

**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.

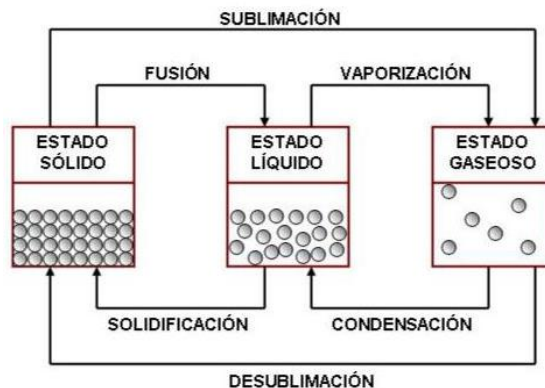


Figura 1.2 Transformaciones físicas de la materia

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.

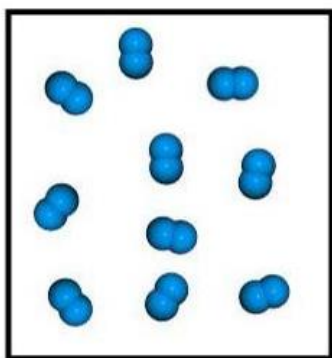


Figura 1.3 Representación microscópica de una sustancia simple gaseosa

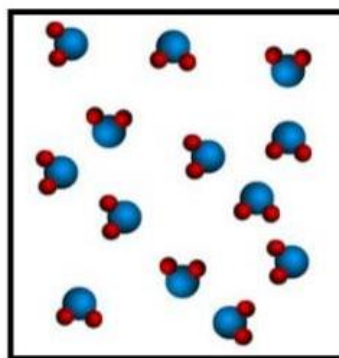


Figura 1.4 Representación microscópica de una sustancia compuesta gaseosa

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 ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) a partir de aluminio (Al) y dióxígeno ( $\text{O}_2$ ) 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 ( $\text{CH}_4$ ), puesto que implica la formación de nuevas y diferentes sustancias, dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ), producidas por la combustión completa, mientras que la incompleta genera monóxido de carbono ( $\text{CO}$ ) 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.

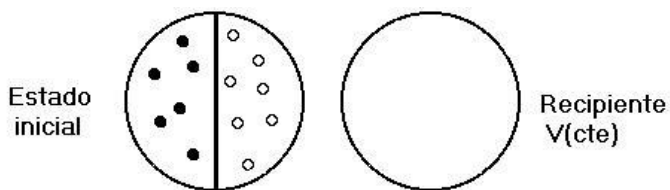
El término “vapor” se usa de un modo amplio, dándole el mismo significado de gas, aunque debemos diferenciarlo. Por ahora diremos que los gases, para pasar al estado líquido deben ser “comprimidos y enfriados”, mientras que un vapor



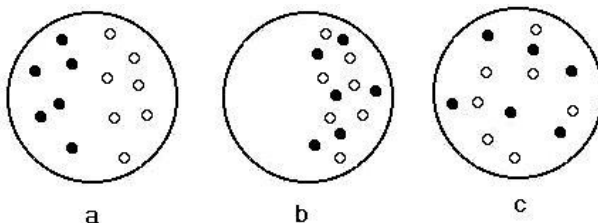
puede ser condensado al ser “comprimido y/o enfriado”. En cursos superiores se verá una especificación más rigurosa de tales diferencias.

### Actividad

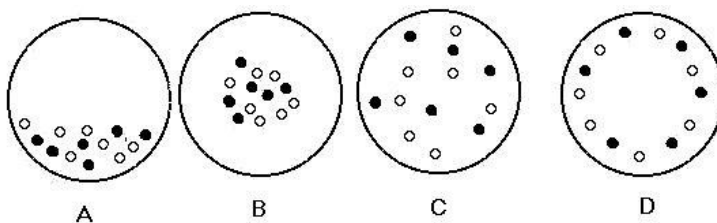
En el esquema siguiente, la imagen izquierda representa un recipiente de paredes rígidas (es decir de volumen constante) separado en dos compartimientos por un tabique. En cada uno de ellos se observan puntos que representan moléculas de distintos gases a una misma presión y temperatura.



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  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  y el agua se congela a  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

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 =  $1\text{ atm} = 760\text{ mm Hg} = 101,3\text{ kPa}$ ) indicada en el barómetro], el agua no hierve hasta que su temperatura ha alcanzado los  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ , 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  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  hasta que todo el líquido ha desaparecido.

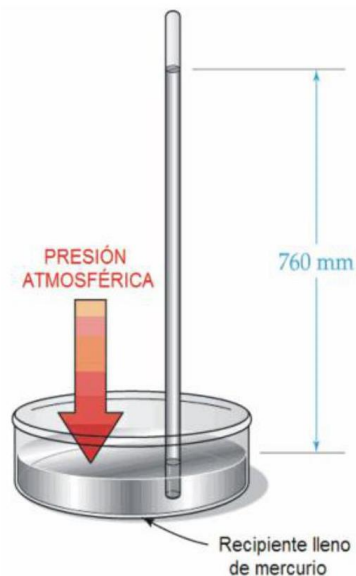


Figura 1.6. Barómetro de mercurio

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 (Cl<sub>2</sub>); además, es el único procedimiento disponible para producir el gas difluor (F<sub>2</sub>), 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 cm<sup>3</sup> (22,6 g) es el doble de la masa de una muestra de 1 cm<sup>3</sup> (11,3 g), mientras que sus densidades son iguales: 11,3 g/cm<sup>3</sup> o 11,3 g cm<sup>-3</sup>. 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  $1 \text{ m}^3$  de aluminio es mucho más pesado que  $1 \text{ cm}^3$  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, O<sub>3</sub>, 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.