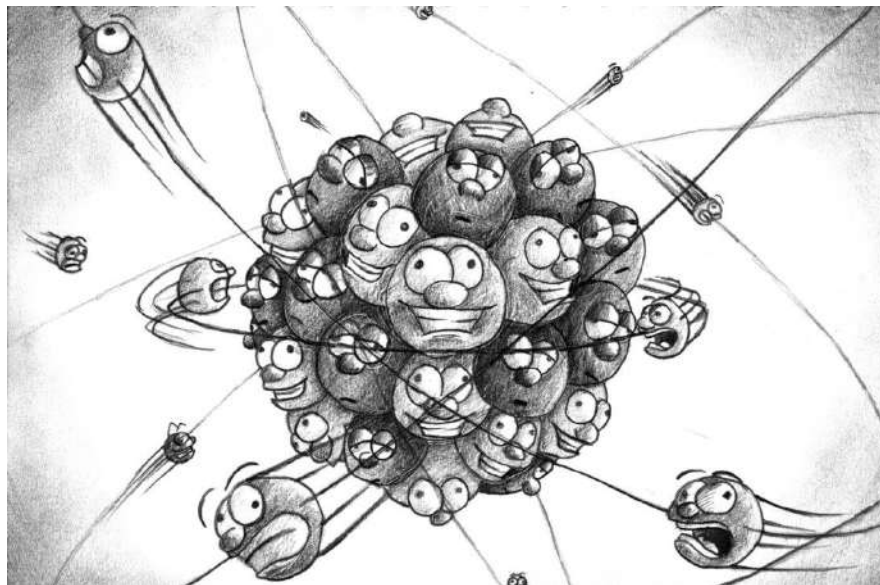




**UNIVERSIDAD NACIONAL DE MISIONES**  
**Facultad de Ciencias Forestales**



# Cuadernillo de Nivelación en Química



**Guía Teórico Práctica**  
**Ingreso 2014**

**Docentes:**

**Prof. Daniela Cabanne**

**Prof. Andrea Fernández**

## INTRODUCCIÓN



### ¿ES VÁLIDA LA EXPRECIÓN “TODO ES QUÍMICA”?

Antes de definir formalmente el concepto “**Química**”, te proponemos que observes las imágenes que se presentan en esta página y señales en ellas dónde crees que operan los principios de la Química. Es decir, **¿dónde está la Química?**



¿Alguna vez te pusiste a pensar en la importancia que tienen los procesos químicos en tu vida? ¿Te diste cuenta que desde que te levantas la química te rodea? Está en los carbohidratos y en el color dorado de las tostadas del desayuno, en el jabón que utilizaste para lavarte las manos e incluso en aquello que no puedes ver, como en la fragancia del perfume que usas a diario.

No hace falta ser químico y mucho menos entrar a un laboratorio para hacer química. Los procesos químicos ocurren todos los días aunque no nos demos cuenta, son parte de nuestro entorno, y hacen nuestra vida más fácil y confortable. Su ámbito comprende la madera de los muebles, la pintura de las paredes, las telas de los vestidos, los zapatos, el equipo de sonido, el televisor, la computadora, los CD, las bombillas, la tinta que se utilizó para imprimir esta página, y cuestiones más trascendentes como el desarrollo de fármacos para curar el cáncer. Y no te olvides que tu propio cuerpo es 100% química, constituido por un sinnúmero de átomos y moléculas.

Entonces, **¿a qué nos referimos cuándo hablamos de Química?**

*“A la ciencia que se ocupa de estudiar la estructura de la materia, sus propiedades físicas y químicas, los cambios que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a esos procesos.”*

## CAPÍTULO I: Estructura y propiedades de la materia.

### Objetivos del capítulo:

- ⇒ Interpretar los conceptos básicos de la Química.
- ⇒ Distinguir las propiedades fundamentales de la materia y los cambios que ésta experimenta.
- ⇒ Identificar formas diversas de materia.
- ⇒ Conocer la composición del átomo e identificar las partículas subatómicas nucleares y extranucleares.
- ⇒ Diferenciar iones de átomos e interpretar sus representaciones.

### GUÍA N°1:

#### La Materia: clasificación, propiedades y estados de agregación.

Como señalamos inicialmente, la **MATERIA** constituye el objeto de estudio de la Química. La materia comprende todo lo tangible, desde nuestro cuerpo y los materiales que nos rodean hasta los grandes objetos del universo. Es todo aquello que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. La **MASA**<sup>1</sup> es una medida de la cantidad de materia de una muestra de cualquier material, es decir, de un **cuerpo**.

Se pueden diferenciar distintos tipos de materia según su composición: sustancias puras y mezclas.

**Una sustancia pura** es un tipo de materia que tiene una composición química constante (fija) y propiedades distintivas. Ejemplo: agua, dióxido de carbono, azúcar, oro, oxígeno, etc.

Las sustancias pueden ser **simples o compuestas**.

- ⇒ **Las sustancias simples (o elementos)** son aquellas que están formadas por un mismo tipo de átomo y no pueden descomponerse en otras sustancias más simples por métodos químicos. Ejemplo: Ca (calcio); O<sub>2</sub> (oxígeno molecular); O<sub>3</sub> (ozono).
- ⇒ **Las sustancias compuestas o compuestos** son aquellas formadas por dos o más átomos de elementos distintos, los cuales se hallan en una relación de masa constante. Ejemplo: todas las muestras de agua (H<sub>2</sub>O) están formadas por la misma proporción de hidrógeno y oxígeno (2:1), pero en el peróxido de hidrógeno (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), estos elementos están combinados en proporciones diferentes (1:1). Tanto el H<sub>2</sub>O como el H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> son distintos compuestos formados por los mismos elementos en diferentes proporciones.

<sup>1</sup> Es común utilizar los términos **masa y peso** como si fuesen sinónimos, sin embargo son diferentes propiedades. La masa es una medida de la cantidad de materia que posee un cuerpo mientras que el peso es una medida de la atracción gravitacional de la tierra sobre el cuerpo, la cual varía con la distancia al centro de la misma. Por lo tanto la masa de un objeto no cambiará de valor sea cual sea la ubicación que tenga sobre la superficie de la Tierra, mientras que su peso variará según la ubicación del objeto. La masa es una propiedad más fundamental que el peso.

Los compuestos se descomponen mediante procesos químicos en sustancias más simples como los elementos, pero no se pueden descomponer mediante procesos físicos.

**Las mezclas** son agregados de dos o más sustancias puras en cantidades variables, donde cada una mantiene su propia composición y propiedades. Ej.: aire (formado por  $O_2$ ,  $N_2$ , vapor de agua,  $CO_2$ ), agua salada, bebidas gaseosas, agua con arena.

Las mezclas se clasifican en base a sus propiedades intensivas (*ver definición más abajo*) en homogéneas y heterogéneas:

- ⇒ Las **mezclas homogéneas** (también llamadas soluciones) son aquellas que tienen las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos. Sus componentes no se pueden diferenciar y no se distinguen fases. Una fase es una porción de materia con composición y propiedades uniformes. Ejemplo de mezclas homogéneas son: sal disuelta en agua, agua y alcohol, agua y vinagre, etc. (Figura 1).
- ⇒ Las **mezclas heterogéneas** son aquellas que no tienen las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos. Sus componentes se pueden distinguir y se forman distintas fases. Ejemplo: arena y virutas de hierro, sal y azúcar, agua y aceite, etc.



**Figura 1:** la mezcla de agua y aceite es heterogénea ya que en ella se pueden distinguir dos fases, una correspondiente al agua y la otra al aceite. En la mezcla de agua y sal no se pueden distinguir distintas fases ni componentes, ya que los mismos se mezclan en todas sus proporciones.

Las mezclas homogéneas o heterogéneas se pueden separar en sus componentes puros por medios físicos sin cambiar la identidad de dichos componentes. Por ejemplo, se puede separar una mezcla de sal disuelta en agua evaporando ésta, con lo cual la sal queda como residuo. O bien, separar una mezcla de arena y agua haciendo pasar la misma por un filtro.

Anteriormente hicimos referencia al término **propiedad**. Las propiedades son características que describen muestras de materia y nos permiten diferenciar distintos tipos de sustancias. Por ejemplo, cuando se dice que una sustancia que a temperatura ambiente es un líquido incoloro, inodoro e insípido, que a 1 atmósfera de presión hierve a  $100^{\circ}C$  y solidifica a  $0^{\circ}C$ , se sabe que se está haciendo referencia al agua.

Las propiedades de las sustancias se clasifican de manera general en propiedades químicas y físicas:

- ⇒ **Propiedades químicas:** son las propiedades exhibidas por la materia cuando sufre cambios en su composición, es decir que están relacionadas a los **cambios químicos**.

Durante un cambio químico la sustancia original se convierte en una o más sustancias nuevas con diferentes propiedades químicas y físicas.

### Ejemplos de cambios químicos

Tipo de cambio químico	Cambios en propiedades químicas
Combustión de la madera	Un trozo de pino se quema con una llama que produce calor, cenizas, dióxido de carbono y vapor de agua.
Formación de óxido	El hierro que es gris y brillante, se combina con el oxígeno para formar óxido anaranjado –rojizo.
Caramelizar azúcar	A altas temperaturas el azúcar, que es un sólido blanco, cambia a una sustancia suave de color caramelo.

⇒ **Propiedades físicas:** son aquellas propiedades que pueden ser medidas y observadas sin que cambie la composición o identidad de la materia.

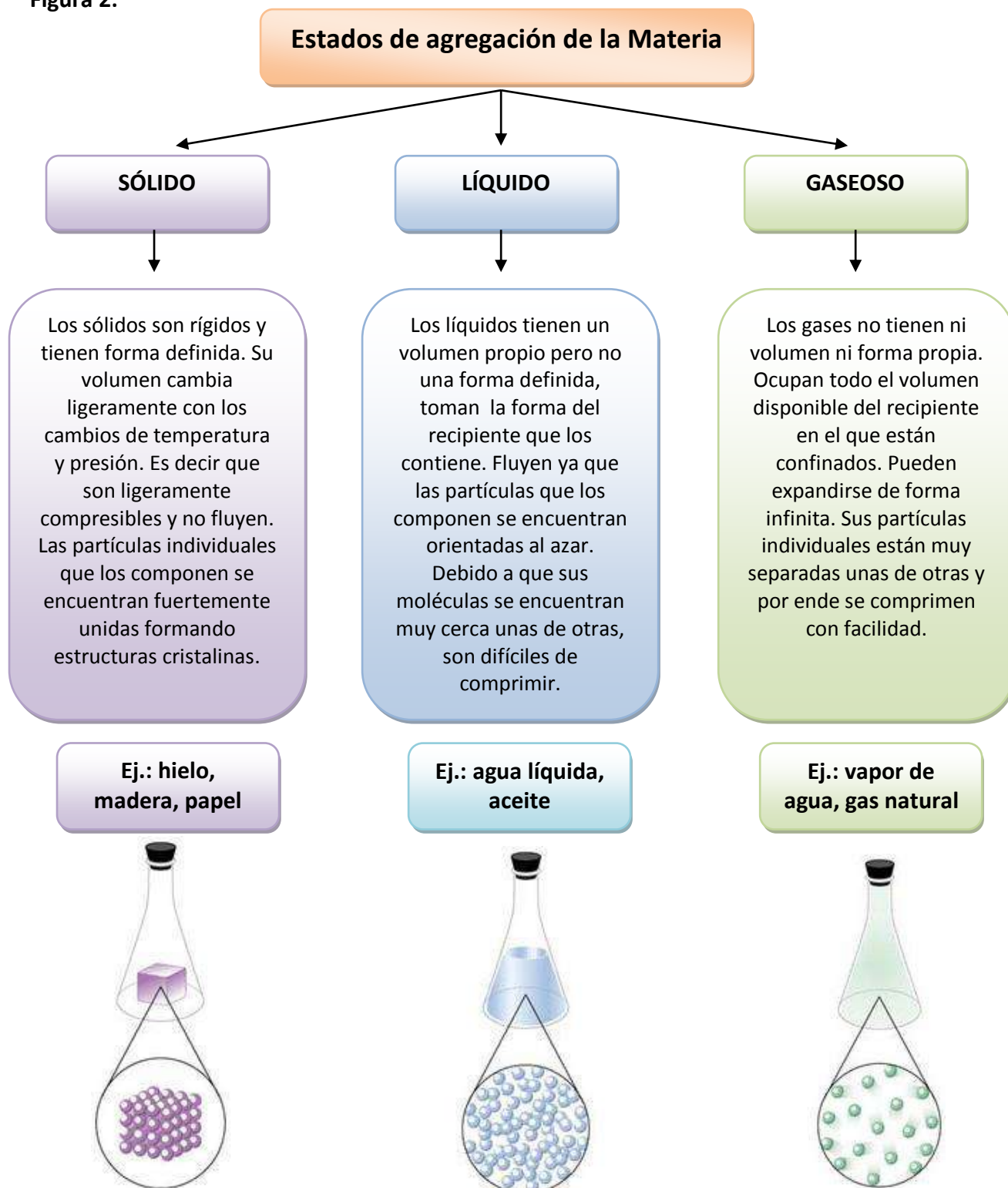
Las propiedades de la materia pueden clasificarse de otras maneras según si dependen o no de la cantidad de sustancia presente:

⇒ Las **propiedades intensivas** son aquellas cualidades que presenta la materia que no dependen de la cantidad de materia. Ej.: punto de ebullición, color, dureza, temperatura, densidad, etc.

⇒ Las **propiedades extensivas** son aquellas que dependen de la cantidad de materia. Ej: masa, peso, volumen.

Dependiendo de la Presión y de la Temperatura, todas las sustancias pueden presentarse en diferentes **estados de agregación** o **estados físicos: SÓLIDO, LÍQUIDO y GASEOSO**. Cada estado tiene un conjunto de propiedades físicas que lo caracteriza. Las mismas se resumen en la figura 2:

Figura 2:



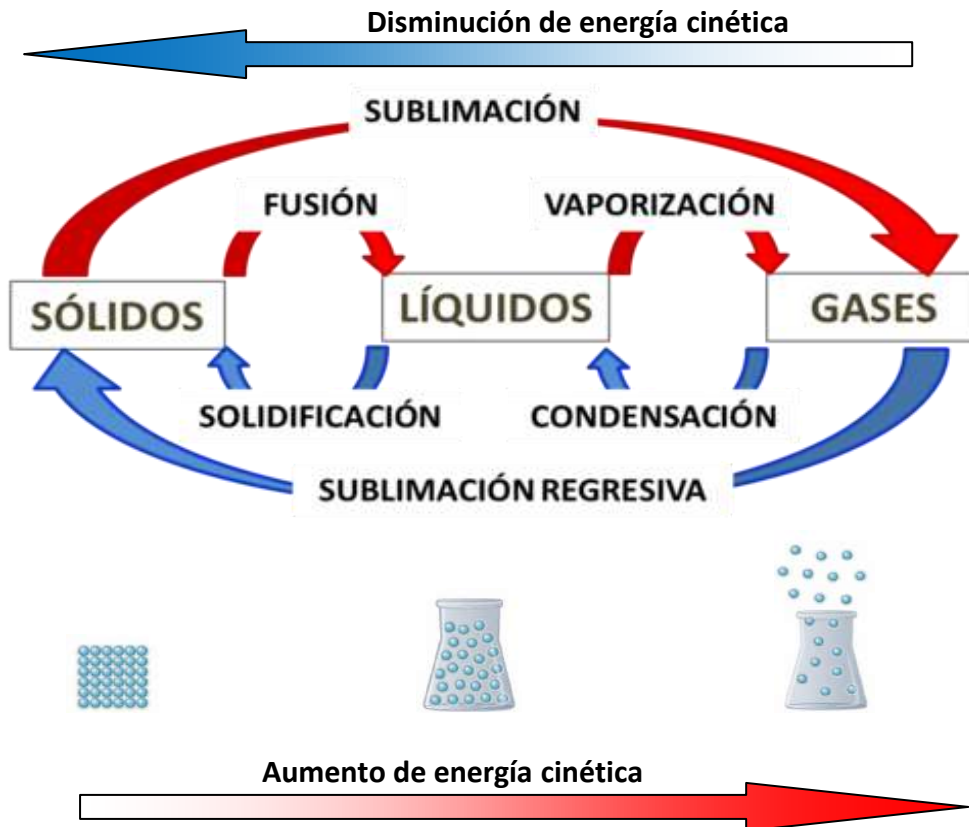
El hielo se encuentra en estado sólido pero puede descongelarse y transformarse en agua líquida. El agua líquida, por su parte, puede congelarse y formar hielo, o evaporarse y transformarse en vapor de agua. Todos estos cambios se denominan **cambios de estado**. (Fig. 3)

Cuando la materia experimenta un cambio físico, su estado cambiará, pero su identidad o composición permanecen iguales. La forma sólida del agua, como la nieve o el hielo, tiene una



aparición distinta a la de su forma líquida o gaseosa, pero en las tres formas sigue siendo la misma sustancia, agua.

Para que una sustancia pase de un estado físico a otro, es necesario que exista un intercambio de energía con el medio. Este intercambio, por lo general en forma de calor, puede darse en dos sentidos: en uno, la sustancia recibe calor del medio, y en otro, la sustancia entrega calor al medio. Conforme la sustancia absorbe energía del medio, aumenta la **energía cinética**<sup>2</sup> de las partículas. (Fig. 3)



**Figura 3: Cambios de estado:** Los cambios que se muestran en azul son exotérmicos (liberan energía al medio) y los que se muestran en rojo son endotérmicos (absorben energía del medio). La energía cinética de las partículas aumenta conforme la sustancia absorbe energía del medio y disminuye a medida que la sustancia libera energía al medio.

Los cuerpos sólidos suelen tener mayor **densidad** que los líquidos y éstos, a su vez, tienen mayor densidad que los gases. ¿Qué es la densidad? La densidad es una propiedad intensiva y su valor depende de la temperatura y de la presión. Es la medida de cuánta masa hay en una unidad de volumen. Se expresa mediante la fórmula:

$$\delta = m/V$$

Donde:

$\delta$  es la de densidad  
 $m$  la masa  
 $V$  el volumen

Según la expresión matemática, la densidad depende de la cantidad de materia (masa) que se tenga y del volumen que ocupe. Mientras mayor sea la masa del cuerpo, mayor será su

<sup>2</sup> **Energía cinética:** Energía que posee la materia en virtud de su movimiento.

densidad y viceversa (son variables directamente proporcionales); mientras mayor sea el volumen que ocupe el cuerpo, menor será su densidad y viceversa (son variables inversamente proporcionales).

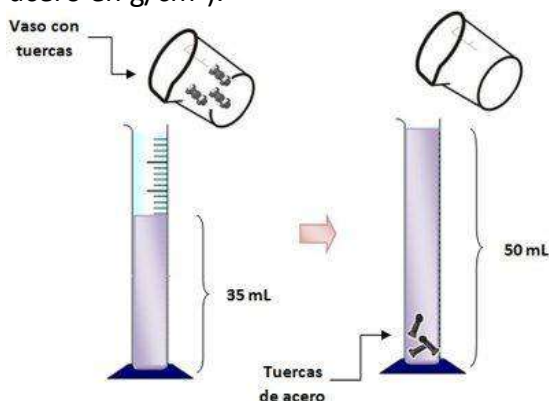
La densidad de un cuerpo está relacionada con su flotabilidad, una sustancia flotará sobre otra si su densidad es menor. Por eso la madera flota sobre el agua y el plomo se hunde en ella, porque el plomo posee mayor densidad que el agua mientras que la densidad de la madera es menor.

La densidad es una propiedad física importante de la materia puesto que, a la misma presión y temperatura, es posible diferenciar a dos sustancias químicamente puras por sus valores de densidad. Es característica de cada sustancia. Por ejemplo, la densidad del agua es de  $1 \text{ g/cm}^3$ , esto significa que si tomamos un recipiente de  $1 \text{ cm}$  de lado y lo llenamos de agua, el agua contenida en ese recipiente tendrá una masa de un gramo. En cambio la densidad del plomo es de  $11,35 \text{ g/cm}^3$ , lo que significa que  $11,35 \text{ g}$  de plomo ocupan un volumen de  $1 \text{ cm}^3$ .



### Veamos un ejemplo aplicativo:

Si en un recipiente de  $50 \text{ mL}$  de capacidad se dispone de  $35 \text{ mL}$  de agua destilada, y luego al agregar  $108 \text{ gramos}$  de tuercas de acero, se observo que el nivel de agua asciende hasta completar la capacidad del recipiente, determinar la densidad del acero en  $\text{g/cm}^3$ .



Recuerda que  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$

### Resolución:

Debemos hallar la densidad del acero. Para ello utilizaremos la expresión matemática de densidad ( $d=m/V$ ). De modo que:

$$\delta_{\text{del acero}} = \frac{\text{masa del acero}}{\text{volumen del acero}} \longrightarrow \begin{array}{l} \text{es dato, corresponde a la masa de las tuercas (108 gr)} \\ \text{debemos calcularlo} \end{array}$$

El volumen del acero corresponde al volumen del líquido desplazado al introducir las tuercas en el recipiente, es decir:

$$V_{\text{del acero}} = (\text{volumen final}) - (\text{volumen inicial})$$

Sustituyendo:  $V_{\text{del acero}} = 50 \text{ mL} - 35 \text{ mL} = 15 \text{ mL}$

Entonces:  $\delta_{\text{del acero}} = 108 \text{ g} / 15 \text{ mL} = 7,2 \text{ g/mL o } 7,2 \text{ g/cm}^3$

**Respuesta:** La densidad del acero es  $7,2 \text{ g/cm}^3$ .





### Desafío...

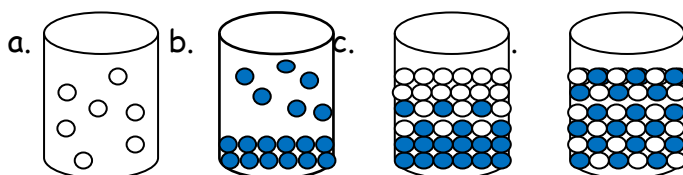
Si la densidad de la leche es 1,04 g/mL, ¿cuántos gramos de leche hay en una taza de leche de 250 mL de capacidad?).


Rta.: 260 g



### Actividades de aplicación.

1. **Clasifica** cada una de las siguientes sustancias como un elemento o un compuesto:
  - a. Hidrógeno ( $H_2$ )
  - b. Agua ( $H_2O$ )
  - c. Oro (Au)
  - d. Azúcar
  - e. Hierro (Fe)
  - f. Magnesio (Mg)
  - g. Fosfato de potasio ( $K_3 PO_4$ )
  - h. Nitrógeno gaseoso ( $N_2$ )
2. **Clasifica** los siguientes sistemas en homogéneos y heterogéneos. Justifica la respuesta:
  - a. sal de mesa y limaduras de hierro
  - b. sal fina y arena
  - c. tres trozos de hielo
  - d. agua y aceite
  - e. sal parcialmente disuelta en agua
  - f. sal totalmente disuelta en agua
3. **Indica** cuál o cuáles de los siguientes esquemas representan a un sistema heterogéneo.



 ○ y ●, REPRESENTAN PARTÍCULAS SUBMICROSCÓPICAS.

4. Un sistema material está formado por agua, arena, partículas de corcho y limaduras de hierro, **indica** justificando:
  - a. si el sistema es homogéneo o heterogéneo.
  - b. cantidad de fases.
  - c. cantidad de componentes.
  - d. los métodos de separación que se pueden utilizar para separar las fases.

5. Las propiedades que se citan en el cuadro fueron determinadas para un trozo de hierro. **Señala** con una X cuáles de ellas son intensivas y cuáles extensivas.

PROPIEDAD	EXTENSIVA	INTENSICA
Masa = 40g.		
Densidad = 7,8 g/cm <sup>3</sup>		
Color: grisáceo brillante		
Punto de fusión: 1535 °C		
Volumen = 5,13 cm <sup>3</sup>		
Insoluble en agua		
Se oxida en presencia de aire húmedo.		

6. **Señala** si los siguientes son cambios físicos o químicos:

- Quemar una astilla de madera.
- Disolución de azúcar en agua.
- Cocinar una papa.
- Cambio de posición de un objeto.
- Combustión del gas natural.
- Herrumbre del hierro.
- El gas helio tiende a escapar de un globo después de unas horas.

7. **Identifica** qué cambios de estado ocurren en:

- Obtención de hielo.
- Dejar naftalina al aire libre.
- Calentar cera.
- Dejar alcohol en un recipiente sin tapa.
- Se calienta azufre en polvo, primero funde y luego arde.
- Al poco tiempo de sacar un envase frío de la heladera éste se humedece.

8. **Indica** si las siguientes afirmaciones son **verdaderas** o **falsas**. Justifica tu respuesta.

- La ebullición es una propiedad química porque cambia la composición química de la sustancia.
- La diferencia entre mezclas homogéneas y heterogéneas, se refiere a la cantidad de fases.
- Una mezcla formada por agua y hielo es homogénea, ya que en ella solo existe una sola sustancia.
- La temperatura es una propiedad intensiva porque no depende de la cantidad de materia.
- El peso es una propiedad intensiva porque depende de la cantidad de materia.
- Si se mezcla agua y vinagre se observan dos fases, por lo cual es una mezcla heterogénea.

- g. La respiración es una propiedad física porque se basa en la presión de gases para la entrada y salida de ellos.
  - h. La longitud es una propiedad extensiva porque depende de la masa.
  - i. En los procesos exotérmicos la sustancia absorbe calor.
  - j. Una mezcla homogénea está constituida por dos o más sustancias.
  - k. Un sistema formado solo por agua nunca puede ser heterogéneo.
  - l. Un sistema formado por cristales de yodo, vapor de yodo y cristales de cloruro de sodio tiene dos fases y tres componentes.
  - m. La fusión es el cambio de estado opuesto a la vaporización.
  - n. Una sustancia de punto de fusión igual a  $-5^{\circ}\text{C}$  y punto de ebullición igual a  $85^{\circ}\text{C}$ , es sólida a  $20^{\circ}\text{C}$ .
  - o. El hierro, de punto de fusión igual a  $1535^{\circ}\text{C}$  y punto de ebullición igual a  $2735^{\circ}\text{C}$ , a  $2800^{\circ}\text{C}$  está en estado gaseoso.
6. La densidad del vinagre es de  $1,0056\text{ g/cm}^3$ . ¿Cuál es la masa de 3 litros de vinagre?
7. La masa de un cristal pequeño de sacarosa (azúcar de mesa) es de  $6,080\text{ mg}$ . Las dimensiones del cristal tipo caja son  $2,20\text{ mm} \times 1,36\text{ mm} \times 1,23\text{ mm}$ . **Calcula** la densidad de la sacarosa en  $\text{g/cm}^3$ .

## GUÍA N°2:



A partir de este momento utilizaremos el lenguaje simbólico propio de la Química, por lo cual te recomendamos que utilices la **TABLA PERIÓDICA**.

La materia está constituida por partículas. Estas partículas pueden ser: **átomos, iones o moléculas**. Es necesario distinguir los diferentes tipos de partículas para comprender las diferencias entre las sustancias.

### El átomo y su estructura atómica.

Los **átomos** son la porción mínima de materia que, combinada químicamente, forma todos los materiales que se conocen. Por esta razón, a cada tipo de átomo se le da el nombre de **elemento**. A cada elemento se le asigna un nombre y, para abreviar, un símbolo. Así, el símbolo del oxígeno es O; el del nitrógeno, N; el del azufre, S; etcétera.

El concepto de átomo es relativamente reciente. Aunque los filósofos griegos en el año 500 AC razonaron que todo debía contener partículas minúsculas, que también llamaron átomos, esta idea se convirtió en teoría científica en 1808 cuando John Dalton desarrolló la teoría atómica, que proponía que todo elemento está conformado por pequeñas partículas llamadas átomos y que estos se combinan para formar compuestos. La teoría atómica de Dalton constituyó la base de la actual teoría atómica. Ahora sabemos que los átomos están constituidos por partículas más pequeñas denominadas **partículas fundamentales o subatómicas**. Estas son básicamente tres: *electrones, protones y neutrones*. Los protones y neutrones forman un cuerpo central, muy pequeño y cargado positivamente, denominado **núcleo atómico**, y los electrones se distribuyen en el espacio como si fueran una nube alrededor del mismo. (Fig. 3)

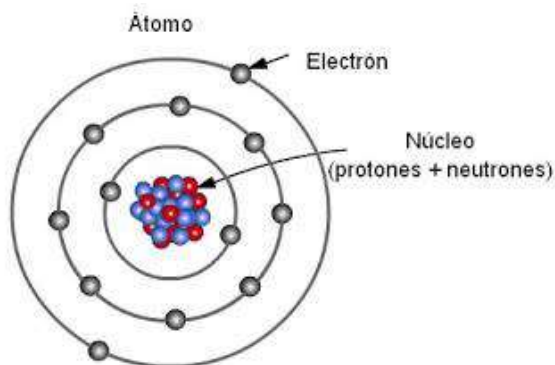


Figura 3: Estructura de un átomo según el modelo de Bohr.

Las masas y cargas eléctricas de las tres partículas se muestran a continuación:

Tabla 1: Partículas fundamentales de la materia.

Partícula	Masa	Carga (escala relativa)
Electrón ( $e^-$ )	$9,1095 \times 10^{-28}$	1 -
Protón (p o $p^+$ )	$1,67252 \times 10^{-24}$	1+
Neutrón (n o $n^0$ )	$1,67495 \times 10^{-24}$	Sin carga

La masa de un electrón es muy pequeña en comparación con la de un protón o un neutrón. Dado que los neutrones y protones se encuentran en el núcleo, el núcleo atómico concentra casi la totalidad de la masa atómica.

Los distintos tipos de átomos que se encuentran en la naturaleza se diferencian entre sí, básicamente, en la cantidad de protones que contienen sus núcleos. Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones en el núcleo, eso hace que el átomo de un elemento sea diferente al átomo de otro elemento. Por ejemplo: todos los átomos del elemento Oxígeno (O) tienen 8 protones en su núcleo, en cambio los átomos del elemento Nitrógeno (N) tienen 7 protones. El **número de protones** que posee un átomo se denomina **Número Atómico** y se representa con la letra **Z**.

Como el átomo es eléctricamente neutro (sin carga eléctrica), el número de protones es igual al número de electrones, razón por la cual **Z** también será igual al número de electrones. Siguiendo con el ejemplo anterior, todos los átomos del oxígeno tienen 8 protones y 8 electrones, mientras que los átomos del nitrógeno tienen 7 protones y 7 electrones.

Por otro lado, el número de protones y el número de neutrones determinan la masa del núcleo, por lo tanto el número de masa o **Número Másico (A)** es la suma del número de protones y el número de neutrones.

$$A = n^{\circ} \text{ de protones} + n^{\circ} \text{ de neutrones}$$

Por lo tanto:

$$A = Z + n$$

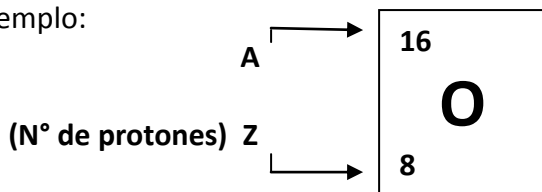


O sea que si se desea conocer el número de neutrones presentes en el átomo, sólo se debe despejar la ecuación anterior:

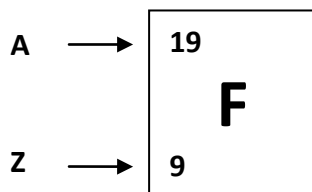
$$n = A - Z$$

Tanto el **Número Atómico** como el **Número Másico** se utilizan para identificar y caracterizar a un determinado tipo de átomo.

Ejemplo:



El número atómico (**Z**) nos indica que se trata de un átomo de **oxígeno**, al cual se lo representa simbólicamente con la letra **O**.



**Z** nos indica que se trata de un átomo de **flúor**, el cual se diferencia de un átomo de **oxígeno** porque posee un protón más en su núcleo.



**Veamos un ejemplo aplicativo:**

Indica el número de protones, neutrones y electrones del boro.

**Solución:** De la Tabla Periódica se extrae el número atómico (Z) del boro que es 5, de modo que posee 5 protones. El número másico (A) es 11, por lo que el número de neutrones se calcula reemplazando en:

$$n = A - Z \quad \text{de modo que; } n = 11 - 5 = 6.$$

Como el átomo es neutro, es decir sin carga eléctrica, el número de electrones es igual al de protones, o sea 5.

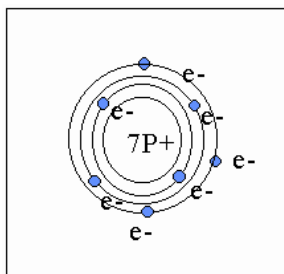
**Respuesta:** El boro tiene 5 protones, 5 electrones y 6 neutrones.

### ¿Qué es un ión?

Como se estableció anteriormente, un átomo es neutro si tiene el mismo número de protones (cargas positivas) que de electrones (cargas negativas). Es decir:

$$(\text{cargas positivas}) + (\text{cargas negativas}) = \text{cero}$$

En el ejemplo de la imagen:



$$(7 p^+) + (7 e^-) = 0$$

Sin embargo los átomos también pueden ganar o perder electrones y convertirse de esta manera en átomos con carga. A los átomos con carga, ya sea positiva o negativa, se los denomina **iones**.

**Un ión es un átomo o grupo de átomos con carga eléctrica.**

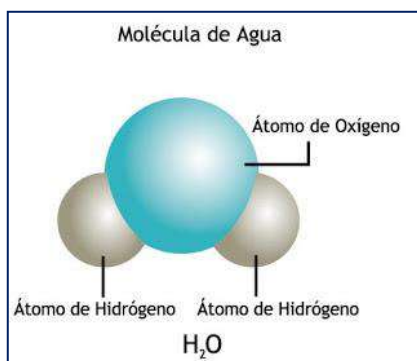
Si un átomo neutro gana electrones quedara con exceso de carga negativa, transformándose en un ion negativo o **ANIÓN**.





## Molécula

Una molécula es la partícula más pequeña de un elemento o compuesto, que puede tener una existencia estable e independiente. En casi todas las moléculas, dos o más átomos están unidos formando unidades muy pequeñas eléctricamente neutras, sin carga.



Una molécula puede contener átomos del mismo elemento o átomos de dos o más elementos, siempre en una proporción fija.

En la figura se representa a la molécula del agua, formada por 2 átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (proporción 2:1).

## Isótopos y Masa atómica

Los átomos de un mismo elemento pueden diferir en el número de neutrones que contienen. A estos átomos, que tienen el mismo número atómico (Z) pero distintos números másicos (A), se los denomina **isótopos**. Por ejemplo el carbono 14 (<sup>14</sup>C) tiene dos neutrones más que el carbono 12 (<sup>12</sup>C), que es el más abundante. Ambos tienen 6 protones en su núcleo pero la diferencia en el número de protones hace que sus masas sean diferentes.

Casi todos los elementos poseen isótopos. Por ejemplo, existen tres clases de átomos de hidrógeno, que se conocen con los nombres de hidrógeno, deuterio y tritio (es el único elemento para el cual cada isótopo tiene nombre distinto).

<sup>1</sup>H (protio)

<sup>2</sup>H (deuterio)

<sup>3</sup>H (tritio)

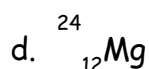
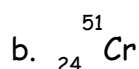
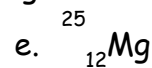
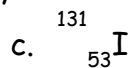
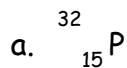
*El número atómico de los tres isótopos es 1 pero: <sup>1</sup>H posee 1 protón y ningún neutrón, mientras que el <sup>2</sup>H tiene 1 protón y 1 neutrón y el <sup>3</sup>H posee 1 protón y 2 neutrones.*

En la naturaleza, la masa de un elemento contiene una mezcla de isótopos, por esta razón, la **masa atómica relativa** de un elemento es igual al promedio de las masas atómicas relativas de los diferentes isótopos, considerando su abundancia natural. Por ejemplo, para el elemento carbono, el isótopo más abundante es el <sup>12</sup>C, pero como también existen pequeñas cantidades de <sup>13</sup>C y <sup>14</sup>C, la masa atómica relativa de carbono es 12.011. Ésta es la masa que aparece debajo del símbolo en la tabla periódica.

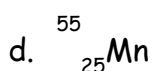
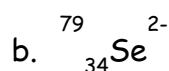
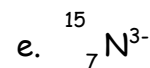
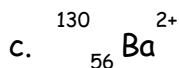
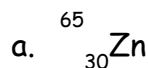


### Actividades de aplicación.


1. **Calcula** el número de protones y neutrones en cada uno de los siguientes átomos:



2. **Determina** el número de protones, electrones y neutrones en las siguientes especies químicas:



3. **Completa** los espacios en blanco de la siguiente tabla.

 Utiliza la Tabla Periódica.

Elemento	Z	A	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Carga eléctrica
Ca						+2
O			8			
Mg				12		
Al						+3
S				18		
Cu						0
Zn						+2
N				10		
Ne						0
K				18		

4. Dadas las siguientes situaciones:

I. **Representa** para cada caso la especie iónica del elemento.

II. **Indica** si se trata de un catión o de un anión.

a. Un átomo de calcio pierde dos electrones.

**Resolución:**

El número atómico del calcio nos indica que tiene 20 protones (cargas positivas), por lo que su átomo neutro tendría también 20 electrones (cargas negativas). Sin embargo el

enunciado dice que el átomo pierde dos electrones, resultando entonces un total de 18. De esta manera aumenta su carga positiva transformándose en un **cation**.

Recuerda que la carga neta del ión resulta de la diferencia de cargas positivas y negativas:

$$\begin{aligned}(\text{cargas positivas}) + (\text{cargas negativas}) &= \text{carga del ión} \\ 20 + (- 18) &= +2\end{aligned}$$

Por lo tanto, el ión se representa de la siguiente manera: **Ca<sup>2+</sup>**

- b. Un átomo de azufre tiene 16 protones y 18 electrones.
- c. Un átomo de hierro pierde dos electrones.
- d. Un átomo de cloro gana un electrón.
- e. Un átomo de nitrógeno tiene 7 protones y 10 electrones.
- f. Un átomo de plomo tiene 82 protones y 78 electrones.



**Te recomendamos los siguientes textos para complementar la información desarrollada en el Capítulo I.**

- Candás, D. Fernández, G. Gordillo y E. Wolf. **Química. Estructura, propiedades y transformaciones de la materia.** Ed. Estrada, 2005.
- S. Aldabe, P. Aramendía y L. Lacreu. **Química 1, fundamentos.** Ediciones Colihue.
- K. Whitten, R. Davis, M. Peck y G. Stanley. **Química, octava edición.** Ed. CENGAGE Learning.