estómago) podrían tener problemas más graves que éstos. Según el Dr. Rude, los síntomas pueden deberse a una úlcera péptica o una enfermedad de reflujo gastroesofágico, que se puede presentar cuando el ácido del estómago sube al esófago.

“Una persona que continuamente necesita tomar antiácidos debe consultar un médico”, advierte el Dr. Rude.

PARA recordar

Para que profundices y apliques los contenidos sobre Reacciones ácido-base, te recomendamos las siguientes páginas web.

<http://www.educa.aragob.es/cprcalat/exdisoluciones.html>

<http://www.edu.aytolacoruna.es/aula/quimica/index.html>

<http://www.ur.mx/cursos/diva/quimica/jescobed/lab01.htm>

Pongamos a prueba tu comprensión de texto

1. ¿Elabora una lista de las ventajas y desventajas de ingerir antiácidos.
2. ¿Entrevista a un químico farmacéutico y pídele que te explique qué son los antiácidos. ¿Qué compuestos químicos están presentes? ¿Cuál es la diferencia entre los tipos de antiácidos?
3. ¿Qué consideraciones debes tener si necesitas ingerir un antiácido?

Amadeo Avogadro (1776-1856) Acerca de su vida y acontecimientos importantes para la evolución de la química.

Documento base de esta lectura: ALFONSECA, M. (1996) los mil grandes científicos. Diccionario Espasa. España.

Nacido en Turín, este físico y químico italiano fue una persona importante en el desarrollo de la química. Desde el año de 1820 fue catedrático de la Universidad de Turín, habiendo formulado ya, en 1811, la hipótesis de Avogadro, la cual vino a constituirse como una teorización fundamental para esta ciencia. Aceptada por la comunidad de especialistas, este principio o ley establece que “en las mismas condiciones de volumen, presión y temperatura, todos los gases contienen el mismo número de moléculas”. En condiciones normales (a la presión de una atmósfera y a la temperatura de 0 grados Celsius), una molécula-gramo (un mol) de cualquier gas ocupa un volumen de 22,414 L y contiene 6,022 por 10²³ moléculas, o sea, el número 6023 seguido de veinte ceros, lo que da una idea de la pequeñez de las moléculas. Este número se llama constante o número de Avogadro y se designa abreviadamente con la letra N. Recuérdese que un mol es la cantidad de una sustancia pura cuya masa en gramos es igual a la masa molecular de dicha sustancia. Por lo tanto, la masa real de una molécula de cualquier gas, expresada en gramos será igual al valor de su molécula-gramo dividido por N. La ley de Avogadro se aplica a los gases ideales, y sólo aproximadamente a los reales. Al enunciarla, se adelantó a su época pues no fue aceptada por otros científicos hasta 1858, cuando Stanislao Cannizzaro la utilizó. Avogadro fue también el primero en proponer que las moléculas de los elementos gaseosos tienen más de un átomo, distinguiendo así los átomos de las moléculas.

Pongamos a prueba tu comprensión de texto

1. En la lectura se hace referencia a los gases ideales y los gases reales. ¿Qué te sugieren estos dos términos? ¿qué distinción podrías enunciar con tus propias argumentaciones? Documenta luego esta distinción y establece las semejanzas y/o diferencias que tuviste.
2. ¿Qué piensas tú del hecho de que no sean aceptadas las formulaciones teóricas en determinado momento de la historia y luego si lo sean? ¿Cómo crees que incide esto en el desarrollo del conocimiento científico? ¿Crees que las comunidades de especialistas juegan algún papel en esto?
3. Representa mediante un dibujo cómo te imaginas la distinción hecha por Avogadro acerca de la composición de los gases? Cómo te representarías un gas según la idea que Avogadro refutó?

Las disoluciones y nuestras actividades: el caso de las bebidas gaseosas y de la necesidad de agua potable.

Chang, R. (1993) Química. Mc Graw Hill México.

En primer lugar, vale la pena mencionar la referencia que se ha hecho en esta unidad a los procesos de disolución de gases en líquidos y los diferentes factores que afectan dicho proceso. Un caso común es el de la fabricación de las bebidas gaseosas que son producto de consumo humano. Es así como en las plantas productoras se han venido desarrollando aquellos procesos que tienden a optimizar cada vez más, y con mejoría de la calidad, la industria de las bebidas gaseosas que nos son tan conocidas.

En el proceso propiamente tal, se acude al efecto que tiene la presión sobre la disolución de un gas en un líquido. ¿Cuando abres una bebida gaseosa te has fijado en la formación de burbujas dentro de la botella? Pues bien, lo anterior ocurre debido a que en la fabricación, antes de que la botella sea sellada, su contenido se somete a presión con una mezcla de aire y dióxido de carbono, CO₂, saturada con vapor de agua.



De esta forma, la cantidad de CO₂ que se disuelve en el líquido es varias veces mayor de la que lo hiciera en condiciones atmosféricas normales. Cuando la tapa de la botella es retirada, escapa el gas a presión, por lo cual la presión en la botella se iguala con la presión atmosférica y la cantidad de CO₂ que se mantiene en el líquido está determinada por la presión atmosférica normal del CO₂, la cual es de 0,03 atm. Es por lo anterior que la situación de efervescencia observada es causada por el escape del exceso de CO₂ que abandona la disolución.

Por otra parte, una situación que tiene que ver con la satisfacción de las necesidades básicas de las personas, con el desarrollo agrícola e industrial, es la disponibilidad de agua potable, la cual es realmente escasa en numerosos lugares de nuestro planeta, no obstante que el 75% está compuesto por agua, de la cual aproximadamente el 98% esta presente en los océanos

Para tratar de disminuir la problemáticas relacionadas con la necesidad del agua, es cada vez más creciente en el mundo la obtención de agua potable a partir del agua de los mares. Sin embargo, no es tan simple como traerla y usarla directamente, pues el agua de mar contiene en disolución una gran cantidad de sustancias que impiden su consumo en forma "directa".



La disponibilidad de agua potable es realmente escasa en numerosos lugares de nuestro planeta, no obstante que el 75% esté compuesto por agua, de la cual aproximadamente el 98% está presente en los océanos



Composición del agua de mar

SUSTANCIAS QUÍMICAS PRINCIPALES (EN ESTADO IONICO)	G/KG DE AGUA DE MAR	IMPORTANCIA PARA LA VIDA HUMANA, ANIMAL Y VEGETAL
Cloruro (Cl ⁻)	19,35	Participa de la formación de jugo gástrico
Sodio (Na ⁺)	10,76	Responsable en gran medida del funcionamiento de los latidos cardíacos
Sulfato (SO ₄ ²⁻)	2,71	Importante en el metabolismo de algas
Magnesio (Mg ²⁺)	1,29	Forma parte del tejido óseo y participa de las reacciones de fotosíntesis
Calcio (Ca ²⁺)	0,41	Constituyente del sistema óseo y de otras funciones metabólicas como el impulso nervioso
Potasio (K ⁺)	0,41	De similares funciones al ión sodio
Bicarbonato (HCO ₃ ⁻)	0,14	

Para ello, se han generado dos tipos de procesos referentes a la desalación del agua de mar: la destilación y la congelación. En el primero de ellos, de gran utilización desde los tiempos de antigüedad, se basa en el principio de la utilización de una fuente de energía para la evaporación del agua de mar y la posterior separación del vapor de agua puro obtenido. En los últimos años, la capacidad mundial de obtención de agua potable usando este recurso ha

pasado de 1 millón de m³ al día los años 70's a una producción que hoy supera los 20 millones de m³ diarios, lo cual hace peligrar no sólo las fuentes primarias de obtención, sino que su costo y distribución. La literatura especializada en el tema menciona que la gran mayoría de sistemas de desalación utilizan energía calorífica para adelantar este proceso, lo cual genera grandes costos de producción, motivo por el cual se está apoyando una forma alternativa

de hacerlo, la cual se basa en la utilización de la radiación solar, debido a que la luz solar es más intensa en las zonas áridas de nuestro planeta, que es en donde se encuentra una mayor demanda de agua potable. No obstante, este método de separación aún no se encuentra disponible a gran escala en la mayoría de los países de América latina y El Caribe. El otro sistema de desalación, basado en el principio de congelación, se apoya en el hecho de que cuando una disolución

acuosa es congelada (en nuestro caso, el agua de mar), el sólido se separa de la disolución y se puede obtener agua casi pura. De esta forma, los cristales de hielo obtenidos a partir del agua de mar congelada se podrían derretir para la obtención del agua útil mediante sistemas de potabilización debidamente desarrollados por la industria local. La ventaja de este método es el bajo consumo energético, con respecto al proceso por destilación al que hacíamos alusión anteriormente.

Los biocombustibles, como una importante alternativa de combustible que reduce los niveles de contaminación.

Sección ciencia diario el mercurio, 15 marzo de 2006

De acuerdo a los resultados de una investigación realizada en España, la utilización de este combustible logra disminuir las emisiones de los vehículos con motores tradicionales, las cuales han resultado agentes contaminantes del aire. Es así como el óxido de azufre SO₂ y monóxido de carbono CO pueden reducirse en un 99% y 25% respectivamente.

Monóxido de Carbono (CO):

Reacciona con la hemoglobina de la sangre, reduciendo la capacidad de ésta para transportar oxígeno a los tejidos, provocando mareos, fatiga, somnolencia, problemas visuales e incluso afecciones cardíacas y pulmonares, además inhibe el sistema enzimático que metaboliza los fármacos alterando la acción terapéutica de las drogas.

Dióxido de Azufre (SO₂):

Irrita vías respiratorias y la presencia de material particulado y lo vuelve más tóxico. Agrava cuadros crónicos de asma, bronquitis y enfisemas.

Hidrocarburos:

Produce irritación de membranas de la mucosa en ojos, nariz y garganta y en altas concentraciones produce asma. Tiene efectos cancerígenos a largo plazo.

Al parecer, este combustible no afecta el funcionamiento de los motores y por el contrario, La utilización de este combustible, de origen vegetal, permite reducir asimismo en un 80% las emisiones de CO₂, principal causante del efecto invernadero

Estos son los efectos de algunos agentes contaminantes del aire:

Óxido de Nitrógeno (NO):

Daña al pulmón y disminuye sus mecanismos de defensa, dejándolo más susceptible a alergias e infecciones bacterianas y/o virales.

Ozono:

Formado a partir de la combinación de NO e hidrocarburos más radiación solar, baja las defensas del pulmón y potencia la acción tóxica del material particulado. Además, se relaciona con incremento de los ataques de asma, irritación de ojos y problemas respiratorios.

Material particulado:

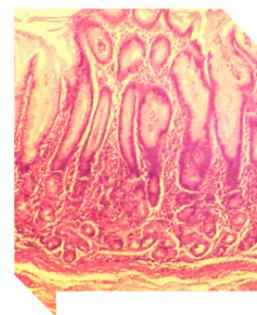
Se relaciona con una gran variedad de problemas del sistema respiratorio, desde cuadros menores hasta enfermedades crónicas, cáncer pulmonar e incluso muertes prematuras.

La utilización de biocombustibles –biodiésel y bioetanol– es una de las principales medidas promovidas a nivel internacional para reducir el impacto medioambiental del transporte, sector que constituye el mayor emisor a la atmósfera de gases de efecto invernadero, con un 40% del total.

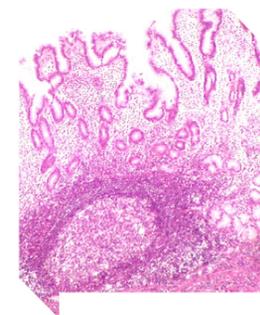


Acerca de la gastritis y la úlcera: conceptos básicos y sugerencias

Revista electrónica de ciencia, tecnología, sociedad y cultura, Tendencias 21, Marzo 20 de 2006



Estómago con gastritis



Estómago normal

Las patologías que están comúnmente asociadas son la gastritis y la úlcera. Como conocemos, el aparato digestivo está recubierto por una capa llamada mucosa. La mucosa que recubre el estómago y el duodeno presenta una resistencia especial debido a su permanente contacto con sustancias corrosivas como son el ácido, la pepsina, las enzimas pancreáticas y la bilis, los cuales participan de procesos de la descomposición de los alimentos digeridos para que así puedan ser absorbidos y utilizados por nuestro organismo.

Cuando esta mucosa se lesiona, presentándose una herida, puede producirse una úlcera gástrica o una úlcera duodenal, depende de la región afectada. En el caso de que no se presente tal herida sino una erosión superficial, se habla entonces de una gastritis o duodenitis.

Uno de los causantes de estas patologías es la presencia de un microorganismo llamado *Helicobacter pylori* en cuyo caso se

trata, según supervisión médica, con antibióticos específicos. En el caso de que esta patología sea causada por la toma de medicamentos antiinflamatorios, o por estrés físico o psicológico, la toma supervisada por un médico, de medicamentos antisecretores puede aliviar las causas.

Para tratar de evitar estas molestias, los médicos especialistas y nutricionistas-dietistas recomiendan algunos aspectos, entre los cuales pueden destacarse: evitar el estrés y las comidas demasiado abundantes, comer pequeñas cantidades de alimentos entre las comidas principales, comer lentamente, masticar bien los alimentos, no ingerir bebidas con gas, ni alcohólicas, ni te, ni café, evitar los zumos de frutas ácidas lo mismo que las bebidas muy frías o muy azucaradas, evitar las verduras crudas, evitar los fritos, salsas y condimentos, entre otros aspectos, para lo cual es recomendable consultar a los especialistas.

Gases invernadero registran preocupante alza récord

Sección ciencia y tecnología, diario El Tiempo, 20 de Marzo de 2006

La Tierra registró en 2005 un récord en la concentración de dióxido de carbono (CO₂) en la atmósfera: desde la era preindustrial, en 1850, este gas invernadero aumentó en 36%. Es decir, las emisiones pasaron de 280 partes por millón a 380 partes por millón.

Tal es el resultado de muestras tomadas del aire en distintos puntos del planeta por el Centro Nacional Oceánico y Atmosférico de EE.UU. (NOAA). El CO₂ es el principal gas invernadero. Su mayor concentración en la atmósfera retiene más calor alrededor de la Tierra.

Según el NOAA, esta información confirma la preocupante tendencia registrada hasta ahora en la que se confirma que no hay ninguna señal de disminución y que por el contrario, estamos viendo que la tasa de aumento se está acelerando.

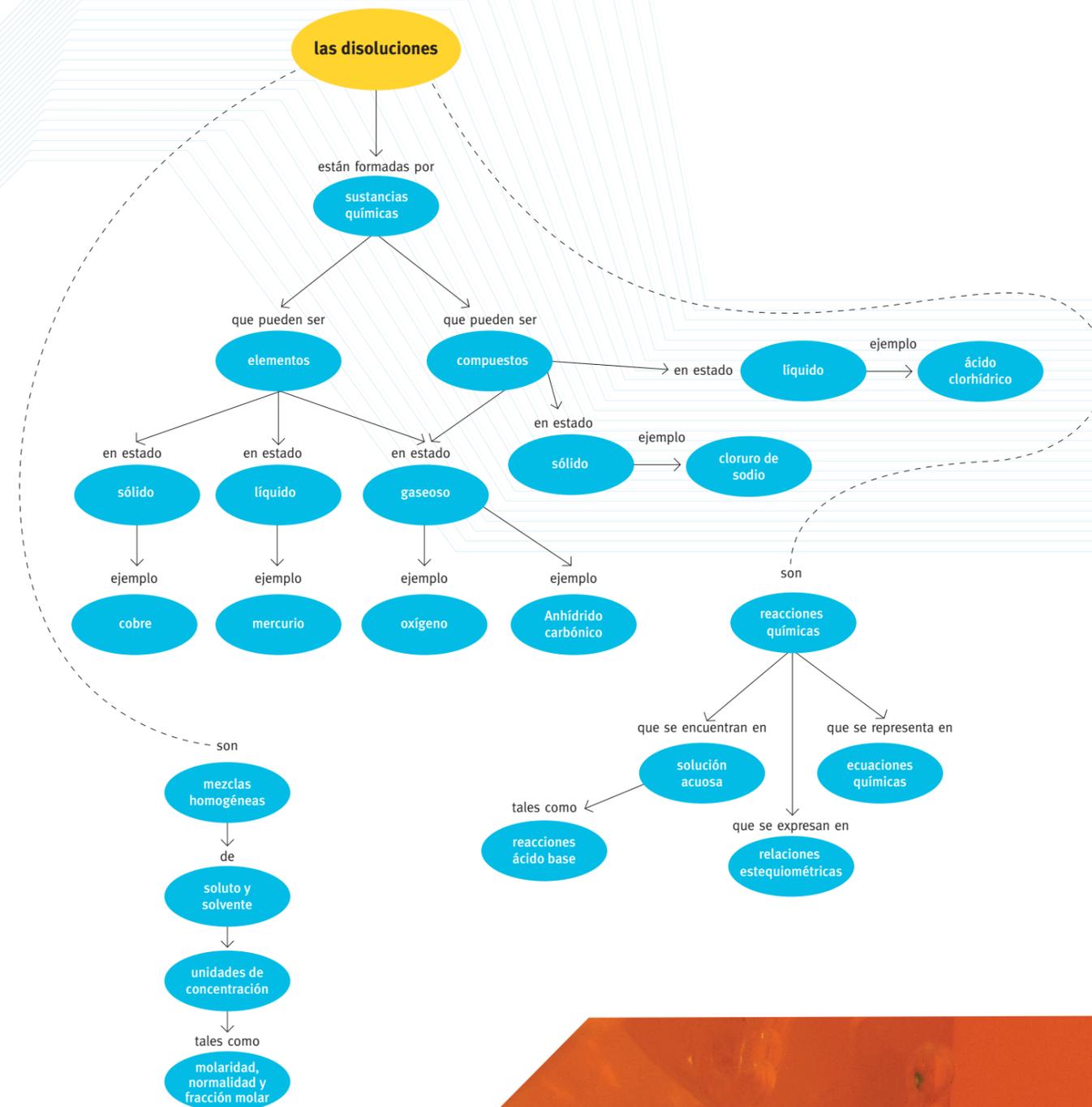
Len Berrie, jefe ambiental de la Organización Meteorológica Mundial, señaló "el CO₂ no parece reestabilizarse, y si bloqueáramos hoy las emisiones sería necesario esperar entre 50 y 100 años antes de observar un retorno hacia valores existentes antes de la época pre industrial".



Síntesis de la Unidad

Las disoluciones son mezclas homogéneas de dos o más componentes las cuales se pueden expresar en una determinada concentración. Las disoluciones presentan propiedades diferentes en comparación a sus disolventes puros. Estas se conocen como propiedades coligativas y podemos mencionar: la disminución de la presión de vapor, aumento del punto de ebullición, descenso del punto de congelación y presión osmótica.

La estequiometría se preocupa de la relación molar en que se combinan los reactantes (para dar productos en una reacción determinada. También, se interesa por cantidad molar en que se forman estos productos en esa reacción. Por otra parte, muchos compuestos pueden comportarse como ácidos o bases según Arrhenius o Lowry-Bronsted. Estos ácidos y bases pueden comportarse como electrólitos fuertes o débiles en disolución acuosa. Las disoluciones acuosas de los ácidos o bases no disociados se encuentran en equilibrio dinámico con sus iones disociados parcialmente. También, se puede determinar o calcular el pH de una disolución acuosa de un ácido o base determinada.



Auto - evaluación

Preguntas para evaluación unidad II

- Teniendo en cuenta que la masa molar del calcio es 40g/mol, ¿cuál es la masa de un átomo de este elemento?
 - $6,64 \times 10^{-23}$ g
 - 0,025 g
 - $6,64 \times 10^{-26}$ Kg
 - $0,025 \times 10^{-23}$ g
 - Solo I.
 - Solo II.
 - Solo I y II.
 - Solo II y IV.
- Un mol de sulfato de sodio pentahidratado, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$, contiene:
 - 7 átomos
 - $7 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos
 - 22 átomos
 - $22 \times 6,022 \times 10^{23}$ átomos
 - 7 moles
- En 1000 g de carbonato de calcio, CaCO_3 hay:
 - 10 moléculas
 - 10 moles
 - $10/6,022 \times 10^{23}$ moles
 - $10 \times 6,022 \times 10^{23}$ moléculas
 - Solo I.
 - Solo II.
 - Solo I y IV.
 - Solo II y III.
- El propano (C_3H_8) por combustión completa produce CO_2 y H_2O . Al quemarse 60 gramos de propano se consumen de oxígeno:
 - 64,1 g
 - 128,18g
 - 218,18g
 - 224g
 - 390,36g
- El volumen que ocupan tres moles de un gas en condiciones normales de presión y temperatura son:
 - 7,4 L
 - 11,2 L
 - 22,4 L
 - 62,2 L
 - 74 L
- ¿Qué masa de sulfato de Zinc, ZnSO_4 se formarán por la reacción de 4,31g de Zn sobre un exceso de H_2SO_4 ? (masa molar: Zn = 65g/mol S = 32 g/mol)
 - 10,67 g
 - 10,63 g
 - 29,34 g
 - 45,6 g.
 - 58,4 g
- ¿Cuál es la masa de sulfuro de Cobre II, CuS , (masa molar = 95,5 g/mol) que se formará a partir de 10g de cobre? (masa molar Cu = 65,5g)

$$\text{Cu} + \text{S} \longrightarrow \text{CuS}$$
 - 2
 - 1,5
 - 1,0
 - 0,5
- Una de las formas de expresar cuantitativamente la concentración de una disolución es la molaridad (M o mol/L), la cual hace referencia a:
 - La cantidad de moles de solución presentes en un litro de solvente
 - La cantidad de moles de soluto en un litro de disolución
 - La cantidad de materia disuelta en un kilogramo de disolvente
 - La cantidad de materia disuelta en un litro de soluto.
- ¿Cuál es la concentración de una disolución de cloruro de sodio, NaCl , en moles/litro de una disolución formada por 58,5 g de soluto en 500 mL de disolución?
 - 0,1 g
 - 6,65 g
 - 955 g
 - 606,42 g
 - 15,04 g
- Una disolución de prepara disolviendo completamente 2g de NaCl en 200mL de disolución. Si se evaporan 20 mL de disolvente ¿Cuál será la concentración molar de la disolución después de la evaporación?
 - 0,01 mol/L
 - 0,15 mol/L
 - 0,19 mol/L
 - 0,20 mol/L
 - 0,25 mol/L
- Al mezclar 300 mL de disolución de ácido nítrico (HNO_3) 0,4 mol/L con 200 mL de ácido nítrico 1,2 mol/L se obtiene una nueva disolución. ¿Cuál es la molaridad de la disolución resultante?
 - 0,72
 - 1,60
 - 1,2
 - 0,36
 - 0,80
- ¿Cuál es el volumen (en mL) de una disolución 0,25 M de sulfato de cobre II que contiene 10g de soluto?
 - 62,5
 - 125,3
 - 251,5
 - 500
 - 550,5
- Son características de los ácidos y bases fuertes:
 - en disolución acuosa presentan una gran resistencia a la disociación
 - en disolución acuosa presentan una facilidad de disociación
 - en disolución acuosa, la fase iónica es mayor que la fase molecular
 - en disolución acuosa, la fase iónica es menor que la fase molecular
 - I y III
 - I y IV
 - II y III
 - II y IV
 - IV
- ¿Cuál de las siguientes alternativas con respecto al grado de acidez es correcta?
 - A menor pOH mayor acidez
 - A mayor pH menor alcalinidad
 - A mayor acidez mayor alcalinidad
 - A menor pH mayor acidez
 - Ninguna de las anteriores
- En una reacción de neutralización, se podría esperar que:
 - El pH resultante sea mayor que 7
 - El pH resultante sea menor que 7
 - Se formen compuestos poco solubles
 - Se formen sales
 - Ninguna de las anteriores
- La relación entre la masa molar de una especie y la constante de Avogadro o en otras palabras la razón entre los valores

$$\frac{M \text{ g/mol}}{N_A \text{ moléculas/mol}}$$
 - en disolución acuosa presentan una gran resistencia a la disociación
 - en disolución acuosa presentan una facilidad de disociación
 - en disolución acuosa, la fase iónica es mayor que la fase molecular
 - en disolución acuosa, la fase iónica es menor que la fase molecular
 - I y III
 - I y IV
 - II y III
 - II y IV
 - IV
- De acuerdo con la siguiente reacción:

$$\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$
 - 0,5 mol
 - 1,0 mol
 - 2,0 mol
 - 4,0 mol
 - 8,0 mol
- ¿Cuántos moles de N_2 hay en 44,8 litros de N_2 medidos a 0°C y 1 atmósfera de presión?
 - 0,5 mol
 - 1,0 mol
 - 1,5 mol
 - 2,0 mol
 - 4,0 mol
- La masa molar del sodio es 23 g/mol. Por lo tanto, 5 moles de este elemento corresponden a:
 - 5/23 g
 - 23/5 g
 - 23 g
 - (23 + 5) g
 - 23 x 5g