

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



Química

Conceptos fundamentales

Unidad 1. Conceptos básicos

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 este capítulo nos introduciremos en el conocimiento de fundamentos que nos ayudarán a utilizar e interpretar la Química. Señalaremos aspectos relevantes y definiremos términos de uso común para poder comprender los cambios que experimenta la materia, así como sus propiedades y estado físico.

La Química como ciencia utiliza un lenguaje que le es propio. Además, en su carácter de experimental requiere del uso de “unidades”, y utiliza las del Sistema Internacional (SI) (ver ANEXO), de modo que la expresión de resultados obtenidos consta de un número con su respectiva unidad. Por ejemplo: si nos referimos a la masa de una sustancia diremos 2,00 g; y en el caso de la concentración molar de una solución la expresaremos como 2,00 mol/L.

En este Capítulo abordaremos esas temáticas, incluyendo actividades al final del libro, que nos permitirán reflexionar sobre lo aprendido y cuestionar, revisar y releer aquellos contenidos que no hayan sido comprendidos fehacientemente.

1.1. Aspectos relevantes de la química

La Química es la ciencia que estudia todo lo que forma el Universo, y las transformaciones que se producen en los materiales. Dicho de otro modo, se ocupa de estudiar la composición, propiedades y estructura de la materia y los cambios experimentados por ésta.

Como todas las ciencias, se encuentra interrelacionada con otras: Astronomía, Biología, Física, Fisiología, Geología, Medicina, Nutrición, entre las más salientes. Por eso nos permite alcanzar un cabal entendimiento de todo lo que nos rodea, de su funcionamiento y, también, asociarla a la vida cotidiana en situaciones como:

- preparación e ingesta de alimentos;

- lavado y limpieza;
- utilización de medicamentos y vacunas;
- aplicación de insecticidas y plaguicidas y,
- muchas otras.

1.2. Definiciones utilizadas en Química

Materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio e impresiona nuestros sentidos. Por ejemplo: la madera y los ladrillos, los metales, la carne y los huesos del cuerpo humano. También se considera materia: el agua, la tierra, el aire (al que no vemos pero sentimos), los reactivos, los fertilizantes, los plásticos, los explosivos y los alimentos. Este concepto no incluye a los conceptos abstractos como la



Figura 1.1 Cuerpos

belleza, debido a que no ocupan espacio. A una porción limitada de materia, con una forma particular, se la considera como “cuerpo”. En la Figura 1.1, donde se muestra parte de un laboratorio de Química, pueden observarse varios cuerpos usuales en un ámbito de ese tipo, tales como: botellas conteniendo distintas sustancias, mechero tipo Bunsen y trípodes con tela de amianto para calentamiento uniforme.

Los componentes básicos de la materia son los átomos, combinados de diferentes maneras que se verán más adelante.

La materia se presenta en la naturaleza fundamentalmente en tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. En cursos superiores se verá que no son los únicos, sino que existen otros como: plasma, condensado Bose- Einstein, etc.

Las transformaciones físicas que se pueden producir entre estos tres estados, es decir, los pasajes de un estado a otro, se representan en la Figura 1.2.

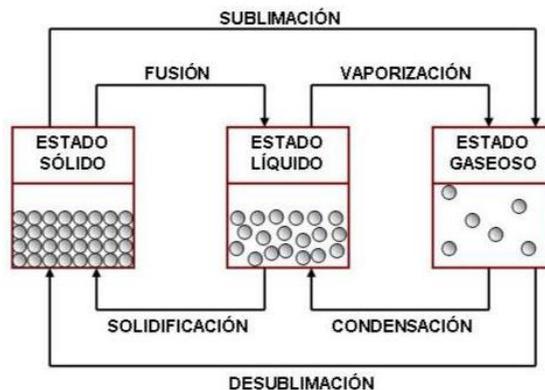


Figura 1.2 Transformaciones físicas de la materia

Tal como se expresara en la introducción, los químicos recopilan información sobre la materia a partir de observaciones orientadas sobre hipótesis previas y realizadas de modo minucioso sobre una *muestra*, entendiéndose por tal una “parte representativa” de un todo o conjunto. Por ejemplo, una muestra de sangre, es una cantidad de la misma contenida en un tubo de ensayo o unas gotas observadas sobre el portaobjetos de un microscopio.

En Química se estudian distintas *sustancias*, es decir, diferentes tipos de materia. Como se verá en detalle en próximos capítulos, dichas sustancias pueden estar constituidas por átomos iguales o distintos; como ya dijimos, los átomos son los componentes básicos de la materia.

Las sustancias formadas por átomos iguales se denominan “simples”, como por ejemplo, dioxígeno (O_2), sodio (Na) o tetrafósforo (P_4), mientras que las constituidas por átomos distintos se denominan “compuestas”, como por ejemplo agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), ácido fosfórico (H_3PO_4) o sulfato de calcio ($CaSO_4$). Como puedes observar, en los ejemplos anteriores se han utilizado dos formas de referirse a las sustancias: mediante una *fórmula* y mediante un *nombre*, aspectos que se tratarán en capítulos siguientes.

A lo largo de este libro representaremos a los átomos, en forma simplificada, como si se tratase de esferas rígidas. Así, en la Figura 1.3 se representa un recipiente cerrado donde sólo existe la sustancia simple O_2 , dioxígeno, y en la Figura 1.4 sólo la sustancia compuesta agua, H_2O . Ambas están constituidas por unidades individuales denominadas *moléculas*. Estas representaciones se denominan microscópicas. Pero no todas las sustancias están formadas por moléculas, como veremos más adelante.

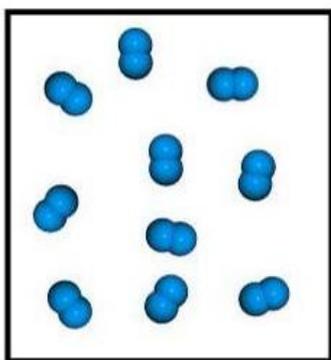


Figura 1.3 Representación microscópica de una sustancia simple gaseosa

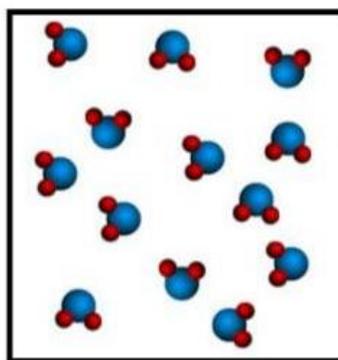


Figura 1.4 Representación microscópica de una sustancia compuesta gaseosa

Cada sustancia se reconoce gracias a sus *propiedades*, o sea sus características propias. Entre éstas pueden citarse color, capacidad de conducir la electricidad, comportamiento cuando la misma se somete a calentamiento o se mezcla con otras y, en algunos casos, el gusto y el olor.

1.3. La masa y el peso

La *masa* representa la “cantidad de materia” de un sistema o un cuerpo. Además, es proporcional a su *inercia*, es decir, es proporcional a la resistencia que ofrece a un cambio en su estado de reposo o movimiento.

La masa (m) se puede expresar como la relación entre la fuerza con que un cuerpo es atraído por acción del campo gravitatorio de la tierra ($\text{peso} = P$) y la aceleración de la gravedad ($g = 9,8 \text{ m s}^{-2}$), lo cual se representa mediante la siguiente expresión:

$$P = m \cdot g \qquad m = P / g$$

Un método particularmente cómodo para medir la masa es equilibrar el objeto en cuestión con una masa conocida o patrón en una balanza de dos platos, según Figura 1.5. Si disponemos de una pesa de 10,00 g y se logra el equilibrio de ambos brazos, podemos decir como producto de esta comparación que “la masa de dicha sustancia equivale a 10,00 g”.

Como todas las medidas de peso se realizan en la superficie terrestre, se usan los mismos términos para hablar de peso y de masa; por ejemplo, decimos que un kilogramo masa pesa 1 kg fuerza en la superficie terrestre. En la superficie de la Luna, con una aceleración de la gravedad seis (6) veces menor que la de la Tierra, su masa seguiría siendo 1 kg, pero pesaría 1/6 de 1 kg fuerza.



Figura 1.5 Balanza de dos platos

La unidad de masa más empleada por los químicos es el gramo, que es la milésima parte ($1/1.000 = 1,0 \cdot 10^{-3}$) del kilogramo. Este último constituye el patrón de masa que es adoptado por todos los países.

1.4. Conservación de la masa

Lavoisier realizó sus experimentos con mercurio y su óxido convencido de que el cambio material, físico o químico, no producía la creación o destrucción de la materia sino tan sólo su reordenamiento. Las comprobaciones modernas de esta hipótesis revelan que en el margen del error experimental, *no hay un aumento o pérdida de masa durante un cambio químico ordinario*. La conservación de la masa o de la materia es una de las leyes fundamentales de la química.

1.5. Energía

Otro concepto importante es el de *energía*. En Física se define la “energía de un sistema” como la capacidad que posee para efectuar trabajo y, a su vez, la energía posee las mismas unidades que el trabajo, que son: el Joule o Julio (J) o el ergio (erg).

Mientras que en Química es más apropiado definirla del siguiente modo:

“La energía es una propiedad o atributo de todo cuerpo o sistema material en virtud del cual éste puede transformarse, modificando su situación o estado, así como actuar sobre otros sistemas originando en ellos diferentes procesos de transformación”.

Una forma de energía muy utilizada es el *calor* (Q). Se lo define como una “energía en tránsito o flujo de energía” entre un cuerpo y otro de menor temperatura; para la energía calórica se continúa utilizando la caloría (cal) o la kilocaloría (kcal), aunque la relación entre el Joule y la caloría está definida y es la siguiente: 1 cal = 4,18 J.

Un objeto físico puede tener dos tipos fundamentales de energía mecánica: si el objeto está en movimiento, posee “energía cinética”, y la expresión que la representa es:

$$E_C = 1/2 m v^2$$

donde *m* es su masa y *v* su velocidad.

Mientras que si se considera su posición con respecto a un nivel de referencia posee *energía potencial gravitatoria*, expresada por:

$$E_p = m \cdot g \cdot h$$

donde *m* es su masa, *g* la aceleración de la gravedad y *h* la altura con respecto al nivel de referencia.

1.6. Conservación de la energía

Los datos cuantitativos acerca de las formas de energía han conducido a los físicos a una ley de conservación similar a la de la masa.

La ley física afirma que “la energía no puede ser creada ni destruida sino transformada en otra/s forma/s”.

Las diferentes formas de energía, como por ejemplo: calor, luz, energía mecánica y energía química, pueden interconvertirse entre sí. Por ejemplo, en una pila seca la energía química almacenada en las sustancias químicas constituyentes puede transformarse en energía eléctrica, aprovechable para mover un juguete (energía cinética) o encender la luz de una linterna (energía lumínica).

La relación que encontró el gran científico alemán Albert Einstein (1879-1955) expresa que la masa y la energía están relacionadas, según la fórmula:

$$E = mc^2$$

Aquí “*E*” la energía, “*m*” la masa y “*c*” la velocidad de la luz ($300.000 = 3,0 \cdot 10^5 \text{ km}\cdot\text{s}^{-1}$). La misma se ha observado válida en los procesos de generación de elevada energía, como las “reacciones o explosiones atómicas”, donde partículas nucleares cuya masa es muy pequeña generan energías exorbitantes.

A modo de ejemplo: si consideramos que la energía desprendida en la formación de 1 g de óxido de aluminio (Al_2O_3) a partir de aluminio (Al) y dióxigeno (O_2) es 3.720 cal, la variación que sufrió la masa equivale a solamente $1,5 \times 10^{-11} \text{ g}$ ($\Delta m = \Delta E/c^2$). Podemos ver que la conservación de la masa es todavía un concepto muy útil para el químico, ya que la cantidad de energía es relativamente pequeña para un cambio químico, y por ello cambio de masa resulta demasiado pequeño como para ser detectado.

1.7. Propiedades físicas, químicas y organolépticas

Los científicos realizan experimentos, los describen de modo fehaciente y luego exploran lo que puede deducirse de sus hallazgos. Esto constituye un rasgo distintivo de las ciencias experimentales. Además, las definiciones precisas y las hipótesis previas proporcionan una base excelente para organizar las observaciones y luego realizar descubrimientos al verificar la existencia de pautas de comportamiento o propiedades.

El químico ruso D. Mendeleiev (1834-1907) hizo quizás uno de los mayores descubrimientos de la química:

“Los elementos químicos (clases de átomos, como se verá más adelante) pueden disponerse en forma de tabla periódica en función de sus propiedades químicas”.

Una vez establecido este esquema de la Tabla Periódica, Mendeleiev predijo la existencia de nuevos elementos al darse cuenta de que había espacios que no se cubrían en el esquema propuesto.

Cabe señalar que una de las actividades primordiales de la ciencia consiste en “predecir” fenómenos o comportamientos.

En su trabajo Mendeleiev asignó gran relevancia a las propiedades de los elementos, y es justamente el estudio de las propiedades uno de los rasgos salientes de la Química.

Las propiedades de las sustancias se clasifican en *químicas*, *físicas*, dependiendo ello de si implican o no la formación de otras sustancias, y *organolépticas*, referidas a los sentidos.

El oro conduce la electricidad y funde a $1.063 \text{ }^\circ\text{C}$; éstas son dos propiedades físicas, ya que en su determinación no se forma ninguna sustancia nueva. Si decimos que el oro es amarillo y brillante nos estamos refiriendo a propiedades organolépticas. Y si expresamos que el oro es atacado por una mezcla de ácido nítrico y ácido clorhídrico concentrados estamos haciendo alusión a una propiedad química.

El gas natural que usamos en nuestros hogares (constituido mayoritariamente por metano, y escaso etano y propano), al quemarse con el oxígeno del aire genera como productos de esa combustión dióxido de carbono y agua. Podemos afirmar que la participación del metano en la reacción de combustión es una de las propiedades químicas del metano (CH_4), puesto que implica la formación de nuevas y diferentes sustancias, dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O), producidas por la combustión completa, mientras que la incompleta genera monóxido de carbono (CO) y agua.

1.7.1. Estado físico y cambio físico

Lo primero que se percibe de una sustancia es cómo se presenta a una temperatura determinada: sólida, líquida o gaseosa, o sea, su *estado físico*.

La distinción entre un estado y otro se basa en las siguientes propiedades:

- el *sólido* es rígido y presenta una forma particular; sus unidades constituyentes están muy próximas unas de otras, como se indica en la Figura 1.2.

Entre las sustancias comunes que se presentan como sólidas a temperaturas corrientes se pueden mencionar: acero inoxidable, hierro, aluminio, granito, cuarzo, plásticos, cobre y silicio, entre otras. Muchas de las materias primas de la Tierra están en estado sólido, como sucede con los *minerales*, las sustancias que se extraen de las minas.

- los *líquidos* son fluidos, que adoptan la forma del recipiente que los contiene; sus unidades constituyentes están próximas entre sí pero poseen un mayor grado de libertad y movilidad que en el sólido (Figura 1.2).

Entre dichas sustancias líquidas a temperatura ambiente cabe mencionar la nafta (gasolina), el agua, las bebidas, los solventes; también presentan las mismas características el mercurio (siendo éste el único metal líquido de la naturaleza) y el dibromo.

- al *gas* también se lo considera como fluido, aunque ocupa todo el volumen del recipiente que lo contiene y resulta fácil comprimirlo al someterlo a presión para que alcance un volumen menor; esto se debe a que sus partículas (por lo general moléculas) tienen mucho mayor movilidad y mayor distancia de separación que en los estados sólido y líquido (Figura 1.2), que suelen denominarse “estados condensados”. Debido a estas propiedades, dos o más gases siempre se mezclan completamente, ocupando la mezcla todo el recipiente que la contiene.

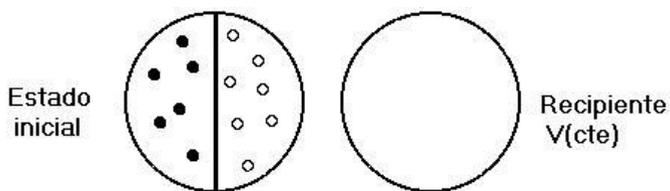
A temperatura ambiente son gases el dinitrógeno y el dióxígeno, los dos principales componentes de la atmósfera terrestre. También los denominados “gases nobles” como el helio, neón, xenón y el argón.

El término “vapor” se usa de un modo amplio, dándole el mismo significado de gas, aunque debemos diferenciarlo. Por ahora diremos que los gases, para pasar al estado líquido deben ser “comprimidos y enfriados”, mientras que un vapor

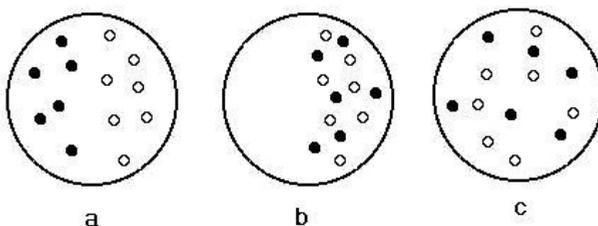
puede ser condensado al ser “comprimido y/o enfriado”. En cursos superiores se verá una especificación más rigurosa de tales diferencias.

Actividad

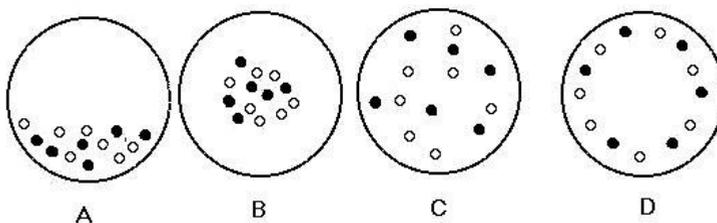
En el esquema siguiente, la imagen izquierda representa un recipiente de paredes rígidas (es decir de volumen constante) separado en dos compartimientos por un tabique. En cada uno de ellos se observan puntos que representan moléculas de distintos gases a una misma presión y temperatura.



a) Se quita el tabique sin que ocurra cambio de estado ¿cuál de las siguientes posibilidades de distribución de los gases ocurrirá? Justifique su respuesta.



b) Si se disminuye la temperatura sin que ocurra cambio de estado, ¿cuál de las representaciones siguientes corresponde a la distribución de las moléculas?



La transformación de una sustancia de un estado físico a otro (por ejemplo, el paso de agua líquida a hielo o a vapor de agua) se denomina *cambio de estado*, tal como se representó esquemáticamente en la Figura 1.2.

Entre los cambios de estado se encuentra la *vaporización*, que es la formación de un gas o de un vapor (por ejemplo, el paso de agua líquida a vapor de agua durante la ebullición).

Cabe mencionar, asimismo, la *condensación*, que es la formación de un líquido a partir de un gas (por ejemplo, el paso de vapor de agua a agua líquida), y la *fusión*, que es la formación de un líquido a partir de un sólido. Un rasgo importante de los cambios de estado es que se producen a una temperatura específica única.

Si se calienta sólido permanece en ese estado hasta alcanzar su *punto de fusión*, que es la temperatura a la cual funde; una vez alcanzado este punto, parte del sólido pasa al estado líquido. La temperatura permanece constante a medida que el sólido se va calentando y fundiendo; sólo aumenta cuando se ha fundido todo el sólido. Análogamente, cuando se enfría un líquido, permanece en ese estado hasta que su temperatura alcanza el *punto de congelación*, que es la temperatura a la que se solidifica; de nuevo, la temperatura permanece constante hasta que se ha solidificado todo el líquido. El punto de fusión coincide exactamente con el punto de congelación, y así el hielo se transforma en agua líquida a 0 °C y el agua se congela a 0 °C.

Otro cambio bien definido se produce al calentar un líquido hasta su *punto de ebullición*, que es la temperatura a la que hierve a una determinada presión (ésta es una definición aproximada que durante el cursado universitario seguramente será explicitada con mayor detalle).

A una presión normal [ver Figura 1.6 (P normal = 1 atm = 760 mm Hg = 101,3 kPa) indicada en el barómetro], el agua no hierve hasta que su temperatura ha alcanzado los 100 °C, que representa su punto de ebullición. En ese punto empiezan a formarse burbujas de vapor en todo su volumen. Como en el caso de la congelación y de la fusión, la temperatura del agua en ebullición permanece constante hasta que todo el líquido se ha vaporizado: un recipiente con agua hirviendo permanece a 100 °C hasta que todo el líquido ha desaparecido.

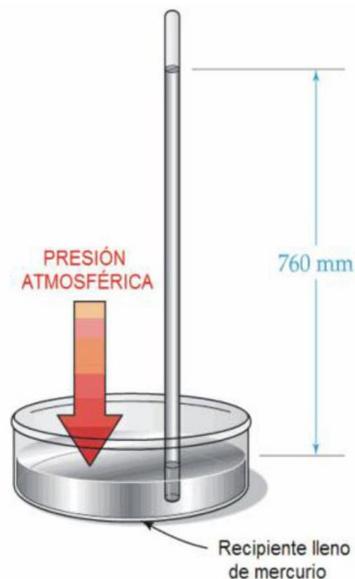


Figura 1.6. Barómetro de mercurio

Las sustancias que se vaporizan a temperaturas bajas se denominan *volátiles*. El punto de ebullición del alcohol etílico (etanol) es de 78 °C, mientras que el del éter (dietiléter) es de 34,5 °C, siendo éste, por lo tanto, más volátil. Las sustancias que comúnmente se denominan gases son tan volátiles que su punto de ebullición a presión normal está situado muy por debajo de la temperatura ambiente. Puesto que los puntos de fusión y de ebullición están muy bien definidos, y teniendo en cuenta que cada sustancia funde y hierve a una temperatura característica, estas temperaturas pueden servir como indicio para identificar las sustancias. Un polvo blanco se parece mucho a otro pero, puede determinarse, por ejemplo, que es de aspirina, al comprobar si su punto de fusión es de 135 °C. Es posible que varias sustancias blancas fundan cerca de esta temperatura pero, si fuera posible comprobar también la temperatura de ebullición de la muestra (punto que no puede alcanzarse ya que la aspirina en estado líquido se descompone antes de hervir), dicha muestra podría identificarse con mayor seguridad. Si cada sustancia fundiera o hirviera a lo largo de un intervalo de temperaturas no sería posible identificar las sustancias utilizando los puntos de fusión o de ebullición.

1.7.2. Cambio químico

Se denomina “cambio químico” a la transformación de una o más sustancias en otra u otras. Son cambios químicos (cuya denominación más corriente es la de “transformaciones químicas”) las muy complejas reacciones que se verifican al cocer un alimento y al formarse las nuevas sustancias que determinan su sabor y su aroma (propiedades organolépticas) y a su vez estas últimas son precisamente las que ingerimos.

Por ejemplo, la extracción de metales como el hierro y el cobre a partir de sus minerales de la Naturaleza se basa en cambios químicos, y lo propio es válido para la producción de fibras sintéticas como el nylon.

En algunos casos, el cambio químico puede realizarse mediante el paso de corriente eléctrica a través de una sustancia. Este proceso se denomina “electrólisis”, procedimiento electroquímico que ha permitido realizar muchos descubrimientos importantes para el desarrollo de la humanidad. Por ejemplo, cuando el químico inglés Humphry Davy (1807) efectuaba un estudio sistemático de la electrólisis, descubrió nuevos metales tales como el sodio (Na) y el potasio (K). Además, la electrólisis constituye el fundamento de industrias químicas de importancia, tal como la obtención del metal alu-minio a partir del óxido de aluminio. También se utiliza industrialmente este proceso para convertir la salmuera (disolución de cloruro de sodio, NaCl) en hidróxido de sodio (NaOH) y dicloro (Cl₂); además, es el único procedimiento disponible para producir el gas difluor (F₂), que se emplea en la refinación del uranio utilizado en las centrales nucleares.

1.7.3. Propiedades organolépticas

Son aquellas propiedades que se evalúan por medio de los sentidos; revisten importancia por ejemplo en el caso de ciertos productos que no sólo deben presentar características adecuadas para la calidad (propiedades químicas, físicas, microbiológicas, toxicológicas) sino que, además deben “gustar”.

Los sentidos involucrados son los siguientes. Respecto de la vista:

- *aspecto*, ¿qué se observa a simple vista?; es límpido o no; presenta turbidez o no; tiene grumos o no, es un sólido cristalino o amorfo, etc.;
- *color*, en algunas situaciones se expresa la coloración que se manifiesta en la vida diaria, como ser: es verde, rojo, azul. En otras se utiliza un colorímetro que evalúa la tonalidad de manera más precisa.

Citando un ejemplo, la leche vacuna tiene una tonalidad “crema” aportada por sustancias que contienen colorantes naturales como el caroteno (anaranjados) provitamina A; mientras que la coloración de las leches de cabra y oveja es blanca mate debido a la vitamina A (retinol).

Como se verá, esta sola y primera observación va perfilando un indicio de diagnóstico parcial, ¿de qué tipo de leche se trata?

Respecto del olfato:

- *olor*: según el producto (alcohol para el perfume, furfural para bebidas), penetrante, neutro.

Respecto del gusto:

- *sabor*: dulce, amargo, salado, agrio.

Respecto del tacto:

- *textura, temperatura, rugosidad*.

Cabe aclarar que en los alimentos en muchas oportunidades aparecen olores y sabores extraños al producto, procedentes de fuentes externas, como ser alimentos que ingirió el animal o contaminación del medioambiente.

1.8. Propiedades extensivas e intensivas

Los químicos organizan de varias maneras su conjunto de conocimientos para que éstos sean manejables. Distintas ramas de la ciencia a menudo derivan de este tipo de organización (la Biología y la clasificación de los seres vivos en especies constituyen un ejemplo notable de ello), por cuanto esto hace posible detectar la existencia de regularidades. La organización de los conocimientos constituye un

primer paso para encontrar explicaciones y hacer predicciones. En tal sentido se puede clasificar de una manera útil a las propiedades en “intensivas” y “extensivas”.

- Una *propiedad extensiva* depende del tamaño de la muestra, es decir de su extensión.

- Una *propiedad intensiva* es independiente del tamaño de la muestra y señala propiedades específicas características de dicha sustancia, o del estado en el que ésta se encuentra.

A modo de ejemplo podemos decir que la masa de una muestra de azúcar es una propiedad extensiva ya que cuanto mayor sea el tamaño de la muestra, tanto mayor será la masa. A su vez, la temperatura de una muestra de agua procedente de una cuba de calefacción perfectamente agitada es una propiedad intensiva, ya que obtenemos la misma temperatura sea cual fuere el tamaño de la muestra. La densidad de una muestra, que se define como la relación entre la masa y el volumen de la misma:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

también es una propiedad intensiva, pues aunque tanto la masa como el volumen aumentan con el tamaño de la muestra y ambas son extensivas, su *relación* permanece constante. La masa de una muestra de plomo de 2 cm³ (22,6 g) es el doble de la masa de una muestra de 1 cm³ (11,3 g), mientras que sus densidades son iguales: 11,3 g/cm³ o 11,3 g cm⁻³. Debe tenerse en cuenta además que la densidad varía con la temperatura, ya que si bien la masa no varía el volumen sí.

Ejemplo

¿Cómo se puede distinguir entre propiedades extensivas e intensivas?

En la siguiente frase: “La densidad del agua, que es un líquido incoloro a temperatura ambiente, se determinó tras medir la masa y el volumen de la muestra”, ¿qué propiedades son extensivas y cuáles son intensivas?

Estrategia para la resolución

Se determina qué propiedades dependen del tamaño de la muestra (propiedades extensivas) y cuáles no (propiedades intensivas). En algunos casos una propiedad puede ser independiente del tamaño de la muestra, por

eso el incremento de una de las propiedades componentes puede compensar el incremento de otra propiedad también componente, como en el caso de la densidad. En otras ocasiones, como por ejemplo en la temperatura, la propiedad puede ser independiente del tamaño de la muestra por su propia naturaleza.

Respuesta

La densidad, el color y la temperatura son propiedades intensivas. La masa y el volumen son propiedades extensivas.

Las propiedades intensivas pueden utilizarse para identificar una sustancia, prescindiendo del tamaño de la muestra. Si un químico observa que un objeto metálico presenta una densidad de $11,3 \text{ g.cm}^{-3}$, entonces evidentemente no se trata de aluminio (que posee una densidad de $2,7 \text{ g.cm}^{-3}$) sino que es probable que se trate de plomo. En cambio, una propiedad extensiva depende del tamaño de la muestra y por consiguiente no constituye ningún indicio sobre su identidad: no se puede concluir que un trozo de metal es de aluminio simplemente tras medir su masa. Carece de significado decir, por ejemplo, que “el plomo es más pesado que el aluminio”, porque la masa es extensiva y 1 m^3 de aluminio es mucho más pesado que 1 cm^3 de plomo. Sí tiene sentido decir que “el plomo es más denso que el aluminio”, ya que la densidad es una propiedad intensiva, y cualquier muestra de plomo es más densa que cualquier muestra de aluminio, independientemente de sus tamaños.

Un rasgo de la Química, y de las ciencias en general, es la utilización de un lenguaje que debe utilizar frases precisas y carentes de ambigüedad.

1.9. Alimentación y nutrición

Otra propiedad relevante, estrechamente relacionada con la Química y de mucha importancia es la nutricional, debido a que un alimento debe proveer sustancias nutritivas como son el aporte de adecuadas concentraciones de proteínas, glúcidos, lípidos, fibras, como también, vitaminas, macro y microminerales y, además deben presentar buena digestibilidad.

Fuente: *Los alimentos y la Química*. Nueva Escuela. 1995. Ministerio de Cultura y Educación de la Nación, p.31.

¿Es *alimentación* sinónimo de *nutrición*? En realidad no, ya que se entiende por nutrición el conjunto de procesos mediante los cuales nuestro organismo usa, transforma e incorpora sustancias con tres fines básicos como los que se señalan:

- a) Generar la energía necesaria para que se pueda mantener la integridad y el correcto funcionamiento de las estructuras corporales
- b) Proporcionar los materiales necesarios para la formación de estructuras corporales y,

c) Aportar lo necesario para regular el metabolismo, entendiendo por tal el conjunto de reacciones físicas y químicas que tienen lugar en las células de los seres vivos, y a partir de las cuales éstas obtienen energía y sintetizan las sustancias que necesitan.

En cambio, se denomina *alimentación* al conjunto de actividades y procesos mediante los cuales tomamos del medio, por ingestión de alimentos, una serie de sustancias que se necesitan en la nutrición. Pero podríamos afirmar que la alimentación puede ser correcta o incorrecta y por ende nutrir o no; en síntesis, podríamos afirmar que la alimentación es parte de la nutrición.

Actividad

Identificar si son verdaderas o falsas las aseveraciones siguientes.

Las reacciones químicas a que alude el párrafo anterior se realizan:

- a) en forma involuntaria;
- b) mientras dormimos solamente;
- c) mediante mecanismos sencillos;
- d) independientemente unas de otras.

Actividad final del capítulo

A continuación, a modo de cierre proponemos una actividad que involucra conceptos vertidos en el Capítulo 1. Para ello presentamos un texto sobre un tema de interés ambiental, como es el ozono. Te sugerimos la lectura del mismo y luego realizar las actividades propuestas.

En los siguientes Capítulos: 2, 3, 5 y 6, se continuará con el tema aquí presentado.

El Ozono (parte I)

Basado en el artículo: Disminución del ozono estratosférico. Causas y consecuencias. Susana B. Díaz. *Industria & Química*, publicación de la Asociación Química Argentina.

El ozono, O₃, es una sustancia de suma importancia a nivel ambiental. C.F. Schönbein descubrió su existencia en 1839, pero recién en 1850 se determinó que era un componente natural de la atmósfera. Es un gas de color azul pálido y de olor fuerte. Cuando está presente en el ambiente es venenoso para la vida humana, animal y vegetal, aun en pequeñas proporciones. Sin embargo, se utiliza como bactericida para aguas envasadas. Además, el ozono presente en la estratósfera hace posible la vida sobre la Tierra, pues, según lo determinó Hartley en 1880, atenúa la radiación ultravioleta B. En 1913 se comprobó que no se encontraba distribuido uniformemente en toda la atmósfera sino que en su mayoría se hallaba en la estratosfera, que es una franja situada entre los 15 y los

55 kilómetros por encima de la superficie de la Tierra. Actualmente se sabe que el 90 % del ozono se encuentra en esa región.

Actividades

Responde lo siguiente:

a) ¿Cuál es el estado de agregación del ozono? ¿Qué características posee dicho estado de la materia? ¿Qué otros estados conoces y cuáles son sus características?;

b) ¿Qué propiedades del ozono se mencionan y de qué tipo son?;

c) Si se mezclan en un recipiente 100 g de aire con 40 g de ozono, ¿cuál será la masa del contenido del recipiente? (fundamenta tu elección):

1. 40 g;
2. un valor comprendido entre 40 y 139 g;
3. 100 g;
4. 140 g.

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 1

1-1. Explicar y justificar el fenómeno que ocurre cuando el hielo se derrite.

1-2. ¿Cuáles son las propiedades físicas, químicas y organolépticas que se presentan en la información que aparece en el siguiente rótulo de una botella de jugo de naranja?

- Color: anaranjado
- Sabor: azucarado
- Densidad: $1,10 \text{ g.cm}^{-3}$
- Estado de agregación: líquido
- Diluible con agua

1-3. Elaborar un diagrama en el que se presenten los distintos estados de agregación de la materia.

1-4. a) ¿Qué se entiende por punto de fusión y punto de ebullición? Explique brevemente qué utilidad tiene conocer dicha información.

b) Un cambio de estado, ¿es un proceso físico o químico? Fundamentar.

1-5. En un intento por caracterizar una sustancia, un químico hace las siguientes observaciones: la sustancia es un metal lustroso de color blanco plateado que funde a los $649 \text{ }^\circ\text{C}$ y hierve a los $1.105 \text{ }^\circ\text{C}$, su densidad a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ es $1,738 \text{ g/mL}$. La sustancia arde en aire produciendo una luz blanca intensa y reacciona con cloro para producir

un sólido blanco quebradizo. La sustancia se puede golpear hasta convertirla en láminas delgadas o estirarse para formar alambres y es buena conductora de la electricidad. Clasifique las características mencionadas en propiedades físicas, químicas y organolépticas. ¿De qué sustancia se trata, sabiendo que es una sustancia elemental?

1-6. Cuáles de los siguientes sucesos se deben a cambios físicos y cuáles a cambios químicos:

a) el fósforo arde - b) un metal se calienta - c) se condensa agua sobre un metal d) se rompe una nuez - e) se disuelve azúcar en agua - f) se evapora alcohol.

1-7. Dado el punto de ebullición de las siguientes sustancias, ordenarlas en forma creciente de velocidad de evaporación, suponiendo temperatura ambiente, volúmenes iguales e idénticos recipientes:

- agua: 100 °C
- alcohol etílico: 78 °C
- éter etílico: 38 °C
- acetona: 60 °C

1-8. a) Definir las unidades fundamentales del Sistema Internacional de medidas de las siguientes magnitudes:

- longitud
- masa
- tiempo
- corriente eléctrica
- temperatura
- cantidad de sustancia
- intensidad luminosa

b) Definir para las siguientes magnitudes sus unidades derivadas:

- volumen
- velocidad
- aceleración
- fuerza
- presión
- energía
- densidad

1-9. a) Un litro de helado tiene una masa de 650 gramos. Determine la densidad y el volumen que ocupa un kilogramo de helado.

b) El helado ¿flotará o se hundirá en el agua?

c) Suponiendo que un kg de helado cuesta 200 \$ ¿Cuánto costará 1 litro? ¿Es más económico 1 L que 1 kg?

1-10. La densidad de un cuarto litro de orina de un paciente es de 1,02 g/mL ¿Cuál será su masa expresada en kg?

1-11. Analice las densidades de diferentes cuerpos y señale cuál es el menos denso:

a) $d = 1,04 \text{ mg/cL}$

b) $d = 1.04 \text{ Kg/dm}^3$

c) $d = 1,04 \text{ g/mL}$

d) $d = 1,04 \text{ dg/m}^3$

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.

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



Química

Conceptos fundamentales

Unidad 2. Sistemas materiales

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 este capítulo se estudiarán los sistemas materiales, que constituyen una parte del universo que aislamos y estudiamos. Como ejemplos de sistemas veremos las sustancias puras, las mezclas y las soluciones.

Estos temas revisten gran importancia por la estrecha relación que tienen con la vida cotidiana. Desde que nos despertamos, en nuestra vida diaria, estamos permanentemente en contacto con sustancias y mezclas, al igual que con las soluciones, que son un caso particular de las mezclas.

Debemos tener conocimientos básicos imprescindibles a la hora de seleccionar productos que necesitamos y se encuentran disponibles en su mayoría en forma de soluciones de distintas concentraciones; por esto es bueno poder seleccionar los productos más convenientes.

Como este tema conlleva problemas y ejercicios, se ofrecen actividades relacionadas y ejercitación para lograr los aprendizajes esperados.

2.1. Sistemas materiales

Se define a un sistema material como una porción del Universo que se aísla para su estudio.

Sus límites pueden ser reales o imaginarios. Por ejemplo, en una botella de gaseosa completamente llena, si el sistema a estudiar es el contenido de la misma, el límite será la pared interior del envase; pero también podemos estudiar un pequeño cubo imaginario dentro del contenido de la botella, cuyos límites sean imaginarios.

Los sistemas materiales pueden clasificarse en: homogéneos, heterogéneos e inhomogéneos.

Sistema homogéneo es aquel que en todos los puntos de su masa posee iguales valores de cada una de sus propiedades intensivas.

Son ejemplos de sistemas homogéneos, entre otros: mercurio, aluminio, agua, agua con algo de azúcar disuelto, mezcla de helio y argón, amalgama de oro.

Sistema heterogéneo es aquel que en distintos puntos de su masa posee diferentes valores de sus propiedades intensivas, debido a que está formado por dos o más porciones homogéneas, cada una de las cuales se denomina *fase*.

Son ejemplos de sistemas heterogéneos: aceite flotando en agua (dos fases líquidas: aceite y agua), trozos de hierro y trozos de cinc (dos fases sólidas), suspensión de arcilla en agua, emulsión de grasa en agua.

En función de lo visto, los sistemas homogéneos están formados por una sola fase.

Sistema inhomogéneo es aquel en que los valores de las propiedades intensivas varían en forma gradual.

Un ejemplo de sistema inhomogéneo es la atmósfera, puesto que, por ejemplo, la presión varía gradualmente con la altura. Otro ejemplo es el océano.

2.2. Sustancias puras y mezclas

De ahora en adelante, al usar el término “sustancia” haremos referencia a un único material puro. Por consiguiente, una sustancia puede ser simple o compuesta. Según vimos, en el primer caso, como el cobre o el dibromo, todos sus átomos son idénticos.

Una sustancia compuesta, como el agua, o el cloruro de sodio o el benceno (formado por carbono e hidrógeno) está integrada por átomos de elementos específicos enlazados unos con otros y que presentan una proporción definida. Sea una sustancia simple o compuesta, el hecho de que se presente sola, sin ninguna otra que la acompañe determina que dicha sustancia es pura. Si en el sistema material hay dos o más sustancias distribuidas mutuamente al azar, se trata de una mezcla.

Una *mezcla* es un sistema material formado por dos o más sustancias distintas, distribuidas al azar una en el seno de la otra

El término “mezcla” abarca un amplio rango de sistemas, desde simples agregados, en los cuales las partículas dispersas pueden observarse a simple vista como el caso de la Figura 2.1 (en la que se muestran dos componentes distintos que pueden diferenciarse rápidamente) hasta sistemas en los cuales la dispersión se efectúa a nivel de las unidades constituyentes de las sustancias intervinientes (moléculas o iones). Muchas mezclas pueden comprenderse mejor a través de representaciones microscópicas, como por ejemplo en el caso de sustancias intervinientes gaseosas; en la Figura 2.2 se representa una mezcla de los gases dihidrógeno y dióxígeno.



Figura 2.1 Ensalada de frutas

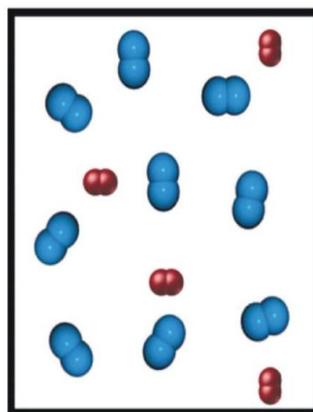


Figura 2.2 Mezcla de dos gases, H₂ y O₂

Las principales diferencias entre sustancias puras y mezclas están resumidas en la Tabla 2.1.

Tabla 2.1. Sustancias y mezclas: Principales diferencias

Sustancias puras	Mezclas
Formadas por una sola sustancia	Formadas por dos o más sustancias
Composición fija	Composición variable
No pueden separarse por medios físicos	Pueden separarse por métodos físicos
Temperatura constante durante los cambios de estado	Temperatura variable durante los cambios de estado
Ejemplos: agua, aluminio, oxígeno, mercurio.	Ejemplos: agua y arena, aire

Una tarea muy importante llevada a cabo por los químicos es el *análisis químico* para determinar la composición de una muestra. La primera etapa del análisis implica saber si una muestra está formada por una única sustancia o se trata de una *mezcla*. Para ello se deben tener en cuenta algunas de las diferencias mencionadas.

Otro aspecto destacable a considerar es que *una sustancia compuesta no es una mezcla*. El agua, que es un compuesto formado por átomos de hidrógeno y oxígeno, se diferencia absolutamente de una mezcla de los gases dihidrógeno y dióxígeno, según se observa en la Figura 2.3.

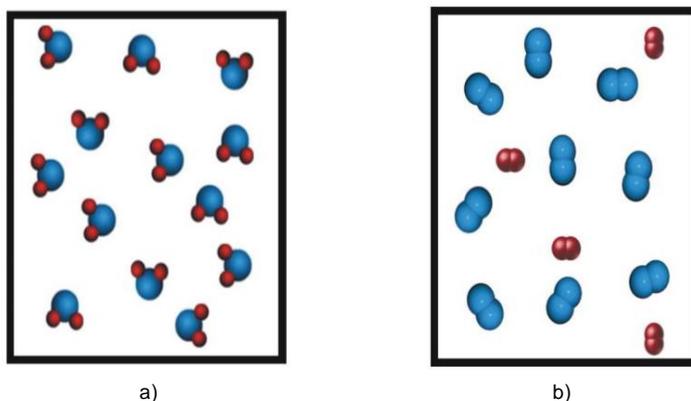


Figura 2.3 a) Representación de un recipiente con agua gaseosa y b) Representación de otro recipiente, con una mezcla de H_2 y O_2

La diferencia más importante es que una mezcla, por lo general, presenta un comportamiento intermedio entre las propiedades físicas de sus componentes, mientras que las propiedades de un compuesto son por lo común muy distintas de las de sus elementos componentes. En cambio, una mezcla de azúcar y arena es dulce (debido al azúcar) y áspera (debido a la arena). Esto indica que puede hacerse una prueba crítica para ver si una muestra es o no una mezcla: comprobar si sus componentes pueden separarse tomando como base sus propiedades físicas.

Las mezclas a su vez, se clasifican según su grado de división en mezclas homogéneas y heterogéneas.

Las *mezclas homogéneas* se caracterizan por estar formadas por una sola fase.



Figura 2.4 Mezcla homogénea

Por ejemplo en la figura 2.4 se muestra agua límpida de un manantial que contiene muchas sustancias disueltas. Otro ejemplo es el aire atmosférico filtrado, en el que encontramos distintas sustancias en una relación variable.

Si mezclamos agua (fase líquida) con sal en pequeña cantidad (fase sólida) y agitamos bien la mezcla, la sal se disuelve en la fase líquida. Como resultado no podemos distinguir dónde está la sal y el agua.

Las mezclas homogéneas se denominan también *soluciones* o *disoluciones*. Las mismas se pueden presentar en los distintos estados de agregación: gaseosas, líquidas, como los ejemplos mencionados, o sólidas, como las aleaciones, que son mezclas de metales; por ejemplo bronce, latón otras.



Figura 2.5 Mezcla heterogénea

Las *mezclas heterogéneas* se caracterizan por la distinción que puede hacerse a simple vista de sus componentes, o bien con ayuda de un microscopio. Por ejemplo, si se observa un trozo de queso Roquefort (Figura 2.5) se pueden distinguir varios componentes, simplemente por la diferencia de color. Estas mezclas tienen la particularidad de presentar diferentes propiedades intensivas en distintas partes de la misma.

Los componentes de una mezcla heterogénea pueden separarse en general por medio de filtración, tamizado, centrifugación, decantación, etc. Otros ejemplos son: aceite y agua, tierra y agua, tierra y harina, agua más fideos, agua y manteca derretida.

A continuación, en la Tabla 2.2, se mencionan algunos ejemplos de mezcla.

Tabla 2.2. Distintos tipos de mezcla

	Tipo de mezcla	Ejemplo
Homogéneas	Sustancia simple + Sustancia simple	Ar disuelto en N ₂ y H ₂ disuelto en Pd
	Sustancia compuesta + Sustancia compuesta	Alcohol disuelto en H ₂ O CO ₂ disuelto en H ₂ O
	Sustancia simple + Sustancia compuesta	I ₂ disuelto en alcohol H ₂ disuelto en CO ₂
Heterogéneas	Sustancia simple + Sustancia simple	H ₂ (burbujas) en Hg
	Sustancia compuesta + Sustancia compuesta	CO ₂ (burbujas) en H ₂ O
	Sustancia simple + Sustancia compuesta	N ₂ (burbujas) en H ₂ O
	Sustancia simple + Solución	N ₂ (burbujas) en solución de NaCl en H ₂ O
	Sustancia compuesta + Solución	C ₆ H ₆ (benceno, en pequeñas gotitas) en solución de NaCl en H ₂ O
Inhomogéneas	Atmósfera: mezcla de varios componentes	
	Océano: mezcla de varios componentes	

A modo de resumen presentamos la Figura 2.6.

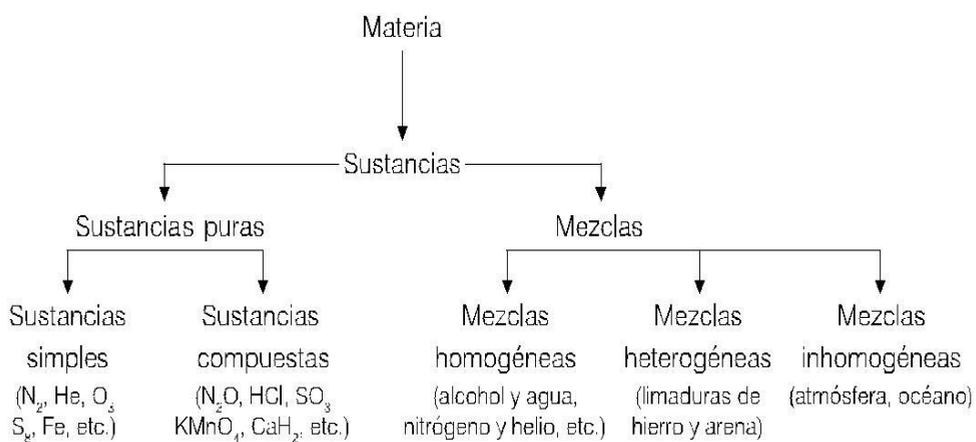


Figura 2.6 Resumen de conceptos

2.3. Soluciones

Como vimos anteriormente una *solución* o *disolución* es una mezcla homogénea, y por ser una mezcla es de composición variable.

Si bien ocupamos la superficie terrestre, a veces no nos damos cuenta que estamos inmersos en un mar gaseoso. Por ejemplo, sólo cuando nos falta, porque estamos bajo el agua, tomamos conciencia de lo importante que es la atmósfera para la vida. La atmósfera, de

la cual extraemos el oxígeno que necesitamos, no es otra cosa que una mezcla de gases. Si pudiéramos filtrarla a través de una membrana tendríamos un caso muy conocido de solución gaseosa.

Pero no es la única solución o disolución que conocemos: ¿quién no ha visto una foto de una playa del Caribe o de la Polinesia donde aparece agua de color turquesa. El agua transparente que todos soñamos ver es otro caso de solución pero ya no gaseosa sino líquida, que contiene disueltas muchas sustancias, las cuales contienen especies tales como Cl^- , Na^+ , Mg^{2+} , SO_4^{2-} , HCO_3^- y otras (Figura 2.4).

En la Tabla 2.3 se indican distintos tipos de soluciones y un ejemplo de cada uno.



Figura 2.7 Agua y aire

Tabla 2.3. Clases de soluciones

Tipo de solución	Ejemplo
sólido - líquido	sal o azúcar en agua
líquido - líquido	anticongelante
gas - líquido	soda (sin burbujas)
gas - gas	aire (filtrado)
sólido - sólido (aleación)	bronce
gas - sólido	H_2 en Pt

La mayoría de las reacciones químicas, en particular las de importancia biológica, ocurren en soluciones líquidas. Además, el estudio de las reacciones en soluciones gaseosas es importante, pues muchas reacciones ocurren en la atmósfera y se vinculan con los problemas ambientales. En la industria, las aleaciones (soluciones sólidas) constituyen todo un campo de investigación en el área de nuevos materiales.

En toda solución el componente que se encuentra en mayor cantidad se denomina solvente y el o los que se encuentran en menor cantidad constituyen el/los *soluto/s*. De esta forma, en una solución formada por sal común, NaCl, disuelta en agua, el solvente es el agua y el soluto el NaCl. Si se mezclan 8 g de alcohol con 75 g de agua, en la solución formada el alcohol es el soluto y el agua el solvente. Según la Ley de Lavoisier se cumple que:

$$\text{masa de la solución} = \text{masa del soluto} + \text{masa del solvente} = 8 \text{ g} + 75 \text{ g} = 83 \text{ g}$$

De la misma forma, en una solución contiene 12 g de agua y 88 g de alcohol, el solvente es el alcohol y el soluto el agua, cumpliéndose que:

$$\text{masa de la solución} = \text{masa del soluto} + \text{masa del solvente} = 12 \text{ g} + 88 \text{ g} = 100 \text{ g}$$

Con estos ejemplos se pone de manifiesto que la definición de soluto y solvente en general es relativa y puede variar aun cuando se trate de las mismas sustancias mezcladas si éstas se encuentran en distintas proporciones. Si retomamos el ejemplo de la atmósfera, el nitrógeno, por estar presente en mayor cantidad es el solvente, y el resto de los gases son los solutos.

El proceso de la disolución no es simple, sin embargo, es posible encontrar algunos criterios que simplifican su estudio. En las soluciones líquidas el o los solutos se encuentran disueltos, disociados en forma de iones, o bien sin disociar, como moléculas.

2.3.1. Procesos de formación de soluciones

Existen distintos mecanismos relacionados con la formación de una solución.

a) *Simple dispersión*: es el mecanismo más sencillo mediante el cual una sustancia se dispersa dentro de la otra. Una de ellas es la que se dispersa (soluto) y la otra, que está en mayor cantidad, el dispersante. Ejemplos de este proceso son: las

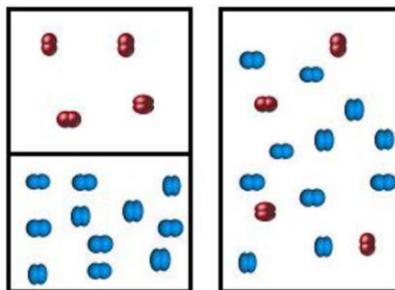


Figura 2.8 Dispersión de un gas en el seno del otro

mezclas de gases (ver Figura 2.8, donde se observa que al sacar el tabique que separa a dos gases distintos, se produce una mezcla de uno dentro del otro), la disolución de azúcar en agua, azufre en sulfuro de carbono, y otros.

b) *Solvatación*: es un proceso en el cual el soluto y el solvente forman agregados. Es necesario aclarar que a partir de ellos no se forma ningún compuesto nuevo, es decir, no hay reacción química. Supongamos el caso

de la disolución de un sólido como la sal de cocina en agua; esta sal está formada por iones de carga positiva (cationes), Na^+ , e iones de carga negativa (aniones), Cl^- ; cuando la sal se sumerge en el agua (ver la Figura 2.9), los iones situados en la superficie del sólido son atraídos por las moléculas del solvente, lo que supone la ruptura de los enlaces de la red cristalina y la consiguiente disgregación de sus componentes en el seno del líquido. Estos iones son rodeados por las moléculas del disolvente en un proceso llamado *solvatación* (si el solvente es el agua, se llama *hidratación*). Para que este proceso sea posible es necesario que se produzca una interacción de las moléculas del disolvente con las del soluto, que lleva consigo la liberación de una cierta cantidad de energía. La misma es cedida en parte a la red cristalina y permite a algunas de sus partículas componentes desprenderse e incorporarse a la disolución. La repetición de este proceso produce, al cabo de un cierto tiempo, la disolución completa del sólido. Cabe aclarar que no siempre la energía liberada en el proceso de solvatación es lo suficientemente elevada como para romper los enlaces en el cristal. Para que la energía de solvatación tome un valor considerable es necesario que las interacciones entre moléculas del soluto y del disolvente sean de la misma naturaleza. Sólo así este fenómeno es lo suficientemente importante como para dar lugar por sí solo a la disolución del cristal. Normalmente se habla de que “lo semejante disuelve a lo semejante”. En cursos superiores se verá que los disolventes polares como el agua son apropiados para disolver solutos polares como los sólidos iónicos o los sólidos formados por moléculas con una cierta polaridad eléctrica. Por su parte, los disolventes apolares, como el benceno (C_6H_6), disuelven las sustancias no polares como las grasas.

c) *Reacción química*: es el caso en que el soluto reacciona con el solvente produciendo un cambio químico y dando por ello lugar a la formación de nuevas sustancias.

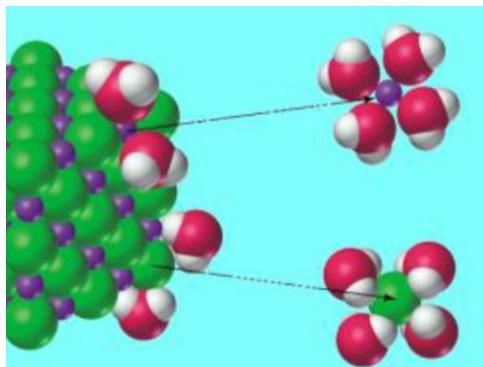
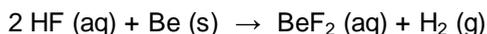


Figura 2.9 Los iones del cristal son rodeados por las moléculas de agua

Supongamos que se agrega un metal como el berilio en una solución de ácido fluorhídrico. La reacción que se produce entre ellos será:



Como puede verse en los estados de agregación, el berilio que era un sólido que da incorporado en la solución (se disolvió), pero dejó de ser berilio metálico para transformarse en fluoruro de berilio que sí es soluble en el medio ácido dando lugar a un sistema homogéneo. En ciertos casos, la reacción se produce aun con agua pura, como sucede con metales tales como el sodio, que reacciona con el agua dando el hidróxido del metal y gas dihidrógeno; entonces se dice que la sustancia se “disuelve con reacción química”. En éstos casos la solución final resultante contiene como solutos a los productos de la reacción química.

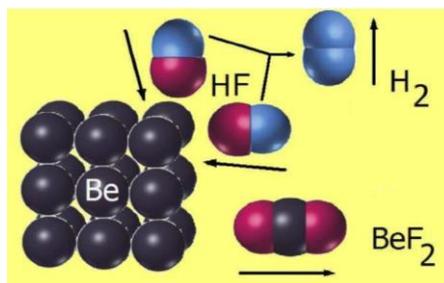


Figura 2.10 Los átomos del cristal reaccionan con las moléculas de ácido

Ahora bien, cuando preparamos una solución lo que hacemos es agregar un soluto a un solvente, produciéndose así la disolución del soluto por alguno de los mecanismos citados anteriormente donde el soluto se ubica en los espacios que quedan entre las moléculas del solvente. Pero debemos tener claro que no se puede agregar soluto en cualquier cantidad esperando que siempre se disuelva, excepto en el caso de las disoluciones gaseosas.

2.4. Concentración de una solución

Cuando se estudian las soluciones, cualquiera sea su clase, una cuestión importante es cómo se expresa la cantidad de soluto contenido en la solución.

La relación entre la cantidad de soluto presente y la cantidad de solución (o de solvente) se denomina *concentración* de la solución o concentración del soluto en la solución, es decir que en general:

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solución}}$$

. Existen muchas formas de expresar la concentración de una solución, algunas de las cuales son muy antiguas y han perdido vigencia, mientras que otras son muy especializadas, es decir, se utilizan en determinados tipos de estudios.

En la Tabla 2.4 se muestran algunas unidades de concentración; en cursos superiores verás otras.

Tabla 2.4. Unidades de concentración

Forma de expresar la concentración	Símbolo	Unidades	Descripción
a Porcentaje masa en masa	% m/m	g/100 g	Masa de soluto como porcentaje de la masa total de la solución
b Partes por millón (máscas)	ppm	mg/kg	Masa de soluto en mg por cada kg de solución
c Porcentaje masa en volumen	% m/V	g/100mL	Masa de soluto en g por cada 100 mL de solución.
d Gramos/litro	g/L	g/L	Masa de soluto en gramos por litro de solución

En la tabla anterior no figura una forma muy importante de expresar concentración: la molaridad, que se aplicará en el capítulo 5 cuando se introduzca el concepto de mol.

Veamos a continuación cada forma de concentración con mayor detenimiento.

a) *Porcentaje masa en masa* (gramos de soluto / 100 gramos de disolución): como figura en Tabla 2.4, expresa la masa de soluto, en gramos, por cada 100 g de disolución.

Se suele denominar como tanto por ciento en masa y se lo expresa como % m/m. En este caso la concentración de una solución está dada por la expresión:

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

Por lo tanto, si decimos que una solución tiene una concentración al 5 % m/m significa que la misma contiene 5 gramos de soluto por cada 100 gramos de solución.

Si por ejemplo, se agregan 12 gramos de sal de mesa (NaCl), en 30 gramos de agua la masa de la solución obtenida será:

$$\text{masa soluto} + \text{masa solvente} = \text{masa de la solución}$$

$$12 \text{ gramos} + 30 \text{ gramos} = 42 \text{ gramos}$$

Entonces esta solución tendrá 12 gramos de soluto en 42 gramos de solución, pero para expresar su % m/m, debe estar referida a 100 gramos por lo que:

$$42 \text{ gramos de solución} \quad \frac{12 \text{ gramos de azúcar}}{42 \text{ gramos de solución}} \quad x$$

$$100 \text{ gramos de solución} \quad \frac{100 \text{ gramos de solución}}{42 \text{ gramos de solución}} \quad x$$

$$x = 28,6 \text{ g soluto} / 100 \text{ g de solución}$$

También podemos hacer, como se indica anteriormente:

$$\% \text{ m/m} = \frac{12 \text{ g sto}}{(12 + 30) \text{ g solución}} \times 100 = 28,6 \text{ g sto} / 100 \text{ g solución}$$

b) *Partes por millón* (mg soluto / kg de solución):

Se debe expresar la masa de soluto en mg, recordando que 1 gramo = 10^3 mg

$$1 \text{ g} \quad \frac{1.000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \quad x$$

$$28,6 \text{ g} \quad \frac{28,6 \text{ g}}{1 \text{ g}} \quad x = 2,86 \times 10^4 \text{ mg}$$

y luego referir los 100 g de solución a 1 kg de solución, para lo cual hay que multiplicar por 10, según la siguiente relación:

$$2,86 \times 10^4 \text{ mg} \quad \frac{100 \text{ g solución}}{100 \text{ g solución}} \quad x$$

$$x \quad \frac{1.000 \text{ g (1 kg) solución}}{100 \text{ g solución}}$$

$$x = 2,86 \times 10^5 \text{ mg soluto} / 1 \text{ kg de solución} = 2,86 \times 10^5 \text{ ppm}$$

Hay que remarcar que la solución del ejemplo anterior es demasiado concentrada como para expresar su concentración en ppm. En efecto, esta forma de expresar la concentración se utiliza para soluciones muy diluidas, donde el soluto se encuentra en escasa proporción con respecto al solvente y a la solución. Si se dice que una determinada solución tiene una concentración de 5 ppm, equivale a decir que se tiene 5 mg / 1 kg solución = 5×10^{-3} g / 1 kg de solución.

A continuación, se presenta un texto en el cual puede observarse la necesidad de expresar, en ciertos casos, las concentraciones en partes por millón.

Contaminación con metales pesados

Muchos iones metálicos como el hierro, potasio, calcio y magnesio son esenciales para la vida humana. Hasta un 10 % de nuestros requerimientos de estos elementos proviene de minerales disueltos en el agua potable.

Otros elementos metálicos, que son llamados “metales pesados” por poseer una elevada masa atómica, pueden disolverse también en el agua en forma de iones (átomos o grupos de átomos con una carga neta positiva o negativa). Los iones de metales pesados cuya concentración en agua debe controlarse son los cationes (iones positivos) de plomo, mercurio y cadmio. Estos elementos son tóxicos, aun en cantidades reducidas. Sus iones pueden enlazarse a las proteínas de nuestro cuerpo y producir daños en el sistema nervioso, riñones e hígado, posible retraso mental, y hasta la muerte.

Concentraciones límite de iones

ION	Para la vida acuática ppm	Para seres humanos ppm
Cadmio(II) (Cd^{2+})	$1,5 \times 10^{-3}$	1×10^{-2}
Plomo(II) (Pb^{2+})	$7,4 \times 10^{-2}$	5×10^{-2}
Mercurio(II) (Hg^{2+})	$4,1 \times 10^{-3}$	5×10^{-2}

Fuente: QuimCom. Química en la Comunidad. American Chemical Society, 1998

Como se observa en la tabla precedente, a pesar de que la forma de expresar la concentración en ppm es utilizada para soluciones diluidas, para elementos contaminantes los valores permitidos o tolerados son mucho menores a 1 ppm.

Cabe acotar que, además de los metales pesados, se controlan otros componentes muy importantes del agua, tales como los nitratos y nitritos, que indican contaminación con materia orgánica. La concentración de nitratos y de nitritos no deben exceder de 45 ppm y 0 ppm respectivamente. A su vez, la concentración de materia orgánica no debe superar las 2 ppm.

Asimismo, podemos encontrar valores correspondientes a exigencias con respecto a la leche, por ejemplo el contenido de plomo, metal pesado cuya concentración máxima admitida es 0,02 ppm.

Actividad

Convertir las concentraciones toleradas para los seres humanos, de los iones de la tabla, en % m/m.

c) *Porcentaje masa en volumen* (gramos de soluto / 100 mL de disolución): expresa la cantidad de soluto en gramos por cada 100 mL de disolución. También se denomina como “tanto por ciento en volumen” y se expresa como % m/V.

A diferencia de la anterior la cantidad de disolución debe estar expresada en volumen y no en masa. Si se parte de % m/m debe pasarse la masa de disolución a volumen por lo que debemos usar la densidad:

$$\text{densidad (disolución)} = \frac{\text{masa disolución}}{\text{volumen disolución}} \quad \text{entonces} \quad v = \frac{m}{d}$$

Por ejemplo, si una solución al 15 % m/m tiene una densidad de 1,18 g/mL, podemos calcular su % m/ V de la siguiente manera:

15 % m/m significa que hay 15 gramos de soluto por cada 100 gramos de solución, por ello en primer lugar hallamos qué volumen corresponde a una masa de 100 gramos:

$$v = \frac{m}{d} = \frac{100 \text{ g}}{1,18 \text{ g/mL}} = 84,7 \text{ mL}$$

Significa que en ese volumen hay disueltos 15 gramos de soluto, entonces hacemos:

$$\begin{array}{l} 84,7 \text{ mL de solución} \text{ ————— } 15 \text{ gramos de soluto} \\ 100 \text{ mL de solución} \text{ ————— } x = 17,7 \text{ gramos de soluto} \end{array}$$

Por lo tanto resulta un valor de 17,7 % m/V.

También podemos plantear esta situación de la manera siguiente:

$$\% \text{ m/V} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen solución (mL)}} \cdot 100 = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa solución/densidad}} \cdot 100$$

De lo cual resulta que:

$$\boxed{\% \text{ m/v} = \% \text{ m/m} \times \text{densidad}}$$

$$\% \text{ m/v} = \frac{15 \text{ g soluto}}{100 \text{ g solución}} \times \frac{1,18 \text{ g solución}}{\text{mL solución}} = \frac{17,7 \text{ g soluto}}{100 \text{ mL solución}}$$

d) *Gramos de soluto por litro de solución*

Expresa la cantidad de soluto en gramos por cada 1.000 mL de disolución.

Por ejemplo, para el problema que anteriormente se resolvió, se tienen 17,7 g de soluto por cada 100 mL de solución. En 1 litro (1.000 mL), se tendrá 10 veces más masa de soluto:

$$\begin{array}{r} 17,7 \text{ g de soluto} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 100 \text{ mL solución} \\ x \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 1.000 \text{ mL solución} \end{array}$$

$$x = 177 \text{ g / L}$$

Ejemplo

A fin de repasar lo visto hasta aquí, aplicaremos las distintas formas a través de un único problema, a saber:

Se dispone de una solución formada por 10 g de nitrato de sodio (NaNO_3) y 200 g de agua, expresar la concentración de la misma en las formas descritas anteriormente. Dato: densidad de la solución = 1,040 g / mL

Para resolverlo, les proponemos repasar antes lo que significa cada una de las unidades de concentración vistas.

a) *Porcentaje masa en masa*

La masa de la disolución es la suma de la masa del soluto (NaNO_3) y la masa del disolvente (agua).

$$\text{masa disolución} = \text{masa del soluto} + \text{masa del disolvente}$$

Para los datos del problema:

$$10 \text{ g NaNO}_3 + 200 \text{ g de H}_2\text{O} = 210 \text{ g de disolución}$$

Es decir, que en 210 gramos de disolución se tienen disueltos 10 gramos de la sal pero, como se pide la cantidad de sal por cada 100 gramos de disolución se puede plantear una regla de tres simple:

$$\begin{array}{r} 210 \text{ g disolución} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 10 \text{ g NaNO}_3 \\ 100 \text{ g disolución} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x \end{array}$$

$$x = 4,76 \text{ g NaNO}_3 / 100 \text{ g disolución} = 4,76 \% \text{ m / m}$$

b) *Partes por millón (mg soluto / kg de solución):* en primer lugar se debe

expresar la masa de soluto en mg, recordando que 1 gramo = 10^3 mg

$$1 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 1.000 \text{ mg}$$

$$4,76 \text{ g} \quad \text{-----} \quad x = 4,76 \times 10^3 \text{ mg}$$

y luego referir los 100 g de solución a 1 kg de solución,

$$4,76 \times 10^3 \text{ mg} \quad \text{-----} \quad 100 \text{ g solución}$$

$$x \quad \text{-----} \quad 1.000 \text{ g solución}$$

$$x = 4,76 \times 10^4 \text{ ppm}$$

En este caso también cabe la aclaración hecha anteriormente, al tratar esta forma de expresar la concentración, en el sentido de que esta solución es demasiado concentrada para expresar su concentración en partes por millón.

c) *Porcentaje masa volumen*

Según el resultado del inciso a) la disolución tiene 4,76 g de NaNO_3 por cada 100 g de disolución, pero ahora se debe referir a unidades de volumen. ¿Cuál es el volumen que ocupan esos 100 g? Se calcula haciendo uso de la densidad sabiendo que:

$$\text{densidad disolución} = \frac{\text{masa disolución}}{\text{volumen disolución}}$$

Si se conocen la masa y la densidad de la disolución, mediante el uso de la expresión anterior se puede calcular el volumen que ocupa dicha masa. Es decir:

$$\text{volumen disolución} = \frac{\text{masa disolución}}{\text{densidad disolución}}$$

Por lo tanto los 4,76 g de sal están en un volumen: $\frac{100 \text{ g de disol.}}{1,040 \text{ g / mL}} = 96,15 \text{ mL}$

y entonces, en un volumen de 100 mL:

$$96,15 \text{ mL disolución} \quad \text{-----} \quad 4,76 \text{ g NaNO}_3$$

$$100 \text{ mL disolución} \quad \text{-----} \quad x$$

$$x = 4,95 \text{ g NaCl / 100 mL disolución} = 4,95 \% \text{ m/V}$$

Haciendo directamente $\% \text{m/V} = \% \text{m/m} \cdot \text{densidad}$

$$\% \text{ m/V} = 4,76 \frac{\text{g sto}}{100 \text{ g solución}} \times 1,040 \frac{\text{g solución}}{\text{mL solución}} = 4,95 \frac{\text{g sto}}{100 \text{ mL solución}}$$

d) *Gramos de soluto en 1.000 mL de disolución*

Se tienen 4,95 g de soluto en 100 mL de solución; entonces en 1 litro (1.000 mL) se tendrá 10 veces más de soluto:

$$4,95 \frac{\text{g sto}}{100 \text{ mL solución}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 49,5 \frac{\text{g sto}}{1 \text{ L}}$$

A continuación se muestra un esquema sencillo para pasar de algunas unidades de concentración a otras:

$$\% \text{ m / m} \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{por densidad}} \\ \xleftarrow{\text{dividido densidad}} \end{array} \% \text{ m / V} \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{por 10}} \\ \xleftarrow{\text{dividido 10}} \end{array} \text{g/L}$$

2.5. Solubilidad

Hemos trabajado hasta aquí con soluciones y el concepto de concentración, que implica una cierta cantidad de soluto contenido en una cierta cantidad de solución. Entonces, surge una pregunta: ¿existe un límite para la cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad dada de solvente? A continuación la responderemos, ilustrando el análisis con representaciones de tipo microscópico.

Supongamos que se toma un recipiente con agua pura (Figura 2.11 a) que va a actuar como solvente y agregamos una pequeña cucharadita de azúcar. Al agitar con la cuchara se observa que el azúcar se disuelve ya que hemos preparado lo que podríamos llamar una “solución diluida” de azúcar en agua (Figura 2.11 b). Si se repite el proceso una o dos veces más ocurrirá lo mismo pero la cantidad de soluto disuelto irá aumentando formándose lo que se puede llamar una solución “concentrada” de azúcar en agua (Figura 2.11 c). Llegará el momento, dependiendo de la cantidad de agua del recipiente o del tamaño de las cucharadas agregadas, que si se sigue agregando azúcar, por más que se agite ésta ya no se disuelve. Se ha llegado a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente). Se dice entonces que la solución está saturada (Figura 2.11 d), y para comprender el fenómeno utilizamos el concepto de solubilidad.

Se denomina *solubilidad* de una sustancia en un disolvente determinado, a una temperatura dada, a la concentración de la sustancia en la solución saturada.

Dicho en otras palabras, la solubilidad nos indica la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en un volumen determinado de solvente, en condiciones estables, a una temperatura determinada. La solubilidad depende de la temperatura, de ahí que su valor esté siempre especificado para una determinada temperatura de trabajo. Si a una solución saturada se le agrega más soluto se produce la precipitación o cristalización de éste pues el solvente no tiene capacidad para retener mayor cantidad de soluto. En la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura.

La solubilidad se expresa, en general, en masa de soluto por litro de solvente o en masa de soluto por cada 100 g de solvente. La solubilidad depende de varios factores: en primer lugar del soluto y del solvente y en segundo lugar, aunque no menos importante, de la temperatura. Para un sistema solvente-soluto dado, la concentración de soluto correspondiente a una solución saturada depende solo de la temperatura, y para solutos gaseosos también de la presión.

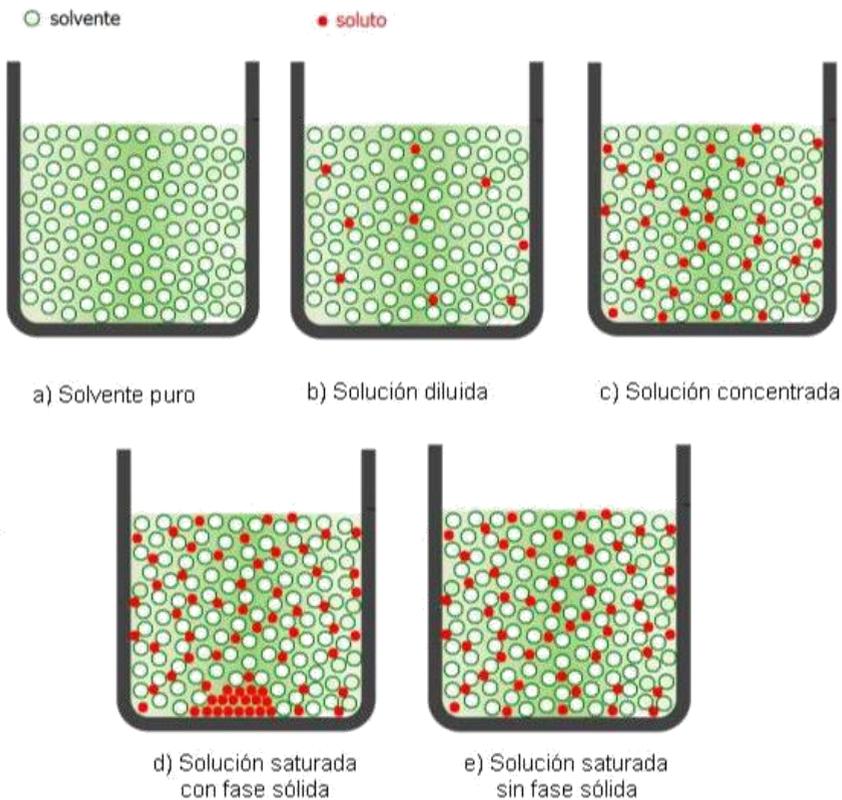


Figura 2.11 Representación microscópica de distintos casos de soluciones

Las soluciones son sistemas que sirven de medio para muchas reacciones químicas. En la Figura 2.12 puede verse un caso donde al mezclarse dos soluciones incoloras se produce una reacción química entre los respectivos solutos, que da lugar a la formación de una sustancia que precipita como un sólido. La precipitación se produce pues la sustancia formada es muy poco soluble en el solvente.

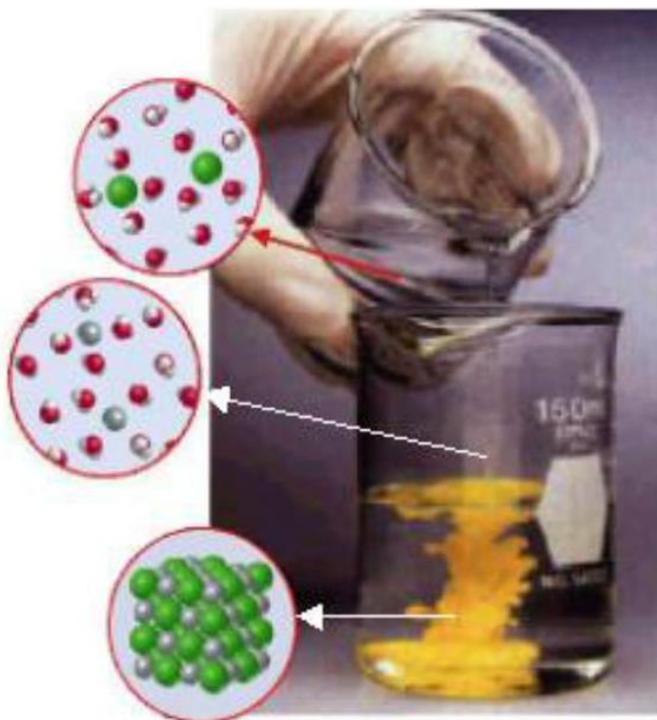


Figura 2.12

2.6. Dilución de una solución

Dilución es el proceso por el cual una disolución disminuye su concentración por agregado de solvente, ya sea en forma de solvente puro en el caso más común, o en forma de disolución menos concentrada que la solución a diluir.

En el trabajo diario de un laboratorio químico esta operación es muy frecuente, puesto que se puede preparar inicialmente una solución concentrada o “madre”, y a partir de ésta obtener por dilución soluciones más diluidas, o sea de menor concentración, y mayor volumen.

Preparación de una solución diluida

Supongamos por ejemplo que se necesite un volumen de 100 mL de una solución diluida, de 2 % m/v, y se dispone de una solución de 20 % m/V, es decir debe disminuirse la concentración, en este caso 10 veces; para ello debe efectuarse una dilución de la solución, lo cual se logrará mediante el agregado de solvente puro.

Cuando se efectúa la dilución, debido a que sólo se agrega solvente, la cantidad de soluto presente no se modifica, por lo tanto:

masa de soluto en la solución inicial = masa de soluto en la solución final

Dado que, en general puede considerarse que

$$\text{concentración} = \frac{\text{cantidad de soluto}}{\text{cantidad de solución}}$$

resulta que $\text{cantidad de soluto} = \text{concentración} \times \text{cantidad de solución}$

Por ello, cada una de las masas de soluto puede expresarse en función del volumen y de la concentración de la solución, entonces:

$$\text{Vol de sol. inicial} \times \text{Conc sol. inicial} = \text{Vol de sol. final} \times \text{Conc de sol final}$$

$$V_i \times C_i = V_f \times C_f$$

En el ejemplo indicado más arriba es $C_i = 20\% \text{ m/V}$, $C_f = 2\% \text{ m/v}$ y $V_f = 100 \text{ mL}$, por lo tanto con la expresión anterior podemos hallar V_i , es decir el volumen de solución inicial que se necesita:

$$V_i = \frac{V_f \cdot C_f}{C_i} = \frac{100 \text{ mL solución} \times 2 \text{ g sto} / 100 \text{ mL solución}}{20 \text{ g sto} / 100 \text{ mL solución}} = 10 \text{ mL solución}$$

Entonces, ¿Cómo se puede efectuar esta operación en el laboratorio? La forma habitual de proceder implicaría para este caso lo siguiente:

Se miden 10 mL de la solución de concentración 20 % m/V y se los coloca en un elemento volumétrico de 100 mL de capacidad (matraz aforado, Figura 2-13); luego se agrega agua destilada hasta llegar a la marca de 100 mL y se mezcla bien. Se ha obtenido así una solución de concentración 2 % m/V, 10 veces menor a la inicial, porque el volumen de 10 mL se llevó a un volumen 10 veces mayor, 100 mL.

Las unidades de concentración utilizadas en estos casos deben ser volumétricas, es decir, expresadas por volumen de solución, de modo que en cada miembro de la igualdad anterior se cancelen adecuadamente las unidades y se obtenga masa de soluto.



Figura 2.13

Actividad

Si de una solución de sulfato de potasio de concentración 45 g/L se miden 50 mL, se los coloca en un matraz aforado de 1.000 mL y se completa hasta el aforo con agua destilada. ¿Qué concentración tendrá la solución resultante? Rta: 2,25 g/L.

Actividad final del capítulo

Como cierre del Capítulo 2 y a fin de profundizar algunos conceptos vistos en el mismo, presentamos un párrafo extractado del artículo “Disminución del ozono estratosférico. Causas y consecuencias”, que continúa con el tema del ozono, comenzado en la actividad final del Capítulo 1, y una actividad a realizar después de su lectura.

El Ozono (parte II)

En 1934 los sondeos de ozono por globos mostraron que la máxima concentración de ozono se encuentra aproximadamente en la zona media de la estratósfera, es decir, entre 20 y 30 km de altura.

La concentración de ozono se mide en Unidades Dobson (UD). Una unidad Dobson equivale a un espesor de la capa de ozono de una milésima de centímetro, a nivel del mar y temperatura de 20 °C.

La concentración de ozono no es homogénea en todo el planeta, observándose una marcada variación con la latitud. Este gas se forma en casi su totalidad cerca del Ecuador. A pesar de ello sus concentraciones son menores en las zonas tropicales (250-300 UD), aumentando su valor al dirigirse hacia los polos. Esto se debe a que, una vez formado, el ozono es distribuido en todo el planeta por el movimiento de masas de aire.

La concentración de ozono varía con la estación del año, siendo máxima hacia la primavera y mínima hacia el otoño, con una variación estacional más marcada cerca de los polos que cerca del Ecuador. La concentración de ozono también se ve influida por el ciclo solar.

En las últimas décadas se ha observado una disminución en la concentración de ozono estratosférico. Por una parte, existe una disminución global de la concentración de ozono, que es de alrededor del 4 % por década y no es uniforme en todo el planeta ni a lo largo del año. Es mayor en las regiones cercanas a los polos y casi no hay variaciones en las regiones tropicales. Además, es mayor en invierno y primavera que en verano.

Por otra parte, existe una pronunciada disminución, más del 50 %, en la concentración de ozono sobre la Antártida y zonas vecinas que comienza a fines del invierno y se prolonga durante la primavera. Finalizada la primavera los niveles de concentración de ozono vuelven a valores casi normales.

Actividad

- a) ¿Qué significa el término “concentración de ozono”?
- b) ¿En qué otras unidades, además de las Dobson, podría expresarse dicha concentración en este caso?
- c) ¿Qué tipo de sistema material puede considerarse una porción de atmósfera conteniendo ozono?
- d) ¿Qué tipo de sistema material puede considerarse a la atmósfera completa?
- e) ¿Qué significa la expresión “La concentración de ozono no es homogénea en todo el planeta”?

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 2

2-1. Clasificar los siguientes ejemplos de acuerdo con las definiciones de sustancia y mezclas, homogéneas y heterogéneas:

- limaduras de aluminio y azufre
- kerosene
- aire seco y filtrado
- arena
- dióxido
- acetona
- cloruro de sodio (pequeña cantidad) y agua

2-2. Para el siguiente sistema material:

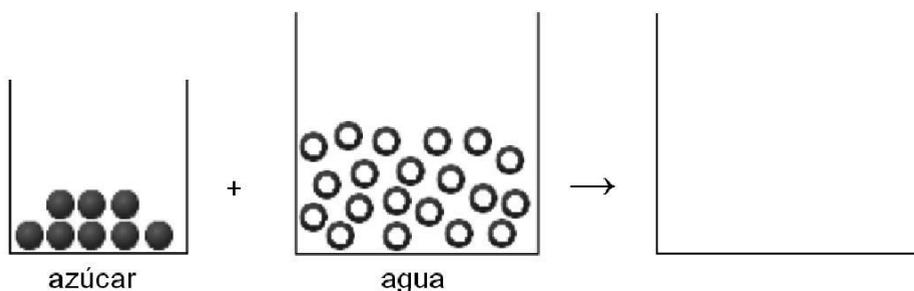
En 100 mL de agua se disolvieron 12 gramos de cloruro de sodio, y luego se colocó un trozo de hielo de masa igual a 10 gramos, que flotó sobre el líquido.

- a) ¿Cuántas sustancias componen ese sistema?
- b) ¿Cuántas fases?
- c) El sistema ¿es heterogéneo o es homogéneo?
- d) Responder a los incisos a, b y c para el sistema al cabo de una hora de haber conformado la mezcla.
- e) ¿Cuál será el porcentaje en masa de cloruro de sodio en el medio en el que está disuelto, al cabo de una hora de haber conformado la mezcla?

2-3. Hacer un esquema de un sistema material donde se agregó 56 gramos de arena y 68 mL de kerosene a una solución de 2 g de azúcar en 1 litro de agua.

Luego responde: el sistema ¿es homogéneo o heterogéneo? Justificar.

2-4. Para preparar agua azucarada se mezcla agua y azúcar, y ésta última se disuelve completamente. Con el fin de representar microscópicamente el proceso mencionado, completar el recuadro en blanco.



El sistema obtenido ¿es homogéneo o heterogéneo?

2-5. Determinar cuál de las siguientes soluciones, todas conteniendo un mismo soluto, es la más concentrada:

- 6 % m/m, densidad 1,18 g/mL
- 9 % m/V
- 95 gramos/litro de solución
- solución que contiene 14 gramos de soluto en 200 mL de solución

2-6. ¿Cuál de las siguientes soluciones será la más concentrada y cuál la más diluida?:

- cinco cucharadas de azúcar en tres vasos de agua
- dos cucharadas de azúcar en un vaso de agua
- tres cucharadas de azúcar en dos vasos de agua
- seis cucharadas de azúcar en cuatro vasos

2-7. ¿Cómo se puede determinar la densidad de una disolución, a partir de 100 mL de la misma?

2-8. ¿Qué % m/m representa una concentración de cinc en agua de 8 ppm?

2-9. ¿A cuántas ppm equivale una concentración de vitamina C de 6 $\mu\text{g/g}$ de solución?

2-10. En un matraz se mezclan 35 gramos de azúcar con 750 g de agua. Se mide la densidad de la solución resultante y es 1,180 g/mL. Expresar la concentración en:

a) % m/m b) %m/V c) g/L

2-11. Para una solución se conoce que su densidad es 1,24 g/mL y que en 500 mL de la misma hay 12 gramos de soluto. Calcular la concentración en:

a) g/L b) % m/V c) % m/m

2-12. El suero fisiológico es una solución salina extensamente utilizada con fines medicinales. Si una bolsa de 500 mL de este suero contiene 4,5 g de NaCl, ¿cuál es su concentración en porcentaje masa/volumen?

2-13. Al analizar cierta muestra de peces de 800 g se encontró que contenía 2,2 mg de mercurio. ¿Cuál era el contenido de mercurio en ppm? (Nota, la presencia de mercurio, un metal denominado “pesado” por encima de ciertos niveles de concentración representa un grave indicio de contaminación)

2-14. Según la Información Nutricional, un jugo en polvo en la que la porción es de 7 g (1 vaso de bebida preparada), contiene 5,5 g de Carbohidratos , 0 g de Proteínas, 0 g de Grasas Totales, 36 mg de Sodio, 14 mg de Vitamina C, 0,2 mg de Riboflavina (B2) y otros componentes. ¿Cuál es el % m/m de cada componente en este jugo?

2-15. En un laboratorio se dispone de 45 gramos de sulfato de cobre(II). Para determinados trabajos se necesitan soluciones de esta sal al 9 % m/V. ¿Qué volumen de solución, de esa concentración, se podrá preparar con todo el sólido disponible?

2-16. ¿Cuántos gramos de agua deberán utilizarse para disolver 150 g de cloruro de sodio de modo que resulte una solución cuya concentración sea del 20 % m/m?

Respuesta: 600 g.

2-17. El volumen de una solución preparada a partir de 15 g de soluto y 80 g de agua es 90 mL. Calcular su concentración en:

a) % m/V. *Respuesta: 16,67 %.*

b) % m/m. *Respuesta: 15,78 %.*

2-18. Sabiendo que 120 mL de una solución contienen 4,32 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$), siendo la densidad 1,05 g/mL, calcular:

- a) % m/V *Respuesta: 3,6 % m/V.*
b) % m/m *Respuesta: 3,43 % m/m.*

2-19. A qué volumen se deberá llevar 5 mL de solución de cloruro de bario 24 % m/V, para que su concentración sea de 1,2 % m/V.

2-20. Determinar qué concentración tendrá la solución resultante de la operación siguiente:

En un matraz de 500 mL, se colocan 25 mL de una disolución de nitrato de amonio en agua de concentración 20 g/L. Se completa con agua destilada hasta el aforo del matraz.

2-21. Si se mezclan 15 mL de solución de cloruro de sodio de concentración 20 %m/V (solución A) con 200 mL de solución de cloruro de sodio de concentración 10 % m/V (solución B)

- a) ¿ Se verificará una dilución de la solución A? Fundamenta tu respuesta.
b) ¿Qué masa de soluto contendrá la solución resultante?

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.

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



Química

Conceptos fundamentales

Unidad 3. Átomos y elementos

Daniel Alsina / Edgardo Cagnola / René Güemes / Juan Carlos Noseda / 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 1 decíamos que los átomos son los componentes básicos de la materia, que ensamblados y combinados de diferentes maneras constituyen las distintas sustancias o manifestaciones de la materia. En este capítulo haremos una introducción a la estructura básica de los átomos y cómo pueden diferenciarse las distintas clases de átomos, denominadas elementos, los cuales se agrupan en la Tabla Periódica. Veremos que los átomos pueden perder o ganar electrones para convertirse en iones; asimismo, haremos hincapié en una propiedad muy importante de los átomos como es su masa, y de qué manera puede expresarse.

3.1. Los átomos

Desde tiempos ancestrales el ser humano ha examinado la naturaleza de la materia. Las ideas modernas acerca de la estructura de la materia empezaron a tomar forma a principios del siglo XIX con la teoría atómica de Dalton. Ahora se sabe que la materia está constituida por átomos, moléculas o iones. De una forma u otra, toda la Química está relacionada con estas especies (Basado en: Chang, Raymond, Química, 7ma edición 2002).

El concepto individual más importante de la Química es el concepto de átomo, partícula fundamental de la materia por ser la unidad básica constituyente de todas las sustancias. En la Figura 3.1 se muestra un trozo de materia y una representación microscópica de la misma, exhibiendo los átomos constituyentes.

Ya en el año 1771, la primera edición de la Enciclopedia Británica expresaba: “átomo: en filosofía, una partícula de materia tan pequeña que no admite división. Los átomos son “... los cuerpos más pequeños y se consideran como los primeros principios de toda magnitud física”.

Las primeras pruebas experimentales sobre la existencia de los átomos fueron recopiladas en 1805 por John Dalton (Figura 3.2), quien formuló la siguiente serie de hipótesis o suposiciones:

1. todos los átomos de un elemento dado son idénticos;
2. los átomos de distintos elementos tienen masas distintas;
3. un compuesto es una combinación específica de átomos de más de un elemento y
4. en una reacción química, los átomos no se crean ni se destruyen sino que se intercambian para producir nuevas sustancias.

Si bien en esa época se creía en la indivisibilidad del átomo, lo cual posteriormente fue dejado de lado, estas hipótesis constituyeron la base de la teoría atómica moderna.

Dalton llegó a estas conclusiones observando, investigando, formulándose preguntas sobre la existencia de los átomos (recordemos la importancia de las preguntas en el ámbito de la investigación). Dijimos anteriormente que la actividad de observación necesita de concentración, atención y paciencia. Pero, además, es importante practicar, ejercitar y sobre todo adquirir los conocimientos teóricos para realizar la investigación.

En la actualidad las técnicas experimentales han avanzado mucho y las pruebas sobre la existencia de los átomos son cada vez más directas. Por ejemplo, hoy es posible obtener imágenes de átomos individuales, como se muestra en la Figura 3.3. En ella se observan imágenes logradas con un microscopio electrónico especial denominado "de efecto túnel". En la parte izquierda se ve una imagen correspondiente a la sustancia grafito, donde se observa un arreglo ordenado de átomos formando hexágonos; en la parte derecha

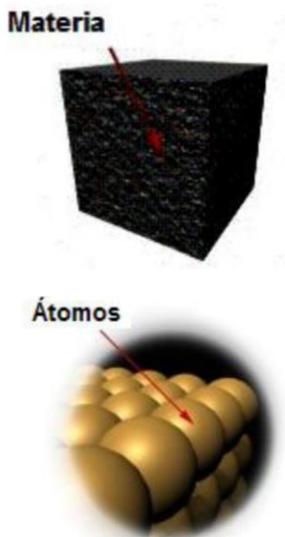


Figura 3.1 Materia y átomos



Figura 3.2 John Dalton

se observa una imagen de la sustancia semiconductor arseniuro de galio, GaAs, con los átomos de galio (verde claro) ubicados ligeramente por debajo de los de arsénico (naranja).

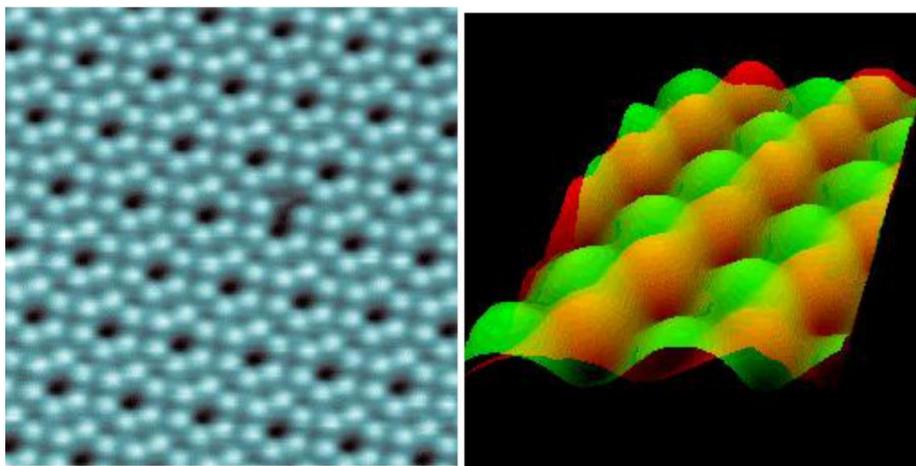


Figura 3.3 Imágenes obtenidas con microscopio electrónico de efecto túnel, de muestras de grafito (izquierda) y de arseniuro de galio (derecha)

3.2. Estructura del átomo

Los experimentos efectuados a finales del siglo XIX y a principios del siglo XX demostraron que los átomos están a su vez constituidos por partículas de menor tamaño, denominadas partículas subatómicas, de las cuales, las más importantes para la Química son los electrones, los protones y los neutrones; los protones y los neutrones constituyen el núcleo del átomo, como se observa en el siguiente esquema.

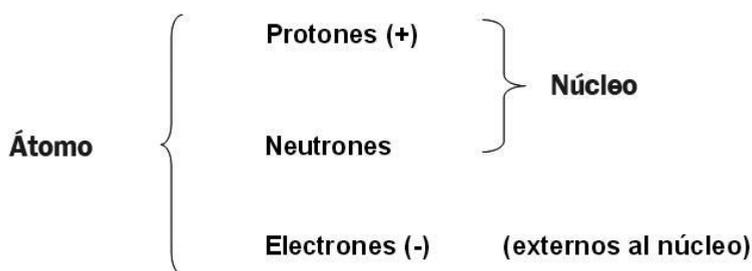


Figura 3.4 Estructura del átomo

Los protones y los electrones están dotados de una propiedad fundamental de la materia denominada *carga*, que se manifiesta en dos variantes: positiva, en el caso de los protones, indicada con un signo **+**, y negativa en el caso de los electrones, señalada con un signo **-**.

El valor de la carga del electrón es la misma que la del protón pero de signo opuesto. El neutrón es una partícula neutra, es decir, no posee carga.

3.3. Los electrones

A fines del siglo XIX, el físico J. J. Thomson estudió el efecto de los altos voltajes sobre los gases. Aplicó una diferencia de potencial (voltaje) entre dos electrodos (contactos metálicos) de un tubo de vidrio que contenía una pequeña cantidad de gas a baja presión (Tubo de Crookes, Figura 3.5). Entonces observó que un punto cercano al “cátodo” (o electrodo cargado negativamente) emitía luz. Sus observaciones sugirieron que desde el cátodo se desplazaba un haz de partículas en dirección al otro electrodo que provocaba que el gas así excitado emitiese luz. Thomson llamó al chorro de partículas rayos



Figura 3.5 Tubo de rayos catódicos (Crookes)

catódicos. Observó que producían una mancha de luz al incidir sobre una pantalla que había sido sometida a un tratamiento especial. Observó, además, que se podía desplazar la mancha colocando placas cargadas eléctricamente o un imán cerca de la trayectoria de los rayos. También observó que las propiedades de éstos eran siempre las mismas, independientemente del metal que se usara para los electrodos.

La consecuencia tecnológica del descubrimiento de Thomson fue la invención del “tubo de rayos catódicos” que se usó a posteriori en los televisores. La consecuencia científica fue el descubrimiento de que los rayos catódicos son haces de partículas cargadas negativamente procedentes del interior de los átomos que constituyen los electrodos. En la actualidad estas partículas se denominan electrones y se indican con el símbolo e o e^- . El hecho de que se obtengan partículas idénticas a partir de electrodos formados por cualquier metal sugiere que los electrones son partículas integrantes de todos los átomos.

Thomson demostró, además, que podía deducir algunas propiedades de los electrones. Llegó a medir el valor de la relación e/m , entre la carga del electrón e y su masa m . Más tarde, algunos investigadores, especialmente el norteamericano Robert Millikan, diseñaron experimentos para medir la masa y la carga por separado. Aproximadamente hacia el año 1910 se sabía que la masa del electrón es de sólo $9,11 \times 10^{-28}$ g. Esto hace que el electrón sea la más liviana de las

partículas subatómicas que tienen interés para la Química, como se observa en la Tabla 3-1. La carga eléctrica de un electrón es de $1,60 \times 10^{-19}$ C, donde C es la abreviatura de la unidad de carga del Sistema Internacional, el culombio. En vez de utilizar este valor numérico, normalmente se considera que el electrón tiene “una unidad” de carga negativa.

Tabla 3.1. Partículas subatómicas importantes para la Química

Partícula	Símbolo	Carga*	Masa (g)
Electrón	e	-1	$9,109 \times 10^{-28}$
Protón	p	+1	$1,673 \times 10^{-24}$
Neutrón	n	0	$1,675 \times 10^{-24}$

* Los valores de carga se expresan como múltiplos de $1,60 \times 10^{-19}$ C (siendo C = Culombio).

3.4. El núcleo. Protones y neutrones

La materia corriente no es atraída ni repelida por los electrodos cargados pues los átomos no tienen una carga eléctrica neta, es decir, que son eléctricamente *neutros*. Sin embargo, el experimento de Thomson demostró que los átomos contienen electrones, que son partículas cargadas negativamente.

En consecuencia, los átomos deben contener también una carga positiva suficiente como para contrarrestar

las cargas negativas de los electrones. Thomson sugirió que los electrones estaban dispersos o incrustados en una sustancia cargada positivamente, análoga a la gelatina (Figura 3.6).

Sin embargo, este punto de vista quedó superado al conocerse los resultados de un experimento propuesto por el científico Ernest Rutherford (1871–1937) (Figura 3.7), investigador neocelandés que recibió el premio Nobel en Química en 1908.

A Rutherford le interesaba el hecho de que algunos elementos, como el radio, emitiesen espontáneamente haces de partículas llamadas *partículas alfa* (partículas α). Al estudiar el comportamiento de las partículas α en presencia de



Figura 3.6 Modelo atómico de Thomson.

placas cargadas eléctricamente y de imanes, Rutherford identificó que estas partículas eran átomos de helio que habían perdido sus electrones. Dos discípulos de Rutherford, H. Geiger y E. Marsden, realizaron un experimento propuesto por Rutherford que consistía en disparar partículas α (núcleos muy pequeños de átomos de helio) sobre una muy delgada lámina de oro, cuyo espesor era de sólo unos pocos átomos.

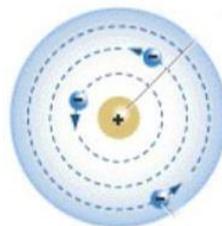


Figura 3. 7 Ernest Rutherford y su modelo atómico

Aunque la mayoría de las partículas sólo presentaron una ligera desviación, algunas se desviaban mucho. Rutherford sugirió una estructura, llamada *átomo nuclear* para explicar esta conclusión. Propuso que toda la carga positiva y la mayor parte de la masa de un átomo están concentradas formando un conglomerado muy pequeño, el *núcleo atómico* y que los electrones se mueven alrededor de este núcleo (Figura 3.7). Según el modelo de Rutherford, como sucede en el caso del sistema solar, la mayor parte del átomo está vacía y entonces el núcleo representa el papel del Sol y los electrones en su movimiento equivalen a los planetas. Así, las partículas alfa pasan a través de los átomos de oro, que en la mayor parte de su volumen están vacíos, a menos que choquen directamente con uno de los pequeños núcleos del oro. Esto sucede en raras ocasiones y, por tanto, la mayoría de las partículas α no sufren desviación alguna. No obstante, una de cada 20.000 partículas choca directamente con un núcleo de oro. Entonces la carga positiva de la partícula es repelida con fuerza por la carga positiva del núcleo, y la partícula α se desvía notablemente tras el choque. Si bien este modelo de átomo fue posteriormente modificado, aportó el concepto de núcleo, que aún hoy subsiste.

El propio Rutherford posteriormente demostró que el núcleo está formado por partículas, los *protones*, que poseen carga positiva, y sugirió que debía haber otro tipo de partícula, pero neutra, también formando parte del núcleo, la que fue descubierta luego y llamada *neutrón*. A los protones y neutrones se los denomina en conjunto *nucleones*. De acuerdo con la Tabla 3.1 un protón posee una masa 1.836 veces mayor que la de un electrón y posee una carga positiva igual en valor a la carga negativa del electrón. Un neutrón tiene casi la misma masa que un protón, pero, como su nombre sugiere, es eléctricamente neutro.

Como se verá más adelante, el número de protones en el núcleo atómico recibe el nombre de *número atómico*, Z , de ese átomo. El físico inglés Henry Moseley fue el primero en medir números atómicos con precisión. En la actualidad se conocen los números atómicos de las distintas clases de átomos; figuran en la Tabla Periódica que posteriormente será descrita.

En un átomo eléctricamente neutro, el número de protones de su núcleo debe coincidir con el número de electrones que se encuentra por fuera del núcleo.

Puesto que un átomo de hidrógeno posee un solo protón, también debe poseer un solo electrón. Un átomo de oro tiene 79 protones y 79 electrones alrededor de su núcleo, y cada átomo de uranio tiene 92 protones y 92 electrones.

3.5. Número atómico (Z) y número másico (A)

Como se mencionara anteriormente, el número atómico, Z, es el número de protones del núcleo de un átomo:

$$n^{\circ} \text{ atómico (Z)} = n^{\circ} \text{ de protones}$$

El número atómico reviste una fundamental importancia puesto que determina la identidad química del átomo. El átomo podrá estar aislado o combinado con otros, podrá perder o compartir algunos de sus electrones, o podrá tomar electrones de otros átomos. Pero como en los procesos químicos ordinarios el núcleo no se altera, mantendrá su número de protones y por lo tanto su identidad química. Cada clase de átomo con un determinado Z constituye un *elemento químico*, y cada elemento químico tiene asignado un casillero en la Tabla Periódica.

También se define el número másico o número de nucleones de un átomo, que se simboliza con la letra A, de la siguiente manera:

$$n^{\circ} \text{ másico (A)} = n^{\circ} \text{ de protones (Z)} + n^{\circ} \text{ de neutrones (N)}$$

La denominación de A y Z para estos números, muy difundida a nivel científico, trae el inconveniente de que lleva a confusión ya que la A mayúscula con que se expresa el número másico, coincide con la "A" de atómico.

Teniendo en cuenta ambos números, un átomo dado se representa simbólicamente como se indica en la Figura 3.8.

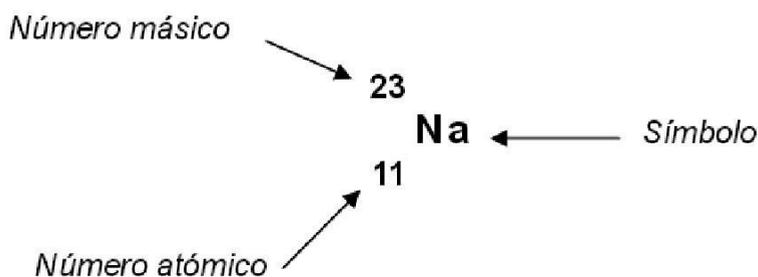


Figura 3.8 El número atómico y el número másico

Es importante recalcar que tanto el número atómico como el número másico son números naturales (enteros positivos) porque indican número de partículas y por lo tanto no pueden ser fraccionarios.

Los valores de A y Z y su representación son particularmente útiles en las reacciones nucleares, donde la parte fundamental que interviene es justamente el núcleo, formado por protones y neutrones. A modo de ejemplo señalamos el uso del ^{14}C en la determinación de edades de materiales antiguos (datación por carbono 14), el cual sufre la transformación indicada en la Figura 3.9.

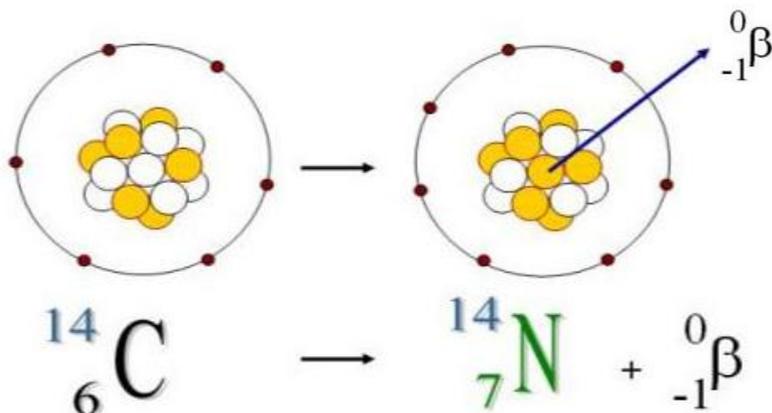


Figura 3.9 Esquema de la transformación de C-14 en N-14

Como se observa en la Figura el ^{14}C se transforma en ^{14}N , emitiéndose una radiación de tipo beta negativo, que se estudiará en cursos superiores. Como en toda re-acción nuclear se cumple la conservación de la suma de los valores de A y de Z entre reactivos y productos, es decir que para A: $14 = 14 + 0$ y para Z: $6 = 7 + (-1)$.

Actividad

Observa la Tabla Periódica y responde:

- ¿Qué representa cada casillero de la tabla?
- ¿Cuál es el número de mayor tamaño en cada casillero? ¿Qué representa dicho número? ¿Cómo están ordenados los casilleros de acuerdo a dicho número?

3.6. Isótopos

Dentro de un conjunto de átomos con un mismo Z puede darse el caso de que algunos de ellos tengan distinto número de neutrones, es decir, diferente número másico. Estas distintas variedades se denominan *isótopos*, que significa *mismo lugar*, haciendo referencia a que tales átomos poseen el mismo Z, y por lo tanto les

corresponde el mismo casillero en la Tabla Periódica. En esta Tabla aparecen las distintas clases de átomos o elementos químicos, ordenadas de acuerdo con su valor de Z, pero no se provee información sobre los distintos isótopos (para ello debe usarse otra tabla especial denominada Tabla de núclidos)

Por ejemplo, el elemento hidrógeno está constituido por tres isótopos, los cuales poseen un solo protón cada uno, pero distinto número de neutrones, como se observa en la Figura 3.11: el protio, que es el isótopo más abundante, el deuterio y el tritio.

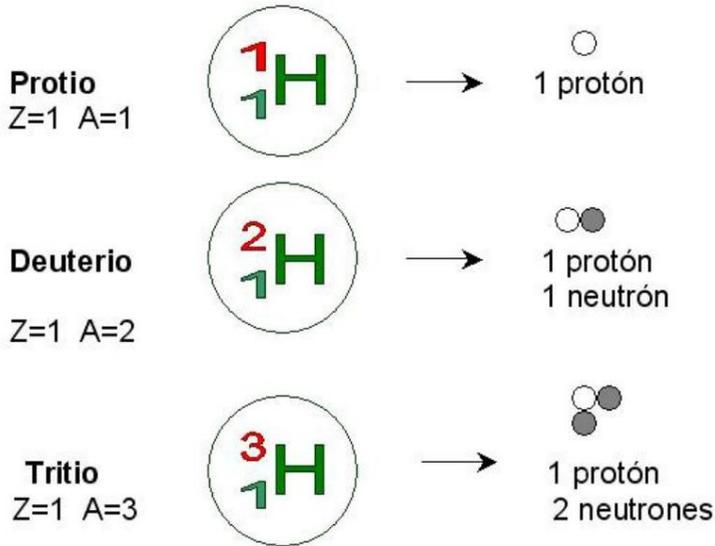


Figura 3.11 Los isótopos del elemento hidrógeno

Otro ejemplo es el elemento uranio, que posee dos isótopos principales, cuyos símbolos son los siguientes:



Las similitudes y diferencias en sus propiedades físicas y químicas se pueden encontrar en la bibliografía sobre el tema.

Estos símbolos pueden también escribirse en forma simplificada como U-235 y U-238, respectivamente. En esta simbología se omite el número atómico, que ya está implícito en el símbolo del elemento: el símbolo U está asociado únicamente con Z = 92. U-235 y U-238 representan a dos átomos del mismo elemento, por lo cual tienen el mismo número atómico, Z = 92, y el mismo símbolo, pero poseen distinto número másico por tener distinto número de neutrones:

Nº de neutrones de U-235 = $A_1 - Z = 235 - 92 = 143$ neutrones

Nº de neutrones de U-238 = $A_2 - Z = 238 - 92 = 146$ neutrones

U-235 y el U-238 son entonces isótopos del elemento *Uranio*. Algunos elementos, como por ejemplo el Be, F, Na, Al, P, Mn, Co y As entre otros, poseen un único isótopo natural.

3.6.1. Abundancia de los isótopos

Un elemento puede poseer uno o más isótopos. Cada isótopo representa un determinado porcentaje del total de átomos que constituyen dicho elemento. Para los distintos elementos se ha determinado experimentalmente la proporción que le corresponde a cada uno de sus isótopos.

Por ejemplo, consideremos el elemento cobre, $Z = 29$, que presenta dos isótopos naturales, el Cu-63 ($Z = 29$, $A = 63$) y el Cu-65 ($Z = 29$, $A = 65$). Según datos experimentales, de cada 100 átomos del elemento cobre presentes en la Naturaleza, unos 69 átomos son del isótopo Cu-63, con 29 protones y 34 neutrones en su núcleo, y los restantes 31 átomos son del isótopo Cu-65, cuyo núcleo posee el mismo número de protones pero 36 neutrones.

Esto significa que el isótopo Cu-63 presenta una abundancia natural de aproximadamente 69 % y el isótopo Cu-65 el 31 %.

En otros casos existe un predominio mucho más marcado de uno de los isótopos con relación al resto; por ejemplo, el 99,98 % de los átomos que constituyen el elemento hidrógeno son de protio (variedad de hidrógeno sin neutrones), el 98,93 % de los átomos de carbono es C-12, el 99,63 % de los átomos de nitrógeno es N-14, y el 98,76 % de los átomos de oxígeno es O-16.

3.7. Isóbaros e isótonos

A su vez, existen átomos distintos que pueden tener un mismo A , es decir, un mismo número de nucleones $Z + N$; tales átomos se denominan *isóbaros*. Por ejemplo, en la reacción nuclear indicada en la Figura 3.11 se observa que tanto el carbono como el nitrógeno poseen el mismo valor de $A = 14$, y por lo tanto son isóbaros.

En la Figura 3.12 se muestra una parte de una Tabla de Núclidos. Como habíamos indicado dicha tabla presenta detalle de los isótopos que no aparecen en la Tabla Periódica; cada casillero corresponde a un determinado isótopo, donde figura información específica de cada uno de ellos. Solamente aquellos marcados en negro son estables y se encuentran en la Naturaleza desde el origen del Universo.

En la ordenada figura el Z y en la abscisa el N, o sea que en sentido horizontal figuran los isótopos con un mismo Z (mismo elemento), mientras que en sentido vertical aparecen los átomos con igual número de neutrones, N (isótonos). A su vez, los isóbaros se encuentran en sentido diagonal, con igual número másico A.

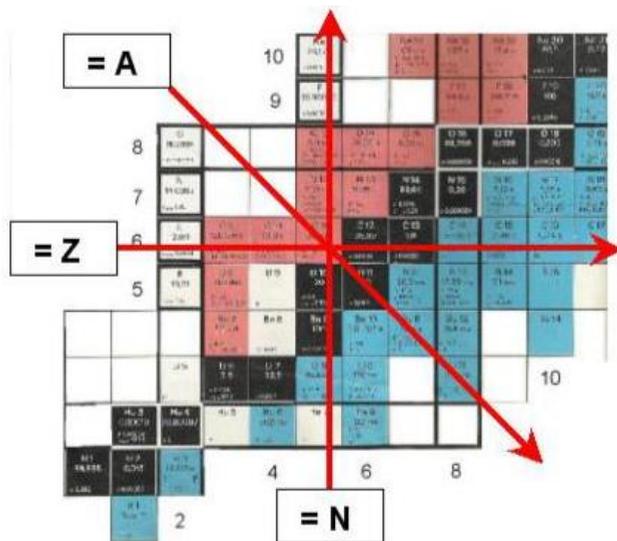


Figura 3.12 Detalle de la Tabla de Núclidos

A modo de resumen presentamos el siguiente cuadro:

ISÓTOPOS	igual Z	distinto A
ISÓBAROS:	distinto Z	igual A
ISÓTONOS:	distinto Z	distinto A igual N

Actividad

Para un isótopo dado se conocen los siguientes datos: número atómico $Z = 25$, número másico $A = 30$ y número de electrones = 23.

- ¿Cuál de estos números indica la identidad química del átomo?
- ¿Cuál es el número de neutrones del isótopo considerado?
- Representa este isótopo simbólicamente.

3.8. Los elementos

El hecho de que existen distintas clases de átomos caracterizadas cada una por su número atómico nos lleva, como vimos, al concepto de *elemento* y a la *Tabla Periódica*, en la cual cada clase de átomo posee un lugar definido. En relación a ello te proponemos la siguiente lectura.

Dos nuevos elementos superpesados descubiertos (31 enero 2006)

Investigadores americanos, rusos y suizos consiguen una vez más expandir la tabla periódica añadiendo dos elementos superpesados.

Un grupo de investigadores suizos ha participado en el descubrimiento de dos nuevos elementos químicos. Estos elementos tienen los números 113 y 115 y han sido descubiertos en el Centro de Investigación Nuclear en Dubna (Rusia) empleando una combinación de técnicas físicas y químicas. El Instituto Paul Scherrer (PSI), con su experiencia radioquímica, ha sido crucial para el éxito del experimento.

La química, en la actualidad, está traspasando los límites de los conocimientos de la ciencia. Hasta 1940 el uranio era el elemento más pesado que se conocía. Este metal, que se da de forma natural, tiene de número atómico 92 ya que su núcleo posee 92 protones cargados positivamente. Desde entonces se han descubierto más de veinte elementos con un número atómico mayor.

Periodic Table of the Elements

1 H 1.008																	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.41	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc 97.9	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La* 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (145)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0	
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac~ (227)	90 Th (232)	91 Pa (231)	92 U (238)	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)	
		*Lanthanides															
		~Actinides															

El nacimiento del elemento 115

Los elementos pesados se descomponen (o decaen) al emitir átomos de helio con carga, llamados partículas alfa. Las secuencias de esta descomposición fueron empleadas por los científicos americanos, rusos y suizos para probar físicamente la existencia del elemento 115 y el producto de su descomposición después de la emisión de la primera partícula alfa, el elemento 113. Para sintetizar los átomos del elemento 115, se bombardeó un disco giratorio de americio (el objetivo) con haces de calcio. Tras una reacción de fusión entre el objetivo y el haz de partículas, nació el elemento 115. Sin embargo, su formación no bastaba para

probar la existencia del elemento ya que sus átomos sólo viven durante una mera centésima de segundo y son difíciles de detectar. El experimento radioquímico demostró ser un éxito mayor ya que produjo cinco veces el número de átomos requerido.

Prueba radioquímica

Como se esperaba, el elemento 115 decayó emitiendo partículas alfa hasta convertirse en el elemento 113 y después, en emisiones posteriores de cuatro partículas alfa, se transformó en dubnio, el elemento 105. Fue en este momento cuando el elegante enfoque experimental del PSI entró en juego. Detrás del disco giratorio de americio se colocó un disco de cobre que recogía todos los átomos emitidos por el elemento 115 desde el objetivo. El disco de cobre era procesado químicamente mediante técnicas de cromatografía líquida, y se observaron 15 átomos de dubnio (que tienen una vida media de 32 horas). El patrón de descomposición de estos átomos aportó las evidencias del experimento físico. Por ello, se probó el descubrimiento del elemento 115 y su progenie, el elemento 113. Todos los elementos que tienen un n° atómico inferior a 113 ya son conocidos.

“Suiza puede celebrar un acto científico de primera magnitud, aun cuando el experimento se haya realizado en el extranjero”, comentó Heinz Gaggeler, líder del grupo de investigación helvético y jefe del Departamento de Partículas y Materia en el PSI, además de profesor de química en la Universidad de Berna. Es la primera vez que Suiza ha estado en primera línea en la carrera por expandir la tabla periódica.

Actividad

Respecto de la lectura anterior y en función de lo que ya hemos visto: ¿Qué significa el término *elemento*? ¿Qué significan los números 113 y 115 en las expresiones tales como:

“Estos elementos tienen los números 113 y 115” o *“elemento 113 y elemento 115”*? A continuación, ampliaremos estos conceptos con mayor detalle.

Como se mencionara anteriormente, el número atómico (igual al número de protones en el núcleo) posee para la Química una fundamental importancia, puesto que determina la identidad química de un átomo. Por ejemplo, supongamos una clase de átomos con número atómico igual a ocho ($Z = 8$), es decir átomos con ocho protones en su núcleo; todos esos átomos constituyen una clase de átomo o *elemento químico*, denominado *oxígeno*. Entonces:

Elemento es una *clase de átomos* con el mismo número atómico, es decir, con el mismo número de protones en su núcleo.

Los átomos del elemento oxígeno pueden encontrarse en una enorme variedad de sustancias y materiales, como se muestra en la Figura 3.13, formando parte de: la sustancia dióxigeno que compone el aire que respiramos, el agua del arroyo o de las nubes en forma de vapor, los silicatos que forman parte de la montaña, y la celulosa presente en la vegetación, por sólo dar algunos ejemplos; el detalle microscópico indicado con círculos muestra en todos estos casos a los átomos de oxígeno en color rojo; esos átomos tienen un rasgo común: todos poseen ocho protones en su núcleo.

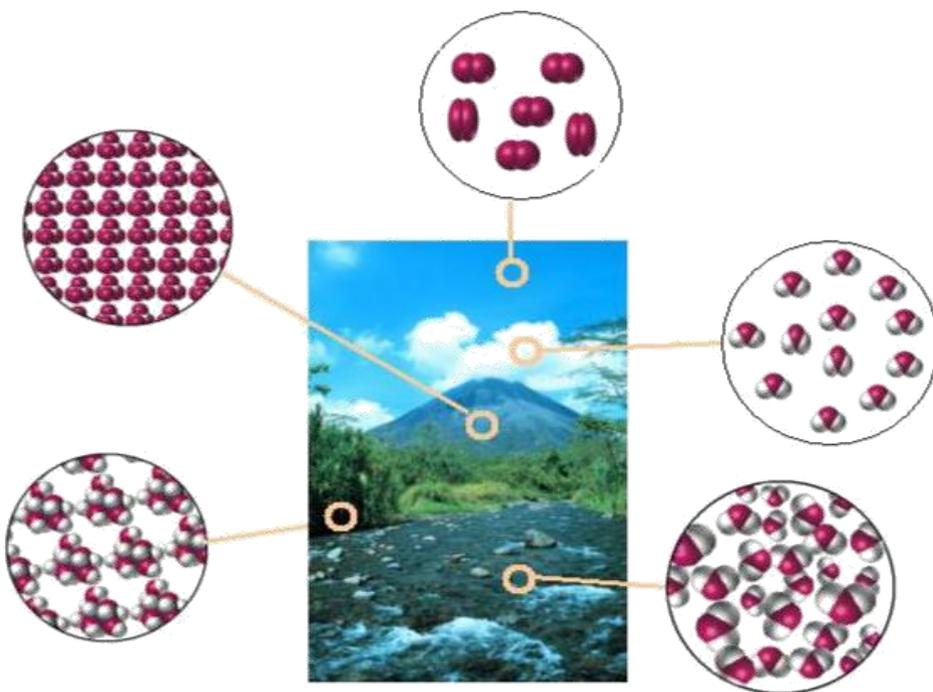


Figura 3.13 Todos los átomos indicados en tono oscuro constituyen el elemento oxígeno

A cada elemento o clase de átomos le corresponde un casillero de la Tabla Periódica (que describiremos en seguida) y tiene asignado un símbolo y un nombre. Podrá observarse que en cada uno de estos casilleros el número atómico es el número de mayor tamaño, en un todo de acuerdo con la importancia que el mismo posee.

Se conocen 118 elementos diferentes (los últimos elementos añadidos a la Tabla Periódica son el 114 y 116 en 2011 y el 113, 115, 117 y 118 en 2016), cada uno de ellos integrado por un único tipo de átomo; esto significa que se conocen 118 clases de átomos distintos, diferenciados unos de otros principalmente por su número atómico. Por ejemplo, el elemento hidrógeno está constituido únicamente por átomos de hidrógeno ($Z = 1$), el elemento oxígeno está integrado de modo exclusivo por átomos de oxígeno ($Z = 8$) y esto se cumple para cada uno de los elementos.

El número atómico, que define la identidad química del átomo, es igual al número de protones, pero no siempre es igual al número de electrones. Esto se debe a que un átomo, al combinarse con otros átomos, puede perder o ganar electrones en forma total o parcial, mientras que el número de protones del núcleo no se modifica en los procesos químicos ordinarios.

También se suele utilizar otra forma ampliamente difundida de definir el concepto de *elemento*:

Elemento es una sustancia constituida por átomos de la misma clase, es decir, con un mismo número atómico.

Desde este punto de vista, más restringido que el anterior, se le llama elemento “hierro”, por ejemplo, a la sustancia formada exclusivamente por átomos de hierro, también denominada *sustancia elemental*.

Cuando se utiliza el concepto de elemento debe quedar claro a cuál de estas definiciones (o a otras similares) corresponde dicho concepto. Por ejemplo, si se utiliza la expresión “*el elemento oxígeno*”, debe especificarse si la misma se refiere a la sustancia elemental formada por átomos de oxígeno, O_2 , o a todos los átomos de oxígeno, vale decir la clase de átomos con ocho protones en el núcleo. En este sentido, resulta conveniente distinguir entre “elemento” y “sustancia elemental” y seguir las siguientes pautas:

a) nombrar a la clase de átomo o elemento como “oxígeno” (O), “hidrógeno” (H) o “fósforo” (P), por ejemplo y,

b) nombrar a la sustancia elemental correspondiente como “dioxígeno” (O_2), “dihidrógeno” (H_2) o “tetrafósforo” (P_4), respectivamente, es decir según su fórmula.

Cabe destacar que algunos elementos se presentan en la Naturaleza sin combinarse con otros, es decir, como sustancias elementales y son conocidos desde hace miles de años, por ejemplo el cobre, la plata y el oro.

Los nombres de algunos elementos son antiguos, ya que se los conoce desde hace mucho tiempo. Es el caso del *cobre*, nombre que deriva de *Cyprus* (Chipre), en donde era extraído de las minas, y del *oro*, que deriva de la palabra latina *aurum*. En algunos casos el nombre de un elemento refleja una propiedad característica; por ejemplo, el *cloro* se presenta como sustancia elemental gaseosa de color verde amarillento y su nombre deriva de la palabra griega que significa dicho color. En otros casos, el nombre se refiere a dioses antiguos, personas o lugares. Por lo general, el símbolo del elemento está formado por la primera letra o por las primeras dos letras de su nombre, por ejemplo:

hidrógeno: H	helio: He
carbono: C	aluminio: Al
nitrógeno: N	níquel: Ni
oxígeno: O	silicio: Si

Como se observa la primera letra es siempre mayúscula y la segunda es siempre minúscula (por ejemplo Ni, pero no NI). El símbolo de algunos elementos está formado por la primera letra del nombre y por una letra posterior a la segunda, como los siguientes casos:

magnesio: Mg
rubidio: Rb
manganeso: Mn
plutonio: Pu

La mayoría de los metales puros son sustancias elementales. Los metales comerciales e industriales, cobre, plata, oro, hierro, platino, plomo, aluminio, cinc, mercurio, níquel, uranio, magnesio, estaño y wolframio, son todas sustancias elementales. De hecho, a excepción de 22, todos los elementos conocidos tienen propiedades metálicas. Cinco de los elementos restantes (helio, neón, argón, criptón y xenón) fueron descubiertos en una mezcla de gases minoritarios cuando fueron eliminados el oxígeno y nitrógeno del aire. Estos gases «nobles» eran considerados inertes a la combinación química hasta 1962, cuando se demostró que el xenón se combina con flúor, el no metal más activo químicamente. Los demás no metales químicamente activos se presentan como sustancias elementales gaseosas (dihidrógeno, dinitrógeno, dióxígeno y dicloro), o bien como sólidos cristalinos quebradizos (carbono, octaazufre, tetrafósforo, yodo y arsénico). Sólo hay una sustancia elemental no metálica líquida en condiciones ordinarias, el dibromo.

En virtud de lo visto hasta ahora, el átomo es la menor partícula de un elemento que posee las propiedades *químicas* características de éste. Un átomo de oro presenta las propiedades químicas del oro, un átomo de plutonio presenta

las propiedades químicas del plutonio, y así sucesivamente. Pero los átomos individuales no tienen necesariamente las *propiedades físicas* de la sustancia elemental correspondiente. Así, no se puede decir que un átomo de oro “funde” o que es amarillo, como lo es la sustancia elemental oro. Esto es debido a que muchas de las propiedades físicas de las sustancias son propiedades macroscópicas, o sea, dependen del comportamiento colectivo de grandes números de átomos. Por ejemplo, el punto de fusión de un sólido depende del comportamiento colectivo del conjunto de átomos que forman la sustancia, a medida que pasan de la estructura rígida y ordenada del sólido a la estructura desordenada y móvil típica del líquido.

3.9. Iones

Cuando un átomo se combina con otros puede, en ciertas circunstancias, ganar o perder uno o más electrones frente a los otros átomos, con lo cual deja de ser eléctricamente neutro y se convierte en una partícula cargada, denominada *ion*. En estos casos los electrones son transferidos, es decir, un átomo los pierde y otro los acepta.

Entonces:

Si n° de electrones = n° de protones \rightarrow átomo neutro

Si n° de electrones < n° de protones \rightarrow ion positivo o *catión*

Si n° de electrones > n° de protones \rightarrow ion negativo o *anión*

Los átomos de ciertos elementos tienen mayor tendencia a perder uno o más electrones y convertirse en cationes, por ejemplo el Li; otros, por el contrario, tienen mayor tendencia a tomar electrones y convertirse en aniones, como el F. A continuación veremos esto con mayor detalle.

3.9.1. Formación de un catión

Tomamos como ejemplo un átomo de litio neutro, el cual posee 3 protones y 3 electrones. Cuando este átomo cede un electrón sigue teniendo 3 protones, es decir, sigue perteneciendo al elemento litio, pero ahora posee 2 electrones; debido a ello adquiere una carga $1+$ y se convierte en un *ion positivo* o *catión*. Tanto el átomo de Li como el ión Li^+ se representan en la Figura 3.14 de manera simplificada y esquemática.

El símbolo que representa al ion formado es el mismo del elemento correspondiente y se agrega, en la parte superior derecha, un signo $+$, $2+$ o $3+$ según se trate de catión con una, dos o tres cargas positivas, respectivamente.

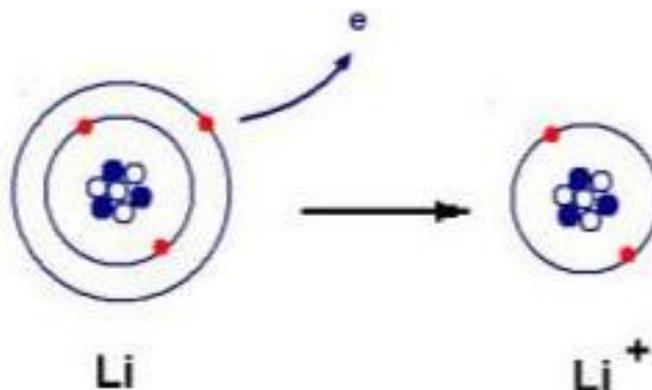


Figura 3.14 Formación de un catión

Algunos cationes de otros elementos pueden presentarse con cargas mayores a 1+, por ejemplo: Ca^{2+} , Al^{3+} , donde se indica que poseen dos o tres electrones menos que el correspondiente átomo neutro.

3.9.2. Formación de un anión

Cuando un átomo neutro, por ejemplo flúor (9 protones, 9 electrones), recibe un electrón (Figura 3.15), queda con 9 protones y 10 electrones; adquiere por lo tanto una carga 1- y se convierte en un *ion negativo* o *anión*. Tanto el átomo de F como el ion F^- se representan en la Figura 3.15 de manera simplificada y esquemática.

La fórmula del anión se escribe de forma similar a la del catión pero indicando las cargas negativas.

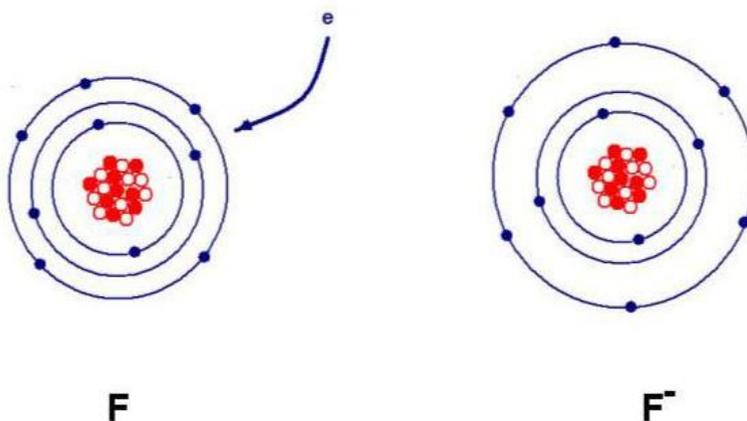


Figura 3.15 Formación de un anión

Los aniones de ciertos elementos pueden presentarse con cargas mayores a 1-, por ejemplo: O^{2-} , N^{3-} , donde se indica que poseen dos o tres electrones de más respecto del correspondiente átomo neutro.

Es conveniente aclarar que no todos los iones son monoatómicos sino que también existen iones positivos e iones negativos constituidos por más de un átomo, denominados *poliatómicos* (poli = muchos). Entre ellos están, por ejemplo, el catión amonio, de fórmula NH_4^+ y el anión carbonato, de fórmula CO_3^{2-} .

En la Tabla 3.2 se dan ejemplos de distintos isótopos como átomos neutros o iones, como repaso de los conceptos de número atómico, número másico y número de partículas subatómicas.

Observando las Figuras 3.14 y 3.15 podemos insistir sobre un concepto sumamente importante: en ambos casos el número de protones del núcleo no cambia cuando el átomo pierde o gana electrones. Es decir que el ion formado sigue perteneciendo al elemento correspondiente, dado que la identidad química del elemento está definida por Z y no por el número de electrones (ni por el número de neutrones)

Tabla 3.2. Distintos ejemplos de isótopos como átomos o iones

Símbolo	Nº Atómico	Nº Másico	Nº de Protones	Nº de Neutrones	Nº de Electrones
$^{63}_{29}\text{Cu}$	29	63	29	34	29
$^{65}_{29}\text{Cu}$	29	65	29	36	29
$^{14}_7\text{N}^{3-}$	7	14	7	7	10
$^{90}_{38}\text{Sr}^{2+}$	38	90	38	52	36
$^{16}_8\text{O}^{2-}$	8	16	8	8	10
$^{131}_{55}\text{Cs}^+$	55	131	55	76	54

3.10. Tabla Periódica de los elementos

Los elementos pueden organizarse siguiendo un esquema que hace muy fácil estudiar sus propiedades: la *Tabla Periódica*. En ella se ubican los elementos siguiendo un ordenamiento basado en el número atómico de cada uno. Entre los intentos históricos por construir una Tabla Periódica sobresale el de Dimitri Mendeleiev (Figura 3.16), quien puede considerarse como el padre de la Tabla Periódica moderna.

La siguiente lectura ilustra al respecto.

Adaptado de: *Dioses y demonios en el átomo* – Leonardo Moledo y Máximo Ru-delli – Sudamericana – 1996, p. 78.

Mendeléiev trataba de clasificar los elementos tomando el peso atómico como variable principal. Hacia 1868 había ordenado unos doce elementos, y luego, escribiendo los nombres y propiedades de los elementos en el dorso de cartas, y barajándolas en lo que puede denominarse como un verdadero solitario químico el 17 de febrero de 1869 llegó a la formulación, de su ley: los elementos, ubicados de acuerdo a los pesos atómicos, presentan una clara periodicidad de propiedades.

Así pudo elaborar una tabla que, con más o menos cambios, hoy se conoce como la Tabla Periódica de Mendeleiev. En mayo de 1869 anunció su descubrimiento ante la Sociedad Rusa de Química, que había contribuido a fundar.

La audacia de Mendeleiev al elaborar su Tabla Periódica fue increíble: cuando los elementos no coincidían, supuso que los pesos atómicos estaban mal medidos y los cambió para que los elementos quedaran correctamente ubicados. Y cuando una casilla quedaba vacía, Mendeleiev la dejaba en blanco, esperando que se llenara a su debido tiempo; incluso, describió los elementos correspondientes a tres casillas vacías, basándose en las propiedades de los otros integrantes de la columna. Las casillas se fueron llenando: en 1875 el galio, en 1879 el escandio y en 1886, el germanio. El cumplimiento de estas “predicciones químicas” produjo un impacto considerable y contribuyó a que la Tabla Periódica se impusiera universalmente. El polonio, el francio y el protactinio también fueron predichos por Mendeleiev. La Tabla Periódica es una de las grandes hazañas de la ciencia, y la que diseñó Mendeleiev no difiere mucho de la que usamos ahora, más de un siglo después. De alguna manera, cierra el gran capítulo de la química clásica inaugurado por Lavoisier.



Figura 3.16 Dimitri Mendeleiev

Como se observa, Mendeleiev ordenó su tabla según las masas atómicas de los elementos, con lo cual surgían inconvenientes en la ubicación de algunos de

consecutiva, de izquierda a derecha, con números arábigos del 1 al 18. Esta nomenclatura sustituye a las anteriores, basadas en números romanos y letras mayúsculas. El elemento de $Z = 118$ es el de mayor valor de Z conocido hasta el presente. Los elementos hasta inclusive $Z = 111$, denominado roentgenio, de símbolo Rg, poseen nombres oficiales definitivos; a partir de allí llevan nombres provisionales, como el *unumbio*, nombre del elemento 112; *un* significa “uno” y se repite dos veces y *bio* significa “dos” (todos terminan en *io*)-

Los elementos denominados Lantánidos y Actínidos (las dos filas que se observan en la parte inferior de la Figura 3.17) que van insertos entre La - Hf y Ac - Rf, respectivamente, se ubican separados, a los fines de acortar la presentación.

Los elementos de un grupo presentan generalmente propiedades semejantes, las cuales varían en forma gradual a medida que nos desplazamos a lo largo de dicho grupo. Por ejemplo, las propiedades del sodio (Na) son similares a las de los demás elementos del Grupo 1, a saber: el litio (Li), el potasio (K), el rubidio (Rb) y el cesio (Cs). Estos cinco elementos, denominados conjuntamente *metales alcalinos*, presentan sustancias elementales que son metales blandos y de aspecto plateado. Todos ellos funden a bajas temperaturas: el litio a $180\text{ }^{\circ}\text{C}$, el potasio a $64\text{ }^{\circ}\text{C}$ y el cesio a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ y producen desprendimiento de gas hidrógeno cuando entran en contacto con el agua; el litio lo hace de modo suave, pero el cesio con una violencia explosiva. Todos los metales alcalinos se guardan o almacenan sumergidos en sustancias derivadas del petróleo para evitar que entren en contacto con el aire o con la humedad.

Tomando como ejemplo al grupo de los metales alcalinos se puede visualizar el concepto de periodicidad. Si se parte por ejemplo del elemento Na y se recorre el período, es decir se avanza en sentido horizontal, se llega al Ar con $Z = 18$; el próximo elemento, de $Z = 19$ es el K, que tiene propiedades similares al Na por ser un metal alcalino y queda ubicado debajo del mismo, es decir se repiten las propiedades del elemento de partida.

Inmediatamente a la derecha de los metales alcalinos, Grupo 1, en la tabla periódica aparecen los *metales alcalinotérreos* (Grupo 2), grupo formado por berilio (Be), magnesio (Mg), calcio (Ca), estroncio (Sr), bario (Ba), y radio (Ra). Se parecen a los metales alcalinos en varios aspectos, pero reaccionan con el agua de modo menos enérgico. El calcio, el estroncio y el bario reaccionan con suficiente fuerza como para liberar hidrógeno del agua, pero el magnesio (Mg) sólo lo libera cuando se lo calienta; el berilio (Be) no reacciona con el agua ni siquiera al rojo vivo.

En el otro extremo de la Tabla se tiene el Grupo 18, cuyos integrantes se denominan *gases nobles*. Se los llama así porque tienen poca tendencia a reaccionar y forman muy pocos compuestos. Desde el punto de vista químico constituyen un

grupo aparte, aunque algunos autores los incluyen dentro de los no metales. Hasta la década de los sesenta eran llamados *gases inertes*, ya que se creía que no formaban compuestos en absoluto.

Desde entonces se han preparado unas pocas docenas de compuestos de kriptón (Kr), xenón (Xe), y radón (Rn) con oxígeno y flúor. Todos estos elementos del Grupo 18 son gases incoloros e inodoros y son *monoatómicos* dado que sus átomos no están enlazados entre sí.

El neón, por ejemplo, tiene aplicación en los tubos de descarga que forman los



Figura 3.18 Letrero de neón

letreros luminosos (Figura 3.18); los átomos del gas Ne presente a baja presión en el interior del tubo son excitados por la descarga eléctrica y devuelven el exceso de energía en forma de luz.

A la izquierda de los gases nobles se encuentran los *halógenos* (Grupo 17). Los más importantes son el flúor (F), el cloro (Cl), el bromo (Br) y el yodo (I). Se verá que muchas de las propiedades de los halógenos presentan una variación gradual al pasar del flúor al yodo. La sustancia elemental diflúor es un gas de color amarillo pálido, casi incoloro; el dicloro también es un gas amarillo verdoso, el dibromo es un líquido de color pardo rojizo y el diyodo es un sólido de color negro púrpuro.

Los elementos de la parte de la Tabla situada entre los Grupos 3 y 12 se denominan *metales de transición*. Incluyen los elementos hierro (Fe) y titanio (Ti), importantes desde el punto de vista de sus aplicaciones estructurales, y los metales cobre (Cu), plata (Ag) y oro (Au) utilizados para acuñar monedas. El nombre de metales de transición hace referencia al hecho de que desde el punto de vista químico constituyen una etapa intermedia, de transición, entre los metales muy activos de los Grupos 1 y 2 y los metales mucho menos activos de los Grupos 3 y 4.

3.12. Metales y no metales

Si observas cualquier Tabla Periódica notarás una línea divisoria en forma de escalera o diagonal quebrada ubicada en la porción derecha de la Tabla.

Esa línea establece una división entre *elementos metálicos o metales*, ubicados a la izquierda de la misma (con excepción del H) y *elementos no metálicos o no metales* (incluido el H), ubicados a la derecha (excepto el grupo 18 de los gases nobles). Con relación a los primeros te presentamos el siguiente texto, que trata de la importancia de los metales en el organismo humano.

Adaptado de: *Molecules at an exhibition* - John Emsley - Oxford University Press 1998.

Si le preguntamos a alguien qué metales son esenciales para el organismo es muy probable que la mayoría diga hierro y cinc. Algunos podrían mencionar sodio y potasio, aunque el sodio es a menudo considerado perjudicial para el organismo; y unos pocos considerarán también al calcio. En realidad, el cuerpo humano necesita catorce elementos metálicos para funcionar adecuadamente.

En orden de abundancia decreciente, tales elementos son: calcio, potasio, sodio, magnesio, hierro, cinc, cobre, estaño, vanadio, cromo, manganeso, molibdeno, cobalto y níquel.

Pero por cada metal que necesitamos, hay otro que nuestro cuerpo contiene y sin el cual podríamos vivir igual. Estos metales no poseen ningún propósito conocido, pero vienen con el alimento que ingerimos, el agua que bebemos y el aire que respiramos, y nuestro cuerpo los absorbe, confundiéndonos con otros elementos más útiles. Como resultado encontramos que un adulto promedio contiene cantidades medibles de aluminio, bario, cadmio, cesio, plomo, plata y estroncio. Hay también trazas de muchos otros, incluyendo oro y uranio.

El metal más abundante en el cuerpo humano es el calcio, del cual un adulto promedio de 70 kg tiene alrededor de 1 kg, 99 % del cual se encuentra en los huesos. En ciertas etapas de nuestra vida es vital asegurar una adecuada ingesta de calcio, por ejemplo durante el crecimiento.

Luego del calcio los dos elementos más comunes son potasio y sodio, que participan en la producción de señales eléctricas que transmiten impulsos nerviosos hacia y desde el cerebro.

Actividad

- a) Confecciona una lista de los elementos que se mencionan en el texto.
- b) Localiza cada uno de ellos en la Tabla Periódica ¿en qué zona, respecto de la diagonal escalonada, se encuentran dichos elementos?

En general los *metales* son elementos cuyos átomos, al combinarse con otros, tienen una gran tendencia o facilidad de perder o ceder electrones, y quedar entonces en estado de oxidación positivo (ver cap. 4), especialmente como cationes. Así el Na o el Ca por ejemplo, pierden uno o dos electrones respectivamente, y quedan como cationes, Na^+ y Ca^{2+} respectivamente; es el único estado en que se encuentran estos elementos en la Naturaleza.

Las sustancias elementales de los metales tienen ciertas propiedades características: conducen la electricidad, poseen un brillo típico llamado “brillo metálico”, y son maleables (pueden extenderse en láminas delgadas) y dúctiles

(pueden alargarse para formar hilos). El sodio, por ejemplo, conduce la electricidad, posee brillo metálico recién acabado de cortar, es maleable y razonablemente dúctil. Es de remarcar que los metales del organismo humano, como se presentan en la lectura anterior, no se encuentran como sustancias elementales sino en distintos estados de combinación.

Los *no metales*, por su parte, son elementos cuyos átomos poseen una gran tendencia a ganar o tomar electrones, quedando así en estado de oxidación negativo, por ejemplo como aniones. Por ejemplo, los átomos de oxígeno, cuando actúa frente a metales tienen tendencia a quedar como O^{2-} .

Las sustancias elementales de los no metales no conducen bien la electricidad ni son maleables ni dúctiles. Por ejemplo el octaazufre, S_8 , es un sólido frágil de color amarillo que no conduce la electricidad, no puede extenderse en láminas delgadas y no puede alargarse para formar alambres. Además, todas las sustancias elementales gaseosas en condiciones ambientales son de no metales.

La divisoria que representa la línea diagonal quebrada entre metales y no metales constituye una característica relevante de la Tabla Periódica, y pone en evidencia una de las primeras aplicaciones de la misma: al observarla se puede decir si un elemento es un metal o un no metal. Por ejemplo, es posible que nunca se haya oído hablar del talio (Tl), pero su posición en la tabla periódica nos indica que es un metal.

De todos modos la línea quebrada no representa una división tajante entre metales y no metales, dado que en adyacencias de la misma hay ubicados ciertos elementos que suelen ser denominados *metaloideos*, cuyas propiedades son intermedias entre las de los metales y las de los no metales; estos elementos son B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At. Es común que los metaloides sean denominados también “semimetales”, aunque algunos autores consideran que ambos términos no son sinónimos.

3.13. La masa de los átomos

Además de lo ya mencionado, otra muy importante propiedad de los átomos es su *masa*, la cual se relaciona con el número de partículas subatómicas que lo componen, principalmente los nucleones. Los átomos son partículas extraordinariamente pequeñas; por ejemplo, aun la más insignificante mota de polvo apreciable a simple vista contiene unos 10 mil billones de átomos (10^{16} átomos). Por ello, resulta claro que no se puede medir directamente la masa de un átomo tal como se haría con un objeto en una balanza. Pero sí existen técnicas experimentales que permiten obtener un valor de masa relativo, es decir, la relación que existe entre la masa de dicho átomo y la de otro átomo que se toma como referencia.

El átomo elegido como referencia se fue modificando históricamente; primero fue el hidrógeno, luego el oxígeno y en la actualidad es el isótopo más abundante del elemento carbono, el C-12, un átomo de carbono cuyo núcleo posee 6 protones y 6 neutrones. A este isótopo se le asigna, por definición, una masa de 12 unidades, cada una de las cuales se denomina *uma*, unidad de masa atómica:

$$\text{masa de 1 átomo de } {}_6^{12}\text{C} = 12 \text{ u m a}$$

entonces 1 *uma* corresponderá a la doceava parte de la masa de dicho átomo.

Unidad de masa atómica: se define a 1 *uma* como la doceava parte de la masa del isótopo carbono -12:

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa de } {}_6^{12}\text{C}}{12}$$

Por ejemplo, no se puede determinar la masa de un átomo del isótopo Na-23 pero sí hallar experimentalmente que su masa es 1,916 veces la masa de un átomo de C-12.

Por lo tanto,

$$\text{masa de Na-23} = 1,916 \times \text{masa C-12} = 1,916 \times 12 \text{ uma}$$

$$\text{masa de Na-23} = 22,99 \text{ uma}$$

Asimismo, para el elemento cloro se determina que los isótopos Cl-35 y Cl-37 poseen, respectivamente, 2,914 y 3,079 veces la masa del C-12, con lo cual:

$$\text{masa de Cl - 35} = 2,914 \times \text{masa C-12} = 2,914 \times 12 \text{ uma} = 34,97 \text{ uma}$$

$$\text{masa de Cl - 37} = 3,079 \times \text{masa C-12} = 3,079 \times 12 \text{ uma} = 36,95 \text{ uma}$$

Como se observa, ambos isótopos poseen masas distintas y aproximadamente iguales al triple de la masa del átomo de C-12.

Si un elemento posee una sola variedad isotópica natural, como por ejemplo el flúor, la masa atómica del elemento será la del único isótopo. Pero la mayoría de los elementos presentan dos o más isótopos, cada uno de los cuales tendrá una masa atómica distinta. Entonces, ¿por qué en la Tabla Periódica aparece un único valor de masa atómica para cada elemento?

La respuesta a esta pregunta es que el valor que aparece en la Tabla Periódica es un promedio de las masas atómicas de los isótopos del elemento. Se calcula teniendo en cuenta la masa de cada uno de sus isótopos y su abundancia natural, indicados como ejemplo para el Cu en la Tabla 3.3.

$$\text{Masa atómica relativa promedio del Cu} = (0,6917 \times 62,930 + 0,3083 \times 64,928) \text{ uma}$$

$$\text{Masa atómica relativa promedio del Cu} = 63,546 \text{ uma}$$

Tabla 3.3 Isótopos naturales del Cu

Isótopo	Abundancia (%)	Masa (uma)
Cu-63	69,17	62,930
Cu-65	30,83	64,928

Como se observa, cada isótopo aporta a la masa atómica del elemento un término que es el producto de la masa atómica de dicho isótopo por el porcentaje de abundancia dividido 100.

Este resultado es el que aparece en el casillero de la Tabla Periódica correspondiente al elemento cobre, y se obtiene de manera análoga para todos los elementos. Debe observarse que, dado que este valor es un promedio, no coincide con ninguno de los valores de masa correspondientes a cada isótopo.

Como puede verse en la tabla anterior, debido a que la masa atómica relativa de cada isótopo se determina experimentalmente, el valor correspondiente resulta expresado con decimales (cuyo número depende de la fuente utilizada), y por ende esto también se aplica a la masa atómica relativa promedio.

La masa atómica relativa promedio, o simplemente masa atómica, no debe confundirse con el número másico. La masa atómica es un índice de la cantidad de materia que posee el átomo y se expresa con decimales. Por su parte, el número másico indica el número de nucleones y por lo tanto es un número entero, es decir, sin decimales. Esto se ilustra en la Tabla 3.4 para dos de los isótopos del elemento calcio.

Tabla 3.4 El número másico es entero, la masa atómica posee decimales

Isótopo	Número atómico	Número másico	Masa atómica
Ca-40	20	40	39,963 uma
Ca-42	20	42	41,959 uma

De todos modos, los valores de la masa atómica y del número másico están relacionados entre sí, pues a mayor número másico mayor es el número de nucleones y por lo tanto mayor es la masa del átomo.

Cabe acotar que para los elementos desde $Z = 1$ hasta $Z = 27$ inclusive se cumple lo siguiente: si se redondea la masa atómica promedio al número entero más próximo, se obtiene el número másico A del isótopo natural más abundante.

Ejemplo: masa atómica promedio del carbono: 12,011 uma, redondeada al entero más próximo da 12, que es el número másico A del isótopo más abundante del carbono.

Actividad

En función de lo visto hasta ahora proponemos la siguiente actividad: Para el elemento aluminio indicar:

- número atómico;
- número másico del isótopo más abundante;
- número de electrones del átomo neutro y del catión de carga +3
- masa atómica relativa.

Actividad final del capítulo

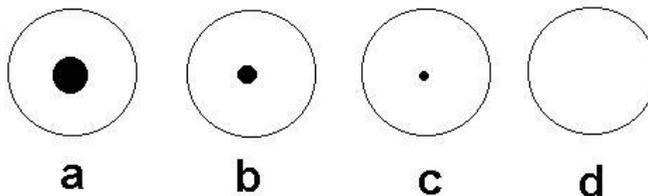
Continuando con el tema del ozono, iniciado en la parte final del Capítulo 1, presentamos un nuevo párrafo, luego del cual te proponemos una actividad relacionada con el mismo, en la que se refuerzan algunos conceptos vistos hasta aquí.

El Ozono (parte III)

El ozono es una sustancia formada por unidades (moléculas) de tres átomos de oxígeno y por lo tanto constituye otra variedad de dicho elemento, además del dióxígeno que forma parte del aire. El ozono es entonces un alótropo del oxígeno. Esta variedad alotrópica triatómica es diamagnética (no afectada por campos magnéticos), y tiene un punto de ebullición de 250,6 K, considerablemente más elevado que el del dióxígeno. El líquido es de color azul intenso y es tóxico en concentraciones superiores a las 100 partes por millón. La estructura de la molécula de ozono fue objeto de discusión durante mucho tiempo, pero distintos estudios realizados confirman la estructura angular, desechándose la cíclica anteriormente difundida.

Actividad

- a) ¿A cuál elemento corresponden los átomos que forman el ozono?
- b) El elemento a que hace referencia el inciso a posee tres isótopos naturales, que tienen, respectivamente 8, 9 y 10 neutrones. Para cada uno de ellos indica: el A, el Z, el número de protones y de electrones. Realiza el mismo análisis para el ion con dos cargas negativas y ocho neutrones.
- c) ¿Cuál de las siguientes representaciones de un átomo refleja mejor la relación de tamaño entre el núcleo y la nube electrónica? Justificar la respuesta.



- d) Indica las propiedades físicas, químicas y organolépticas del ozono mencionadas en el párrafo.

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 3

3-1. ¿Cómo puede describirse el proceso que debe ocurrir para que un átomo del elemento Mg se convierta en Mg^{2+} ? ¿Y para formar la especie N^{3-} a partir de un átomo de N?

- 3-2. a) ¿Cuántos neutrones tiene el isótopo Zn-68? *Respuesta: 38.*
 b) ¿Qué tienen en común y qué tienen de diferente los isótopos de $A = 35$ y $A = 37$ del elemento cloro?

3-3. Con respecto al elemento cuyo $Z = 79$:

- a) ubícalo en la Tabla Periódica, ¿de qué elemento se trata?
 b) ¿en qué grupo y período de la Tabla Periódica se encuentra?
 c) ¿en qué zona de la Tabla Periódica se encuentra?
 d) indica su número atómico y su masa atómica
 e) ¿por qué la masa atómica no es un número entero?

3-4. Indica el número de protones, de neutrones y de electrones para cada una de las siguientes especies:

11	199	200
B	Hg	Hg
5	80	.80

Respuesta: a) 5 p, 6 n, 5 e.

3-5. Según la siguiente tabla

	N° de Protones	N° de Neutrones	N° de Electrones
A	8	8	10
B	3	4	2
C	9	10	9

- a) ¿Cuál o cuáles de estas partículas, A, B y C, tienen carga?
 b) Calcular Z y A para cada caso. ¿Cuál puede ser catión y cual anión?
- 3-6. Identificar en cada caso, el isótopo caracterizado por las siguientes partículas subatómicas
- a) 9 protones, 10 neutrones y 10 electrones
 b) 12 protones, 12 neutrones y 10 electrones
 c) 52 protones, 76 neutrones y 54 electrones
 d) 37 protones, 49 neutrones y 36 electrones

3-7. En este capítulo se han señalado dos formas habituales de definir el concepto de elemento químico. Analiza a cuál de dichas definiciones corresponde cada uno de los siguientes enunciados:

- a) si se hace reaccionar *dióxígeno* y *dihidrógeno* gaseoso en presencia de una chispa eléctrica se produce agua;
- b) el agua oxigenada está formada por *hidrógeno* y *oxígeno*;
- c) el *hidrógeno* se encuentra en estado gaseoso en condiciones ambientales;
- d) una importante propiedad de los átomos de *flúores* su elevada electronegatividad;
- e) el *sodio* metálico reacciona con el agua produciendo hidróxido de sodio en solución y gas hidrógeno;
- f) el *oxígeno* forma el anión O^{2-} ;
- g) el *dioxígeno* presenta carácter oxidante;
- h) los *metales* presentan brillo, conductividad eléctrica, conductividad térmica;
- i) los átomos de los *metales* poseen una marcada tendencia a perder electrones.

3-8. Completa la siguiente tabla:

Ion	Número Atómico	Número Másico	Número de n	Número de p ⁺	Número de e ⁻	Carga eléctrica
$^{24}_{12}Mg^{2+}$		24				
$^{19}_9F^{-}$			10		10	
			20	19	18	
		32		16		-2
			14		10	+3
$^{81}_{35}Br^{-}$		81				
$^{22}_{11}Na^{+}$		22				

3-9. ¿Qué diferencia hay entre el número de átomos contenidos en 50 gramos de N_2 gaseoso y en 50 gramos de N_2 líquido? ¿Por qué?

3-10. Completa el siguiente quimigrama.

1			T						
2			A						
3			B						
4			L						
5			A						
6			P						
7			E						
8			R						
9			I						
10			Ó						
11			D						
12			I						
13			C						
14			A						

Referencias:

- Número representado con la letra Z.
- Elementos no metálicos que conforman el Grupo 17.
- Nombre del elemento de símbolo Rb.
- Apellido del químico ruso considerado el creador de la Tabla Periódica.
- Elementos ubicados a la izquierda de la línea diagonal quebrada.
- Conjunto de elementos ubicados en una columna.
- Propiedad de un átomo con una gran tendencia a atraer electrones.
- Nombre del metal alcalinotérreo de menor masa atómica.
- Elementos con propiedades intermedias entre los metales y los no metales.
- Elemento que conforma el Grupo 15 y se presenta como sólido.
- Conjunto horizontal de elementos de la Tabla Periódica.
- Elemento que forma una sustancia simple que es el componente mayoritario del aire.
- Conjunto de metales que forman el Grupo 1.
- Nombre del elemento cuyo $Z = 32$.

3-11. Se tienen 500 gramos de vapor de agua a cierta temperatura, y 500 gramos de hielo a $-3\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿En cuál de los dos hay mayor cantidad de átomos de hidrógeno?

3-12. Indicar cuales de las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F). Justificar en el caso de las falsas.

- a) El átomo está formado por un núcleo con carga negativa.
- b) El número atómico es el número de protones
- c) Los isotopos son elementos que tienen distinto número atómico.
- d) Thomson describe el átomo como una esfera de carga positiva únicamente.
- e) La masa del electrón es mayor que la del protón.
- f) El número másico es el número de neutrones.
- g) El número de neutrones se obtiene sumando $Z + A$
- h) Elemento es una clase de átomos con el mismo número de protones
- i) Las propiedades de los elementos en la Tabla Periódica varían de modo periódico con el aumento del número atómico.
- j) Los metales tienen tendencia a perder o ceder electrones
- k) Los metales alcalinos pertenecen al periodo 1
- l) El átomo que se toma como referencia para obtener la masa atómica relativa es el hidrogeno.

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.

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



Química

Conceptos fundamentales

Unidad 4. Formulación y nomenclatura

Daniel Alsina / Edgardo Cagnola / René Güemes / Juan Carlos Noseda / 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

La Química dispone de un lenguaje propio: utiliza un sistema de símbolos, fórmulas y nombres para representar aspectos tales como la composición de la materia, su estado físico, sus transformaciones y las condiciones para que ocurran estas últimas.

De esta manera, así como la comunicación a través del lenguaje humano se realiza mediante palabras formadas según un alfabeto constituido de vocales y consonantes, la Naturaleza dialoga con nosotros en un lenguaje de sustancias químicas. Éstas son una combinación de elementos que se representan por “letras químicas” (símbolos), las cuales conforman “palabras químicas” (fórmulas), de tal modo que con poco más de cien símbolos se pueden representar millones de sustancias.

En el presente capítulo se brindarán detalles acerca de las reglas y criterios a seguir para la determinación de *fórmulas* y de *nombres* de las sustancias. Se introducirá el concepto de *número de oxidación* y se puntualizará su utilidad en la formulación y nomenclatura. Se remarcará una vez más la importancia de la ejercitación a los fines de la comprensión y aprendizaje de los conceptos involucrados.

4.1. Formulación y nomenclatura de sustancias inorgánicas

Como se mencionó en el Capítulo 1, una sustancia es una clase o tipo de materia que puede estar constituida por uno o más elementos, es decir, por átomos del mismo número atómico o por átomos de distinto número atómico.

Desde el punto de vista de la Química, toda sustancia puede ser identificada de dos maneras:

1. mediante su *fórmula química*, que es una representación simbólica en la que se consigna: a) el o los elementos constituyentes con sus símbolos correspondientes y b) la proporción en que participa cada elemento en la sustancia, indicada con un subíndice. Ejemplos: H_2 , SO_2 , Na_2CO_3 , CF_4 , $Ca(OH)_2$, BN.

2. mediante un *nombre*, que puede variar de acuerdo al idioma. Para los ejemplos indicados en el punto anterior: dihidrógeno, dióxido de azufre, carbonato de sodio, tetrafluoruro de carbono, hidróxido de calcio, nitruro de boro. En algunos casos puede utilizarse más de un nombre para una misma sustancia.

Por lo tanto, el estudiante de Química debe comprender los símbolos de los elementos y las correspondientes reglas para escribir nombres, fórmulas y ecuaciones químicas y ejercitarse en dicha actividad para poder acceder al aprendizaje de las mismas.

En este punto sería interesante realizar la analogía con quien está aprendiendo un idioma nuevo ¿qué actividades realiza?, ¿cómo se podría aprender una lengua nueva?

Ahora bien, en los comienzos de la Química como ciencia, el número de sustancias conocidas era muy reducido, por lo cual era posible memorizar sus nombres.

En la actualidad se sabe de la existencia de más de cinco millones de sustancias diferentes, número que, en función del permanente avance tecnológico llevado adelante por investigadores a partir de las demandas de la sociedad, se incrementa constantemente sin tener un límite previsible. Esto se ve reflejado en áreas tales como, entre otras, la industria farmacéutica con nuevos medicamentos, la industria petroquímica con diversos productos sintéticos, las agroquímicas con nuevos fertilizantes y plaguicidas, así como también las áreas de producción de nuevos materiales, como cerámicos y aleaciones. Por ello, se hizo necesario adoptar ciertas reglas que permitan la identificación de sustancias en forma clara, facilitando así la comunicación en el ámbito internacional.

De ahí que, al escribir la fórmula de un compuesto en un país, no habrá ninguna confusión al leer la misma en otro país, incluso en un idioma diferente.

En tal sentido, la IUPAC (*Internacional Union Pure and Applied Chemistry*. Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), organismo internacional de Química, ha establecido un conjunto de recomendaciones que permiten la asignación de nombres y fórmulas para cada sustancia. Estas reglas o guías han sido establecidas con el pro-pósito de proveer normas de referencia a todas aquellas personas que desarrollen sus actividades en el ámbito de la Química o tengan relación con ella, tales como profesionales de las ciencias químicas, ingenieros, técnicos, estudiantes, bibliotecarios, etc. La comprensión y el aprendizaje de estas guías es un aspecto importante en la formación de los mismos y requiere de *permanente práctica*.

Aun así, ciertas sustancias han mantenido nombres históricos o tradicionales que no guardan relación con su fórmula y pueden variar según el idioma: *agua*, *amoníaco* y otras.

Un concepto útil para trabajar con nombres y fórmulas de sustancias es el *número de oxidación* de un átomo, el cual veremos a continuación.

4.2. Concepto de número de oxidación

El *número de oxidación* es una forma de indicar el estado de carga en el que se encuentra un átomo en una determinada sustancia o especie química. Ese estado de carga depende de qué átomos están combinados con él y de qué manera, es decir, qué tipo de enlace o unión química existe entre dichos átomos.

Cuando un átomo se une o combina con otro u otros utiliza uno o más de sus electrones para enlazarse. Esto puede ocurrir de distintas formas. En una de ellas, dichos electrones pueden cederse totalmente a otro átomo, y entonces se forman los iones de los que se habló anteriormente. Por ejemplo, un átomo de sodio (metal) puede *ceder* un electrón a un átomo de cloro (no metal), resultando un catión Na^+ y un anión Cl^- . Debido al hecho de que cargas de distinto signo se atraen, ambos iones se unen mediante fuerza de atracción y este enlace se denomina *iónico* o *electrovalente*.

Otra forma de combinación de los átomos se produce cuando éstos comparten electrones. Si se unen dos no metales, por ejemplo, un átomo de hidrógeno con un átomo de cloro, no habrá cesión de electrones de un átomo a otro como en el caso anterior. En cambio, compartirán un par de electrones y de esta manera quedarán enlazados. Este tipo de enlace se denomina *covalente*.

Veremos a continuación cómo se asigna el número de oxidación de los átomos en las dos situaciones indicadas anteriormente.

Cuando un átomo está como ion se le asigna un número de oxidación igual a su carga, por ejemplo:

- en el NaCl , el número de oxidación del sodio es +1 y el del cloro es -1;
- en el FeCl_2 , el número de oxidación del hierro es +2 y el del cloro es -1;
- en el FeCl_3 , el número de oxidación del hierro es +3 y el del cloro es -1.

En los dos últimos ejemplos (FeCl_2 y FeCl_3) se observa que por medio del número de oxidación es posible distinguir estados diferentes de un mismo elemento (Fe), y de esta manera se tiene una forma de diferenciar ambas sustancias mediante sus nombres, consignando los números de oxidación como números romanos entre paréntesis:

- FeCl_2 : cloruro de hierro (II)
- FeCl_3 : cloruro de hierro (III)

En estos casos en que un mismo metal puede tener dos números de oxidación diferentes, otra forma de distinguir estados de oxidación lo constituye el uso de la terminación *oso* para el caso de menor número de oxidación y la terminación *íco* para el mayor:

- $FeCl_2$: *cloruro ferroso*

- $FeCl_3$: *cloruro férrico*

Cabe destacar que en estos casos, para algunos metales cambia la raíz del nombre, por ejemplo:

- *hierro: ferroso o férrico (y no “hierroso” o “hiérrico”);*

- *cobre: cuproso o cúprico (y no “cobroso” o “cóbrico”);*

- *plomo: plumboso o plúmbico (y no “plomoso” o plómico”);*

- *estaño: estannoso o estánnico (y no “estañoso” o “estáñico”).*

De todos modos, se recomienda utilizar en estos casos, y en general para todos aquellos compuestos que contienen metal, la forma de nomenclatura que emplea número de oxidación.

También es posible asignar números de oxidación a átomos que comparten electrones con otros. Por ejemplo, en el caso del enlace de un átomo de hidrógeno con un átomo de cloro se puede considerar que aportan un electrón cada uno y comparten el par, situación que se puede simbolizar de la siguiente manera:



El par de puntos o la raya representan el par de electrones compartidos; la unidad representada simboliza una molécula de cloruro de hidrógeno.

El átomo de cloro tiene mayor tendencia que el hidrógeno a atraer electrones. Esto significa que el átomo de cloro es más *electronegativo* que el átomo de hidrógeno. Por ello, el par de electrones compartido estará mayor tiempo más cerca del cloro que del hidrógeno. Si ahora imaginamos que el átomo de cloro toma totalmente el par de electrones, quedaría con una carga negativa neta, $1-$, y el hidrógeno con una carga positiva neta, $1+$; éstos son los números de oxidación de cada átomo en esa molécula, es decir, que se le asigna al cloro número de oxidación -1 y al hidrógeno número de oxidación $+1$. De tal manera, en estos casos el número de oxidación de un átomo es la carga que le quedaría a dicho

átomo si los electrones compartidos se asignaran, imaginariamente, al átomo más electronegativo.

Se dan a continuación otros dos ejemplos de asignación de números de oxidación de átomos en las sustancias fluoruro de potasio (KF) y agua.

KF: teniendo en cuenta que su estructura puede representarse como:



dado que ambos elementos se presentan como iones los números de oxidación serán iguales a sus cargas respectivas:

$$\text{n}^\circ \text{ oxid. del K} = +1$$

$$\text{n}^\circ \text{ oxid. del F} = -1$$

H₂O: el átomo de oxígeno comparte un par de electrones con cada uno de los átomos de hidrógeno, por lo tanto la estructura puede representarse así:



En este caso los átomos no están como iones; en cada enlace ambos átomos aportan un electrón, y como el átomo de oxígeno es más electronegativo que el átomo de hidrógeno se asignan al oxígeno los electrones como si los ganara totalmente, lo cual se indica mediante sendas líneas curvas. Surgen entonces los siguientes números de oxidación:

$$\text{N}^\circ \text{ oxid. del H en H}_2\text{O} = +1$$

$$\text{N}^\circ \text{ oxid. del O en H}_2\text{O} = -2$$

En ambas sustancias la suma de los números de oxidación de todos los átomos resulta cero puesto que tanto la unidad KF como la molécula H₂O son eléctricamente neutras.

El número de oxidación de un átomo depende del número y clase de átomos con los cuales está combinado. Así, por ejemplo, el número de oxidación asignable al oxígeno en el agua es -2 , pero en el compuesto OF₂ (los dos átomos de F unidos al de O, de manera similar al agua), el número de oxidación del O deberá

ser considerado como + 2, debido a que el flúor es más electronegativo que el oxígeno.

Los números de oxidación más comunes de los átomos de los distintos elementos se indican en la Tabla Periódica. Existe un conjunto de reglas útiles para facilitar la asignación o determinación del número de oxidación de los átomos. Dichas reglas se muestran a continuación en 4.2.1, y luego, en el ítem 4.2.2, se explicita una aplicación de los números de oxidación en la determinación de la fórmula de sustancias que contienen metal y no metal (o grupo de no metales).

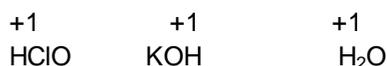
4.2.1. Reglas generales para la asignación de números de oxidación

1. El número de oxidación de cualquier elemento en una sustancia elemental es 0, por ejemplo en sustancias tales como: O₃, S₈, N₂, Na, Ca, etc.

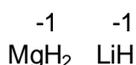
2. El número de oxidación del hidrógeno combinado es 1+, por ejemplo:

Programa de Ingreso **UNL** / Curso de Articulación Disciplinar: Química 5

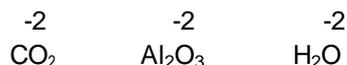
Química. Conceptos fundamentales/ **Unidad 4.** Formulación y nomenclatura



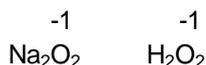
excepto en los hidruros (unido a un metal), donde su n° de oxidación es 1-



3. El n° de oxidación del oxígeno combinado es 2-, por ejemplo



pero puede diferir en otros casos como en los peróxidos, donde su n° de oxidación es 1-



4. El número de oxidación de un elemento que se encuentra como ion monoatómico es igual a la carga del ion, por ejemplo:

número de oxidación del Cl como Cl⁻ : -1,

número de oxidación del S como S^{2-} : -2

número de oxidación del Ca como Ca^{2+} : +2

número de oxidación del Al como Al^{3+} : +3

5. En los iones poliatómicos la suma de los números de oxidación de todos los átomos intervinientes es igual a la carga del ion.

$$\sum n^{\circ}s \text{ oxid (ion)} = \text{carga del ion}$$

Ejemplo:

para el ion carbonato, CO_3^{2-} , debe cumplirse

$$\sum n^{\circ}s \text{ oxid(ion)} = -2$$

es decir que:

$$1 \times n(C) + 3 \times n(O) = -2$$

Expresiones como la anterior pueden utilizarse para determinar el número de oxidación de uno de los átomos, por ejemplo el carbono, asignando al resto de los átomos números de oxidación de acuerdo con las reglas preestablecidas:

$$n(C) + 3 \times n(O) = -2$$

$$n(C) + 3 \times (-2) = -2$$

$$n(C) - 6 = -2$$

$$n(C) = -2 + 6$$

$$n(C) = +4$$

6. En las unidades de sustancia, que son eléctricamente neutras, la suma de los números de oxidación de todos los átomos intervinientes debe ser cero.

Un ejemplo para este caso sería pensar en que para hallar el número de oxidación del nitrógeno en el ácido nítrico (HNO_3) planteamos la sumatoria de los números de oxidación de los elementos y la igualamos a 0; luego despejamos el número de oxidación buscado.

$$\sum n^{\circ}\text{s oxid} = 0$$

$$1 \times n(\text{H}) + 1 \times n(\text{N}) + 3 \times n(\text{O}) = 0$$

$$1 \times (+1) + 1 \times n(\text{N}) + 3 \times (-2) = 0$$

$$n(\text{N}) - 5 = 0$$

$$n(\text{N}) = +5$$

4.2.2. Determinación de la fórmula de sustancias por intercambio de cargas o números de oxidación

Importante: este método de determinación de fórmulas de sustancias es recomendado para los casos de *sustancias que contienen: metal y no metal (o grupo de no metales)*. Es aplicable en otros casos pero con precaución.

Se basa en el hecho de que las sustancias, y por lo tanto sus unidades formularias, deben ser eléctricamente neutras.

Se indican los pasos a seguir tomando en consideración un ejemplo.

Ejemplo:

- *Determinar la fórmula del óxido de hierro (III)*

a) Se determina la carga o número de oxidación que poseen el metal y el no metal (o grupo de no metales) en el compuesto:



b) Se escribe primero el metal y luego el no metal (o grupo de no metales) teniendo en cuenta lo siguiente:

- como subíndice del metal: se escribe el número correspondiente a la carga o número de oxidación del no metal (o grupo de no metales), sin el signo;
- como subíndice del no metal (o grupo de no metales): se escribe el número correspondiente a la carga o número de oxidación del metal, sin el signo.

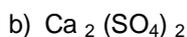


De esta manera se igualan las cargas eléctricas positivas y negativas en la unidad formular, es decir: 2×3 cargas positivas = 3×2 cargas negativas.

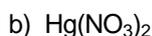
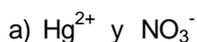
c) Si es posible, se simplifican ambos números dividiendo por un divisor común, sin involucrar en esta operación a subíndices internos del grupo de no metales.

Se muestran a continuación otros ejemplos:

• *Determinar la fórmula del sulfato de calcio*



• *Determinar la fórmula del nitrato de mercurio (II)*



4.3. Reglas generales de nomenclatura y escritura de fórmulas

En la Tabla 4.1 que se presenta a continuación se sistematiza la siguiente información:

- en la primera columna se consignan distintas sustancias clasificadas según su composición;
- en la segunda columna se indica cómo se escribe la fórmula correspondiente y,
- en la tercera columna se indican una o más formas de nombrar las sustancias; en algunos casos se rotulan con a) y b) dos alternativas posibles, siendo la opción a) la forma más recomendada para el uso.

Tabla 4.1 Fórmulas y nomenclatura de sustancias

SUSTANCIA	FÓRMULA	NOMENCLATURA
<p><i>Sustancias simples</i></p> <p>Constituidas por un único elemento químico.</p>	<p>Símbolo del elemento con el subíndice correspondiente.</p> <p>Ejemplos:</p> <p style="text-align: center;">S₈ O₃ O₂ Ca</p>	<p>a) Nombre del elemento precedido de un prefijo numeral (di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca) indicativo del número de átomos de la fórmula.</p> <p>S₈ octaazufre O₂ dióxígeno O₃ trióxígeno Ca calcio</p> <p>b) Nombre del elemento o nombre especial.</p> <p>S₈ azufre O₂ oxígeno O₃ ozono Ca calcio</p>
Oxidos (elemento + oxígeno)		
<p><i>Óxidos de metales</i></p> <p>Combinación metal-oxígeno.</p>	<p>Primero el metal, luego el oxígeno, con los subíndices correspondientes (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos:</p> <p>CaO FeO Fe₂O₃</p>	<p>a) Se indica como "óxido" y el metal con su número de oxidación si es necesario.</p> <p>CaO óxido de calcio FeO óxido de hierro (II) Fe₂O₃ óxido de hierro (III)</p> <p>b) Mediante sufijos oso-ico</p> <p>FeO óxido ferroso Fe₂O₃ óxido férrico</p>

<p>Óxidos de no metales</p> <p>Combinación no metal-oxígeno</p>	<p>No metal y oxígeno con los subíndices correspondientes, de acuerdo al nombre</p> <p>Ejemplos</p> <p>N_2O_4</p> <p>SO_3</p>	<p>Empleo de prefijos numerales:</p> <p>N_2O_4 tetraóxido de dinitrógeno.</p> <p>SO_3 trióxido de azufre.</p>
<p>Hidruros (elemento + hidrógeno)</p>		
<p>Hidruros de metales</p> <p>Combinación de metal e hidrógeno.</p>	<p>Primero el metal y luego el hidrógeno (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos:</p> <p>CaH_2</p> <p>CuH</p>	<p>a) CuH hidruro de cobre(I)</p> <p>CaH_2 hidruro de calcio</p> <p>b) CuH hidruro cuproso</p>
<p>Hidrácidos</p> <p>H unido a no metales de los grupo 16 o VIA, excepto O, y grupo 17 o VIIA.</p> <p>Otros hidruros de no metales</p>	<p>Primero el hidrógeno (con subíndice 2 para grupo 16 y 1 para grupo 17) y luego el no metal.</p> <p>Ejemplos:</p> <p>H_2S</p> <p>HCl</p> <p>Ejemplos:</p> <p>NH_3</p> <p>PH_3</p> <p>CH_4</p>	<p>H_2S: sulfuro de hidrógeno o ácido sulfhídrico</p> <p>HCl: cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico</p> <p>amoníaco</p> <p>fosfina</p> <p>metano</p> <p>(nombres tradicionales impuestos por el uso)</p>

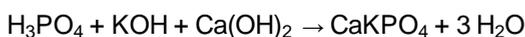
Hidróxidos		
<p>Combinaciones de fórmula $M(OH)_n$ donde M es metal y OH corresponde al anión hidróxido</p>	<p>$M(OH)_n$ siendo n igual al número de oxidación del metal. (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos:</p> <p>NaOH</p> <p>$Fe(OH)_2$</p> <p>$Cu(OH)_2$</p>	<p>NaOH hidróxido de sodio</p> <p>a) $Fe(OH)_2$ hidróxido de hierro (II)</p> <p>$Cu(OH)_2$ hidróxido de cobre (II)</p> <p>b) $Fe(OH)_2$ hidróxido ferroso</p> <p>$Cu(OH)_2$ hidróxido cúprico</p>
Oxoácidos		
<p>Compuestos constituidos por hidrógeno, no metal y oxígeno (por lo menos un hidrógeno unido a oxígeno).</p>	<p>Se escriben: el hidrógeno y luego el grupo no metal-oxígeno, que corresponde al oxoanión.</p> <p>Ejemplos:</p> <p>HNO_3</p> <p>H_2SO_4</p> <p>El número de átomos de H es igual a la carga (sin signo) del oxoanión correspondiente.</p>	<p>Se usa la palabra "ácido" y la raíz del no metal con sufijos "oso" o "ico" (dos números de oxidación del no metal) y si es necesario prefijos "hipo" y "per", etc.</p> <p>Ejemplos:</p> <p>HNO_3 ácido nítrico (anión correspondiente: nitrato, NO_3^-)</p> <p>HNO_2 ácido nitroso (anión correspondiente: nitrito, NO_2^-)</p> <p>H_2SO_4 ácido sulfúrico (anión correspondiente: sulfato, SO_4^{2-})</p>

Sales (Combinaciones de catión y anión distinto de hidruro y óxido)		
<p>Sales no oxigenadas</p> <p>Se ven aquí ejemplos de tipo binario: combinación metal y no metal distinto de H u O.</p>	<p>Primero el metal, luego el no metal (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos Li_2S CoBr_2</p> <p>Metal: corresponde al catión; no metal: corresponde al anión</p>	<p>Li_2S: sulfuro de litio</p> <p>CoBr_2: a) bromuro de cobalto (II) b) bromuro cobaltoso</p>
<p>Oxosales neutras</p> <p>Combinación de oxoanión con catión. (Suelen llamarse oxosales neutras).</p>	<p>Se escribe primero el catión, luego el grupo de no metal y oxígeno, con los subíndices correspondientes (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplos:</p> <p>$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$</p> <p>El catión puede ser un metal o un catión poliatómico.</p>	<p>Se nombran según el oxoanión (ver Tabla 4.3) y el metal.</p> <p>A su vez: para el nombre del oxoanión se reemplaza el sufijo del oxoácido (ver Tabla 4.3) correspondiente: ico → ato, oso → ito.</p> <p>Ejemplos: $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ nitrito de bario (oxoanión: nitrito)</p> <p>$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ a) carbonato de hierro (III) b) carbonato férrico (oxoanión: carbonato)</p>

<p>Oxosales ácidas</p> <p>Combinación de un catión con un oxoanión que mantiene uno o más hidrógenos del oxoácido. (Segunda columna Tabla 4. 3).</p>	<p>Se escribe primero el catión, luego el grupo formado por hidrógeno - no metal - oxígeno, con los subíndices correspondientes (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p> <p>Ejemplo: NaHCO₃</p>	<p>NaHCO₃</p> <p>a) hidrógenocarbonato de sodio b) bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio</p>
<p>Sales mixtas</p> <p>Combinación de más de un catión, con un oxoanión o anión no oxigenado</p> <p>ver aclaración ampliada (*)</p>	<p>Se escriben los cationes primero, luego el anión correspondiente (intercambio de números de oxidación, ver ítem 4.2.2).</p>	<p>CaKPO₄</p> <p>a) Fosfato de calcio y potasio b) Ortofosfato de calcio y potasio</p>
<p>Otros compuestos</p>		
<p>Compuestos de dos no metales distintos de hidrógeno y oxígeno</p>	<p>Se escribe primero el elemento menos electronegativo</p> <p>Ejemplos: CCl₄ As₂S₅</p>	<p>Uso de prefijos numerales para ambos elementos si es necesario.</p> <p>CCl₄ tetracloruro de carbono As₂S₅ pentasulfuro de diarsénico</p>

(*) Sales mixtas:

Se designan como sales mixtas a las obtenidas a partir de la reacción de ácidos polipróticos con distintos hidróxidos. Por ejemplo:



En la Naturaleza es corriente encontrarlas en distintos minerales como por ejemplo el silicato de calcio y magnesio en la arcilla.

En la Tabla 4.2 se muestran algunos aniones simples de uso frecuente; en la Tabla 4-3 se detallan los oxoácidos y sus correspondientes oxoaniones. Puede observarse que a la terminación ico de un oxoácido corresponde la terminación ato del oxoanión, y a la terminación oso del oxoácido corresponde la terminación ito para el oxoanión.

En cursos posteriores de Química se verán reglas y criterios adicionales de formulación y nomenclatura, ampliando la información aquí brindada. Como se mencionara anteriormente, la formulación y la nomenclatura constituyen parte del lenguaje de la Química, y para poder aprenderlas es muy necesario *ejercitarse continuamente*.

Tabla 4.2 Aniones simples de uso frecuente

Fórmula del anión	Nombre del anión
F^-	Fluoruro
Cl^-	Cloruro
Br^-	Bromuro
I^-	Yoduro
H^-	Hidruro
O^{2-}	Óxido
S^{2-}	Sulfuro
CN^-	Cianuro
OH^-	Hidróxido(*)

(*) Se recomienda nombrarlo "hidróxido" y no "oxhidrilo"

Tabla 4.3 Oxoácidos más comunes y oxoaniones correspondientes

Oxoácido	Oxoanión con H	Oxoanión Sin H
H ₂ SO ₄ Ácido Sulfúrico	HSO ₄ ⁻ Hidrógenosulfato	SO ₄ ²⁻ Sulfato
Ácido Sulfuroso	HSO ₃ ⁻ Hidrógenosulfito	SO ₃ ²⁻ Sulfito
HNO ₃ Ácido Nítrico	-	NO ₃ ⁻ Nitrato
HNO ₂ Ácido Nitroso	-	NO ₂ ⁻ Nitrito
H ₂ CO ₃ Ácido Carbónico	HCO ₃ ⁻ Hidrógenocarbonato	CO ₃ ²⁻ Carbonato
H ₃ PO ₄ Ácido Fosfórico	H ₂ PO ₄ ⁻ Dihidrógenofosfato HPO ₄ ²⁻ Monohidrógenofosfato	H ₃ PO ₄ Fosfato
HClO Ácido Hipocloroso	-	ClO ⁻ Hipoclorito
HClO ₂ Ácido Cloroso	-	ClO ₂ ⁻ Clorito
HClO ₃ Ácido Clórico	-	ClO ₃ ⁻ Clorato
HClO ₄ Ácido Perclórico	-	ClO ₄ ⁻ Perclorato

Con subrayado simple se indican las terminaciones en “ico” y “ato” y con subrayado doble las terminaciones en “oso” e “ito”.

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 de-sea 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 4

4-1. Buscar los números de oxidación que pueden presentar los siguientes elementos: sodio, calcio, boro, fósforo, flúor.

4-2. ¿Qué característica tienen en común las formas de nomenclatura recomendadas en la Tabla 4-1 para los compuestos que contienen metal (elementos a la izquierda de la diagonal quebrada de la Tabla Periódica)?

4-3. Dar el nombre de las sustancias cuya fórmula se indica:

Cr₂O₃ Al(OH)₃ H₂SO₄ Cu(NO₃)₂ KHCO₃ H₂S MgH₂ N₂O₅
 PCl₅ Ca(HSO₄)₂ RbOH SnCl₂ Ag₂O SF₄ O₃ Cl₂O₅ Na₂SO₃

4-4. Escribir la fórmula de las sustancias cuyo nombre se indica:

ácido nítrico, sulfuro de cinc, monóxido de carbono, óxido de calcio, hidróxido de cromo (II), dióxido de nitrógeno, óxido férrico, nitrato mercúrico, cianuro de sodio, hidruro de hierro (II), monóxido de nitrógeno, ácido clorhídrico, sulfato de aluminio.

4-5. En la lista siguiente se presentan sustancias de uso muy frecuente en Química, identificadas mediante su fórmula o su nombre: amoníaco, hidróxido de sodio, CO, ácido sulfúrico, KOH, cloruro de sodio, HNO₃, hidróxido de calcio, ácido clorhídrico, Na₂SO₄, hidrógenocarbonato de sodio, dióxido de carbono, hierro, carbonato de sodio.

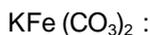
Confeccionar un cuadro donde se consigne, para cada una de ellas: la fórmula, uno o más nombres, el grupo de sustancias al que pertenece según la Tabla 4-1, y si se trata de una sustancia simple o compuesta.

4-6. Escribir dos ejemplos en cada uno de los siguientes casos:

- a) molécula diatómica formada por átomos del mismo elemento,
- b) molécula diatómica formada por átomos de diferentes elementos,
- c) molécula poliatómica formada por átomos del mismo elemento,
- d) molécula poliatómica formada por átomos de distintos elementos.

¿Cuáles de estos ejemplos corresponden a sustancias simples y cuáles a sustancias compuestas?

4-7. Para las siguientes sales mixtas dar el nombre o la fórmula según corresponda:



Ortofosfato de calcio y amonio

Sulfato de sodio y aluminio

4-8. Dar el nombre

- | | | |
|--|------------------------------------|---------------------------------------|
| a) Fe | f) K ₂ CrO ₇ | k) CaBr ₂ |
| b) H ₂ SO ₄ | g) S ₈ | l) HCl |
| c) (NH ₄) ₂ CO ₃ | h) K ₃ PO ₄ | m) CoS |
| d) HClO | i) O ₃ | n) BeH ₂ |
| e) HNO ₂ | j) HBrO ₂ | o) Cu(HCO ₃) ₂ |

4-9. Escribir la fórmula

- | | |
|-------------------------|-----------------------------|
| a) metano | g) bromuro de mercurio (II) |
| b) cloruro de amonio | h) heptaóxido de dicloro |
| c) Sulfuro de hidrógeno | i) óxido de cromo (II) |

- d) Óxido de calcio
e) bicarbonato de aluminio
f) hidrógenofosfato de plata
j) sulfato de plomo (IV)
k) hidróxido de estaño (II)
l) hidruro de hierro (III)

4-10. Dar el nombre o la fórmula según corresponda:

- a) $\text{Ti}(\text{HSO}_3)_4$ b) dihidrógenofosfato de amonio c) perbromato de talio (III)
d) NH_4HSO_4 e) cloruro de estaño (IV) f) $\text{Ni}(\text{ClO}_4)_3$ g) FePO_4

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.

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



Química

Conceptos fundamentales

Unidad 6. Reacciones químicas

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

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

Estamos acostumbrados a que día a día nos sorprendan con nuevas sustancias que hacen nuestra vida más fácil. Si bien otras nos parecen naturales, porque las conocemos desde hace mucho tiempo, cuando hablamos con nuestros padres tomamos conciencia de que en realidad no lo son. En general todas ellas nos solucionan problemas, nos brindan una vida más cómoda, pero ¿alguna vez te pusiste a pensar que todas esas sustancias fueron fabricadas por el hombre? Y de ser así, ¿te detuviste a pensar cómo fueron hechas? ¿o cómo se producirá la próxima sustancia que te sorprenda? Si bien muchas fueron obtenidas por los químicos en forma accidental, en todos los casos fue necesario mezclar distintas sustancias simples y/o compuestas en determinadas condiciones para que les dieran origen y aparecieran otras con propiedades completamente distintas. Estos procesos que “transforman” unas sustancias en otras no son otra cosa que *reacciones químicas*.

Cada minuto, millones de reacciones químicas están ocurriendo a nuestro alrededor sin que nos demos cuenta, y muchas de ellas son producto de procesos naturales. Sabemos, por ejemplo, que en las plantas ocurre una importante reacción química en la fotosíntesis. Por medio de este proceso, las mismas absorben la energía lumínica del Sol utilizándola para convertir el agua y el dióxido de carbono en su alimento (azúcar) y también en dioxígeno, que es aprovechado por nosotros para respirar. De hecho, sin plantas y sin este proceso químico, simplemente tampoco existiríamos. Funciones vitales como alimentarnos, respirar o movernos tienen lugar a través de procesos químicos (anabolismo y catabolismo).

Sumadas a estas reacciones naturales hay reacciones químicas producidas por el hombre, muchas de ellas llevadas a cabo en los laboratorios, con diversos fines:

crear nuevas medicinas, producir nuevos materiales o evitar la descomposición de alimentos, entre otros.

Como ves, es imposible hablar de química sin entrar en el tema de las reacciones químicas. De ahí la necesidad de dedicarles un capítulo para ver su importancia, su clasificación y la forma de trabajar con ellas, que es lo que haremos ahora.

6.1. Reacciones y ecuaciones

En distintos momentos de este libro nos hemos referido al hecho de que la Química, además de estudiar la estructura de las sustancias, se dedica también a las interacciones que puede haber entre ellas, en particular las reacciones químicas, que implican la transformación de unas sustancias en otras. Por ello es que se considera a la Química como una “Ciencia del cambio” o “Ciencia de la transformación”. Para efectuar el abordaje de este tema te proponemos la lectura del siguiente artículo.

Adaptado de: Molecules at an exhibition – John Emsley

– Oxford University Press – 1998

El ingrediente de las bebidas cola que parece extraño, y bastante amenazante, es el ácido fosfórico. Generalmente estamos más familiarizados con este ácido como agente activo en removedores de óxido, y con sus sales, llamadas fosfatos, usadas en detergentes.

Algunas veces el ácido fosfórico contenido en las bebidas cola ha encontrado otros usos. Los automovilistas, motociclistas y camioneros en los años 50s y los años 60s usaban estas bebidas para limpiar distintas partes cromadas de sus vehículos. El ácido fosfórico reaccionaba químicamente con el cromo para formar una dura capa superficial de fosfato de cromo que protegía al metal. Además disolvía el óxido que se formara protegiendo al acero que quedara al descubierto. Industrialmente el ácido fosfórico todavía se usa para este propósito, y todas las pinturas antióxido se basan en él.

No hay nada siniestro acerca del ácido fosfórico o sus sales. Decir que las bebidas cola contienen un limpiador industrial, como se hace en algunos libros, es cierto, pero ésta no es razón para no beberlas. El fosfato contenido en nuestros alimentos se transforma en ácido fosfórico en el estómago, debido a la acidez de

éste provocada por ácido clorhídrico. Todas las células vivientes necesitan ácido fosfórico para funcionar y no importa de dónde provenga.

Si leíste con detenimiento el artículo habrás notado que tanto en forma directa como indirecta el mismo hace referencia a usos del ácido fosfórico basados en algunos casos en reacciones que se producen con los metales (para limpiar, proteger), como también en la formación de una de las tantas sustancias necesarias para el organismo, ya que interviene en reacciones vitales para el ser humano.

Una *reacción química* es un proceso en el cual a partir de una o más sustancias se obtienen otra u otras sustancias distintas de las originales.

Como hemos visto en el Capítulo 1, los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química, por lo que el mismo conjunto de átomos está presente antes, durante y después de la reacción. Los cambios que ocurren simplemente conciernen al reacomodamiento de los átomos; es decir, que una reacción química se explica como el resultado de un reagrupamiento de los mismos para dar nuevas sustancias.

Los químicos han ideado un método muy útil para representar en forma escrita los cambios químicos mediante el uso de las ecuaciones químicas. Si bien los términos suenan similares, no deben confundirse: las ecuaciones químicas son la manera simbólica abreviada que tenemos para describir una reacción química, y deben incluir las sustancias que participan y las proporciones en que lo hacen. Cuanto más información se suministre, más se puede aproximar al hecho real que se está representando.

Presentamos a continuación un párrafo donde se plantea una situación de indudable relevancia ambiental.

Adaptado del artículo: Importancia de la química en la conservación de monumentos de piedra caliza y mármol. Juan Méndez Vivar. Profesores al día, 1997.

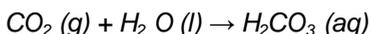
Lluvia ácida y la conservación de monumentos de piedra caliza y mármol

Un gran número de obras de arte está construido de piedra caliza o mármol. Químicamente son iguales, es decir, están compuestas por mineral calcita, que es el carbonato de calcio. Una calcita con 87 % de pureza, por ejemplo, indica que en una masa de 100 kg, 87 kg es carbonato de calcio y 13 kg otros materiales (sílice, arcilla, etc).

Pero ¿en qué se diferencia la piedra caliza del mármol? La respuesta es que son diferentes los tamaños de los cristales que los componen, como así también la porosidad. La piedra caliza se compone de cristales más pequeños y tiene mayor porosidad.

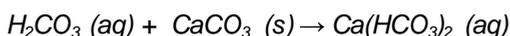
La piedra caliza y el mármol, sufren un proceso de deterioro natural cuando están expuestas a la intemperie por causa de la humedad del aire. El daño se agudiza en ambientes con atmósfera contaminada, caso de las grandes ciudades.

El agua de lluvia es ligeramente ácida, puesto que reacciona el dióxido de carbono presente en la atmósfera, con el agua para producir ácido carbónico.



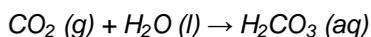
Es decir, se forma una solución donde el solvente es el agua y el soluto es el gas dióxido de carbono. Como todo ácido el carbónico se disocia en H^+ y HCO_3^- .

Este ácido carbónico reacciona con la caliza disolviéndola según



En las zonas muy industrializadas, además del CO_2 disuelto en el aire pueden existir otros óxidos como el SO_2 , SO_3 y óxidos de nitrógeno como el NO y NO_2 . Todos ellos pueden disolverse en el agua de lluvia, en la humedad ambiente, dando ácidos por reacciones similares a la de disolución del anhídrido carbónico. En estos ejemplos el problema es mayor ya que algunos de ellos son ácidos fuertes y su reacción con la caliza es más intensa y más rápida.

En este artículo se plantean varias ecuaciones químicas, que son representaciones simbólicas de las reacciones químicas. La primera de ellas es:



Si bien esta ecuación parece simple, no significa que los cambios que ocurren sean fácilmente explicables, tal como veremos a lo largo de este Capítulo.

Una ecuación química debe cumplir con los siguientes requisitos:

1. *incluir todos los reactivos y productos que intervienen;*
2. *estar balanceada, y, además, en lo posible*
3. *indicar el estado de agregación de cada sustancia.*

Si se desea completar esta información se pueden agregar:

- *las condiciones de temperatura, presión, presencia de un catalizador, etc. en que se efectúa la reacción*
- *la cinética de la misma, o sea la velocidad o rapidez con que ocurre*
- *cuanto se convierte de reactivos, etc.*

Veamos un poco más en detalle los puntos más importantes:

a) Reactivos y productos

A las sustancias que forman el sistema antes de que ocurra la reacción química se las denomina *reactivos* y a las que aparecen como consecuencia de la reacción se las llama *productos*. En una ecuación química, por convención, los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha, separados de los reactivos mediante una flecha

reactivos → productos

Cada uno de los reactivos y de los productos se escribe mediante sus fórmulas correspondientes. Por ejemplo, el dióxido de carbono (CO₂) se disuelve en agua (H₂O) y produce ácido carbónico, (H₂CO₃).

La ecuación química que representa el cambio indicado se escribe de la siguiente manera:



y se lee: el dióxido de carbono *reacciona con* (+) el agua para *producir* (→) ácido carbónico.

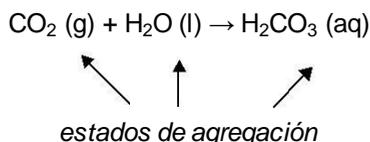
La flecha indica el sentido de la transformación. Las especies escritas a la izquierda de la flecha son los *reactivos*, especies que se consumen durante la

reacción. Pueden colocarse en cualquier orden pero siempre deben estar separadas por el signo (+). Las especies que aparecen a la derecha de la flecha se llaman *productos* y son las que resultan de la reacción. Puede haber uno o varios productos y en este último caso deben separarse por un signo (+). Tampoco existe un orden para la escritura de los mismos. Todos ellos se determinan experimentalmente y es fundamental que sus fórmulas estén bien escritas.

b) Estados de agregación

Conviene siempre indicar en la ecuación química el estado físico de reactivos y productos, el cual se suele expresar mediante las siguientes abreviaturas situadas a continuación de la fórmula química: (s) sólido, (l) líquido, (g) gas, (ac) o (aq) solución acuosa. El símbolo ac o aq indica solución acuosa, es decir, una sustancia

disuelta en un medio donde el solvente es el agua. Esta información adicional se agrega después de la fórmula de cada especie, de manera que la ecuación anterior se escribe como sigue:



c) La energía en las reacciones químicas

En toda reacción química hay un intercambio de energía con el medio; la mayoría de las veces esa energía se manifiesta en forma de calor.

Si cuando al producirse la reacción el sistema cede energía al medio que lo rodea la reacción se clasifica como *reacción exotérmica*. Se dice que el sistema *cede* o *libera calor*. Un ejemplo común es el que se produce en una obra en construcción cuando el albañil “apaga la cal viva”, situación en la cual ocurre la reacción del óxido de calcio (“cal viva”) con agua para dar hidróxido de calcio (“cal apagada”).

Otras veces, el sistema necesita recibir energía del medio que lo rodea; en esos casos se dice que el sistema absorbe calor, y se clasifica la reacción como una reacción endotérmica, por ejemplo, la descomposición térmica del carbonato de

calcio de la piedra caliza para preparar la cal viva. En las ecuaciones escritas anteriormente no se brinda esa información.

d) Otros aspectos a tener en cuenta

Los aspectos anteriormente citados (a, b y c) no nos permiten conocer cuál es la velocidad con que se produce la reacción, es decir la mayor o menor rapidez con que los reactivos se convierten en productos.

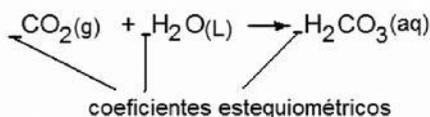
Además, existen factores como la presión y la temperatura que pueden afectar el sentido en que se produce la reacción. Por ejemplo, un aumento de presión favorece la formación del ácido, mientras que un aumento de temperatura la disminuye. Si bien no está indicado este dato, como verás en cursos de química superiores, los gases son menos solubles a mayor temperatura. Es sabido que en el verano aumenta la mortandad de peces en el río Salado, debido a las altas temperaturas

que disminuyen la cantidad de dióxígeno disuelta en el agua.

No todas las reacciones pueden representarse con una flecha simple; la gran mayoría de ellas no llega a completarse. Es decir, que los productos, una vez formados reaccionan dando lugar a la regeneración de los reactivos. Esto indica que no siempre se consume la totalidad de los reactivos para transformarse en productos. Dada la elevada cantidad de CO_2 que existe en la atmósfera (por la quema de combustibles fósiles y responsable en parte del efecto invernadero) si todo el gas carbónico se disolviese en agua los ríos tendrían altas concentraciones de ácido carbónico. Obviamente, la realidad nuevamente nos demuestra que el dióxido de carbono sigue estando presente en la atmósfera y que por ahora los ríos son habitables. Ese tipo de reacción suele representarse con una doble flecha (\rightleftharpoons). Sin embargo, para las reacciones con las que trabajaremos en este capítulo, incluyendo "Estequiometría", vamos a considerar que, por lo menos uno de los reactivos se ha consumido totalmente, transformándose en productos; es decir, que las reacciones están desplazadas hacia los productos y las indicaremos con una simple flecha.

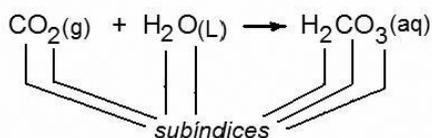
e) Balance de ecuaciones

Dado que los átomos no se crean ni se destruyen durante el curso de la reacción, una ecuación química debe tener el mismo número de átomos de cada elemento en cada lado de la flecha. En este sentido las ecuaciones químicas guardan cierta semejanza con las igualdades matemáticas.

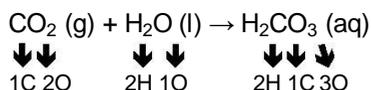


Para determinar este número para cada elemento se debe multiplicar el respectivo coeficiente estequiométrico por el subíndice. El coeficiente es el número que se escribe delante de las fórmulas en las ecuaciones. Cuando es igual a 1, no se escribe.

El subíndice es el número que va dentro de la fórmula e indica la cantidad de átomos presentes en una molécula, ion o unidad de sustancia iónica. Al igual que en el caso anterior, si debajo del símbolo de un elemento cualquiera dentro de una sustancia no aparece nada, esto significa que el subíndice es igual a 1.



Si aplicamos lo visto en el ejemplo que estamos tratando, obtenemos lo siguiente:



A continuación, verificamos que se cumple que:

Del lado de los Reactivos hay: 1 C, 3 O y 2 H

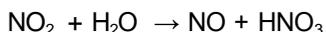
Del lado de los Productos hay: 1 C, 3 O y 2 H

Como el número de átomos de cada elemento es el mismo en ambos lados de la flecha, la ecuación quedó balanceada.

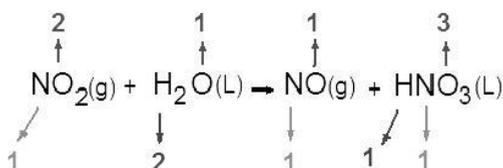
Pero no siempre son todos los coeficientes estequiométricos iguales a 1 como en el caso anterior. Consideremos la reacción química que ocurre cuando

disolvemos dióxido de nitrógeno en agua: los reactivos son NO_2 y H_2O y los productos que se forman son monóxido de nitrógeno (NO) y ácido nítrico (HNO_3).

Para escribir la ecuación química correspondiente utilizamos el esquema mostrado anteriormente:



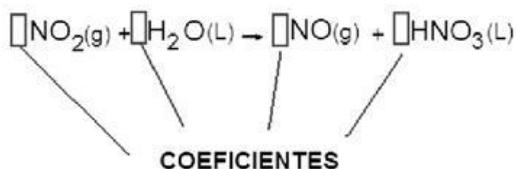
De acuerdo con el esquema propuesto, la ecuación que acabamos de escribir se puede leer de la siguiente manera: al poner en contacto dióxido de nitrógeno con agua se produce una reacción química, dando como productos: ácido nítrico y monóxido de nitrógeno.



Sin embargo, la ecuación que acabamos de escribir no es correcta pues no cumple con la ley de conservación de la masa, dado que en los reactivos encontramos un átomo de nitrógeno, dos de hidrógeno y tres de oxígeno, mientras que en los productos aparecen un átomo de hidrógeno, dos de nitrógeno y cuatro de oxígeno, como se indica a continuación.

Reactivos	Productos
$1 \times 1 = 1 \text{ N}$	1×1 más $1 \times 1 = 2 \text{ N}$
$1 \times 2 + 1 \times 1 = 3 \text{ O}$	1×1 más $1 \times 3 = 4 \text{ O}$
$1 \times 2 = 2 \text{ H}$	$1 \times 1 = 1 \text{ H}$

Es decir que la ecuación no está balanceada. Esto significaría que se ha creado de la nada un átomo de nitrógeno y uno de oxígeno y que ha desaparecido uno de hidrógeno, lo cual se sabe que no puede ocurrir. Para solucionar este inconveniente se debe realizar una operación conocida como balance de la ecuación, proceso que hará que la ecuación escrita cumpla con la ley de conservación de la masa. El balance de la ecuación consiste en encontrar un conjunto de coeficientes que se colocan delante de cada especie que aparece en la ecuación, de manera que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación.



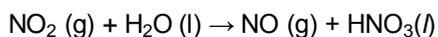
Recordemos: las ecuaciones químicas son la manera simbólica que tenemos para describir una reacción química, y deben incluir las sustancias que participan y las proporciones en que lo hacen.

6.2. Método de balance de ecuaciones

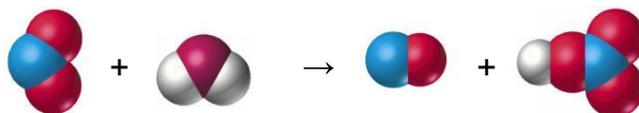
Para balancear una ecuación química hay varios métodos, entre los cuales se encuentra el de prueba y error. Si bien este método es más tedioso para quien no tiene mucha experiencia, al cabo de un tiempo resulta el más rápido y conveniente. Cabe aclarar que se utiliza en casos de ecuaciones sencillas y que más adelante, en posteriores cursos, se explicarán métodos más elaborados. En el ejemplo que venimos desarrollando, ya hemos contado los átomos que hay a cada lado de la ecuación, y sabemos que para que se cumpla la ley de conservación de la masa deben igualarse en ambos lados los átomos de cada elemento.

En general, y suponiendo que hemos escrito de forma correcta los reactivos y productos, realizamos algunas recomendaciones a tener en cuenta para balancear la ecuación.

- Se comienza por igualar la ecuación, probando diferentes coeficientes para lograr que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. Cabe aclarar que NO se deben modificar los subíndices de las fórmulas;
- Si bien podemos elegir cualquier elemento para comenzar, conviene determinar previamente para cada uno de ellos la cantidad de fórmulas de la reacción en que aparece. En nuestro ejemplo:



Para una mejor visualización de la ecuación podemos representar cada átomo con una esfera identificatoria

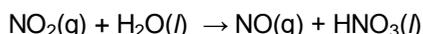


Vemos que: N (azul) aparece en 3 especies (NO₂, NO y HNO₂)

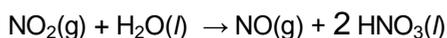
O (rojo) aparece en las 4 especies (NO₂, H₂O, NO y HNO₃)

H (blanco) aparece en 2 especies (H₂O y HNO₃)

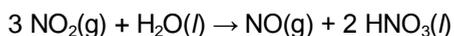
• *A continuación, empezamos el balance tratando de igualar los coeficientes de las especies donde se encuentra aquel elemento presente en menor cantidad de fórmulas y así sucesivamente se va siguiendo un orden, seleccionando siempre en función de la cantidad creciente.*



Comenzamos con el H: de un lado hay 2 y del otro 1; para igualar se multiplica por 2 al producto (recordar que nunca se iguala modificando las fórmulas).



Seguimos con el N: de un lado hay 1 y del otro 3 (1 en el NO y 2 en el HNO₃), para igualar se multiplica por 3 al reactivo.



Ahora que ya están balanceados los átomos de nitrógeno e hidrógeno, falta ajustar los átomos de oxígeno. Dado que hay 7 átomos en los reactivos (6 en tres NO₂ y 1 en el agua) y 7 en los productos (1 en el NO y 6 en dos HNO₃) no es necesario modificar el coeficiente de ninguno de ellos.

• *Finalmente, se verifica la ecuación igualada para asegurarse de que hay el mismo número total de átomos de cada tipo en ambos lados de la flecha de la ecuación.*

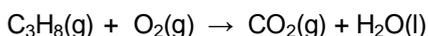
Si se cuenta nuevamente la cantidad de átomos de cada elemento (recordar que esto se realiza multiplicando el coeficiente por el subíndice) que hay a cada lado de la ecuación, se comprobará que la misma está balanceada.

Si deseas practicar con otro ejemplo veamos lo siguiente.

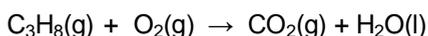
En algunos hogares suelen utilizarse garrafas, que proveen el combustible a quemar para mantener encendida la llama del horno u hornallas. En su interior y a

presión alta (para conservarla en estado líquido) hay una mezcla de gases proveniente de un recurso no renovable: el llamado gas licuado. Éste no es otra cosa que una mezcla de propano y butano.

Consideremos la combustión del gas propano (C₃H₈) en el aire. Esta reacción consume dioxígeno (O₂) y produce agua (H₂O) y dióxido de carbono (CO₂). Podemos entonces escribir la ecuación química:



Ahora contamos para cada átomo en cuántos reactivos y productos aparece:

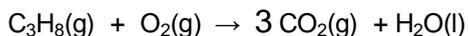


el C aparece en 2 sustancias (C₃H₈ y CO₂)

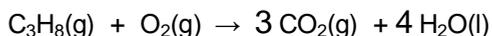
el H aparece en 2 sustancias (C₃H₈ y H₂O)

el O aparece en 3 sustancias (O₂, CO₂ y H₂O)

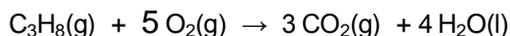
El carbono y el hidrógeno aparecen en un compuesto de los reactivos y en otro de los productos mientras que el oxígeno aparece en 3 compuestos. Para iniciar el balance empezamos por aquel elemento presente en menor cantidad de especies (C o H). Supongamos empezar por el C. De un lado hay 3 y del otro 1, por lo que para igualar ambos miembros se multiplica al segundo por 3.



Siguiendo con el H: de un lado hay 8 y del otro 2, para igualar se multiplica por 4 al producto.



Ahora que ya están balanceados los átomos de carbono e hidrógeno, falta ajustar los átomos de oxígeno. Dado que hay 2 átomos en los reactivos y 10 en los productos bastará con multiplicar por el coeficiente 5 para que el número sea igual en ambos miembros.



Ahora ya tenemos la ecuación balanceada y la podemos leer así: una molécula de propano reacciona con cinco moléculas de dióxígeno produciendo cuatro moléculas de agua y tres de dióxido de carbono.

De esta forma se ha completado la escritura de la ecuación química que representa a la reacción química que se produce, de acuerdo a la ley de conservación de la masa.

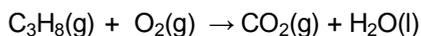
Otro método de balance:

Otra forma de balancear es a través del método algebraico, que puede describirse en los siguientes términos:

- se escribe la ecuación química en la forma habitual;
- se cuenta el número de átomos de cada elemento en uno y otro miembro de la ecuación. Si son iguales para cada uno de los elementos presentes, la ecuación está balanceada;
- si no es así, será preciso multiplicar las fórmulas de los reactivos y productos por ciertos coeficientes tales que produzcan la igualdad numérica deseada. El método equivale a plantear un sistema de ecuaciones con dichos coeficientes como incógnitas.

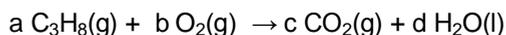
-

Tomando como ejemplo la misma reacción de combustión del propano,



éstos serían los pasos a seguir:

a) se fijan unos coeficientes genéricos a, b, c, d:



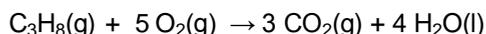
b) se iguala, para cada elemento diferente, el producto de su subíndice por su coeficiente en ambos miembros de la ecuación química:

$$\begin{array}{l} \text{para el C} \quad 3a = c \\ \text{para el H} \quad 8a = 2d \\ \text{para el O} \quad 2b = 2c + d \end{array}$$

c) se resuelve el sistema. Si como en el ejemplo, el número de coeficientes es superior en una unidad al de los elementos, entonces se iguala cualquiera de ellos a uno. Si una vez resuelto el sistema los coeficientes resultantes fueran fraccionarios, se convierten en enteros multiplicando todos ellos por su mínimo común denominador:

$$a = 1 \quad b = 5 \quad c = 3 \quad d = 4$$

d) se sustituyen los valores en la ecuación de partida y se comprueba que el ajuste es correcto mediante el correspondiente recuento de átomos de cada elemento en uno y otro miembro de la ecuación química:



6.3. Tipos de reacciones

Como ya hemos mencionado al inicio de esta unidad (y no es ninguna exageración) cada minuto, millones de reacciones químicas de distinta índole están ocurriendo a nuestro alrededor. En general, si bien son muchas, las reacciones químicas, se pueden clasificar siguiendo distintos criterios. Uno de ellos consiste en agrupar las reacciones químicas en cinco clases, a saber:

reacciones de combinación;

reacciones de descomposición;

reacciones de desplazamiento;

reacciones de metátesis o doble sustitución y,

reacciones de óxido reducción.

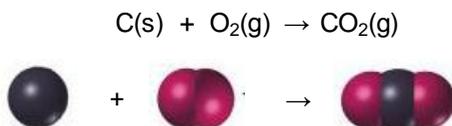
6.3.1. Reacciones de combinación

Son aquellas en la que dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto. En forma general se expresa:

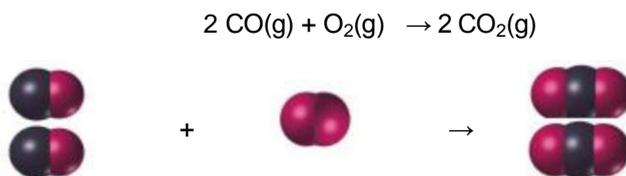


donde A y B pueden ser sustancias simples y/o compuestas.

Todas las reacciones de síntesis, es decir, de formación de un compuesto a partir de sus elementos correspondientes estarían incluidas en este grupo. Por ejemplo, la síntesis del dióxido de carbono a partir del carbono con el oxígeno:



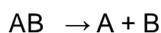
Éste es un caso donde los reactivos son sustancias simples, pero ésta no es una condición obligatoria. Tomemos, por ejemplo, el monóxido de carbono, que reacciona con el oxígeno para formar el dióxido de carbono:



Las reacciones de combinación se caracterizan porque desde un punto de vista químico, el producto es una sustancia más compleja que cualquiera de los reactivos.

6.3.2. Reacciones de descomposición

Son aquellas en las cuales una sustancia se descompone en dos o más sustancias, que pueden ser simples o compuestas. Al contrario que en las reacciones de síntesis, los productos son en este caso sustancias más sencillas que los reactivos. En forma general:



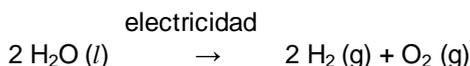
Podemos decir que son las reacciones opuestas a las anteriores:



Es común que en muchas de estas reacciones sea necesario el aporte de calor u otra forma de energía. Así, cuando el carbonato de calcio se calienta fuertemente se descompone según la reacción:

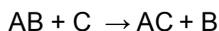


Otro medio común de descomposición suele también ser la corriente eléctrica, en un proceso denominado electrólisis.

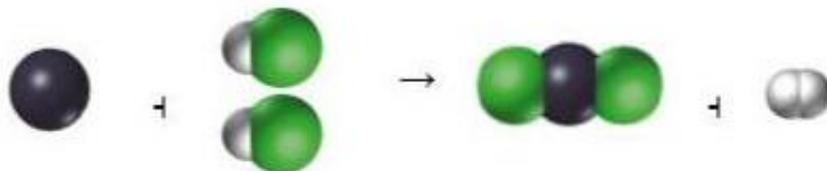
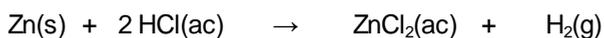


6.3.3. Reacciones de desplazamiento

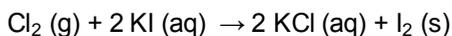
Son aquellas reacciones en las cuales, en un compuesto, un elemento desplaza a otro, pasando a ocupar el lugar de éste:



Por ejemplo, en la reacción de algunos metales con ciertos ácidos se produce la sustitución del hidrógeno del ácido por el metal correspondiente.

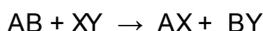


O también

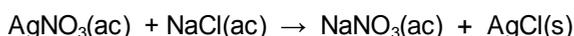


6.3.4. Reacciones de metátesis

Son reacciones en las que dos compuestos interactúan entre sí para generar otros dos. También se las llama *reacciones de doble sustitución*. En forma general podemos plantear:



Entre las más comunes figuran las reacciones de precipitación, donde dos sustancias pueden separarse debido a que una de ellas es insoluble en agua. A este compuesto insoluble se lo llama precipitado y de las especies intervinientes es el único con estado de agregación sólido.



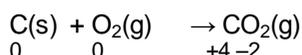
En estos casos podemos predecir en forma rápida y aproximada si se formará un precipitado (sustancia insoluble al estado sólido) cuando se mezclan dos soluciones, a partir de algunas reglas sencillas de solubilidad en el agua:

1. las sales de sodio, potasio y amonio son solubles;
2. los nitratos (NO_3^-), acetatos (CH_3COO^-) y cloratos (ClO_3^-) son solubles;
3. las sales de Ag, Pb y Hg (I) son muy poco solubles;
4. los carbonatos (CO_3^{2-}), sulfuros (S^{2-}), óxidos (O^{2-}) e hidróxidos (OH^-) son muy poco solubles;
5. los sulfatos (SO_4^{2-}) son solubles, excepto CaSO_4 y BaSO_4 .

6.3.5. Reacciones de óxido – reducción

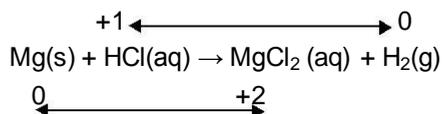
Son aquellas en las que algunos átomos cambian su número de oxidación al pasar de reactivos a productos.

Un ejemplo a considerar es la combustión del carbono:



donde el carbono pasa de 0 a +4 y el oxígeno de 0 a -2, como se indica.

O por ejemplo:



donde el magnesio pierde electrones (pasa de 0 a +2) y se los transfiere al hidrógeno (que pasa de +1 a 0) (Figura 6.1).

Como ya dijimos, este tipo de reacción involucra cambios en el número de oxidación. Por otra parte, muchas de las reacciones clasificadas como:

- reacciones de combinación
- reacciones de descomposición
- reacciones de desplazamiento

en realidad pueden ser también reacciones de óxido-reducción.

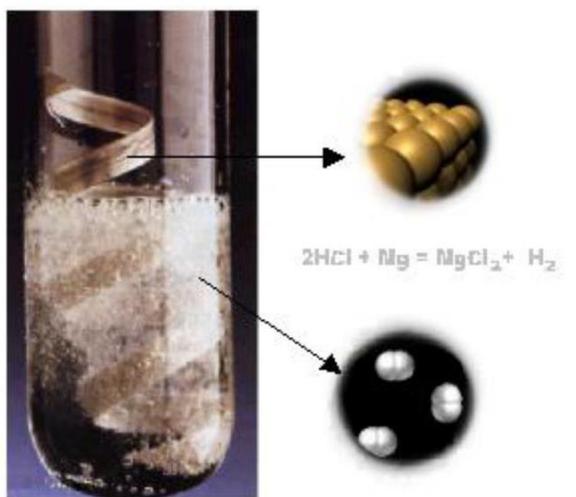


Figura 6-1 $2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

Veamos ahora otra forma de clasificación. Todas las reacciones conocidas pueden tipificarse también en función de si liberan o absorben calor, en dos grupos: reacciones exotérmicas; reacciones endotérmicas. en las que se considera (como mostramos en el punto c del inciso 6.1), si en el proceso el sistema libera o absorbe calor, respectivamente. Es importante destacar (y retomar lo expuesto hasta el momento) que las clasificaciones descritas en este

punto se realizan de acuerdo a diversos puntos de vista, por lo que algunas de ellas se superponen.

¿Recuerdan lo importante que es practicar, ejercitarse? Por ello les sugerimos la realización del ejercicio 6.3 y 6.4 para repasar estos temas.

Ahora que ya vimos cómo se clasifican las reacciones: ¿dentro de cuál tipo incluirías a las reacciones del artículo de la piedra caliza y mármol?, ¿por qué?

6.4. Estequiometría

Según lo mencionado en el artículo, el grave peligro que corren los monumentos o edificaciones que tienen caliza se debe a la acción de los ácidos. Pero ¿cómo podemos saber cuánto se disuelve de ese material por reacción química? La solución la encontraremos en el siguiente desarrollo de ese tema.

6.4.1. Relaciones de moles y gramos

El término *estequiometría* deriva de una expresión griega que significa “medida de los elementos” y describe la relación entre las cantidades de sustancias intervinientes en una reacción química, de modo tal que responda al Principio de conservación de la masa.

El conjunto de coeficientes estequiométricos define la relación entre las cantidades de moles o gramos de: reactivos entre sí, productos entre sí o reactivos y productos.

Antes de comenzar es necesario considerar los siguientes aspectos:

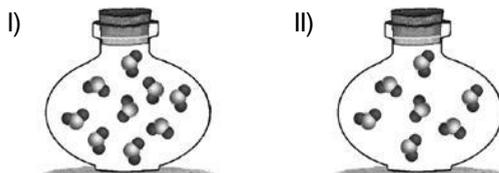
Siempre se debe verificar que la ecuación química que se utilice esté balanceada. Recuerden que de no ser así, no se cumplirá con la ley de conservación de la masa.

A menos que se especifique lo contrario, todas las reacciones con las cuales trabajamos se considerarán completamente desplazadas hacia los productos, es decir que al menos uno de los reactivos se consume totalmente.

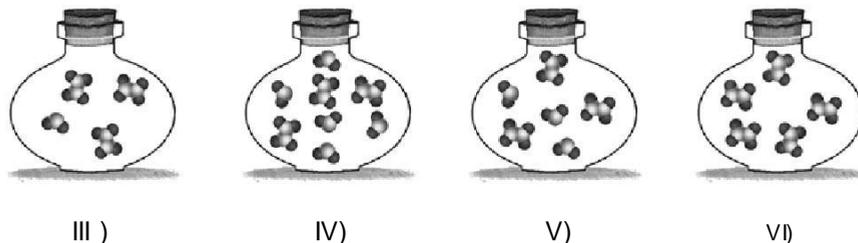
A continuación te proponemos una actividad que, si bien está planteada a nivel microscópico, sirve para entender el concepto.

Actividad

Para la reacción de formación del tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4) a partir del dióxido de nitrógeno (NO_2): escribe la ecuación que representa esta reacción y balancéala, donde las únicas especies presentes sean NO_2 y N_2O_4 ; los siguientes esquemas representan una pequeña porción de reactivo inicial.

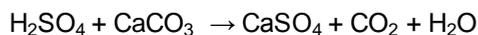


¿Cuál de los siguientes dibujos representan un posible sistema final para cada uno? ¿Por qué los otros no?



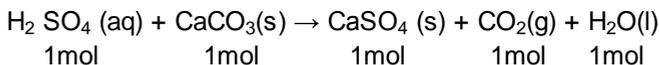
Si no has podido resolver esta actividad, a lo largo del capítulo encontrarás elementos como para poder hacerlo.

Retomemos ahora el problema de la acción de los ácidos sobre la caliza, enfocado desde un punto de vista macroscópico y simbólico; como ejemplo, la reacción que se produce con el ácido sulfúrico:



Así, la ecuación que acabamos de escribir se puede leer:

“Por cada mol de ácido sulfúrico que reacciona con 1 mol de sal (carbonato de calcio) se producen 1 mol de sulfato de calcio, 1 mol de dióxido de carbono y 1 mol de agua”. También puede decirse que para obtener 1 mol de sulfato de calcio, 1 mol de dióxido de carbono y 1 mol de agua se requiere 1 mol de ácido sulfúrico y 1 mol de carbonato de calcio.



Ejemplo

a) ¿Cuántos moles de ácido (reactivo) se requieren para obtener 5 moles de sal (producto)?

Es usual que los cálculos estequiométricos se realicen mediante la aplicación de regla de tres simple directa o por el método del factor unitario.

Se puede razonar de la siguiente manera: si para producir 1 mol del producto se requiere 1 mol de ácido, según se obtiene de la ecuación, para obtener 5 moles se requieren:

$$\begin{array}{l} 1\text{ mol CaSO}_4 \text{ ————— } 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \\ 5 \text{ mol CaSO}_4 \text{ ————— } x = \frac{5 \text{ mol CaSO}_4 \times 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} \end{array}$$

$$X = 5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Por el método del factor unitario se llega al mismo resultado, la incógnita es el número de moles de ácido y el dato la cantidad de moles de la sal:

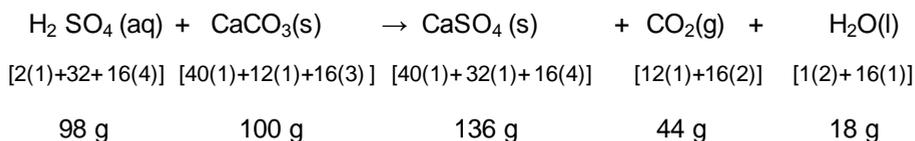
$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \text{ mol CaSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} = 5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Según puede observarse el factor de proporcionalidad directa que multiplica al dato es un *factor estequiométrico* que se obtiene de la ecuación correspondiente.

Si bien el trabajo con moles suele ser simple porque, en general, los números son sencillos, no suele ocurrir lo mismo si trabajamos con gramos.

b) ¿Cuántos gramos de ácido se necesitan para reaccionar completamente con 5 g de carbonato de calcio?

Aquí es conveniente realizar la conversión de moles a gramos antes de realizar el cálculo. Para esto se escribe debajo de cada especie la masa que participa (número de moles x masa molar). En el ejemplo anterior resulta:



De acuerdo a la ley de conservación de masa se verifica que:

$$(100 + 98) \text{ g} = (136 + 44 + 18) \text{ g}$$

El razonamiento que aplicamos para resolver la cuestión planteada es: si para 100 g de CaCO_3 se requieren 98 g de H_2SO_4 , para reaccionar con 5 g de CaCO_3 se requieren x g de H_2SO_4 .

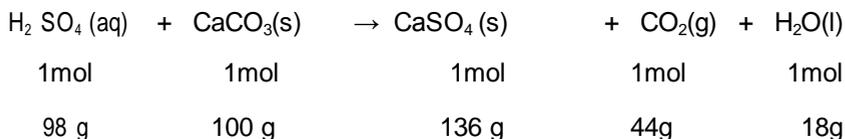
$$\begin{array}{l}
 100 \text{ g CaCO}_3 \text{ ————— } 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \\
 5 \text{ g CaCO}_3 \text{ ————— } x = \frac{5 \text{ g CaCO}_3 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g CaCO}_3} = 4,90 \text{ g}
 \end{array}$$

La resolución mediante factor unitario, equivalente a la anterior, requiere de la utilización de un factor estequiométrico que se obtiene de la ecuación química

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g CaCO}_3} = 4,90 \text{ g}$$

c) ¿Qué masa de agua se formará a partir de 3 moles de ácido?

Como vimos:



Por lo tanto, se pueden establecer relaciones entre masa y moles usando los datos resaltados en negrita.

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 18 \text{ g H}_2\text{O} \\
 3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } \frac{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}
 \end{array}$$

En resumen, la ecuación química se utiliza en los cálculos estequiométricos para determinar las relaciones estequiométricas existentes entre las sustancias intervinientes en la reacción química.

6.4.2. Estequiometría y volumen molar

Debido a que distintos gases, cuando se miden en las mismas condiciones, ocupan el mismo volumen, puede ocurrir que se requiera determinar un volumen de producto gaseoso formado, o se provea como dato un determinado volumen de reactivo gaseoso. Es aquí donde se debe trabajar con el concepto de volumen molar normal:

“Un mol de cualquier gas medido a 0 °C y 1.013 hPa (1 atmósfera) ocupa un volumen de 22,414 litros”. Estas condiciones de presión y temperatura se denominan *condiciones normales* (CNPT).

Ejemplo

¿Cuántos gramos de ácido se necesita hacer reaccionar con el carbonato de calcio para obtener 10 litros de CO₂ en CNPT?

Los pasos a seguir son los siguientes:

a) plantear la ecuación:



b) balancear la ecuación:

en nuestro caso no hace falta modificar los coeficientes pues está balanceada

c) por la estequiometría sabemos:



1 mol	1 mol	1 mol	1 mol	1 mol
98 g	100 g	136 g	44 g	18 g
–	–	–	1x(22,414)litros	–

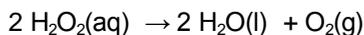
Para todas las *especies gaseosas*, cuando se trabaja con volúmenes en CNPT, se mantienen las mismas relaciones que existen entre los moles (en este caso para el CO₂).

Por lo tanto, podemos establecer relaciones entre la cantidad de ácido expresado en gramos o moles, según lo necesite, con cantidades de producto (CO₂ en este caso) expresado en gramos, moles o litros en CNPT. Como el enunciado nos pide datos del dióxido de carbono en litros (CNPT) a partir de ácido expresado en gramos, tenemos:

$$\begin{array}{r} 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ —————} 22,414 \text{ L CO}_2 \\ x \text{ —————} 10 \text{ L CO}_2 \end{array}$$

$$x = 43,72 \text{ gramos de H}_2\text{SO}_4$$

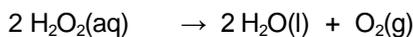
Veamos *otro ejemplo*. Es práctica común aplicar agua oxigenada en una herida para evitar infecciones; habrás visto que al hacerlo la zona se pone blanca por el desprendimiento de gas. La reacción que se produce es la siguiente:



La función de la misma es eliminar posibles gérmenes por ser un potente oxidante y, sobre todo destruir un grupo particular de aquellos llamados anaeróbicos, dada la elevada concentración de oxígeno en el medio. Supongamos que deseamos saber qué volumen de gas se producen con 0,5 gramos de agua oxigenada.

Como explicamos, para resolver cualquier problema de estequiometría el primer paso obligatorio consiste en escribir la ecuación química y balancearla. En este caso los dos pasos ya fueron realizados.

Según la estequiometría de la reacción, 2 mol de agua oxigenada se descomponen en 2 mol de agua y un mol de dióxígeno. La masa molecular del agua oxigenada es 34 g/mol, por lo tanto se tienen:



2 mol

2mol x 34g/mol

–



2 mol

2mol x 18g/mol

–



1 mol

32 g

22,414 L

Entonces:

Si 68 gramos H_2O_2 ————— 22,414 L de O_2
 0,5 gramos H_2O_2 ————— $x = 0,165$ L de O_2

Normalmente la concentración de agua oxigenada se expresa en “volúmenes de dióxígeno”. Por ejemplo, un “agua oxigenada de 10 volúmenes” significa que por cada litro de la solución de agua oxigenada se producen 10 litros de dióxígeno en CNPT. En el ejemplo anterior si los 0,5 g estuviesen disueltos en 1 litro de solución, la misma sería de 0,165 volúmenes de dióxígeno.

Actividad

Para completar el ejercicio anterior te proponemos que calcules, para obtener 2,8 mol de dióxígeno:

- ¿cuántos moles de agua oxigenada son necesarios?
- ¿cuántos gramos de agua se producirán?

6.5. Reactivo limitante

En los ejemplos que hemos trabajado hasta el momento, los reactivos estaban presentes en las cantidades necesarias o cantidades estequiométricas, para producir la reacción. Sin embargo, en la práctica esta situación no es la más común, ya que se pueden presentar casos en que las cantidades de cada uno de los reactivos son arbitrarias.

Supongamos lo siguiente, que, si bien no se trata de una reacción química, sirve para entender el concepto. ¿Quién no desea viajar sentado cuando toma un colectivo? Pensemos en un colectivo urbano de 30 asientos; obviamente, si a lo largo de un recorrido de pocas cuadras hay 35 personas esperando para abordarlo, no todas podrán sentarse. La cantidad de gente que puede viajar sentada depende sólo de una de las cantidades mencionadas: la cantidad de asientos es la que fija la cantidad de pasajeros que puede sentarse, es decir que es una cantidad limitante.

Cuando se ponen en juego cantidades de dos o más reactivos y estamos trabajando con una ecuación química se nos presenta un problema adicional, que ahora veremos cómo solucionar.

Tomemos para empezar, como ejemplo sencillo, la reacción de formación de agua a partir de 2 moléculas de dihidrógeno y 1 molécula de dióxígeno:



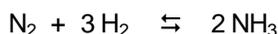
Como vimos anteriormente, las moléculas pueden ser representadas mediante modelos en los cuales los átomos se dibujan como si fueran esferas. Para las

reacciones químicas pueden utilizarse estos modelos moleculares; por ejemplo, el caso planteado podría ser representado:

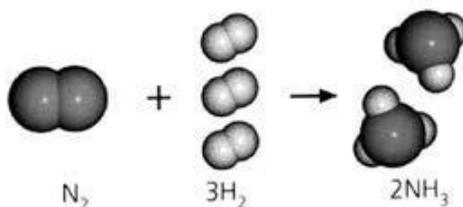


Mediante el empleo de modelos moleculares podemos entender mejor la conservación de la materia en las reacciones químicas, puesto que el número de esferas de cada clase debe ser el mismo en las sustancias iniciales y en las finales; es decir, en los reactivos y en los productos. Como podrás ver en la ecuación o en los dibujos, las dos (2) moléculas de dihidrógeno combinan con una (1) molécula de dióxígeno en la formación de dos (2) moléculas de agua y no queda ninguno de los reactivos sin reaccionar (en exceso).

De manera similar si nos preguntamos cuántas moléculas de amoníaco se formarán a partir de una (1) molécula de dinitrógeno y tres (3) moléculas de dihidrógeno:

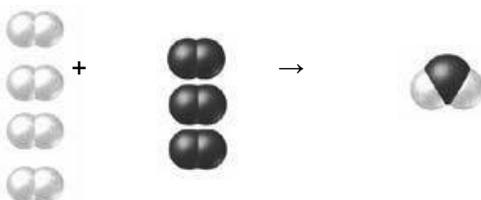


La representación sería la siguiente:

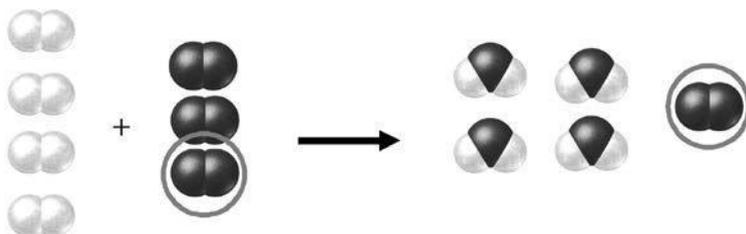


En los ejemplos presentados anteriormente, los reactivos estaban presentes en *cantidades estequiométricas* para producir la reacción. Esto significa que, en determinadas condiciones, todos los reactivos se consumen y transforman en productos. Como ya advertimos, esta situación no es la más común de encontrar en la práctica, donde las cantidades de cada uno de los reactivos son arbitrarias.

Ahora, retomemos la reacción de formación de agua pero con cantidades distintas: supongamos que queremos saber cuántas moléculas de agua se formarán a partir de 4 moléculas de dihidrógeno y 3 moléculas de dióxígeno



Si nos guiamos por el reactivo H_2 siguiendo el dibujo, podemos pensar que cada molécula puede formar una molécula de agua; por lo tanto, si tenemos cuatro moléculas podremos formar 4 moléculas de agua. Es decir que con el dihidrógeno se pueden formar 4 moléculas de agua. Si ahora usamos el dióxígeno, cada molécula (formada por 2 átomos) puede originar 2 moléculas de agua (1 átomo en cada uno); por lo tanto 3 moléculas de dióxígeno formarán 6 moléculas de agua. Como verás, hay dos posibles cantidades de productos según el reactivo utilizado. Obviamente, no dará lo mismo usar uno que otro. En realidad la reacción será:

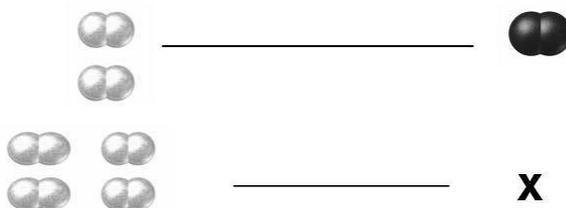


Quedará una molécula de dióxígeno sin reaccionar ya que no hay más dihidrógeno.

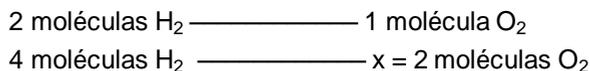
En este caso el dihidrógeno es el reactivo limitante y el que fija la cantidad de producto a formar, mientras que el dióxígeno es el reactivo en exceso. Por lo tanto, luego de utilizar los dos reactivos para calcular la cantidad de producto deberemos seleccionar aquel resultado que represente menor cantidad de agua, y el reactivo con el cual se obtuvo será el reactivo limitante.

Aribaremos a esta conclusión trabajando de la siguiente forma:

Si por la ecuación sabemos que dos moléculas de dihidrógeno reaccionan con una de dióxígeno,

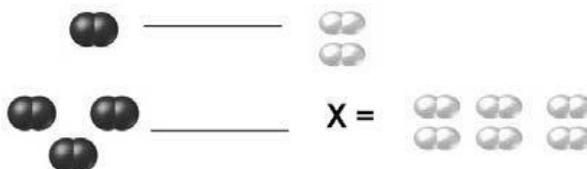


Expresado con números

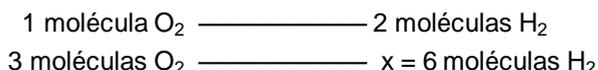


Entonces, para cuatro moléculas de H_2 necesitaremos dos moléculas de dióxígeno. Dicho de otra forma, para que reaccione todo el dihidrógeno, necesitamos 2 moléculas de dióxígeno, pero tenemos 3, por lo que se usan 2 y una queda sin reaccionar. La cantidad de producto que puede formarse estará determinada o limitada por este reactivo que se agota, al cual se lo denomina reactivo limitante o reactivo en defecto, siendo el otro reactivo el denominado reactivo en exceso.

Se habría llegado a la misma conclusión si se hubiese empezado a trabajar con el dióxígeno:



Escrito con números sería:



En este caso, para que reaccione todo el dióxígeno necesitamos 6 moléculas de dihidrógeno que no tenemos, por lo que llegamos a la misma conclusión: el reactivo limitante es el dihidrógeno.

Debe tenerse presente que cuando uno de los reactivos se agota la reacción no puede proseguir formando productos, por más que haya más cantidad del otro.

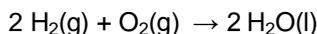
En consecuencia, cada vez que se desee realizar un cálculo estequiométrico, luego de verificar que el balance de la ecuación es correcto se debe determinar cuál es el reactivo en exceso y cuál está en defecto. Una vez realizado este cálculo se deberá buscar la cantidad de producto o productos empleando el reactivo limitante.

Apliquemos estos conceptos en el ejemplo de la formación de agua, pero esta vez trabajemos con gramos: se hacen reaccionar 100 g de H_2 con 100 g de O_2 para formar H_2O .

¿Cuántos moles de agua se forman?

¿Cuántos moles de H₂ se consumen?

Tal como se indicó, el primer paso consiste en escribir la ecuación química balanceada:



Aquí se plantea una situación que suele presentarse comúnmente en un laboratorio; esto es, dadas dos cantidades arbitrarias de reactivos hay que encontrar la cantidad de productos que se forman. Este tipo de problema se resuelve de la misma manera que el problema anterior, y el hecho de que las dos cantidades sean iguales no significa que se puede utilizar cualquiera de ellas para efectuar los cálculos. De hecho, no se sabe si todo el dihidrógeno o el dióxígeno podrán reaccionar, pues esto está determinado por la estequiometría de la reacción. En tales casos se debe esperar que uno de los reactivos “sobre”, es decir, esté en exceso y el otro “falte”, o sea, que esté en defecto.

El paso adicional que se propone consiste en averiguar si hay algún reactivo en defecto. La razón de esto es que la reacción ocurrirá en tanto y en cuanto haya ambos reactivos. Cuando alguno de ellos se termine, reactivo en defecto, la reacción cesará y no se podrán obtener más productos por más cantidad que quede del reactivo en exceso.

Para determinar cuál reactivo está en defecto, como vimos, se toma uno cualquiera de ellos y se calcula con qué cantidad del otro puede reaccionar. En nuestro caso elegimos el dihidrógeno:

$$\begin{array}{l} 4 \text{ g de H}_2 \text{ ----- } 32 \text{ g de O}_2 \\ 100 \text{ g de H}_2 \text{ ----- } x = 100 \text{ g de H}_2 \times 32 \text{ g de O}_2 / 4 \text{ g de H}_2 \\ \phantom{100 \text{ g de H}_2 \text{ ----- }} = 800 \text{ g de O}_2 \end{array}$$

Esto significa que para consumir los 100 g de dihidrógeno se requieren 800 g de dióxígeno; pero solamente hay 100 g, por lo tanto el dióxígeno es el reactivo que está en defecto pues será el primero en terminarse y quedará un exceso de dihidrógeno.

La cantidad de agua formada, por lo recientemente dicho, dependerá de la cantidad de reactivo en defecto, es decir, del dióxígeno. Por lo tanto, utilizamos el dióxígeno para calcular la cantidad de agua formada:

$$\begin{array}{l} 32 \text{ g de O}_2 \text{ ----- } 2 \text{ moles de agua} \\ 100 \text{ g de O}_2 \text{ ----- } x = 100 \text{ g de O}_2 \times 2 \text{ moles de agua} / 32 \text{ g} \\ \phantom{100 \text{ g de O}_2 \text{ ----- }} \text{ de O}_2 = 6,25 \text{ moles de agua} \end{array}$$

Si deseas ver otro ejemplo resuelto donde se aplican relaciones estequiométricas, realiza el Ejercicio 6.15.

6.6. Estequiometría y pureza

No siempre que vayamos a usar un reactivo en una reacción se encontrará como sustancia pura. Es muy común que en realidad tengamos una mezcla donde el componente más importante sea el que nos interesa pero, no el único. Esto tiene una razón económica: cuanto más pura sea la sustancia, más cara será debido a que se han tenido que eliminar otras sustancias que la acompañan llamadas impurezas. Por supuesto que la sustancia a usar deberá tener impurezas que no interfieran con la reacción que nos interesa.

Un ejemplo muy común lo representa el oro: cuando uno va a comprar una alhaja esta es más cara si está hecha de oro 24 quilates. Esto se debe a que este metal está puro. Si en lugar de 24 quilates el oro es de 18 quilates su precio es menor ya que contiene un 25 % de cobre y si es de 12 quilates, el 50 % es cobre. En este caso debemos aclarar que no se trata de una impureza que no se eliminó sino que se agrega expresamente para cambiar algunas propiedades no deseadas del valioso metal. De todas formas, si compro 4 gramos de oro de 18 quilates, en realidad estoy llevando sólo 3 gramos de oro. ¿Y el otro gramo? Es cobre.

Entonces, muy fácilmente podemos calcular en función de la cantidad de oro y su porcentaje de impureza, cuánto es puro. Si compro 2,8 g con un 25 % de impureza (18 quilates) la cantidad de metal puro será:

Cada 100 gramos del metal ————— 75 g son de Au
 2,8 gramos del metal ————— x = 2,1 gramos de Au

o bien se podría decir:

2,8 gramos ————— representan 100 %
 2,1 gramos = x ————— 75 % (que es oro)

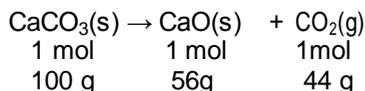
Apliquémoslo a la estequiometría:

Para la reacción:



Si se parte de 500 gramos de mineral con un 85 % de pureza ¿Qué masa de CaO se formará?

Por la reacción sabemos que:



Según la estequiometría tenemos la relación en masa entre el mineral y el óxido, ya que cada 100 gramos de carbonato de calcio se producen 56 gramos de óxido de calcio. Lo nuevo es que no tenemos (según el enunciado) 500 gramos de carbonato de calcio sino que sólo el 85 % lo es, por lo que deberá hacerse un cálculo previo:

$$\begin{array}{cc} 500 \text{ g} & \text{-----} & 100 \% \\ x = 425 \text{ g} & \text{-----} & 85 \% \end{array}$$

sólo tenemos 425 gramos, que es la cantidad que utilizamos para efectuar el cálculo estequiométrico:

$$\begin{array}{cc} 100 \text{ g CaCO}_3 & \text{-----} & 56 \text{ g CaO} \\ 425 \text{ g CaCO}_3 & \text{-----} & x = 238 \text{ g CaO} \end{array}$$

Otro camino podría ser considerar la pureza después del cálculo del producto, es decir primero suponer que los 500 g fueran CaCO₃ puro:

$$\begin{array}{cc} 100 \text{ g CaCO}_3 & \text{-----} & 56 \text{ g CaO} \\ 500 \text{ g CaCO}_3 & \text{-----} & x = 280 \text{ g CaO} \end{array}$$

y luego tener en cuenta el 85% de pureza

$$\begin{array}{cc} 280 \text{ g CaO} & \text{-----} & 100 \% \\ 238 \text{ g CaO} = x & \text{-----} & 85 \% \end{array}$$

De cualquiera de las dos formas se obtiene al mismo resultado.

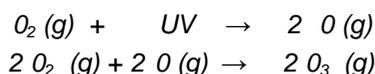
Actividad final del capítulo

A continuación presentamos el último párrafo correspondiente al tema del ozono, incluyendo al final una serie de actividades.

El ozono (parte V)

El ozono es producido por la acción de la luz solar sobre el dióxigeno; por lo tanto, para la formación de ozono son necesarios ambos factores, según la teoría fotoquímica del ozono formulada por Chapman. Cincuenta años atrás la formación de la capa de ozono en la estratósfera fue descrita en términos de unas pocas reacciones químicas y fotoquímicas. Actualmente es necesario conocer las velocidades de al menos 150 reacciones para aproximarse a un modelo preciso que describa la estratósfera y permita predecir los cambios que se producirán por la introducción de ciertos contaminantes.

A continuación presentamos sintéticamente el proceso de formación del ozono:

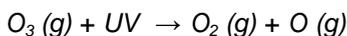


para lo cual la radiación UV debe tener una longitud de onda menor que 242 nm.

Estas ecuaciones combinadas dan la formación de ozono a partir de dióxigeno:



A su vez, el ozono formado en la estratosfera se descompone naturalmente por efecto de la radiación solar ultravioleta de la siguiente manera:



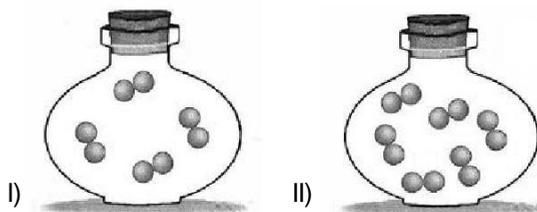
Ciertas sustancias presentes en la atmósfera pueden interferir en este mecanismo natural y provocar la destrucción del ozono. Entre ellas se encuentran los compuestos denominados CFC (clorofluorocarbonados), utilizados por ejemplo como propelentes en aerosoles, que llegan a la estratosfera y se descomponen por efecto de la radiación UV, liberando átomos de cloro libres que reaccionan con las moléculas de ozono, como se verá en el inciso d) de la actividad siguiente.

Actividad

- a) Las ecuaciones incluidas en el párrafo: ¿representan procesos físicos o químicos? ¿Por qué?

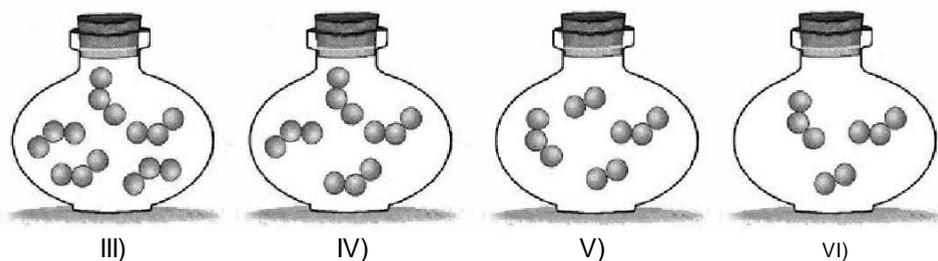
b) Para la reacción de formación del ozono a partir del dióxígeno:

Los siguientes esquemas representan una pequeña porción de dióxígeno inicial

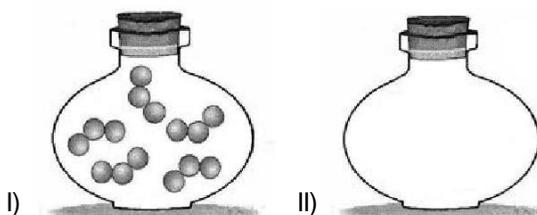


c) ¿Cuál de los siguientes dibujos representa un posible sistema final para cada uno?

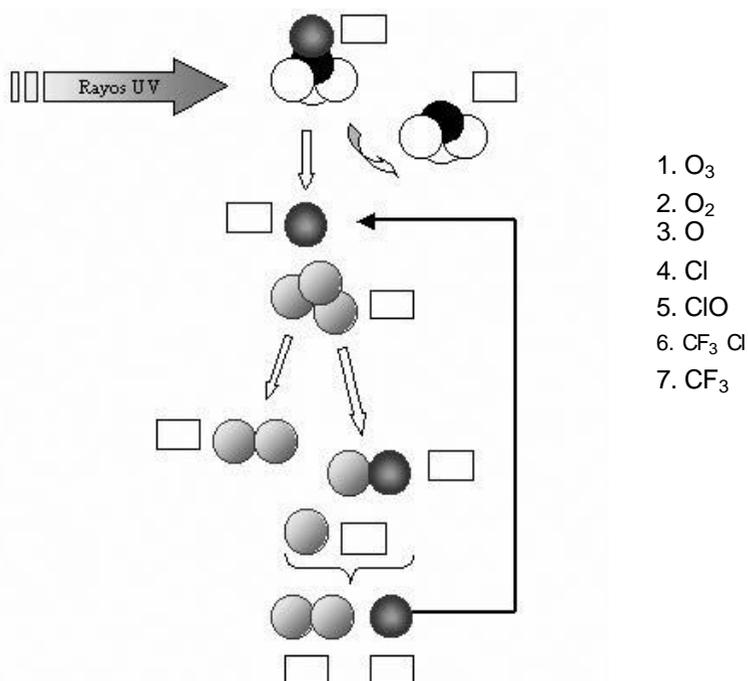
d) ¿Por qué los otros no?



e) Suponiendo que se representan moléculas de ozono en el recipiente I y por acción de la luz UV se descompone según la última ecuación de la lectura anterior, ¿qué habría en el recipiente II? Completa el dibujo.



f) El siguiente esquema corresponde al proceso por el cual los CFC (ej.: el CF_3Cl) destruyen al ozono. Completa los cuadrados colocando el número que corresponde a la especie representada y describe en palabras el proceso.



El ozono - texto completo

Presentamos a continuación el texto completo correspondiente al ozono, a fin de adquirir una visión global del mismo.

El ozono, O_3 , es una sustancia de suma importancia a nivel ambiental. C.F. Schönbein descubrió su existencia en 1839, pero, recién en 1850 se determinó que era un componente natural de la atmósfera. Es un gas de color azul pálido y de olor fuerte. Cuando está presente en el ambiente es venenoso para la vida humana, animal y vegetal, aun en pequeñas proporciones. Sin embargo, se utiliza como bactericida para aguas envasadas. Además, el ozono presente en la estratósfera hace posible la vida sobre la Tierra, pues, según lo determinó Hartley en 1880, atenúa la radiación ultravioleta B. En 1913 se comprobó que no se encontraba distribuido uniformemente en toda la atmósfera sino que en su mayoría se hallaba en la estratósfera, que es una franja situada entre los 15 y los 55 kilómetros por encima de la superficie de la Tierra. Actualmente se sabe que el 90 % del ozono se encuentra en esa región.

En 1934 los ozono-sondeos por globos mostraron que la máxima concentración de ozono se encuentra aproximadamente en la zona media de la estratósfera, es decir entre 20 y 30 km de altura.

La concentración de ozono se mide en Unidades Dobson (UD). Una unidad Dobson equivale a un espesor de la capa de ozono de una milésima de centímetro, a nivel del mar y temperatura de 20 °C.

La concentración de ozono no es homogénea en todo el planeta, observándose una marcada variación con la latitud. Este gas se forma en casi su totalidad cerca del Ecuador. A pesar de ello, sus concentraciones son menores en las zonas tropicales (250-300 UD), aumentando su valor al dirigimos hacia los polos. Esto se debe a que, una vez formado, el ozono es distribuido en todo el planeta por el movimiento de masas de aire. Su concentración varía con la estación del año, siendo máxima hacia la primavera y mínima hacia el otoño, con una variación estacional más marcada cerca de los polos que del Ecuador. La concentración de ozono también se ve influida por el ciclo solar.

En las últimas décadas se ha observado una disminución en la concentración de ozono estratosférico. Por una parte, existe una disminución global de la concentración de ozono, que es de alrededor del 4 % por década y no es uniforme en todo el planeta ni a lo largo del año. Es mayor en las regiones cercanas a los polos y casi no hay variaciones en las regiones tropicales. Además, es mayor en invierno y primavera que en verano.

Por otra parte, existe una pronunciada disminución, más del 50 %, en la concentración de ozono sobre la Antártida y zonas vecinas que comienza a fines del invierno y se prolonga durante la primavera. Finalizada la primavera los niveles de concentración de ozono vuelven a valores casi normales.

El ozono es una sustancia formada por unidades (moléculas) de tres átomos de oxígeno y por lo tanto constituye otra variedad de dicho elemento, además del dióxígeno que forma parte del aire. El ozono es entonces un alótropo del oxígeno. Esta variedad alotrópica triatómica es diamagnética (no afectada por campos magnéticos), y tiene un punto de ebullición de 250,6 K, considerablemente más elevado que el del dióxígeno. El líquido es de color azul intenso y es tóxico en concentraciones superiores a las 100 partes por millón. La estructura de la molécula de ozono fue objeto de discusión durante mucho tiempo, pero distintos estudios realizados confirman la estructura angular, desechándose la cíclica anteriormente difundida.

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.

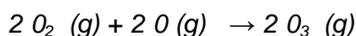
Aquí es interesante detenernos en un detalle importante: tres moléculas de ozono en 10 millones de moléculas de aire, aunque sea un promedio, parece muy poco; sin embargo, corresponde a un número enormemente alto de moléculas en un metro cúbico. Esto es una nueva indicación del tamaño extraordinariamente 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. Al presente existen alrededor de cien de estos fotómetros distribuidos en todo el mundo.

Utilizando un principio similar, en la década del '70 se desarrolló un equipo denominado Brewer, del cual hay varias versiones, que posibilita medir la concentración de ozono y la radiación UV y permite determinar la concentración de otros compuestos tales como dióxido de nitrógeno y dióxido de azufre.

En agosto de 1987, la NASA, junto con otras instituciones y universidades de EEUU, 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. El ozono es producido por la acción de la luz solar sobre el dióxígeno, por lo tanto para su formación son necesarios ambos factores, según la teoría fotoquímica del ozono formulada por Chapman. Cincuenta años atrás la formación de la capa de ozono en la estratósfera fue descrita en términos de unas pocas reacciones químicas y fotoquímicas. Actualmente es necesario conocer las velocidades de al menos 150 reacciones para aproximarse a un modelo preciso que describa la estratósfera y permita predecir los cambios que se producirán por la introducción de ciertos contaminantes.

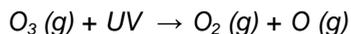
A continuación presentamos sintéticamente el proceso de formación del ozono:



para lo cual la radiación UV debe tener una longitud de onda menor que 242 nm. Estas ecuaciones combinadas dan la formación de ozono a partir de oxígeno:



A su vez, el ozono formado en la estratósfera se descompone naturalmente por efecto de la radiación solar ultravioleta de la siguiente manera:



Ciertas sustancias presentes en la atmósfera pueden interferir en este mecanismo natural y provocar la destrucción del ozono. Entre ellas se encuentran los compuestos denominados CFC (clorofluorocarbonados), utilizados por ejemplo como propelentes en aerosoles, que llegan a la estratósfera y se descomponen por efecto de la radiación UV, liberando átomos de cloro libres que reaccionan con las moléculas de ozono.

Te sugerimos la siguiente actividad:

- a) Elaborar una lista de palabras clave extraídas del texto y relacionadas con la Química.
- b) Efectuar un resumen del texto de no más de 250 palabras que incluya las palabras clave seleccionadas en el inciso a).

Por siempre química...

Finalmente, a modo de cierre, deseamos hacer hincapié sobre la actualidad de la Química y su proyección a futuro, dado que si bien su desarrollo trajo aparejado una serie de problemas medioambientales, también hay que reconocerle los innumerables descubrimientos que nos permiten vivir y desarrollarnos con un mayor confort, logrando una mejor calidad de vida al alcance de todos.

En relación con esto te proponemos a continuación la lectura de un artículo publicado por la Asociación Química Argentina en la revista *Industria & Química* y, al finalizar la misma, te sugerimos la realización de la actividad de cierre que intenta sintetizar los aportes de esta ciencia a la humanidad.

La química al servicio de la humanidad

Eduardo A. Castro.

CEQUINOR, Departamento de Química, Facultad de Ciencias Exactas,
Universidad Nacional de La Plata, C. C. 962, 1900 La Plata, Argentina.

Las computadoras y el Internet evidentemente constituyen una de las mayores fuerzas impulsoras que están modelando casi todos los aspectos de la sociedad. A pesar de que en muchos círculos se insiste en identificar los bienes tecnológicos con las existencias computacionales, es indudable que la química en todos sus campos de investigación y desarrollo sigue siendo un componente vital de la alta tecnología. Y es por ello que se puede hablar de una “química al servicio de la humanidad”.

El desenvolvimiento en nuestro mundo actual es realmente incomprensible. La ciencia está avanzando en todos los frentes, especialmente la química y la biología trabajando juntas a una velocidad sostenida e intensa, de un modo como nunca lo habían hecho antes, para comprender la vida en general y a los seres humanos en particular. La tecnología, abarcando desde las computadoras y el Internet hasta los dispositivos médicos para la ingeniería genética y las nanotecnologías, está transformando de un modo evidente nuestro mundo y nuestra existencia en él. Resulta un tanto inocuo e ingenuo tratar de predecir hacia dónde nos conducirán la ciencia y la tecnología en la próxima década. Solamente se puede afirmar que todavía no lo sabemos.

Lo que se sabe con certeza es que los 6.000 millones de habitantes de la Tierra estamos enfrentando desafíos enormes. Las Naciones Unidas en su estimación del año 1998, así como las proyecciones consecuentes, anticipan una población mundial de entre 7,3 y 10,7 miles de millones de habitantes hacia el año 2050, en tanto se mantenga una tasa de natalidad razonable. Asimismo, la gente vive más tiempo, lo cual es muy bueno desde un punto de vista individual pero, al mismo tiempo genera retos muy serios para el cuidado de la salud y los servicios sociales en todo el mundo. Este informe de las Naciones Unidas del año 1998 estima por primera vez el número de octogenarios, nonagenarios y centenarios que viven al día de hoy y su proyección hacia el año 2050.

En 1998 había 66 millones de personas con 80 o más años, o sea una de cada 100 personas. Se espera que este número se incremente por un factor 6 hacia el 2050, o sea 370 millones, lo cual equivale a una entre 24 personas. Hacia 2050, más de 2,2 millones de personas tendrán 100 o más años de edad.

Y es aquí precisamente que se centra el desafío fundamental que enfrentamos: la creciente y más longeva población mundial debe ser alimentada, vestida, alojada y transportada, de modo tal que todo esto no perpetúe la devastación del medio ambiente labrada a partir de las primeras ondas de la industrialización de los siglos XIX y XX. A medida que aumentamos la producción de los bienes y los servicios al tiempo que se acrecienta el consumo energético para cumplimentar el imperativo de elevar el estándar de vida de los ciudadanos más pobres, tenemos que aprender a desarrollar las actividades económicas de un modo sustentable.

A este respecto hay quienes son optimistas y consideran que la historia de la civilización es una larga serie de triunfos de los seres humanos sobre los límites impuestos por la naturaleza. Desde esta perspectiva la idea de una capacidad acotada de la Tierra (i.e. los recursos de nuestro planeta limitados para poder soportar la vida humana) es una ficción, porque los continuos avances científicos y tecnológicos irán quebrando los límites previamente percibidos. Esta visión tiene su mérito histórico, las predicciones de Dire hechas en 1960 sobre el agotamiento de los recursos materiales que abarcan desde el petróleo y el cromo hasta el agua natural hacia fines de los 80 ó 90 han sido totalmente erróneas.

Si bien no resulta muy inteligente enrolarse en alguna postura extrema (i.e. optimismo o pesimismo a ultranza), no se puede desconocer el hecho de que existen desafíos ambientales de enorme complejidad que bien podrían abatirse sobre nosotros antes de que el progreso tecnológico venga a rescatarnos. El cambio climático global, la destrucción acelerada de los hábitats terrestres y oceánicos, las pérdidas catastróficas de inúmeras especies animales y vegetales, no son problemas que puedan tratarse directa y fácilmente por medio de soluciones tecnológicas directas. Pero lo cierto es que la ciencia y la tecnología han acompañado y en muchos sentidos han impulsado la situación en la que actualmente nos encontramos, y sólo la ciencia y la tecnología, acopladas con un pensamiento innovador y creativo en lo social y en lo económico, pueden conducirnos hacia donde necesitamos estar en este nuevo milenio.

Los químicos, la ciencia química y la industria química (o sea lo que podríamos denominar la actividad química) jugarán papeles centrales en el enfrentamiento de estos enormes desafíos. A modo de ilustración introductoria podemos citar cinco grandes áreas en las cuales la actividad química ya está ofreciendo aportes esenciales. La primera de ellas es la transformación en pleno desarrollo de la industria química orientada hacia la producción sustentable. Aunque este tema no es de conocimiento extendido para el gran público, la industria química está al frente de los esfuerzos corporativos para reducir a un nivel nulo los residuos de la producción industrial. Grandes industrias como DuPont y Dow Chemical están haciendo grandes progresos en todo el mundo para manufacturar productos químicos minimizando los efectos nocivos sobre la naturaleza.

Esta cuestión es de raigambre ética y se genera en los niveles superiores de la estructura gerencial, ya que se deben integrar elementos que históricamente han sido considerados contrapuestos unos con otros, o sea, la triple línea de base de la sustentabilidad: las necesidades económicas, sociales y ambientales. Esto podría llevar a imaginar un futuro donde los procesos biológicos usen recursos renovables como materias primas, empleen energía solar para impulsar el crecimiento, absorban el dióxido de carbono de la atmósfera, desarrollen procesos

a bajas temperaturas y presiones, y produzcan desechos menos tóxicos. Pero también debe tenerse en cuenta que la sustentabilidad es algo más que una filosofía que esas dos compañías químicas proponen y se debe pasar a una instancia práctica y realizable que esas dos mismas compañías ya están materializando en algunas de sus plantas industriales.

Otra manifestación de la evolución de la actividad química es la asociación de la industria química con las ciencias de la vida. La ingeniería genética constituye toda una tecnología revolucionaria. En los años 70 los avances en la investigación científica promovieron de un modo excepcional nuestra percepción del ADN. En tanto siempre ha estado claro que el ácido desoxirribonucleico es un compuesto químico, éste no era una sustancia que podía ser manipulada como otras sustancias (i.e. ser recortado con toda precisión, alterado, reconstituido en una molécula en funcionamiento, etc.). Las técnicas del ADN recombinante comenzaron la transformación del ADN precisamente en tal compuesto químico y las reverberaciones de tales cambios es dable suponer que se harán sentir durante bastante tiempo.

La ingeniería genética es una de las herramientas básicas que los químicos y los biólogos usan para comprender y conocer la vida a nivel molecular. Este medio suministra nuevas vías de acceso a las drogas farmacéuticas y ofrece nuevas aproximaciones para tratar las enfermedades. Asimismo, expande enormemente la habilidad de los agrónomos para introducir ciertas cualidades a las cosechas, una capacidad adoptada, desarrollada y aplicada por numerosas compañías químicas. No hay duda que esta nueva herramienta habrá de jugar un papel preponderante en la alimentación de la población mundial en esta centuria que nace, aunque su adopción ha encontrado algunos contratiempos. En efecto, la biotecnología agrícola ha chocado con el temor público por miedo a las eventuales manipulaciones genéticas y el control sobre los alimentos.

Un tercer aspecto digno de mención es el emprendimiento de lo que quizás sea la mayor epopeya intelectual en la historia de la ciencia: “el intento de comprender en detalle los procesos químicos en el funcionamiento de la mente humana” y con ello a la misma conciencia del hombre y la mujer. En tanto este desafío es, en un dado nivel, investigación básica en su más pura acepción, ello también tiene un significado práctico enorme. Así, por ejemplo, cabe mencionar los ingentes esfuerzos que se están llevando a cabo para comprender las enfermedades neurodegenerativas, tal como la enfermedad de Alzheimer y el mal de Parkinson, que afectan predominantemente a los gerontes, y es posible que se constituyan en una gran dificultad en la salud pública que trata el área de los problemas entre las personas de edad avanzada.

Es bien sabido que la ciencia y la tecnología guardan un doble aspecto (espada de doble filo); así, ellas otorgan el poder para crear y el poder para destruir. Además de los enormes potenciales en los campos de la salud y de la agricultura, la

ingeniería genética podría ser usada para crear agentes patógenos horribles de tipo biológico con fines bélicos. Esto propone otro “serio desafío a la ciencia química: desarrollar métodos para contrarrestar la potencial amenaza de tales armas biológicas letales”. Así, se podría pensar en la posibilidad de producir sensores capaces de detectar la presencia de, o liberar agentes biológicos contra, o diseñar dispositivos que ayuden a predecir, remediar y aliviar los bioataques de aquellos agentes biológicos.

Finalmente, debemos volver a la más mundana, más maravillosa y más esencial molécula sobre la tierra: el agua. Ya está siendo difícil, y hasta trágico en ocasiones, el poder suministrar satisfactoriamente agua potable a vastos sectores de la población mundial. A modo de ejemplo lamentable, baste citar la situación en Bangladesh donde un programa bien intencionado de las Naciones Unidas para el suministro de agua potable a partir de napas acuíferas profundas produjo, por un trágico error, el envenenamiento por arsénico de millones de seres humanos. Actualmente los químicos están trabajando para desarrollar mejores medios para detectar arsénico en agua potable en concentraciones nocivas, así como proponer métodos adecuados que sean aplicables fácilmente en los países pobres y en vías de desarrollo. Asimismo, es necesario discutir la filosofía en la administración de las fuentes de agua potable así como la ciencia para mantenerlas en tal carácter, todo lo cual a corto plazo habrá de ser muy necesario para la adecuada provisión de esta sustancia esencial para los distintos usos vitales.

“En los últimos dos siglos la química ha cambiado al mundo”. Esta ciencia es una herramienta asombrosa que nos “ha permitido comprender la estructura íntima de la materia y nos ha dado la posibilidad de manipular tal estructura” a fin de adaptarla a nuestros propósitos. Ello nos hace capaces de diseccionar a las moléculas de la vida a fin de observar qué hacen ellas. Todo esto nos provee algunos medios para tener una cierta perspectiva sobre el funcionamiento de lo que seguramente es la estructura más compleja del universo: la mente humana, y con ello una vía de acceso directo a lo que constituye la conciencia del hombre. En las próximas décadas seremos testigos de lo que resulte de investigar más profundamente estos misterios y suministrar algunos medios para las necesidades básicas (y también las no tan básicas) de la humanidad.

Actividades

1. Busca en el artículo: a) sustancias simples y sustancias compuestas; b) ¿Se menciona alguna mezcla?

2. ¿En qué consiste el problema fundamental con el que nos enfrentaremos en las próximas décadas? b) ¿Qué medidas se pueden utilizar para enfrentarse a ese problema? c) ¿Por qué los químicos son privilegiados en ese desafío?

3. ¿Cuáles otros problemas éticos no mencionados en el artículo, se deducen del mismo?

4. Menciona al menos una metáfora que utiliza el autor del artículo y explica el significado que le atribuyes a la misma.

5. ¿Con qué otras ciencias se relaciona a la Química en el artículo?

6. Luego de haber leído detenidamente el artículo anterior, comenta en un breve párrafo de no más de 250 palabras y a modo de síntesis de lo trabajado, la siguiente cuestión: ¿Por qué se considera a la Química como “la Ciencia central”, “la Ciencia del cambio”, o también “la Ciencia de la transformación”?

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.

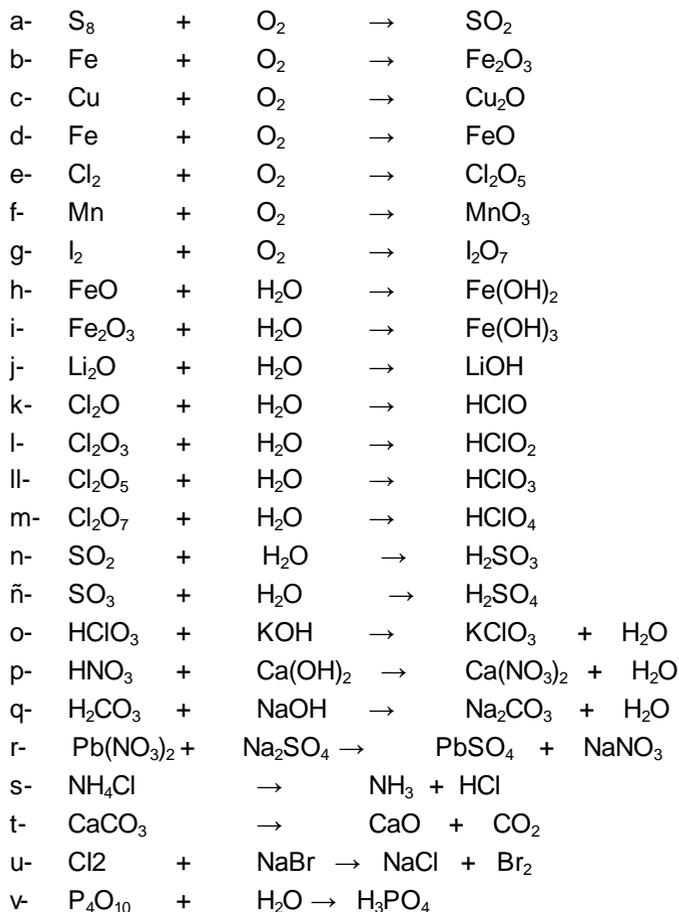
Es relevante remarcar que una vez obtenido un resultado numérico, es *muy importante* analizarlo cuidadosamente para verificar si guarda coherencia con lo que se desea determinar. Por ejemplo, un resultado de una masa de un átomo igual a 38 gramos, indica error en el procedimiento efectuado, dado que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

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

Ejercitación Unidad 6

6-1. ¿Cómo explica que en las grandes ciudades, estatuas, monumentos y edificios se hayan deteriorado más velozmente en los últimos años?

6-2. Balancear las siguientes ecuaciones químicas:



6-3. Clasificar las reacciones del Ejercicio 6-2 según los tipos analizados (combinación, descomposición, metátesis, óxido-reducción y desplazamiento).

6-4. Balancear las siguientes ecuaciones

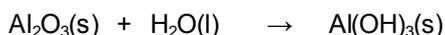
- a) ácido clórico + hidróxido de hierro (II) \rightarrow clorato de hierro (II) + agua
 b) tricloruro de fósforo + agua \rightarrow cloruro de hidrógeno + ácido ortofosforoso
 c) nitrato de plomo (II) + sulfuro de sodio \rightarrow sulfuro de plomo (II) + nitrato de sodio

6-5. Determine el número de oxidación del nitrógeno y del cloro en los compuestos del Ejercicio 6-2 en donde estén presentes.

6-6. Por agregado de ácido clorhídrico sobre fosfato de sodio se obtienen como producto cloruro de sodio y ácido fosfórico.

- a) ¿Qué masa de ácido fosfórico se podrá obtener acidificando 300 gramos de sal?
 b) ¿Cuántos gramos de ácido se deberán agregar?

6-7. Dada la siguiente ecuación química, que representa la reacción química para la obtención de hidróxido de aluminio a partir del óxido:

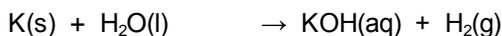


- a) Balancear la ecuación;
 b) Calcular los gramos de cada una de las sustancias que participan de la reacción;
 c) ¿Cuántos gramos de Al_2O_3 y H_2O se necesitan para obtener 350 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$?

6-8. Para la reacción de obtención de amoníaco a partir de sus elementos, calcular:

- a) moles de dinitrógeno necesarias para producir 40 moles de amoníaco;
 b) moles de dihidrógeno para que reaccionen con 8 moles de dinitrógeno.

6-9. Cuando al agua se le agrega un trozo de potasio, se produce una reacción muy vistosa con formación de hidróxido de potasio y dihidrógeno, representada por la siguiente ecuación química:



Calcular:

- a) ¿Cuántas moléculas de dihidrógeno se formarán a partir de 1×10^{20} átomos de potasio?
 b) ¿Qué volumen en CNPT ocupará el gas obtenido? y,
 c) ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio se formarán a partir de 5 gramos de metal?

6-10. Cuando el metano (CH_4) se quema en presencia de dióxigeno se produce dióxido de carbono y agua. ¿Cuál es la masa máxima de metano que puede quemarse en presencia de 20 litros de dióxigeno en CNPT?

6-11. Cuando se quema el carbono en presencia de escasa cantidad de dióxígeno, se obtiene un gas tóxico que es el monóxido de carbono. ¿Qué volumen de dicho gas, en CNPT, se formará a partir de 100 gramos de carbono?

Respuesta: 186,7 litros CO (CNPT)

6-12. Considerar la reacción entre níquel metálico y ácido sulfúrico para dar sulfato de níquel y dihidrógeno.

a) Escribir la ecuación correspondiente.

b) Calcular la cantidad necesaria de ácido sulfúrico para que reaccione totalmente con 58 g de níquel.

Respuesta: 96,8 g.

c) ¿Cuál es la masa de dihidrógeno producida?

Respuesta: 1,98 g.

d) ¿Qué volumen ocupará esa masa de dihidrógeno si se la mide en CNPT?

Respuesta: 22,01 litros.

e) Calcular la masa de la sal formada.

Respuesta: 152,8 g.

6-13. La siguiente ecuación química representa la reacción química para obtener agua, a partir de dihidrógeno y dióxígeno:



Si se hace reaccionar 30 moléculas de dihidrógeno y 20 moléculas de dióxígeno

a) Represente a nivel molecular la mezcla inicial y la final;

b) ¿Cuál es el reactivo limitante?;

c) ¿Cuál es el reactivo en exceso y por cuánto?;

d) ¿Cuántas moléculas de agua se forman?

6-14. Para la ecuación que representa la reacción entre el carbonato de calcio y ácido clorhídrico para producir dióxido de carbono, agua y cloruro de calcio

Si se hace reaccionar 50 g de ácido y 110 g de carbonato de calcio, determinar:

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

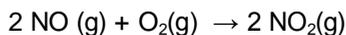
b) ¿Cuál es el reactivo en exceso y por cuánto?

c) ¿Cuántos gramos de cloruro de calcio se forman?

6-15. Se desea conocer la cantidad de moles de dióxido de nitrógeno que se formará a partir de 5 moles de monóxido de nitrógeno y 2 moles de dióxígeno.

Respuesta:

La ecuación y balanceada es:



Si se desea calcular la cantidad de NO_2 que se forma cuando reaccionan 5 moles de monóxido de nitrógeno con 2 moles de dióxígeno, el razonamiento que se aplica es el siguiente:

2 moles de NO reaccionan con 1 mol de O_2 , 5 moles de NO reaccionarán con x moles de O_2 .

$$2 \text{ mol NO} \text{ ————— } 1 \text{ mol O}_2$$

$$5 \text{ mol NO} \text{ ————— } x = \frac{5 \text{ mol NO} \times 1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol NO}} = 2,5 \text{ mol O}_2$$

Por lo tanto, para la cantidad de NO puesta en el recipiente el O_2 presente no es suficiente (necesito 2,5 moles y tengo sólo 2) y se agotará antes que todos los moles de NO hayan reaccionado. En consecuencia, el O_2 es el reactivo limitante y al cálculo lo debemos basar en él. El siguiente paso consiste en calcular la cantidad de NO_2 formado. El razonamiento utilizado sería: si 1 mol de O_2 produce 2 moles de NO_2 , 2 moles de O_2 producirán x.

$$1 \text{ mol O}_2 \text{ ————— } 2 \text{ mol NO}_2$$

$$2 \text{ mol O}_2 \text{ ————— } x = \frac{2 \text{ mol O}_2 \times 2 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 4 \text{ mol NO}_2$$

Al final de la reacción quedarán en el recipiente los 4 moles de NO_2 formados y el exceso de reactivo que no ha podido reaccionar. Este exceso es simplemente la diferencia entre la cantidad colocada en el recipiente y lo que ha reaccionado. Si cada mol de dióxígeno reacciona con 2 moles de NO, los 2 moles que tengo reaccionarán con 4 moles de NO.



$$2 \text{ mol } O_2 \text{ ————— } x = \frac{2 \text{ mol } O_2 \times 2 \text{ mol } NO}{\text{mol } O_2} = 4 \text{ mol } NO$$

En este caso, la cantidad de reactivo en exceso o sobrante será:

$$5 \text{ mol } (NO)_{\text{iniciales}} - 4 \text{ mol } (NO)_{\text{reaccionados}} = 1 \text{ mol de } NO$$

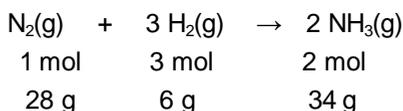
6-16. Para la síntesis de amoníaco a partir de sus reactivos se desea conocer:

- la ecuación balanceada que representa la reacción de síntesis;
- los moles de amoníaco que se formarán a partir de 150 gramos de dinitrógeno;
- los moles de hidrógeno necesarios para obtener 50 litros de amoníaco CNPT,
- la cantidad de gramos de amoníaco que se formarán a partir de 5 moles de hidrógeno y 150 gramos de dinitrógeno.

Respuesta:

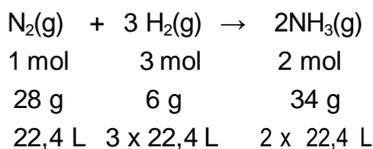


b) si se desean calcular los moles de NH_3 que se forman a partir de 150 gramos de dinitrógeno buscamos la relación entre reactivo expresado en gramos y producto en moles.



$$150 \text{ g } N_2 \text{ ————— } x = \frac{150 \text{ g } N_2 \times 2 \text{ mol } NH_3}{28 \text{ g } N_2} = 10,7 \text{ mol } NH_3$$

c) Para hallar los moles de hidrógeno que producen 50 litros de amoníaco, debemos completar la tabla de datos auxiliares, con los volúmenes en CNPT.



y al igual que en el inciso anterior seleccionamos los datos entre reactivos y productos, expresados cada uno de ellos en las unidades adecuadas.

$$\begin{array}{l} 2 \text{ (22,4) litros } \text{NH}_3 \quad \text{—————} \quad 3 \text{ mol } \text{H}_2 \\ 50 \text{ litros } \text{NH}_3 \quad \text{—————} \quad x = \frac{50 \text{ L } \text{NH}_3 \times 3 \text{ mol } \text{H}_2}{44,8 \text{ L } \text{NH}_3} = 3,35 \text{ mol } \text{H}_2 \end{array}$$

d) Lo primero es hallar el reactivo limitante pues no es lo mismo usar cualquiera de los datos en forma indiferente. El razonamiento que se aplica es el siguiente:

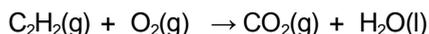
Si 3 moles de H_2 reaccionan con 28 g de N_2 , 5 moles de H_2 reaccionarán con x g de N_2 .

$$\begin{array}{l} 3 \text{ mol } \text{H}_2 \quad \text{—————} \quad 28 \text{ g } \text{N}_2 \\ 5 \text{ mol } \text{H}_2 \quad \text{—————} \quad x = \frac{5 \text{ mol } \text{H}_2 \times 28 \text{ g } \text{N}_2}{3 \text{ mol } \text{H}_2} = 46,7 \text{ g } \text{N}_2 \end{array}$$

Por lo tanto, para que se consuma la cantidad de H_2 disponible necesitamos 46,7 gramos de dinitrógeno y tenemos 150 gramos, por lo que el N_2 queda en exceso. En consecuencia el H_2 es el reactivo limitante. El siguiente paso consiste en calcular la cantidad de NH_3 formado, utilizando la cantidad de reactivo limitante:

$$\begin{array}{l} 3 \text{ mol } \text{H}_2 \quad \text{—————} \quad 34 \text{ g } \text{NH}_3 \\ 5 \text{ mol } \text{H}_2 \quad \text{—————} \quad x = \frac{5 \text{ mol } \text{H}_2 \times 34 \text{ g } \text{NH}_3}{3 \text{ mol } \text{H}_2} = 56,7 \text{ g } \text{NH}_3 \end{array}$$

6-17. La combustión del acetileno, fuertemente exotérmica, es aprovechada en la soldadura autógena. El soplete oxiacetilénico, como el nombre lo dice, es alimentado con dióxígeno y acetileno y en presencia de una chispa se produce la siguiente reacción:



- Balancear la ecuación;
- Representar la reacción a nivel molecular usando esferas para representar los átomos;

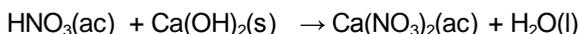
c) ¿Cuántos gramos de CO₂ se formarán al encender una mezcla que contiene 4,85 g de acetileno y 7,1 g de dióxigeno?

Respuesta: 7,81 g.

6-18. Para la reacción: $2 \text{HI}(\text{ac}) + \text{SO}_3(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{I}_2(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$ calcular:

- la masa de agua que se formará a partir de 68 gramos de HI y 60 gramos de SO₃;
- el volumen de SO₂ obtenido (CNPT);
- la cantidad de moles de I₂ producida.

6-19. Si se hacen reaccionar 300 gramos de ácido con 200 gramos de hidróxido según la reacción:



- Balancear la ecuación.
- ¿Qué masa de sal se formará?
- ¿Cuántas moléculas y cuántos moles de moléculas de agua se formarán?

6-20. Considerar la siguiente reacción química que ocurre a 750°C:



- Balancear la ecuación
- Realizar la representación de la reacción a nivel molecular
- Si inicialmente se colocan 10 gramos de N₂ con 2 moles de H₂O ¿Reaccionan completamente los reactivos?
- ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Respuesta: 16,7 g.

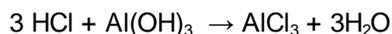
e) ¿Cuántos moles de NH₃ se forman?

Respuesta: 0,71 moles.

f) ¿Cuántos litros de O₂ medido en CNPT se producen?

Respuesta: 12 litros O₂.

6-21. Si se hace reaccionar 200 gramos de ácido con 250 gramos de hidróxido según la reacción:



- a) ¿Dentro de qué tipo puede clasificarse la reacción?
- b) ¿Qué masa de agua se formará?

6-22. Una reacción para la obtención del oro es la siguiente:



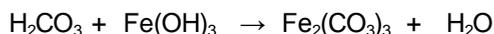
Considerando la ecuación química anterior:

- a) ¿Cuáles son los reactivos y cuáles son los productos?
- b) Calcula la masa de NaCN que es necesaria para reaccionar con 1 kg de oro.
- c) ¿Cuántos gramos de Na [Au(CN)₂] se formarán?
- d) Si de la reacción anterior se obtuvieron 180 moles de NaOH, 1) ¿qué cantidad de moles de dióxigeno se consumieron? 2) ¿cuántas moléculas son?
- e) Si se mezclan 150 gramos de oro y 200 gramos de cianuro de sodio, ¿qué masa de Na [Au(CN)₂] se formará?
- f) Si se desea preparar 50 litros de una solución 0,5 M de NaCN ¿qué masa de sal debería utilizarse?

6-23. Reaccionan 240 g de KOH con 375 mL de H₂SO₄ 3,5 M para formar K₂SO₄ y agua. Calcular:

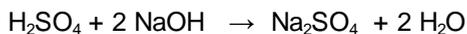
- a) La masa de agua producida.
- b) El número de moles de átomos de potasio presentes en la sal formada.

6-24. Para la siguiente reacción:



- a) Balancear la ecuación e indicar el nombre de cada uno de los compuestos. Si se hacen reaccionar 350 mL de H₂CO₃ 2 M, con 53,8 gramos de Fe(OH)₃:
- b) Hallar la masa formada de sal;
- c) Hallar la masa producida de H₂O;
- d) Hallar el número de moléculas de H₂O formadas y
- e) Hallar la masa de sustancia en exceso.

6-25. ¿Cuántos moles de agua se formarán a partir de la reacción entre 150 gramos de ácido sulfúrico con un 4,3 % de impurezas y 30 moles de hidróxido de sodio? La ecuación química correspondiente es:



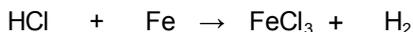
6-26. Dada la ecuación: $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HCl}$

- a) Balancear la ecuación.
 b) Si se obtuvieron 15 moles de cloruro de hidrógeno ¿qué masa de PCl_3 con un 80% de pureza se usó?

Respuesta: 859,4 g

6-27. Se agrega exceso de ácido clorhídrico sobre 1,68 gramos de hierro metálico que contiene impurezas; obteniéndose como productos cloruro de hierro (III) y 570 mililitros de dihidrógeno en condiciones normales (CNPT).

Programa de Ingreso **UNL** / Curso de Articulación Disciplinar: Química 50
 Química. Conceptos fundamentales/ **Unidad 6.** Reacciones químicas



- a) Balancear la ecuación que representa esta reacción.
 b) Hallar la pureza del metal.

6-28. Se hacen reaccionar 280 g de hidróxido de cobalto (II) impuro, con ácido ortofosfórico en exceso, para formar ortofosfato de cobalto (II) y agua.



- a) Balancear la ecuación.
 b) Si se obtuvieron 320 g de la sal, ¿Cuál era la pureza del hidróxido de cobalto (II) utilizado?

Solución Ejercicio 6-27

Inicialmente escribimos la ecuación balanceada, y establecemos la relación de moles y gramos.

	3 Co(OH)_2	+	2 H_3PO_4	\rightarrow	$\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$	+	6 H_2O
Gramos	278,7		196		366,7		108
Moles	3		2		1		6

Como desconocemos la pureza del hidróxido de cobalto (II), debemos utilizar el

dato cierto, que corresponde a la masa de sal obtenida, la cual necesariamente está conformada por los elementos correspondientes.

$$\begin{array}{l}
 366,7 \text{ g Sal (H}_3\text{PO}_4) \quad \rightarrow \quad 278,7 \text{ g de Co(OH)}_2 \\
 320 \text{ g Sal (H}_3\text{PO}_4) \quad \rightarrow \\
 x = \frac{320 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \times 278,7 \text{ g Co(OH)}_2}{366,7 \text{ g H}_3\text{PO}_4} = 243,2 \text{ g Co(OH)}_2
 \end{array}$$

Como el ácido ortofosfórico se encontraba en exceso, el Co(OH)_2 limita la reacción, entonces la cantidad real (o fracción pura) del hidróxido de cobalto (II) es de 243,2 g. Sabiendo que la cantidad de sustancia disponible estaba impura (correspondiendo al total de sustancia o 100%):

$$\begin{array}{l}
 280 \text{ g Co(OH)}_2 \quad \rightarrow \quad 100 \% \\
 243,2 \text{ g Co(OH)}_2 \quad \rightarrow \quad x = \frac{243,2 \text{ g Co(OH)}_2 \times 100 \%}{280 \text{ g Co(OH)}_2} = 86,9 \%
 \end{array}$$

6-29. Para determinar la pureza del BaCO_3 (s), una muestra de 1,50 kg de dicho compuesto se descompone térmicamente y se obtienen como productos 145 litros (CNPT) de CO_2 (g) y BaO (s). ¿Cuál es la pureza del BaCO_3 ? ¿Qué masa de BaO (s) se produce?.

6-30. Para la siguiente reacción:



- Balancear la ecuación e indicar el nombre de cada uno de los compuestos. Si se hacen reaccionar 335 mL de H_2SO_4 2,5 %m/v, con 25 gramos de Al(OH)_3 de una pureza del 95 %, determinar:
 - La masa de sal formada
 - El número de moléculas de agua formadas
 - El número de moles de átomos totales presentes en la sal formada.

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.

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.

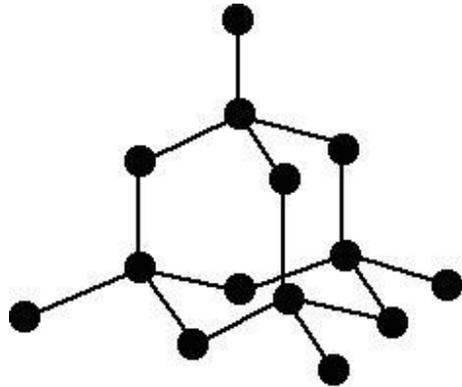


Figura 5.2 Representación microscópica del diamante

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

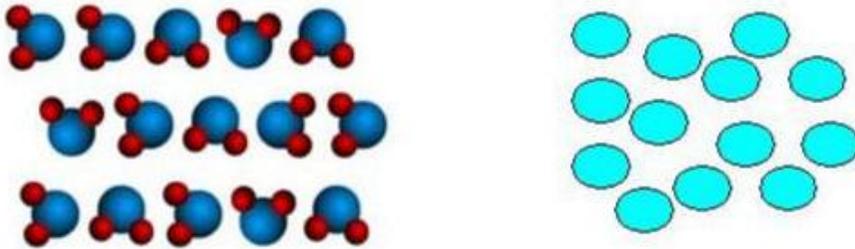


Figura 5.3 Dos representaciones de un conjunto de moléculas

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):

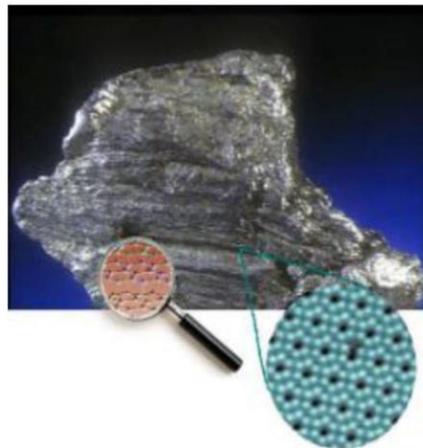
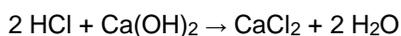


Figura 5.4 Representación del grafito en los tres niveles



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

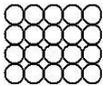
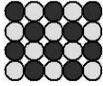
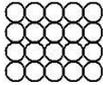
sustancias atómicas

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.

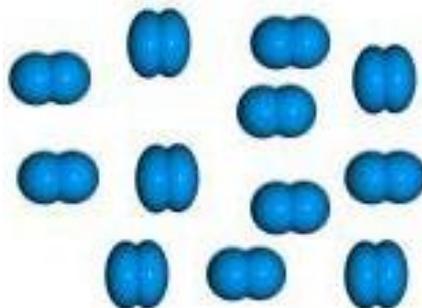


Figura 5.5 Representación microscópica de una porción de la sustancia H_2

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.

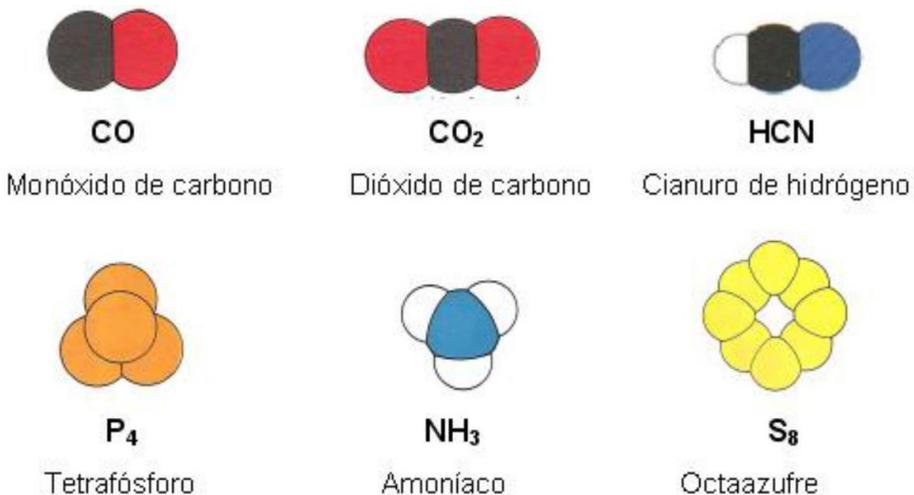


Figura 5.6 Algunos modelos de moléculas

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 Nitrito 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.

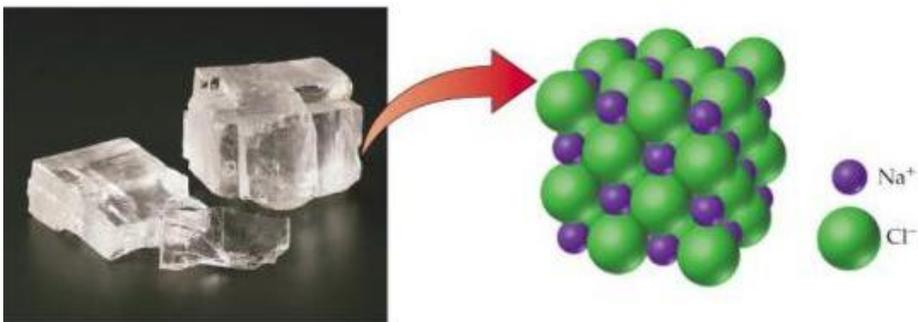


Figura 5.7 Estructura de una sustancia iónica

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.

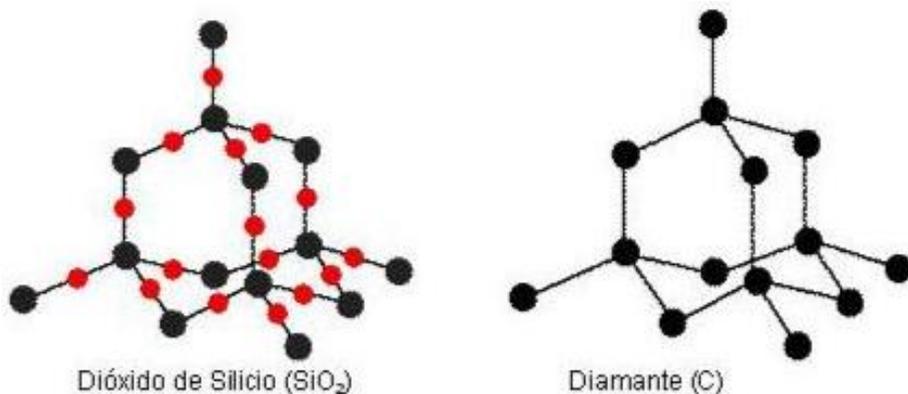


Figura 5.8. Esquema de las estructuras de dióxido de silicio y diamante

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.

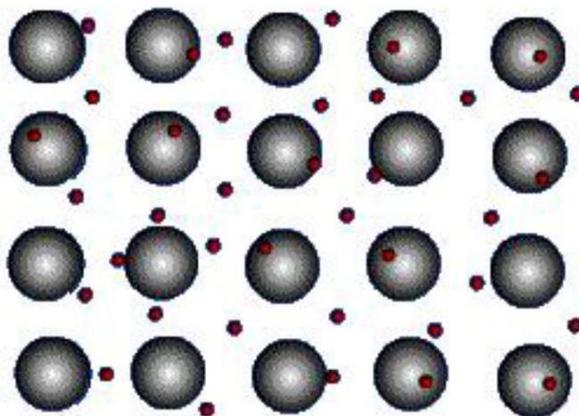


Figura 5.9. Modelo microscópico simple para un metal

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 formulars 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.

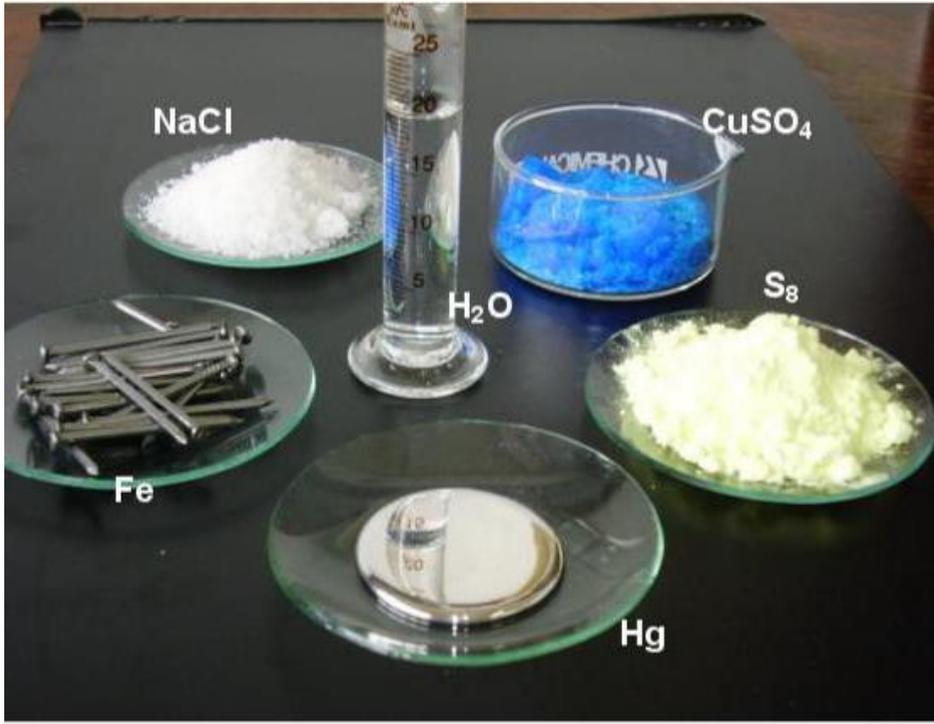


Figura 5.10. 1 Mol de distintas sustancias:
cloruro de sodio, sulfato de cobre (II), azufre, mercurio, hierro, agua

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: $16 \text{ u} \Rightarrow 16 \text{ gramos de O contenían } N \text{ átomos}$

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

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

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 $\text{CO}_2 = 44,01 \text{ g / mol}$

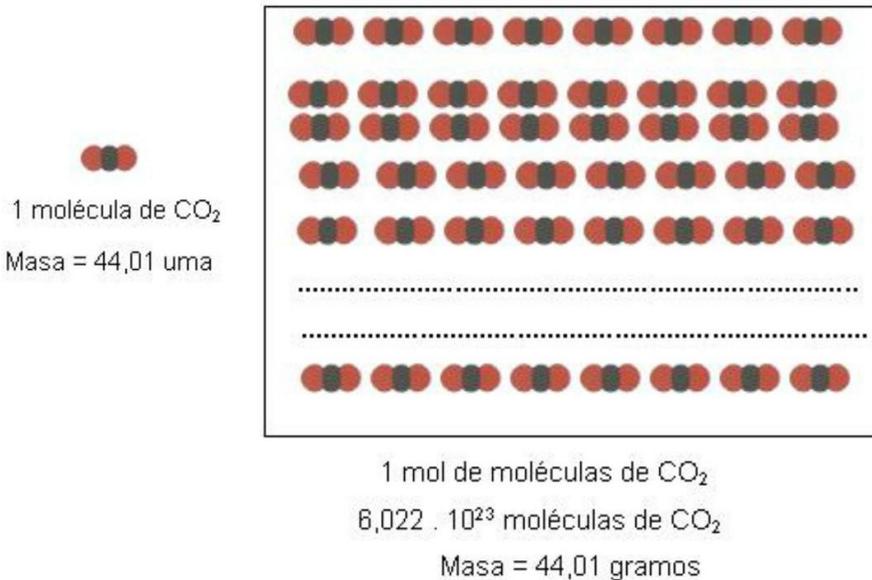


Figura 5.12. La masa de una molécula y la masa de un mol de moléculas

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

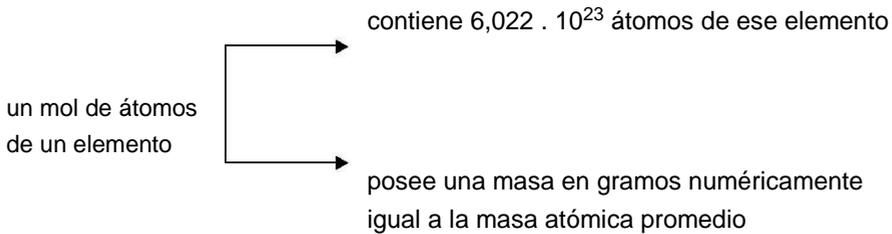
A modo de ejercitación te proponemos que determines la masa formular y la masa molar de las siguientes sustancias:

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.

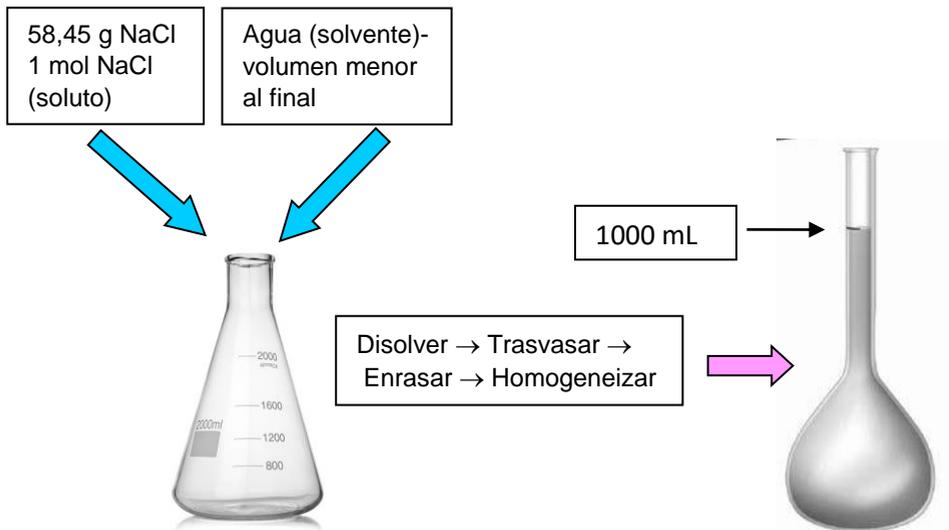


Figura 5.13. Preparación de una solución 1 molar de NaCl

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.

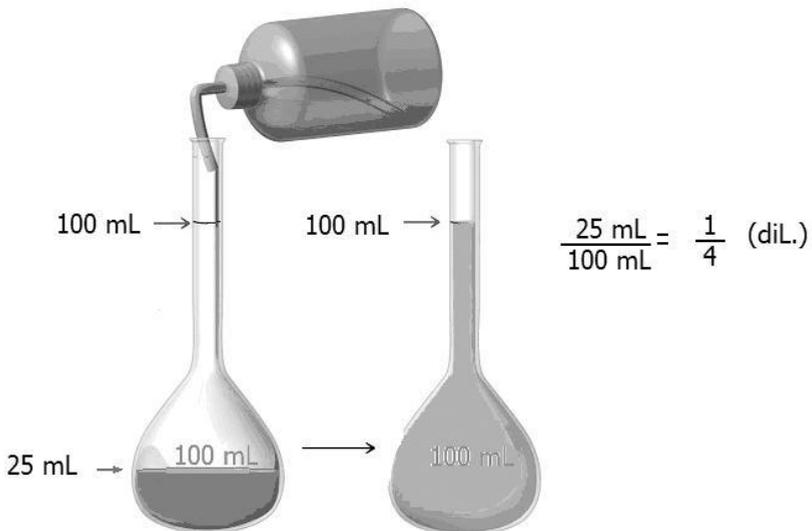


Figura 5.14 Dilución de una solución

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?

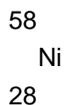
5-10. Uno de los compuestos nitrogenados que daña el ambiente es el dióxido de nitrógeno. Para una masa de 300 gramos calcular:

- 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 cuántos 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.