

Universidad Nacional del Litoral
Secretaría Académica
Dirección de Articulación, Ingreso y Permanencia
Año 2014



Química

Conceptos fundamentales

Unidad 5. Sustancias

Daniel Alsina / Edgardo Cagnola / René Güemes / Juan Carlos Nosedá / Héctor Odetti
Colaboradores: Andrea Pacífico / Liliana Zimmermann / Ema Cano de Candiotti

Revisión 2017: Edgardo Cagnola / Viviana Cova / Inés Granados / René Güemes / Isabel Nescier / Viviana Roldán / Lisandro Seluy

En el Capítulo 3 se estudiaron los átomos como componentes básicos de la materia, que combinados dan lugar a las diferentes sustancias; luego en el Capítulo 4 nos introdujimos en el lenguaje de la Química para poder escribir las fórmulas de las sustancias y nombrarlas. En este capítulo nos dedicaremos a estudiar los distintos tipos de sustancias y sus características, poniendo el acento en los enlaces químicos involucrados. Veremos diferentes formas de representación de las sustancias y las maneras de expresar las cantidades de las mismas, e introduciremos el concepto de “mol” como unidad de cantidad de sustancia.

5.1. Sustancias simples o elementales

Las sustancias simples están constituidas por átomos de una sola clase, es decir de un mismo número atómico. Ejemplos de este tipo se muestran en la Tabla 5.1, donde se indica la fórmula y el nombre:

Tabla 5.1. Ejemplos de sustancias simples

Fórmula	Nombre
O ₂	dioxígeno
N ₂	dinitrógeno
P ₄	tetrafósforo
S ₈	octaazufre
Ca	calcio

Cada una de estas sustancias está formada por átomos de un determinado número atómico, es decir, correspondientes a un único elemento, y esto se expresa en la fórmula y en el nombre.

5.2. Sustancias compuestas o compuestos

Están constituidas por dos o más elementos distintos, es decir *dos o más* clases distintas de átomos. Se muestran algunos ejemplos en la Tabla 5.2.

Tabla 5.2. Ejemplos de sustancias compuestas

Fórmula	Nombre
SO ₂	Dióxido de azufre
Na ₂ CO ₃	Carbonato de sodio
Ca(OH) ₂	Hidróxido de calcio
As ₂ S ₅	Pentasulfuro de diarsénico
HNO ₃	Ácido nítrico

Como se observa en las respectivas fórmulas, estas sustancias están constituidas por dos o más elementos distintos; por ello, una sustancia compuesta puede descomponerse en dos o más sustancias simples. Por ejemplo, el agua está formada por los elementos hidrógeno y oxígeno y puede descomponerse en las dos sustancias simples o elementales correspondientes: dihidrógeno (H₂) y dióxígeno (O₂), los cuales se obtienen del agua en cantidades definidas; por lo tanto, el agua debe contener dos clases distintas de átomos y entonces es un compuesto.

A su vez, la ley de la composición constante afirma que un compuesto posee siempre la misma composición, prescindiendo de cuál sea su fuente u origen. El agua, por ejemplo, posee una proporción de dos átomos de hidrógeno (Z = 1) por cada un átomo de oxígeno (Z = 8). El cloruro de sodio, de fórmula NaCl, principal componente de la sal común, es un compuesto formado por los elementos sodio (Z = 11) y cloro (Z = 17), en el que a cada átomo de sodio (presente como catión) le corresponde un átomo de cloro (presente como anión). El metano es un compuesto formado por hidrógeno y carbono, cuya fórmula es CH₄, es decir que posee cuatro átomos de hidrógeno por cada átomo de carbono (Z = 6). El dióxido de carbono es un compuesto en el que hay dos átomos de oxígeno (a los que alude el prefijo di-) por cada átomo de carbono, siendo su fórmula CO₂.

El azúcar común es otro ejemplo. A una temperatura definida el azúcar no solamente se funde para tomar la forma líquida sino que comienza a descomponerse. El líquido se oscurece y despiden burbujas de vapor de agua y, finalmente, queda, como residuo, un sólido negro (carbón de azúcar). Reconocemos el sólido negro como una forma de carbón. Así, el azúcar puro, puede descomponerse formando agua y carbón en cantidades definidas. Por lo tanto, el azúcar es un compuesto.

El agua y el azúcar son compuestos. ¿Qué sucede con el hidrógeno y el oxígeno? Por ejemplo, la sustancia hidrógeno es, en condiciones ambientales un gas al que ninguna clase de tratamiento puede descomponer en sustancias más simples. Es decir que la sustancia hidrógeno debe tener solamente una clase de átomos (de número atómico $Z = 1$) y por ello el hidrógeno es una sustancia simple o elemental. La sustancia oxígeno tampoco puede descomponerse en sustancias más simples. Entonces, el oxígeno es una sustancia simple o elemental que contiene solamente una clase de átomos, llamados átomos de oxígeno ($Z = 8$).

Este tipo de problema es uno de los más importantes en Química: decidir qué elementos forman parte de una determinada sustancia. La importancia de ello puede valorarse comparando las tres sustancias: agua, oxígeno y hidrógeno. Tanto el agua como el oxígeno contienen átomos de oxígeno, pero estas sustancias poseen propiedades muy diferentes. A su vez tanto el agua como el hidrógeno tienen átomos de hidrógeno, pero estas sustancias son muy diferentes. Las propiedades distintivas del agua quedan determinadas por la combinación de las dos clases de átomos.

La presencia en una sustancia de las diferentes clases de átomos y la forma en que se enlazan constituyendo las unidades de la sustancia originan las propiedades distintivas características de la misma. En cualquier sustancia, los átomos presentes, su número y su distribución son determinantes de sus propiedades. Por ejemplo, la sustancia peróxido de hidrógeno o agua oxigenada también está formada por los elementos hidrógeno y oxígeno, al igual que el agua, pero con una proporción distinta, H_2O_2 , lo que la hace una sustancia con propiedades diferentes a las del agua.

5.3. Niveles de representación de las sustancias

Ya hemos visto en capítulos anteriores que la estructura y propiedades de la materia, es decir, de las sustancias, como también los procesos en los que las mismas intervienen (cambios de estado, mezclas entre sí, reacciones químicas u otros), pueden ser estudiados según tres niveles o enfoques muy utilizados en

Química: macroscópico, microscópico y simbólico. Se dan a continuación ejemplos del estudio de las sustancias en dichos niveles.

5.3.1. Nivel macroscópico

Se describe o considera a la sustancia como una muestra global tal como la perciben nuestros sentidos, y las propiedades relacionadas, como densidad, punto de fusión, punto de ebullición, conductividad eléctrica, compresibilidad, brillo y otras, se denominan propiedades macroscópicas. En la Figura 5.1 se observa una muestra de sustancia muy especial: el diamante.



Figura 5.1 Una muestra de diamante

5.3.2. Nivel microscópico

En este nivel se tienen en cuenta los componentes microscópicos de la sustancia, por ejemplo, el hecho de que una sustancia esté constituida por un conjunto de átomos, moléculas, o por cationes y aniones. Las unidades microscópicas constituyentes de las sustancias se representan mediante modelos que son representaciones simplificadas), en los cuales por lo general se considera a los átomos como esferas; por ejemplo, una representación microscópica del diamante, como la de la Figura 5.2, muestra la forma en que están unidos los átomos del elemento carbono que constituyen esta sustancia, indicando los enlaces entre los átomos mediante líneas. Los átomos no están realmente tan separados pero, en este modelo se indican así para poder observar mejor la disposición de los mismos.

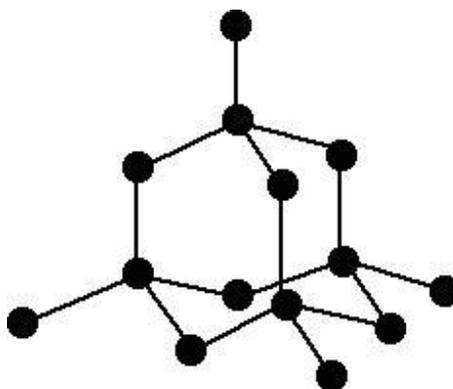


Figura 5.2 Representación microscópica del diamante

Las representaciones de los átomos pueden guardar ciertas relaciones de tamaño e incluso señalarse con distintos colores. En la Figura 5.3 se representa una muestra de la sustancia agua a nivel microscópico, como conjunto de unidades (moléculas) que forman la sustancia. Si bien por lo general se indican los átomos que forman la unidad de la sustancia, también suelen utilizarse representaciones más simples, en donde cada molécula se simboliza con un 1.2.

círculo u óvalo cuando no es necesario indicar en detalle su estructura. Además, se puede indicar el estado de agregación de una muestra dibujando las partículas con mayor o menor grado de aproximación mutua, como se observa en la Figura

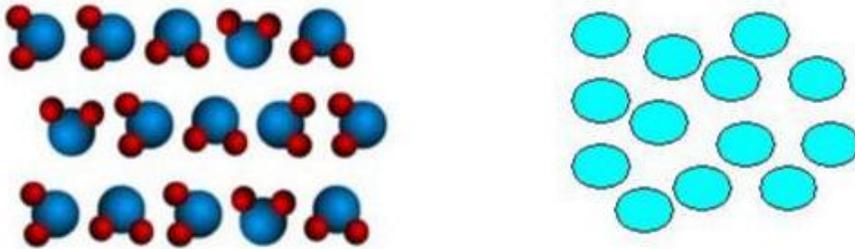


Figura 5.3 Dos representaciones de un conjunto de moléculas

También pueden representarse microscópicamente las mezclas, en especial las soluciones, en las que se encuentran dos o más sustancias dispersas unas en otras a nivel de sus unidades constituyentes. Así, en las Figuras 2.2 y 2.3 b) se ha representado una solución gaseosa de dos componentes, distribuyendo al azar las unidades constituyentes de ambos; de una manera similar puede representarse una solución líquida o sólida.

5.3.3. Nivel simbólico

Se utiliza, por ejemplo, para representar una sustancia mediante su fórmula química, donde aparecen los símbolos de los elementos constituyentes y las proporciones en que cada uno de ellos participa, que para el caso del diamante es C. Puede representarse también una reacción química en forma de igualdad, denominada ecuación química (como se verá en el Capítulo 6):

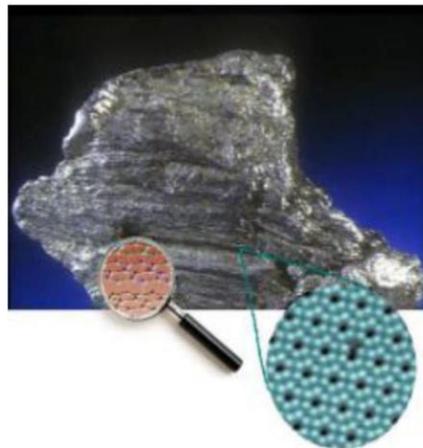
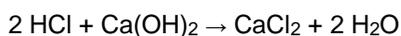


Figura 5.4 Representación del grafito en los tres niveles



En la Figura 5.4 pueden observarse los tres niveles de representación aplicados al grafito: una imagen de un trozo de la sustancia permite evaluar macroscópicamente, al menos en forma visual, algunas de sus propiedades, tales como color, brillo, textura. Se observa además una representación microscópica que da cuenta de la estructura del grafito a nivel de los átomos constituyentes. A su vez, la fórmula indicada para la sustancia corresponde a una forma simbólica de representarla.

5.4. Enlaces químicos

Como ya se señaló en capítulos anteriores, los átomos que constituyen una sustancia, no están meramente mezclados sino unidos entre sí de una manera específica. Utilizando términos científicos se dice que estos átomos están unidos mediante enlaces químicos.

Si bien algunas pocas sustancias están formadas por átomos individuales no combinados (como los gases nobles), la gran mayoría de las sustancias está constituida por combinaciones de átomos vinculados entre sí mediante enlaces químicos. Los átomos pueden enlazarse de tres formas básicas:

enlace iónico o electrovalente

enlace covalente

enlace metálico.

5.4.1. Enlace iónico

Este tipo de enlace se produce entre un átomo o grupo de átomos que participa como catión, es decir de carga positiva, y otro átomo o grupo de átomos que participa como anión, o sea dotado de carga negativa; la unión o enlace entre ellos se produce por atracción mutua, debido a que partículas con cargas de distinto signo se atraen. Una forma de representar este tipo de enlace consiste en indicar los respectivos iones uno junto al otro, por ejemplo el fluoruro de potasio y el nitrato de amonio:



Los cationes monoatómicos son por lo general de elementos metálicos, en especial metales alcalinos y alcalino-térreos (excepto berilio), que poseen una gran tendencia a perder electrones y adquirir carga positiva, mientras que los aniones monoatómicos son por lo general de elementos no metálicos, con una gran tendencia a ganar electrones y adquirir carga negativa.

5.4.2. Enlace covalente

Este tipo de enlace se produce por compartimiento de electrones, generalmente de a pares; ambos átomos o uno de ellos aportan uno o más de sus electrones externos y los comparten, de tal modo que dichos electrones pasan a pertenecer a ambos átomos. Por ejemplo, un átomo de hidrógeno y un átomo de flúor pueden unirse aportando un electrón cada uno y compartiendo el par. Ambos núcleos atraen al par compartido y entonces los dos átomos quedan enlazados. Puede a su vez haber casos de más de un par de electrones compartidos, por lo general dos o tres pares. Cada par compartido se simboliza normalmente con un par de puntos o con una raya.



Este tipo de representación, donde se muestra el ordenamiento de los átomos y su distribución espacial aproximada, se denomina fórmula estructural.

El enlace covalente se produce entre átomos con similares tendencias a perder o ganar electrones, típicamente entre átomos de elementos no metálicos, aunque en cursos superiores se verán casos de enlace covalente metal-no metal y metal-metal.

Si se analizan atentamente los incisos 5.4.1 y 5.4.2 anteriores, descubrirás uno de los rasgos más distintivos de la Química: un mismo elemento puede participar de dos tipos de enlaces distintos, en sustancias distintas, como en los ejemplos anteriores el átomo de flúor en KF y HF.

5.4.3. Enlace metálico

Es un tipo especial de enlace que se presenta en los metales, como por ejemplo el sodio, Na. En forma simplificada el metal puede describirse como una red de cationes inmersos en un “mar” de electrones; éstos son los propios electrones

externos correspondientes a los cationes.

El enlace se da por la atracción de la carga negativa de la nube electrónica y la carga positiva de los cationes (ver Figura 5.9 más adelante en el ítem Sustancias metálicas).

En cursos superiores de Química se verán teorías más elaboradas con relación a los tipos de enlace mencionados.

5.5. Tipos de sustancias

Desde el punto de vista de los elementos constituyentes de una sustancia y de acuerdo con sus propiedades, se puede efectuar una clasificación de las sustancias en cuatro tipos, clases o modelos:

sustancias moleculares

sustancias iónicas

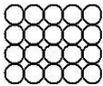
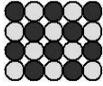
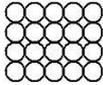
sustancias atómicas

sustancias metálicas.

En la Tabla 5.3 se resumen algunas características de estos tipos de sustancias. Las propiedades de una sustancia están directamente relacionadas con las características estructurales de la misma.

Cabe destacar que si bien existen sustancias que se encuadran exclusivamente dentro de uno de estos tipos, la gran mayoría tiene características propias de más de uno de ellos.

Tabla 5.3. Tipos de sustancias

	Sustancias moleculares	Sustancias iónicas	Sustancias metálicas	Sustancias atómicas
Elementos Químicos constituyentes	No metales, por lo menos uno de baja capacidad de enlace	Metal (es) y no metal (es) (hay excepciones)	Metal(es)	No metales de alta capacidad de enlace (Ej.: C, Si, N, B)
Unidades estructurales y representación microscópica al estado sólido	Moléculas 	Cationes y aniones 	Iones positivos (en un "mar de electrones") 	Átomos 
Enlaces	Covalente entre los átomos que forman la molécula	Iónico entre los cationes y los aniones	Metálico	Covalente
Estado de agregación a temperatura ambiente	gaseoso líquido sólido	sólido	sólido líquido	sólido
Ejemplos	Cl ₂ , CO ₂	KF, CaCl ₂	Na, Mg	CSi, B ₄ C

5.5.1. Moléculas y sustancias moleculares

En muchas sustancias simples o compuestas los átomos están unidos formando grupos definidos y discretos denominados *moléculas*.

Las moléculas son unidades formadas por dos o más átomos unidos entre sí. Para algunas sustancias como los gases nobles, constituidos por átomos no combinados, podrá hablarse de "moléculas monoatómicas" como caso particular,

pero el uso típico del concepto “molécula” corresponde a unidades de dos átomos o más.

El enlace entre los átomos que conforman la molécula es del tipo covalente, es decir que los átomos comparten electrones. Por ello, las sustancias moleculares están constituidas, en general, por átomos de elementos no metálicos.

Una referencia histórica interesante es la definición presentada por el químico Friedrich Kekulé en el famoso Congreso de Química de Karlsruhe (Alemania) de 1860:

“.....la molécula química es la partícula más pequeña de un cuerpo que entra o sale en una reacción química. Éstas no son indivisibles. Los átomos son partículas que ya no pueden dividirse....”.

Si bien el concepto de indivisibilidad atómica fue abandonado, en esencia lo que Kekulé deseaba expresar era que, por ejemplo, una molécula de agua es la partícula más pequeña de esta sustancia que sigue siendo agua.

Las sustancias cuyas unidades constituyentes son moléculas se denominan *sustancias moleculares*. Por ejemplo, la sustancia identificada con la fórmula H_2 es una sustancia molecular, constituida por un conjunto de unidades individuales denominadas moléculas, simbolizadas como H_2 , cada una de ellas formada por dos átomos de H, como se representa microscópicamente en la Figura 5.5. La porción mínima de esta sustancia es una molécula.

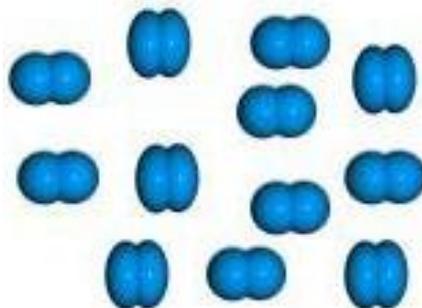


Figura 5.5 Representación microscópica de una porción de la sustancia H_2

El H_2 constituye un ejemplo de molécula diatómica, como también lo son O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . Otras moléculas poseen más de dos átomos de un mismo elemento

o bien átomos de dos o más elementos, y pueden identificarse mediante la correspondiente fórmula: O_3 , P_4 , S_8 , CH_4 , SO_3 , N_2F_4 . En la fórmula de una molécula se indica el o los elementos que la componen y el número de átomos de cada elemento. Así, el símbolo SO_3 representa la fórmula de la molécula constituida por tres átomos de oxígeno y uno de azufre, y también indica la fórmula de la sustancia correspondiente, el trióxido de azufre.

Los átomos en una molécula están ubicados según una determinada distribución espacial, es decir que cada molécula presenta una forma propia en el espacio, que se puede dilucidar mediante métodos experimentales, por ejemplo: tetraédrica, bipiramidal, planar u otras.

Teniendo en cuenta dicha distribución espacial de los átomos, o sea la geometría espacial de las moléculas, éstas se pueden representar mediante modelos en los cuales los átomos se consideran, a modo de simplificación, como esferas ordenadas espacialmente de acuerdo con la geometría de la molécula, según se muestra en los ejemplos de la Figura 5.6.

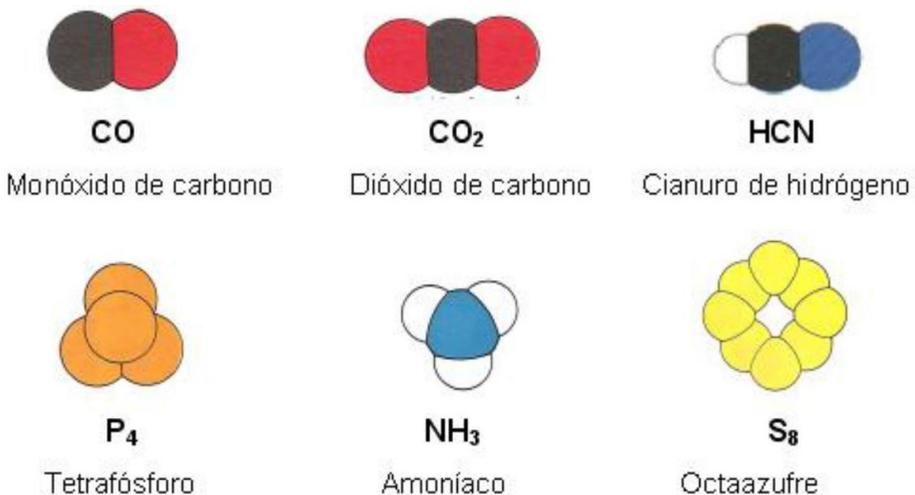


Figura 5.6 Algunos modelos de moléculas

Así como un átomo es la menor partícula que presenta las propiedades químicas de un elemento, una molécula es la partícula más pequeña que presenta las propiedades químicas características de la sustancia correspondiente.

Las moléculas de una sustancia no presentan necesariamente las mismas propiedades físicas que la sustancia. No puede decirse que una molécula de agua congele a 0 °C ni que sea líquida. El agua se congela cuando las moléculas de agua de una muestra global se unen unas a otras y forman una estructura rígida y ordenada. Por encima del punto de congelación, el agua está integrada por moléculas que pueden desplazarse unas respecto de otras y, en consecuencia, la sustancia puede fluir.

En condiciones ambientales las sustancias moleculares suelen presentarse en uno de los tres estados de agregación (ver tabla 5.3). Los sólidos son blandos y no son conductores de la electricidad. Son los únicos tipos de sustancias que están constituidas por moléculas; es por ello que a los otros tres tipos de sustancia se les suele denominar "no moleculares".

5.5.2. Iones y sustancias iónicas

Como ya habíamos visto, por tener carga opuesta los cationes y los aniones se atraen entre sí. Las sustancias formadas por aniones y cationes se denominan iónicas. En esta forma de combinación de los átomos no existen moléculas, y tales sustancias poseen distinta estructura y propiedades que las de las sustancias moleculares o de otro tipo.

Tanto los iones positivos como los iones negativos pueden ser monoatómicos o poliatómicos, es decir, formados por uno o más átomos respectivamente. En general, las sustancias iónicas típicas poseen un catión de un elemento metálico, principalmente de los grupos 1 (metales alcalinos) y 2 (metales alcalino-térreos, excepto berilio), o bien un catión poliatómico y un anión formado por uno o más elementos no metálicos. En la Tabla 5.4 se dan algunos ejemplos de sustancias iónicas, indicando la fórmula y el nombre de cada sustancia y los iones constituyentes en cada caso.

Tabla 5.4. Ejemplos de sustancias iónicas

Sustancia	Catión	Anión
CaCl ₂ Cloruro de calcio	Ca ²⁺	Cl ⁻
K ₂ CO ₃ Carbonato de potasio	K ⁺	CO ₃ ²⁻
(NH ₄) ₂ S Sulfuro de amonio	NH ₄ ⁺	S ²⁻
NH ₄ NO ₃ Nitrate de amonio	NH ₄ ⁺	NO ₃ ⁻

En los ejemplos precedentes los iones Ca^{2+} , K^+ , Cl^- y S^{2-} son monoatómicos, mientras que los iones NH_4^+ , CO_3^{2-} y NO_3^- son poliatómicos; los átomos que constituyen un ion poliatómico están unidos por enlaces covalentes.

Las sustancias iónicas consisten en una red tridimensional de cationes y aniones unidos por fuerzas de atracción entre cargas de signos opuestos. Este conjunto tridimensional de aniones y cationes es eléctricamente neutro, es decir, que la carga eléctrica total de los cationes iguala a la carga eléctrica total de los aniones. Esto se refleja en la fórmula, por ejemplo, del siguiente compuesto: K_2CO_3 , que indica la presencia de dos cationes potasio (K^+), monocargados, por cada anión carbonato (CO_3^{2-}), dicargado; de esta forma en una unidad de esta sustancia hay dos cargas positivas y dos cargas negativas.

En la Figura 5.7 se observan algunos cristales de la sustancia NaCl , típico compuesto iónico, y un modelo o representación microscópica de una porción de la misma; en este modelo cada catión Na^+ está rodeado por seis aniones Cl^- y cada anión Cl^- está rodeado por seis cationes Na^+ . Esto significa que en tales estructuras, un dado catión no está asociado con ningún anión en particular y viceversa, como sí sucede con los átomos en una molécula. De este modo, un catión Na^+ y un anión Cl^- constituyen una unidad de la sustancia NaCl pero no forman una unidad individual del tipo de las moléculas. En esta estructura los iones de carga opuesta están ubicados lo más cerca posible unos de otros y en forma alternada para lograr una fuerza de atracción lo mayor posible y hacer que el conjunto posea estabilidad y cohesión estructural.

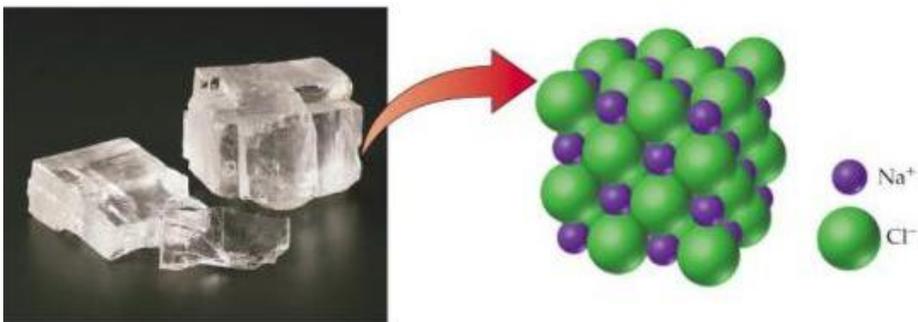


Figura 5.7 Estructura de una sustancia iónica

5.5.3. Sustancias atómicas

Este tipo de sustancias está constituido por conjuntos de átomos unidos entre sí mediante enlaces covalentes, formando un enrejado tridimensional de átomos. Participan por lo general de este tipo de sustancia átomos de no metales que tienen la posibilidad de formar varios enlaces covalentes, es decir, átomos que poseen una alta capacidad de enlace, como C, N, B, Si.

Un típico ejemplo de este tipo de sustancias es el diamante, constituido sólo por átomos de carbono; cada uno de ellos está enlazado covalentemente con otros tres, y cada uno de estos a su vez lo está con otros tres y así sucesivamente, en forma de red tridimensional. Esto significa que a pesar de que los enlaces son covalentes, no existen moléculas. Otro ejemplo es el dióxido de silicio, SiO_2 , componente principal de la arena, en el cual cada átomo de silicio está enlazado con cuatro átomos de oxígeno, cada uno de los cuales está a su vez enlazado con otro átomo de silicio y así sucesivamente. Ambos ejemplos se muestran en la Figura 5.8, en la que se esquematiza una porción de cada sustancia; los átomos de silicio de los extremos están a su vez enlazados a otros tres átomos para continuar la red de átomos unidos mediante enlaces covalentes. El esquema de la estructura del dióxido de silicio (átomo de silicio: círculos grandes) se presenta en forma simplificada a fin de ilustrar la red de enlaces covalentes pero, en realidad, en cada conjunto Si-O-Si los tres átomos no están en línea sino formando un ángulo.

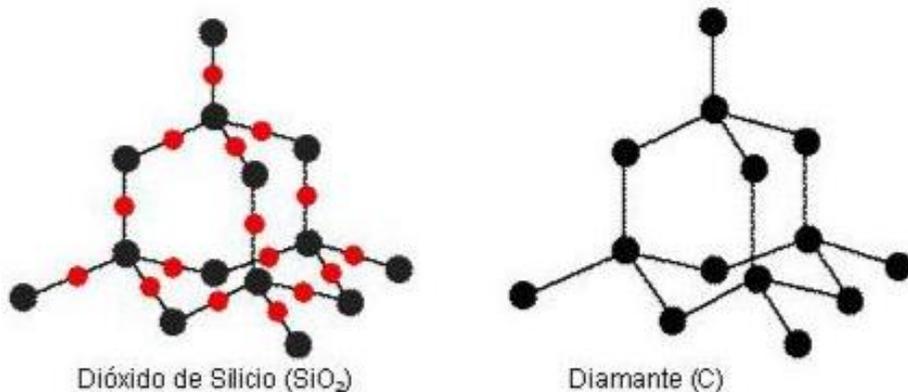


Figura 5.8. Esquema de las estructuras de dióxido de silicio y diamante

El enrejado tridimensional de enlaces covalentes confiere a estas sustancias una gran cohesión estructural, y ello se manifiesta en propiedades tales como una elevada dureza, y puntos de fusión y de ebullición extremadamente altos.

5.5.4. Sustancias metálicas

Son sustancias elementales correspondientes a los elementos ubicados a la izquierda de la diagonal quebrada de la Tabla Periódica, por ejemplo Na, Ca, Fe, Sn. En la Figura 5.9 se representa una forma simple de estructura de un metal, ya utilizada anteriormente para describir el enlace metálico, que se propone para estas sustancias. Por ejemplo, para el caso del sodio, cuyos átomos poseen un único electrón externo, se considera un conjunto de cationes del metal inmersos en un “mar” o nube constituida por los electrones externos de los átomos.

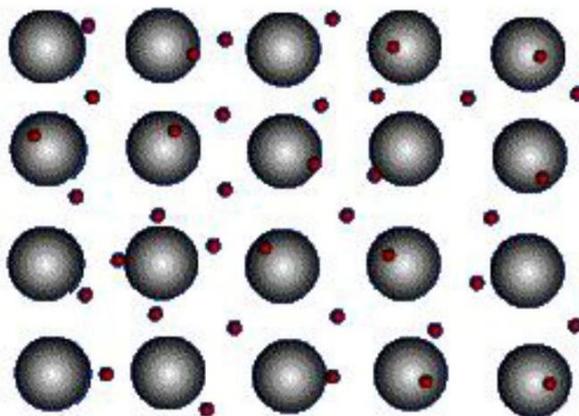


Figura 5.9. Modelo microscópico simple para un metal

Estos electrones poseen cierta libertad para moverse por el cristal metálico, con lo cual puede justificarse de manera simplificada la conductividad eléctrica de este tipo de sustancias.

Actividad

Propone un posible tipo de sustancia en el cual se pueda encuadrar cada una de las siguientes sustancias, cuya fórmula o propiedad se indica:

- sustancia 1: RbF;
- sustancia 2: sólido conductor de la electricidad;
- sustancia 3: gaseosa en condiciones ambientales,
- sustancia 4: Mn;
- sustancia 5: extremadamente dura.

5.6. Unidades formulares y masa formular

La *unidad formular* de una sustancia es la unidad fundamental de la misma expresada por la fórmula química, en la cual se indica el número de átomos de cada uno de los elementos que la forman.

La unidad formular de un elemento tal como el H, O o Na, es un átomo de ese elemento indicado por su símbolo.

La unidad formular de una sustancia molecular es la molécula; por ejemplo, para la sustancia dióxido de azufre, de fórmula SO_2 , la unidad formular es una molécula SO_2 , constituida por un átomo de azufre y dos de oxígeno, como su fórmula lo indica.

En el caso de una sustancia iónica, por ejemplo el CaCl_2 , no podemos decir que la unidad formular sea una molécula sino que se la denomina *unidad de sustancia iónica*, y está formada por un catión Ca^{2+} y dos aniones Cl^- , como lo indica la fórmula.

En las sustancias atómicas, la unidad formular tampoco es una molécula, y por ejemplo en el SiC está constituida por un átomo de carbono y un átomo de silicio.

En las sustancias metálicas, como el Na, la unidad formular es simplemente un átomo del elemento indicado por la fórmula.

La *masa formular* de una sustancia es la masa de una unidad formular de dicha sustancia.

Se obtiene sumando las masas de los átomos constituyentes de dicha unidad formular. Como las masas de los átomos normalmente se expresan en *uma*, la masa de la unidad formular quedará expresada en dicha unidad.

La masa formular de un elemento, tal como H, O o Na, es simplemente la masa de un átomo del elemento, es decir, la masa atómica del elemento, obtenible de la Tabla Periódica.

La masa formular de una sustancia molecular, por ejemplo CO_2 , será la masa de *una molécula* de dicha sustancia, que podemos obtener de la siguiente manera:

masa formular del CO_2 = masa de una molécula de CO_2 = masa de 1 átomo de C + masa de 2 átomos de O = $[1 \times (12,01 \text{ uma}) + 2 \times (16,00 \text{ uma})]/\text{UF} = 44,01 \text{ uma}/\text{UF}$ (siendo UF = unidad formular)

5.7. El mol

Dado que un átomo, un ion o una molécula son unidades extraordinariamente pequeñas, aun las más diminutas cantidades de sustancias contienen un número enormemente grande de dichas partículas. Por ejemplo, un pequeño trozo de hierro de apenas un gramo de masa contiene 1.10^{22} átomos (es decir, un valor numérico formado por un 1 seguido de 22 ceros), y en un centímetro cúbico de agua hay nada más ni nada menos que $3,3.10^{22}$ moléculas.

Resulta entonces conveniente contar con una unidad especial que comprenda a una gran cantidad de átomos. Surge así el concepto de *mol*, que constituye la unidad de Cantidad de Sustancia del Sistema Internacional, una de las siete unidades básicas de dicho sistema, como se indica en el Anexo.

Recordemos que el conjunto de reglas, símbolos y definiciones de las magnitudes y sus unidades recibe la denominación de Sistema Internacional de Unidades (SI). Éste presenta la ventaja de permitir uniformar universalmente las unidades.

El mol se define de la siguiente manera:

El mol es la cantidad de materia compuesta de tantas entidades como átomos hay en 0,012 kilogramos de carbono-12.

Un *mol* de átomos, por ejemplo, es una cantidad de átomos igual a la contenida en 12 g de carbono-12.

Esa cantidad es un número que se determina experimentalmente por diversos métodos y se denomina *número de Avogadro*; el valor aceptado actualmente, expresado con tres decimales, es:

$$N = 6,022 \times 10^{23}$$

Si se desarrolla este número se obtiene:

$$N = 602.200.000.000.000.000.000$$

Es decir: seiscientos dos mil doscientos trillones o 0,6022 cuatrillones.

Entonces, de acuerdo con la definición indicada más arriba, en un mol de una sustancia formada exclusivamente por átomos de C-12 hay $6,022 \times 10^{23}$ átomos de dicho isótopo, y esta colosal cantidad de átomos tiene en conjunto una masa total de apenas 12 gramos.

Evidentemente, éste es un número extraordinariamente grande y muy difícil de imaginar. Así como decimos que una docena es un conjunto de 12 unidades, un mol es un conjunto de $6,022 \times 10^{23}$ unidades; pero este último, por ser un número extremadamente grande, es más apto para el manejo de entidades extraordinariamente pequeñas. Entonces, de la misma manera que podemos referirnos a un mol de átomos, podemos hablar de un mol de otras partículas, tales como electrones, iones, moléculas, entre otras.

A modo de ejemplo, un mol de agua está constituido por un mol de moléculas de dicha sustancia, y corresponde a un volumen de tan sólo 18 mililitros y una masa de 18 gramos. Ahora bien, si suponemos que fuera posible contar las moléculas de un mol de agua a un ritmo constante de una molécula por segundo sin detenernos, durante las 24 horas del día, se tardaría unos...¡¡¡19.000.000.000.000.000 (decinuevemil billones) de años....!!! Y a propósito, ya que estamos con el agua ¿tienes idea del volumen que ocupan las aguas superficiales en nuestro planeta? Unos 1.320 millones de kilómetros cúbicos, evidentemente una cantidad enormemente grande. ¿Y si preguntamos a cuántos moles de gotas de agua equivale esa cantidad? Considerando que en un mililitro caben veinte gotas, resulta un valor de apenas unos 44 moles de gotas. Si te resulta difícil creer estos números te proponemos que verifiques los cálculos.

Los ejemplos anteriores muestran que el número de partículas contenidos en un mol es enormemente grande. Sin embargo, como las unidades de sustancia, ya sean átomos, moléculas o iones, son extraordinariamente pequeñas, un mol de sustancia no es una cantidad relativamente grande. La Figura 5.10 presenta muestras de 1 mol de distintas sustancias de uso común en un laboratorio de Química, cloruro de sodio, sulfato de cobre (II) (en realidad la fórmula completa es $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$), azufre, mercurio, hierro y agua; cada una de tales muestras debe contener $6,022 \times 10^{23}$ unidades de la sustancia correspondiente. Puede observarse el típico aspecto cristalino del cloruro de sodio y del sulfato de cobre (II), y el característico brillo metálico del hierro y del mercurio, para el cual además se aprecia su estado líquido.

Surge entonces una pregunta: ¿cuál es la masa de un mol de una sustancia, es decir, cómo podemos determinarla? Lo vemos a continuación.

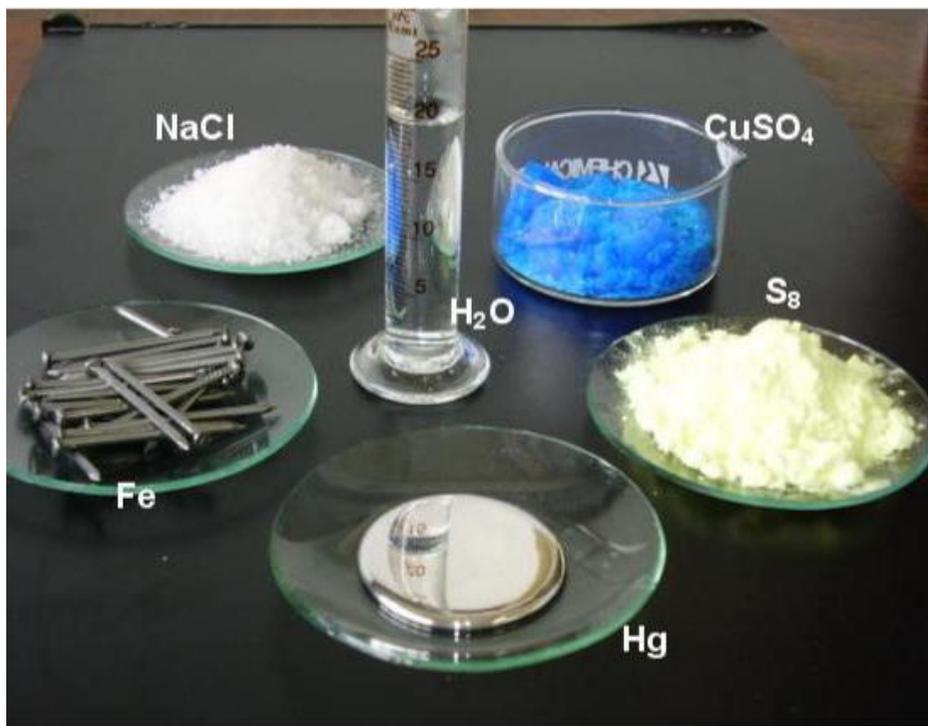


Figura 5.10. 1 Mol de distintas sustancias:
cloruro de sodio, sulfato de cobre (II), azufre, mercurio, hierro, agua

5.8. Masa molar

Ya en el siglo XIX se conocían valores de masas atómicas de muchos elementos, basadas primero en el hidrógeno y luego en el oxígeno (referencias anteriores al C-12). Además, se sabía que para cada elemento existía una masa en gramos (el "átomo-gramo") con un valor numérico igual a la masa atómica; por ejemplo, si en una determinada escala relativa la masa atómica del oxígeno era 16 unidades, se definía una masa característica para el oxígeno igual a 16 gramos, e igualmente para cada elemento, y dado el pequeño tamaño de los átomos dicha masa debía contener un número enorme de átomos; se establecía lo siguiente:

masa atómica relativa del O: $16 \text{ u} \Rightarrow 16 \text{ gramos de O}$ contenían N átomos

masa atómica relativa del C: $12 \text{ u} \Rightarrow 12 \text{ gramos de C}$ contenían N átomos

masa atómica relativa del S: $32 \text{ u} \Rightarrow 32 \text{ gramos de S}$ contenían N átomos

y así análogamente para todos los elementos; como los átomos de distintos elementos guardaban entre sí relaciones de masa fijas, resultaba que el número N de átomos, era el mismo para todos los elementos. Pero en principio no se conocía su valor. Hubo varios intentos de determinar cuánto valía dicho número, hasta que en 1908 Jean Perrin obtuvo el primer valor experimental de razonable exactitud. Propuso, además, denominarlo “número de Avogadro”, nombre que aún subsiste, en honor de Amadeo Avogadro, una de las figuras cumbres de la Química (Figura 5-11); a él se atribuye la autoría de la Ley de Avogadro que dice que “volúmenes iguales de gas en las mismas condiciones de temperatura y de presión contienen el mismo número de moléculas”.



Figura 5.11 Estampilla italiana de 1956, año del centenario del fallecimiento de Amadeo Avogadro; se observa impresa la famosa ley que lleva su nombre

Resulta entonces que, por ejemplo, un conjunto de átomos de oxígeno cuya masa sea 16 gramos contiene un número de Avogadro de átomos y, por lo tanto corresponde a un mol de dicho elemento. Dicha masa se denomina *masa molar* del elemento. Estos conceptos pueden extenderse a cualquier sustancia, como se indica a continuación.

La *masa molar* de una sustancia es la masa de un mol de unidades formulares de dicha sustancia y es numéricamente igual a la masa formular de la sustancia pero expresada en gramos (por lo que también suele denominarse *masa formular gramo*).

Por lo tanto, según esta definición, para obtener la masa molar de una sustancia basta con determinar primero la masa formular en una según la fórmula química, y luego expresar el mismo valor numérico pero en gramos. Se ejemplifica a continuación para las sustancias: SO_3 , Mg y $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

En todos los casos y como ya sabemos, partiendo de la fórmula de cada sustancia puede determinarse la masa formular de la misma y luego la masa molar:

- masa formular de SO_3 = masa de una molécula de SO_3 = masa de 1 átomo de S + masa de 3 átomos de O = $[1 \times (32,06 \text{ uma}) + 3 \times (16,00 \text{ uma})]/\text{UF} = 80,06 \text{ uma/UF}$

La masa molar del SO_3 tendrá el mismo valor numérico pero estará expresada en gramos/mol

masa molar del $\text{SO}_3 = 80,06 \text{ g/mol}$

- masa formular de Mg = masa de un átomo de Mg = $24,3 \text{ uma/UF}$

masa molar de Mg = $24,3 \text{ g/mol}$

- masa formular de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ = masa de una unidad de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ = masa de 3 átomos de Ca + masa de 2 átomos de P + masa de 8 átomos de O = $3 \times (40,08 \text{ uma}) + 2 \times (30,97 \text{ uma}) + 8 \times (16,00 \text{ uma}) = 310,18 \text{ uma/UF}$ masa molar de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310,18 \text{ g/mol}$

Ahora, tomando como ejemplo a la sustancia CO_2 , se ilustra la diferencia entre masa formular y masa molar en la Figura 5.12.

- masa formular del $\text{CO}_2 = 44,01 \text{ uma / UF}$ (obtenida en 5.6)
- masa molar del $\text{CO}_2 = 44,01 \text{ g / mol}$

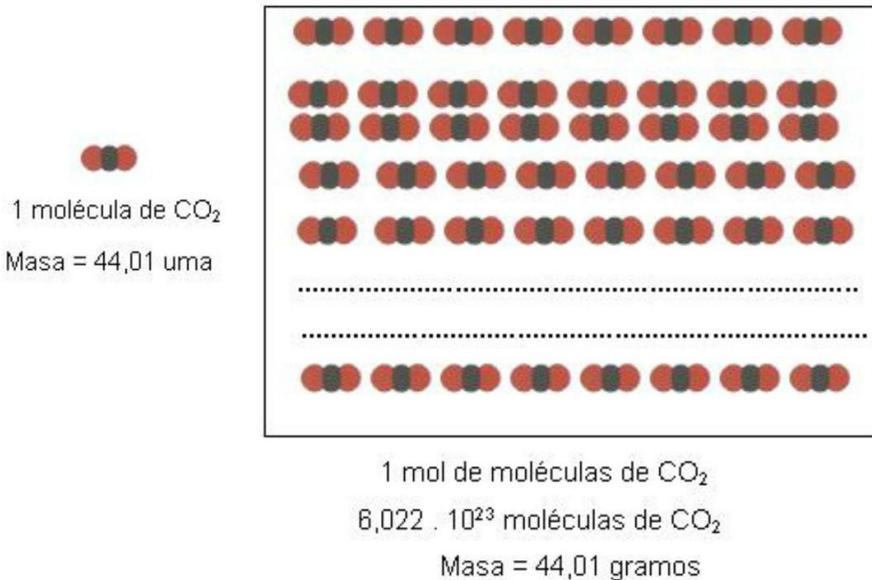


Figura 5.12. La masa de una molécula y la masa de un mol de moléculas

Esto significa que un mol de unidades formulars (moléculas) de CO_2 , es decir, 1 mol de la sustancia CO_2 , constituido por $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades formulars, posee en conjunto una masa de 44,01 gramos.

Como se señalara anteriormente, el concepto es aplicable también a un mol de átomos de un elemento dado; por ejemplo, un átomo de sodio posee una masa de 23,0 uma, entonces 1 mol de átomos de sodio, constituido por $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos, tendrá una masa de 23,0 gramos.

Actividad

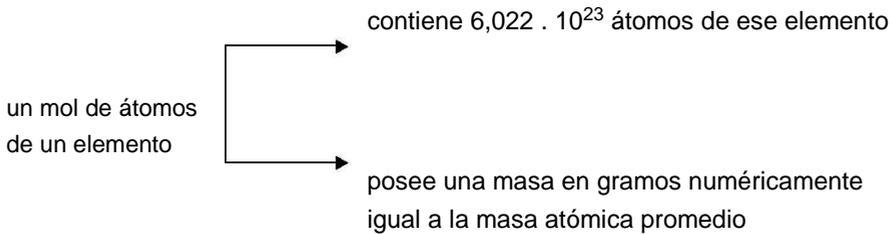
A modo de ejercitación te proponemos que determines la masa formular y la masa molar de las siguientes sustancias:

pentóxido de dicloro; hidrógenocarbonato de cobre (II); ácido nitroso.

Relación entre la unidad de masa atómica y el gramo

Como vimos, la masa formular se expresa habitualmente en uma, pero puede expresarse también en gramos; a su vez, la masa molar se expresa habitualmente en gramos, aunque también podría expresarse en uma, dado que las unidades uma y gramo son unidades de masa convertibles la una en la otra. Entonces, puede resultar interesante conocer la relación que existe entre ambas unidades; esto puede hacerse teniendo en cuenta el concepto de mol, como veremos a continuación.

Sabemos que:



Por ejemplo, 1 mol de átomos del elemento carbono contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos; como cada átomo tiene una masa de 12,011 uma (obtenible de la Tabla Periódica, recordar que es un promedio), la masa del mol en uma será:

$$\text{masa}(1\text{mol}) = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot 12,011 \text{ uma/átomo} = 7,233 \cdot 10^{24} \text{ uma}$$

Además sabemos que el mol de átomos de C tiene una masa de 12,011 gramos, por lo tanto 12,011 gramos equivalen a $7,233 \cdot 10^{24}$ uma.

En consecuencia, la relación entre estas dos cantidades será el factor de conversión de una unidad en otra:

$$\text{factor de conversión} = 12,011 \text{ g} / 7,233 \cdot 10^{24} \text{ uma} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g/uma}$$

Esto también puede expresarse como:

$$1 \text{ uma} = 1,661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

o bien

$$1 \text{ g} = 6,022 \times 10^{23} \text{ uma} = N \text{ uma}$$

Esto significa que 1 gramo equivale a un número de Avogadro de uma.

Teniendo en cuenta la conversión de una unidad en otra, se muestra la Tabla 5.5 para un ejemplo, donde se subraya en cada caso la forma más común de expresar estas cantidades.

Tabla 5.5 Masa formular y masa molar en uma y en gramos

Masa formular del $\text{MgBr}_2 =$	<u>184,1 uma/UF</u>	$3,06 \times 10^{-22} \text{ g/UF}^-$
Masa de una UF de MgBr_2		
Masa molar del $\text{MgBr}_2 =$	$1,11 \times 10^{26} \text{ uma/mol}$	<u>184,1 g/mol</u>
Masa de un mol		

Ejemplos de cálculo que involucran: masas de sustancia, número de moles de sustancia y número de moles de átomos.

Ejemplo 1

En este ejemplo se muestra cómo determinar la masa de un cierto número de átomos de un elemento dado, presentando, además, una forma de cálculo alternativa a la regla de tres simple directa, como lo es el método del factor unitario.

Hallar la masa en uma de:

- 50 átomos de nitrógeno;
- 1 mol de átomos de nitrógeno.

Resolución

Método del factor unitario

En primer lugar observamos que la masa de una cierta cantidad de átomos es directamente proporcional al número de dichos átomos, ya que si, por ejemplo, se duplica el número de átomos, la masa correspondiente también se duplica. En casos como éste, de cantidades directamente proporcionales entre sí, es válido aplicar la conocida regla de tres simple directa; para el inciso a:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ átomo de N} \text{ ————— } 14,01 \text{ uma (de acuerdo a la Tabla Periódica)} \\ 50 \text{ átomos de N} \text{ ————— } x = \frac{14,01 \text{ uma} \times 50 \text{ át. N}}{1 \text{ át. N}} = 700,5 \text{ uma} \end{array}$$

Otra forma de trabajo en estos casos, equivalente a la anterior, consiste en basar el cálculo en el uso del factor de proporcionalidad correspondiente, de la siguiente manera:

$$\text{cantidad incógnita} = \text{cantidad dato} \times \text{factor} \quad (1)$$

Por ejemplo, si se desea saber cuántos centímetros corresponden a una longitud de 50 pulgadas, se hace:

incógnita: longitud en cm dato: longitud en pulgadas

Aplicando la expresión (1) resulta:

$$\text{longitud en cm} = \text{longitud en pulg} \times \text{factor}$$

$$\text{long en cm} = 50 \text{ pulg} \times \frac{2,54 \text{ cm}}{\text{pulg}} = 127 \text{ cm}$$

El factor de proporcionalidad, que en este caso se denomina factor de conversión de unidades, establece una relación entre ambas cantidades y, como se observa, sus unidades son las siguientes: en el numerador la unidad es aquella a obtener para la incógnita, y en el denominador la unidad es la misma que la del dato, para poder cancelarlas.

Como el numerador y el denominador del factor de proporcionalidad son cantidades equivalentes, el factor vale 1, por lo cual se lo suele denominar "factor unitario".

En el ejemplo planteado, se debe calcular la masa en una de una determinada cantidad de átomos. Como magnitudes, la masa de un conjunto de átomos y la cantidad de átomos son directamente proporcionales, por lo tanto, puede aplicarse el método del factor:

a) incógnita: masa de una cantidad dada de átomos de nitrógeno

dato: cantidad de átomos de N

$$\text{masa de 50 átomos de N} = 50 \text{ átomos} \times 14,01 \frac{\text{uma}}{\text{átomo}} = 700,5 \text{ uma}$$

Como podrá observarse, el factor utilizado aquí es la masa atómica del nitrógeno, que expresa la relación existente entre ambas magnitudes.

b) De forma similar a lo efectuado en a)

$$\text{masa de un mol át. N} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos} \times 14,01 \frac{\text{uma}}{\text{átomo}} = 8,44 \times 10^4 \text{ uma}$$

Ejemplo 2

En este ejemplo se muestra cómo determinar la cantidad de moles de una sustancia correspondiente a una masa dada de la misma, y viceversa; para ello debe conocerse la masa molar de la sustancia.

Hallar cuántos moles de la sustancia molecular de fórmula SCl_2 hay contenidos en 150,0 gramos de la misma.

Resolución

La masa de una sustancia y la cantidad de moles correspondientes son cantidades directamente proporcionales, por lo tanto puede hacerse uso de un factor que vincule a ambas. Dicho factor es la masa molar de la sustancia, cuyo valor se determina como se vio anteriormente:

$$\text{masa formular de } \text{SCl}_2 = (32,07 + 2 \cdot 35,45) \text{ uma} / \text{molécula} = 102,97 \text{ uma} / \text{molécula}$$

$$\text{masa molar de } \text{SCl}_2 = 102,97 \text{ g} / \text{mol}$$

Llamamos **n** al número de moles de la sustancia, que será la incógnita a obtener. El dato es la masa de sustancia, 150,0 gramos. Aplicando el esquema visto anteriormente: “incógnita = dato x factor”, se obtiene:

$$n = 150,0 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ mol}}{102,97 \cancel{\text{g}}} = 1,457 \text{ mol}$$

Como se puede observar, el factor utilizado es la inversa de la masa molar de la sustancia, es decir, que la anterior expresión equivale a lo siguiente:

$$n = m \cdot \frac{1}{M} \quad \text{o bien} \quad n = \frac{m}{M}$$

Esta expresión nos permite hallar qué cantidad de moles corresponden a una masa dada en gramos, como en el ejemplo precedente, o viceversa.

Ejemplo 3

En este ejemplo se muestra cómo hallar el número de átomos de un elemento dado contenidos en una masa de sustancia.

Hallar cuántos átomos de H hay en 70,0 gramos de agua.

Resolución

$$\text{N}^\circ \text{ át. H} = 70,0 \cancel{\text{g}} \times \frac{1 \text{ mol}}{18,0 \cancel{\text{g}}} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \cancel{\text{moléculas}}}{1 \cancel{\text{mol}}} \times \frac{2 \text{ át. H}}{1 \cancel{\text{molécul.}}}$$

$$\text{N}^\circ \text{ át. H} = 4,68 \times 10^{24} \text{ átomos de H}$$

Como se observa, se puede utilizar una cadena de factores en una secuencia conveniente: a partir del dato inicial de la masa en gramos de la sustancia, con el primer factor se obtiene la cantidad de moles de sustancia, luego con el segundo factor se obtiene el número de moléculas y finalmente, aplicando el tercer factor, resulta el número de átomos del elemento hidrógeno. En forma similar, puede obtenerse la cantidad de átomos de oxígeno.

Actividad

Se tiene en un recipiente cerrado 80,0 gramos de tetróxido de dinitrógeno.

Determinar:

- número de moléculas de la sustancia;
- número de moles de sustancia;
- masa de nitrógeno en gramos;
- número de átomos de oxígeno y,
- número total de átomos.

Ejemplo 4

Este ejemplo resalta la relación existente entre la unidad formular y el mol en el caso de una sustancia iónica

- ¿Cuántos iones Ca^{2+} y cuántos iones F^- hay en una unidad formular de la sustancia iónica CaF_2 ?
- ¿Cuántos iones Ca^{2+} y cuántos iones F^- hay en un mol de la sustancia iónica CaF_2 ?

Resolución

- El número de cationes y aniones está indicado directamente por la fórmula, en este caso:

En 1 UF de CaF_2 hay 1 ión Ca^{2+} y 2 iones F^-

- La relación en moles es la misma que para una unidad formular:

En 1 mol de CaF_2 hay 1 mol de UF de CaF_2 constituidas por
1 mol de iones Ca^{2+} y 2 moles de iones F^-

5.9. La molaridad: unidad de concentración basada en el mol

Además de las formas de expresar concentración de una solución vistas en el Capítulo 2, existe otra muy utilizada en Química, la molaridad.

La *molaridad* M de una solución se define como el número de moles de un soluto por litro de solución y su unidad es mol/L.

Nombre	Símbolo	Unidades	Descripción
Molaridad	M	mol / L	Número de moles de soluto por litro de solución

Una solución que contiene 1 mol de soluto por cada litro tiene una concentración que se simboliza 1 M y se lee "uno molar". A su vez, si el número de moles por litro es de 3; 0,5; 0,07 se indica como: 3 M; 0,5 M; 0,07 M y será: 3 molar, 5 décimo molar, 7 centésimo molar, respectivamente.

¿Cómo podemos preparar, por ejemplo, 1 litro de una solución 1 M de cloruro de sodio? Lo vemos en la Figura 5-13. Primero determinamos qué cantidad de soluto se necesita. Para un litro de solución 1 M se necesita un mol de soluto. Por lo tanto, colocamos 58,45 gramos (1 mol) de NaCl en un Erlenmeyer (frasco cónico), lo disolvemos en un volumen de agua menor al volumen total, lo trasvasamos a un matraz aforado de 1 litro y luego completamos con agua hasta el enrase. Tapamos el recipiente y lo invertimos varias veces a fin de homogeneizar la solución, es decir, uniformar la concentración en todos los puntos de la misma: tendremos así preparada una solución de NaCl de concentración 1 M.

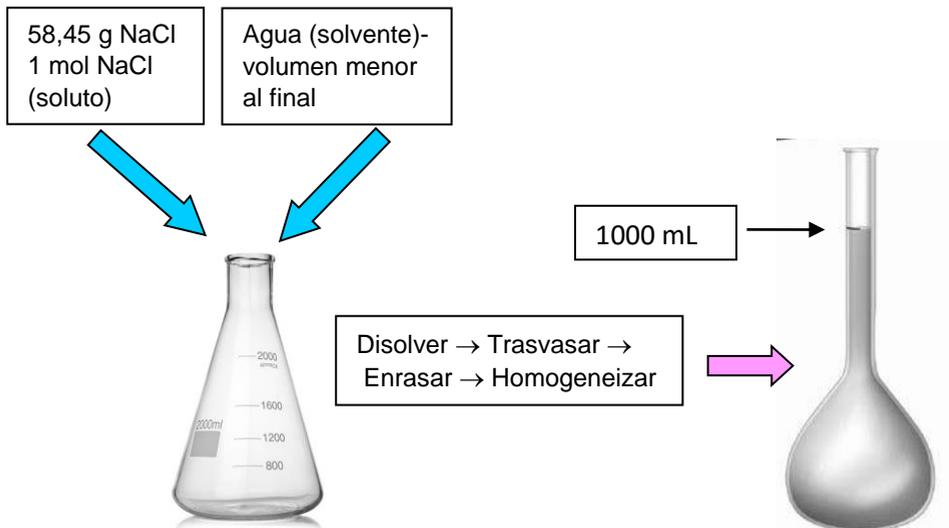


Figura 5.13. Preparación de una solución 1 molar de NaCl

Ejemplo 5

Calcular la molaridad de una solución de nitrato de potasio que contiene 25,0 g de sal en un volumen de 500 mL de solución.

Resolución

El primer paso en el cálculo consiste en determinar el número de moles de sal que se tienen disueltos en los 500 mL de la solución; para ello aplicamos el razonamiento siguiente:

$$\begin{array}{l} 101 \text{ g de KNO}_3 \text{ _____ } 1 \text{ mol de KNO}_3 \\ 25,0 \text{ g de KNO}_3 \text{ _____ } x = 25,0/101 = 0,248 \text{ mol KNO}_3 \end{array}$$

Este cálculo puede también efectuarse de la manera ya conocida, equivalente a la anterior, a partir de la masa de sustancia y su masa molar:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{25,0 \text{ g}}{101 \text{ g/mol}} = 0,248 \text{ mol}$$

Luego se lleva a la referencia de 1.000 mL o 1 L de solución:

$$\begin{array}{l} 500 \text{ mL de solución _____ } 0,248 \text{ mol de KNO}_3 \\ 1.000 \text{ mL de solución _____ } x = \frac{1000 \times 0,248}{500} = 0,496 \text{ mol de KNO}_3 \end{array}$$

Este cálculo puede hacerse directamente a partir de la definición de molaridad:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,248 \text{ mol KNO}_3}{0,500 \text{ L solución}} = 0,496 \text{ mol/L}$$

donde n es el número de moles de soluto y V el volumen de la solución expresado en litros. Aquí se dice que la solución en cuestión es "0,496 molar"

Actividad

Una solución se prepara disolviendo $3,45 \cdot 10^{-2}$ moles de un soluto en 150 mL de solvente, llevándose luego el volumen a 2000 mL. ¿Cuál es la molaridad de la solución resultante?

Tal como se indicó en el Capítulo 2, se puede disminuir la concentración de una solución por agregado de solvente puro o, menos frecuentemente, por agregado de otra solución de menor concentración. Dicho proceso se denomina “dilución” de la solución. Veamos un ejemplo ilustrativo en la Figura 5.14: si se miden 25 mL de una solución, se colocan en un matraz aforado de 100 mL y se agrega solvente puro hasta el enrase, se ha aumentado el volumen 4 veces. En este caso se dice que se ha efectuado una dilución 1:4 (“uno en cuatro”).

La cantidad de soluto no ha variado pero ahora está disuelta en un volumen 4 veces mayor, por lo que la concentración volumétrica ha disminuido 4 veces, por ejemplo de 20 % masa/volumen a 5 % masa volumen o de 4 M a 1 M, o de 50 g soluto / L solución a 12,5 g soluto / L solución.

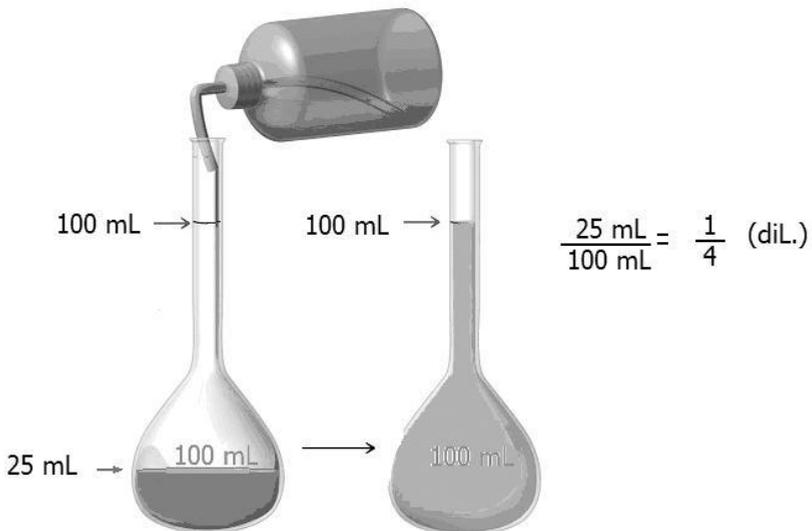


Figura 5.14 Dilución de una solución

Ejemplo 6

Se miden 10 mL de una solución de sulfato de sodio 2 M y se procede a diluirla agregando solvente puro hasta llevar el volumen a 100 mL ¿Qué molaridad tendrá la solución resultante?

Resolución

Como se indicó en el Capítulo 2, al diluir una solución por agregado de solvente puro, la cantidad de soluto presente no se modifica, entonces se cumple que:

n° de moles de soluto en la solución inicial = n° de moles de soluto en la solución final (1)

Debido a que, por definición

$$\text{molaridad} = \text{n}^\circ \text{ moles soluto} / \text{volumen de solución}$$

resulta que

$$\text{n}^\circ \text{ moles soluto} = \text{volumen de solución} \times \text{molaridad} = V \cdot M$$

Con lo cual, reemplazando en (1):

$$V_i M_i = V_f M_f$$

De esta expresión obtenemos el valor de la incógnita M_f , molaridad de la solución resultante:

$$M_f = \frac{V_i M_i}{V_f} = \frac{0,010 \text{ L} \times 2 \text{ mol/L}}{0,100 \text{ L}} = 0,2 \text{ M}$$

Puede observarse que, debido a que el volumen augmentó 10 veces (de 10 mL a 100 mL), la concentración volumétrica, en este caso la molaridad, disminuyó en idéntica proporción, es decir 10 veces, o sea de 2 M a 0,2 M.

Al final encontrarás ejercitación referida a molaridad y otras unidades de concentración, desde el ejercicio 5.14 en adelante.

Actividad final del capítulo:

Al igual que en los capítulos 1, 2 y 3 te presentamos una nueva lectura que complementa el tema del ozono iniciado en dichos capítulos; luego se proponen una serie de actividades relacionadas con el párrafo.

El Ozono (parte IV)

Según mediciones efectuadas, de cada diez millones de moléculas de aire ¡sólo tres son de ozono! Esto significa que, aproximadamente, en promedio: en 1 m³ de aire hay unas 8. 10¹⁸ moléculas de ozono.

Aquí es interesante detenernos en un detalle importante: tres moléculas de ozono en 10 millones de moléculas de aire, aunque sea un promedio, parece muy poco; sin embargo, corresponde a un número enormemente alto de moléculas en un metro cúbico. Esto es una nueva indicación del tamaño extraordinariamente pequeño de las moléculas.

El primer instrumento para medir la concentración de ozono en forma rutinaria fue desarrollado por G. M. B. Dobson en 1920. En 1957 se instaló una red mundial de equipos Dobson. En el presente existen alrededor de cien de estos fotómetros distribuidos en todo el mundo.

Utilizando un principio similar, en la década del '70 se desarrolló otro equipo denominado Brewer, el cual tiene varias versiones; permite medir la concentración de ozono, la radiación UV y determinar la concentración de compuestos como el dióxido de nitrógeno y el dióxido de azufre.

En agosto de 1987, la NASA, juntamente con otras instituciones y universidades de EE.UU., organizó una expedición desde Punta Arenas, cuya finalidad era la de determinar el alcance y causas de la disminución del ozono antártico. Se utilizaron aviones especiales en los que se instalaron instrumentos para realizar mediciones de diversos parámetros, entre ellos: concentración y distribución de ozono; aerosoles; agua; monóxido de cloro, dióxido de cloro, monóxido de bromo, dióxido de nitrógeno y ácido nítrico.

Actividad

a) ¿Qué nombre reciben las unidades que constituyen la sustancia ozono? ¿Cómo están formadas? ¿Qué tipo de sustancia es el ozono si está formado por este tipo de unidades? ¿Qué otros tipos de sustancias pueden mencionarse que no estén formadas por este tipo de unidades?

b) ¿Qué otro nombre podría darse al ozono de acuerdo al número de átomos que

forman su unidad? ¿Es el ozono una sustancia simple o compuesta?

c) De acuerdo al párrafo anterior: ¿podrías determinar el número de moles de ozono que habría en un litro de aire, es decir la concentración de ozono en mol/litro?

d) Realiza un listado de las sustancias mencionadas en el párrafo y escribe la fórmula química de cada una.

e) Clasifica a las sustancias del inciso anterior en simples o compuestas.

f) Clasifica a todos los compuestos químicos nombrados en el relato de referencia en: óxidos de metales, óxido de no metales, hidruros metálicos, hidruros de no metales, oxoácidos, hidrácidos, hidróxidos y sales.

g) Halla la masa formular y molar de cada una en gramos y en una.

h) Confecciona una lista de los elementos químicos existentes en los compuestos nombrados en d) y clasifícalos en "metal y no metal".

i) ¿Qué cantidad de moles de moléculas hay en 50 gramos de ozono? ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno?

EJERCITACIÓN

Presentamos a continuación un conjunto de ejercicios destinados a consolidar el aprendizaje de los conceptos y procedimientos contenidos en los distintos capítulos de este texto. En este sentido, la resolución de ejercicios y problemas constituye una parte esencial del proceso de aprendizaje, razón por lo cual te sugerimos que efectúes la resolución de los mismos para afianzar aprendizajes teóricos. En la ejercitación propuesta se indican las respuestas de algunos de los ejercicios que poseen resultado numérico.

Es relevante remarcar que una vez obtenido un resultado numérico, es *muy importante* analizarlo cuidadosamente para verificar si guarda coherencia con lo que se desea determinar. Por ejemplo, un resultado de una masa de un átomo igual a 38 gramos, indica error en el procedimiento efectuado, dado que un átomo nunca podría tener un valor de masa tan grande.

Además, los resultados numéricos deben expresarse con su correspondiente unidad.

Ejercitación Unidad 5

5-1. El isótopo cuyo $A = 15$ correspondiente al elemento nitrógeno posee una masa igual a $15,000109$ uma:

a) ¿cuál es la masa de un átomo de N-15 expresada en gramos?

Respuesta: $2,49 \times 10^{-23}$ g

b) ¿cuál es la masa de un mol de átomos de N-15 expresada en gramos?

5-2. ¿cuántos átomos y cuántos moles de átomos hay en 20 gramos del elemento cuyo $Z = 79$?

5-3. a) ¿cuántos átomos integran la molécula de CO_2 (dióxido de carbono)? b) ¿cuántos átomos hay en 1 mol de CO_2 ?

5-4. Indica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando lo respondido en cada caso:

a) la masa de un átomo de Fe es igual a $9,749 \cdot 10^{-25}$ uma;

b) el isótopo Fe-56 posee 30 neutrones;

c) el ion Fe^{3+} posee 25 electrones, y;

d) la masa de un mol de átomos de Fe es de $9,749 \cdot 10^{-25}$ gramos.

5-5. Representa en forma microscópica un ejemplo de cada uno de los siguientes sistemas:

a) sustancia simple gaseosa;

b) sustancia compuesta sólida;

c) solución líquida formada por una sustancia simple y una compuesta, y

d) solución de dos sustancias compuestas gaseosas.

5-6. Si se supone que una gota de agua tiene una masa de 0,050 gramos.

a) ¿Cuántas moléculas tendrá una gota?

Respuesta: $1,7 \times 10^{21}$ moléculas

b) ¿Cuántos moles de moléculas tendrá una gota?

Respuesta: $2,8 \times 10^{-3}$ mol

5-7. Considerando que un grano de trigo posee una masa promedio de 35 mg, determina lo siguiente, expresando cada resultado en notación científica y en notación desarrollada (Ejemplo: $2,5 \cdot 10^3$ y 2.500):

a) ¿Cuántos granos de trigo podría contener un silo de 10 toneladas de capacidad?

b) ¿Cuántos moles de granos podría contener el silo?

c) ¿Cuántos silos de 10 toneladas serían necesarios para contener un mol de granos de trigo?

Respuesta: $2 \cdot 10^{15}$ o 2.000.000.000.000.000 (2 mil billones)

d) ¿Qué volumen en mililitros ocupa un mol de agua? (Recuerda que 1 mL de agua posee una masa de 1 gramo).

e) ¿Qué conclusiones pueden extraerse a partir de los resultados de los incisos anteriores, en relación al concepto de mol?

5-8. a) Calcular el número de moles de átomos de nitrógeno y el número de moles de átomos de oxígeno presentes en 125 gramos de pentóxido de dinitrógeno (N_2O_5).

Respuesta: 2,31 moles de át. de N y 5,79 moles de átomos de O.

b) Calcular el número de moles de dicha sustancia.

Respuesta: 1,16 moles de moléculas.

5-9. La sustancia de fórmula $CClF_3$ (comúnmente llamado freón) es del tipo de las denominadas CFC (sustancias con Cl, F y C) que se utilizaban en los propelentes de aerosoles, pero han sido prohibidas por haber pruebas de que causan daños ambientales. ¿Cuántas moléculas de $CClF_3$ se liberan al ambiente si se vacía una lata de aerosol conteniendo 140 gramos de la misma?

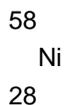
5-10. Uno de los compuestos nitrogenados que daña el ambiente es el dióxido de nitrógeno. Para una masa de 300 gramos calcular:

- a) número de moles de moléculas;
- b) número de moles de sustancia;
- c) número de moles de átomos de oxígeno y de nitrógeno presentes;
- d) número de moléculas;
- e) número de átomos de cada elemento;
- f) masa de nitrógeno y de oxígeno.

5-11. Se tienen 100 gramos de bromuro de estroncio (SrBr_2) ¿Cuántos moles de ion Sr^{2+} y cuantos moles de ion Br^- hay presentes en tal cantidad de dicha sustancia?

5-12. ¿Cuántos gramos de cada elemento, Ag y O, se podrían obtener a partir de 100 gramos de la sustancia Ag_2O ? ¿Cuántos gramos de O_2 se podrían obtener?

5-13. El elemento químico Ni presenta varios isótopos naturales, de los cuales el más abundante es el indicado con el siguiente símbolo:



Indicar si las siguientes afirmaciones efectuadas con relación al elemento Ni son verdaderas o falsas, justificando lo respondido en cada caso.

1. la masa de un mol de átomos de Ni es igual a $6,022 \cdot 10^{23}$ gramos;
2. la masa de un átomo de Ni es igual a 58,71 gramos;
3. el número másico del isótopo indicado es 58,71, y

4. el número de protones del núcleo del átomo es igual a 28.

5-14. Calcular la molaridad de una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) cuya densidad es 1,10 g/mL y contiene un 25 % m/m de ácido.

Respuesta: 2.8 M.

5-15. ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se necesitan para preparar 2000 mL de solución acuosa 0,2 M?

Respuesta: 23,4 g.

5-16. ¿Qué volumen de solución de ácido nítrico 0,35 M se podrá preparar con 150 gramos de soluto?

5-17. Una solución comercial de ácido nítrico tiene una concentración del 69 % m/m y una densidad $d = 1,49$ g/mL. Hallar su molaridad.

Respuesta: 16,3 moles/litro.

5-18. Se dispone de 0,250 L de una solución que contienen 9,00 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), siendo la densidad 1,05 g/mL. Calcular:

a) % m/V;

Respuesta: 3,6 % m/v.

b) % m/m, y;

c) Molaridad.

5-19. Se requiere preparar 400 mL de una solución 10 % m/m de ácido clorhídrico cuya densidad es 1,02 g/cm³.

a) ¿Cuál es la masa de soluto y solvente necesaria?

Respuesta: 40,8 g de soluto, 367,2 g de solvente.

b) ¿Cuál es la concentración en % m/V? *Respuesta: 10,2 % m/V.*

c) ¿Cuál es la M? *Respuesta: 2,8 M.*

5-20. Se usa una pipeta para medir 50 mL de solución de ácido clorhídrico 0,1027 M y se vierte en un matraz aforado de 250 mL. Se añade cuidadosamente agua destilada al matraz hasta la marca. ¿Cuál es la concentración de la solución diluida?

Respuesta: 0,0205 M.

5-21. ¿Qué volumen de solución de ácido clorhídrico al 40 % m/m y densidad =

1,2 g/mL se necesitan para preparar:

a) 0,1 L de solución 5 M.

b) 0,1 kg de solución 1,25 % m/m?

5-22. La densidad de una solución de vinagre comercial al 5 % m/m de ácido acético es 1,0055 g/cm³. Expresar la concentración de dicha solución en: a) M y b) % m/v

5-23. Calcular la molaridad, % m/v y % m/m de una solución de cloruro de bario preparada a partir de 2,3 g de la sal en 102,3 g de solución. La densidad de la solución es de 1,044 g/mL.

5-24. Se disuelven 115 g de hidróxido de sodio en 250 g de agua. La densidad de dicha solución a 20°C es 1,34 g/ml. Calcular la concentración en: a) % m/m; b) % m/v, c) M.

5-25. Calcular la masa de sal necesaria para preparar 500 mL de solución de cloruro de sodio 0,9 % m/v. Expresar la concentración en g/L y en M (densidad = 1015 g/L)

5-26. ¿Cómo procedería para preparar 100 mL de una solución 0,5 M partiendo de una solución 16 M?

Bibliografía

Atkins, Peter W. *Química General*. Omega SA, 1992.

Bottani, E. [et ál.]. *Química General*. Centro de Publicaciones, Universidad Nacional del Litoral, 2001.

Brescia, Frank [et ál.]. *Fundamentos de Química*. Continental S, 1975.

Brown, Theodore [et ál.]. *Química, la ciencia central*. 5ta edición. Prentice-Hall Hispanoamericana SA, 1993

Chang, Raymond. *Química*. 7ma edición. Mc Graw Hill, 2002.

Chemical Education Material Study (editor: George Pimentel). *Química, una ciencia experimental*. Reverté, 1966.

Moledo, L., Rudelli, M. *Dioses y demonios en el átomo. De los rayos X a la bomba atómica*. Sudamericana, 1996

Parry, Robert [et ál.]. *Química*. Reverté SA, 1973.

Whitten, Kenneth [et ál.]. *Química General*. 5ta edición. McGraw Hill, 1998.