

Introducción al Conocimiento de la Física y la Química  
Ciclo Introductorio- DCyT

# Material teórico de apoyo y actividades Bloque Química

**Autores**

**Coordinadora:** Dra. Belizan A

**Docentes a cargo:** Lic. Badino M, Dra. Panelo L., Lic. Lanzillota S., Dr. Vilouta N., Ing. Rabey M., Lic. Bocai N., Dra. Toledo P., Lic. Yasynska O.



## INDICE

---

Unidad 1: Mediciones .....	4
Introducción .....	4
Magnitudes y unidades de medida .....	4
Notación científica.....	7
Unidad 2. La materia y sus transformaciones.....	8
<i>Unidad 2.1: La materia</i> .....	8
Introducción .....	8
Estados de agregación.....	11
Cambios de estado .....	12
Modelo particulado de la materia .....	15
Propiedades extensivas e intensivas .....	16
Unidad 2 La materia y sus transformaciones.....	17
<i>Unidad 2.2: Transformaciones de la materia</i> .....	17
Introducción .....	17
Sistemas materiales .....	18
Soluciones .....	21
Solubilidad .....	23
Cambios físicos y químicos .....	25
Ecuaciones químicas .....	25
Unidad 3: Estructura de la materia .....	29
<i>Unidad 3.1: Estructura del átomo</i> .....	29
Introducción .....	29
Átomos y partículas subatómicas.....	32
Número atómico y número másico .....	33
Isótopos .....	34
Masa atómica .....	35
Electrones de valencia y electrones del core .....	38
<i>Unidad 3.2: Tabla periódica</i> .....	40
Introducción .....	40
Períodos y Grupos: .....	42
Metales y No Metales:.....	43
Bibliografía General Química .....	46
Actividades Generales Química.....	47



# Unidad 1: Mediciones

**Contenidos:** Historia de las mediciones. Magnitudes de uso común en la Física y la Química. Importancia de la utilización de unidades en la Física y Química. Lenguaje de las ciencias. Leyes, teorías y modelos.

## Introducción

La importancia de entender cómo se mide, como se expresa y cómo convertir unidades en sus múltiplos y submúltiplos es tarea diaria en el estudio científico y en la práctica de cada profesión.

Comencemos repasando los temas que utilizaremos durante toda la carrera y entendiendo qué significa medir y cómo se expresan las unidades.

## Magnitudes y unidades de medida

La Metrología es la ciencia que estudia los sistemas de pesas y medidas y designa a todo lo que se puede medir como **mensurable**. Medir consiste en determinar cuántas veces está contenido un mensurable en otro mensurable representado por la unidad de la magnitud considerada. Una **magnitud** es toda propiedad de un cuerpo o fenómeno a la que podemos asignarle un valor numérico y una **unidad de medida** es una cantidad estandarizada de una determinada magnitud física. Es decir, **medir** es comparar una magnitud con un cuerpo o dispositivo físico construido especialmente para ser utilizado como instrumento de medición. Para que los distintos instrumentos arrojen los mismos resultados, estos son construidos a partir de un estándar elegido por convención, al que se denomina **patrón**.

Los resultados de las mediciones son los **valores numéricos**. Estas mediciones deben ser realizadas con el instrumento adecuado para la magnitud a medir y los valores obtenidos, con sus unidades correspondientes, surgen de comparar esa medición realizada con el patrón.

Supongamos que queremos conocer la altura (o longitud) de una persona. Para hacer esa medición, utilizaremos una cinta métrica que fue construida usando la unidad de medida **metro** a partir del patrón<sup>1</sup>. Cuando medimos, comparamos la **magnitud** (en este caso la longitud de la persona), con el **patrón** (en este caso indica el estándar para un metro) y obtenemos un valor numérico con su unidad.

Entonces de esa comparación obtuvimos:

$$h = 1,58 \text{ m} \quad \text{donde,}$$

$h$  = símbolo de la **altura** que representa a la **magnitud** longitud

---

<sup>1</sup> En el pasado, se consideró como patrón de la magnitud longitud a una barra de platino guardada en la Oficina nacional de pesos y medidas de París. Esta barra tenía una longitud que, por convención, se determinó que medía un metro. Hoy en día, para lograr una mayor precisión se toma como referencia para medir el metro una fracción (1/299.792.458) de la distancia que recorre la luz en un segundo. Esto no significa que el metro cambió: un metro siguió midiendo un metro. Sólo que se tomó como referencia un fenómeno físico en lugar de un objeto.

1,58 es el valor numérico

m es el símbolo de la **unidad** metro

Desde la aprobación en 1960 del **Sistema Internacional (SI)** de unidades, se han establecido las siguientes siete **magnitudes básicas o fundamentales** determinadas con su **unidad** correspondiente y su **símbolo** determinado:

<b>Magnitud</b>	<b>Nombre de la unidad</b>	<b>Símbolo</b>
<i>Longitud</i>	metro	m
<i>Masa</i>	kilogramo	kg
<i>Temperatura</i>	Kelvin	K
<i>Tiempo</i>	segundo	s
<i>Cantidad de materia</i>	mol	mol
<i>Corriente eléctrica</i>	Ampere	A
<i>Intensidad luminosa</i>	candela	cd

Los sistemas de medidas son de uso internacional y fueron establecidos sobre patrones para las magnitudes básicas de donde se derivan otras magnitudes. Por ejemplo, la magnitud área y la magnitud volumen derivan de las mediciones de la magnitud fundamental longitud.

Por ser un sistema decimal, el **SI** tiene la ventaja de que todas las unidades pueden relacionarse con múltiplos o submúltiplos ya que permite operar de 10 en 10. De esta manera, los prefijos de las unidades indicarán el respectivo múltiplo o submúltiplo de la unidad correspondiente tal como indica la siguiente tabla:

<b>Prefijo</b>	<b>Símbolo</b>	<i>Equivalencia decimal</i>	<i>Equivalencia potencial</i>
<b>Tera</b>	T	1.000.000.000.000	10 <sup>12</sup>
<b>Giga</b>	G	1.000.000.000	10 <sup>9</sup>
<b>Mega</b>	M	1.000.000	10 <sup>6</sup>
<b>Kilo</b>	k	1.000	10 <sup>3</sup>
<b>Hecto</b>	h	100	10 <sup>2</sup>
<b>Deca</b>	da	10	10 <sup>1</sup>
		1	
<b>Deci</b>	d	0,1	10 <sup>-1</sup>
<b>Centi</b>	c	0,01	10 <sup>-2</sup>
<b>Mili</b>	m	0,001	10 <sup>-3</sup>
<b>Micro</b>	μ	0,000001	10 <sup>-6</sup>
<b>Nano</b>	n	0,000000001	10 <sup>-9</sup>
<b>Pico</b>	p	0,000000000001	10 <sup>-12</sup>

Muchas veces hay que convertir valores en otras unidades de medición para que sean equivalentes. Cuando eso sucede, una forma de realizarlo es utilizando factores de conversión. Un factor de conversión es una proporción que se utiliza para relacionar una unidad de medida con otra. Cuando el cambio de unidades implica la transformación de varias unidades, se pueden utilizar varios factores de conversión uno tras otro para que el resultado final sea la medida equivalente en las unidades que buscamos. Por ejemplo, si quisiéramos convertir 2,3 **cm** en **mm** se debe utilizar el factor de conversión apropiado. Como sabemos que 10 mm es equivalente a 1 cm, colocaremos la cantidad 1 cm en el denominador (de modo que se cancele con la unidad en la cantidad original) y la cantidad 10 mm en el nominador para obtener el resultado deseado. Entonces,

$$2,3 \text{ cm} \times (10 \text{ mm}) / (1 \text{ cm}) = 23 \text{ mm}$$

También es posible realizar conversiones de unidades a partir de ecuaciones matemáticas. Por ejemplo, se realiza una medición de la temperatura corporal utilizando un termómetro con la escala °C (**Celsius**) y el valor obtenido es 38,5°C. Si quisiéramos convertir ese valor en otra escala termométrica como el K (**Kelvin**), la unidad de temperatura determinada por el **SI**, debemos conocer el valor que convierte una escala en otra. Entonces:

$$38,5^\circ\text{C} + 273,16 = 311,66 \text{ K} \quad \text{donde } 273,16 \text{ es el valor de conversión}$$

Si quisiéramos realizar equivalencias entre dos magnitudes (por ejemplo) **volumen** con **capacidad**, debemos saber algunas equivalencias:

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} \quad \text{y} \quad 1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} \quad \text{y} \quad 1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

Por otro lado, las magnitudes se pueden clasificar según su naturaleza en escalares y vectoriales.

Una **magnitud escalar** es aquella que queda totalmente definida por un valor numérico y su respectiva unidad. Por ejemplo, volumen, masa, densidad, etc. Es decir, ese valor se determina a través de una escala predeterminada. La longitud es una magnitud escalar porque se usa como parámetro la escala metro.

En cambio, una **magnitud vectorial** es aquella para la cual, además del valor numérico y su respectiva unidad, se debe especificar la dirección y el sentido del vector. Es decir, una magnitud vectorial se define mediante un vector. Por ejemplo, fuerza, aceleración, velocidad, etc. Estas magnitudes son utilizadas en la física.

## Notación científica

Muchas veces las mediciones implican números que pueden ser demasiados pequeños o extremadamente grandes. Por ejemplo, la temperatura interna del sol es de 15.000.000 °C o el núcleo de un átomo tiene un diámetro aproximado de 0,000 000 000 000 001 m. Para trabajar con ellos, se utiliza la notación científica.

La **notación científica** consiste en escribir un valor como el producto de un número mayor o igual a 1, y menor que 10, y una potencia de base 10. El exponente de la potencia es un número entero que puede ser positivo o negativo. Por ejemplo: el valor **18.430** se escribe en notación científica **1,84 x 10<sup>4</sup>**. Es decir, ese exponente 4 es las veces que hay que multiplicar por 10 al número 1,84 para que iguale a 18.430.

Para escribir un número en notación científica, primero se desplaza la coma decimal del número a la derecha o la izquierda hasta encontrar un número comprendido entre 1 y 10. Luego, se multiplica el número por 10 elevado a una potencia igual al número de posiciones que se movió la coma decimal. Por ejemplo, la temperatura 15.000.000 °C puede ser escrita como 1,5 x 10<sup>7</sup> °C. Aquí la coma decimal se desplazó 7 posiciones a la izquierda, por consiguiente, el exponente será un número positivo. En cambio, para la medida 0,000 000 000 000 001 m que en notación científica se escribe 1 x 10<sup>-15</sup> m, la coma decimal se desplazó 15 posiciones a la derecha y, el exponente será un número negativo.

# Unidad 2. La materia y sus transformaciones

## Unidad 2.1: La materia

**Contenidos:** Materia. Modelos científicos. Estados de agregación: Características generales. Cambios de estado. Interpretación por medio del modelo de partículas. Propiedades extensivas e intensivas.

### Introducción

La Química es la ciencia que estudia a **la materia** (o desde la cotidianidad lo que llamamos **materiales**) tanto como las modificaciones que se producen en su composición y los cambios energéticos que acompañan a dichas modificaciones. A la **materia** se la define como todo aquello que constituye a los **cuerpos**; y un cuerpo es todo lo que posee masa, ocupa un lugar en el espacio y es perceptible por nuestros sentidos.

Para estudiar una materia determinada, es necesario aislarla por lo que se convierte en un **sistema material**. Entonces, se define al **sistema material** como todo cuerpo o conjunto de cuerpos aislados para poder ser estudiados.

La materia está constituida por partículas extremadamente pequeñas que denominamos átomos. Es decir, el **átomo** es una partícula que constituye a todos los materiales. Materiales como el aire que respiramos, una planta, un trozo de cinc, una manzana son ejemplos de cuerpos constituidos por átomos como partícula fundamental. Estas partículas son tan pequeñas que el ojo humano no puede llegar a percibir.



Para leer

### Modelos científicos: una aproximación a la idea de modelo\*

La palabra “modelo” se emplea en el lenguaje natural con diversos significados. Resulta conveniente –para el tratamiento que presentamos sobre el tema y reconociendo otros usos- considerar los aportes de Estany (1993) que hace referencia a dos significados no sólo diferentes sino contrapuestos.

En la vida cotidiana, por ejemplo, decimos que Gerardini del Giocondo (Mona Lisa) posó como modelo para Leonardo da Vinci. En este caso la palabra “modelo” remite al objeto que es representado (una persona) de alguna manera (una pintura famosa).

También puede entenderse “modelo” como una representación, mediante algún medio simbólico, que se hace de un objeto. Por ejemplo, nos referimos a un auto de miniatura como modelo de un auto de Fórmula 1. En este caso se utiliza una maqueta en escala como medio simbólico para representar el auto de Fórmula 1.

Estamos interesados en hacer un primer acercamiento a la idea de modelo en el ámbito de la ciencia. Como tantos otros términos en el discurso científico la idea de “modelo”, empleada en el campo de ciencias -como la física, química, biología- y por epistemólogos, fue tomada del lenguaje natural, pero se lo ha redefinido según el contexto en el que es utilizado. En este ámbito específico, la idea de modelo que adoptamos se acerca al segundo sentido que presentamos, aunque vale aclarar hay quienes coinciden con el primer sentido y otros adhieren a ambos. Creemos apropiado centrar la atención en algunos aspectos que

caracterizan a los modelos sobre los que hay ciertos acuerdos, en lugar de presentar un cúmulo de definiciones.

En principio se coincide en reconocer que un modelo es un subrogado (esto es un sustituto) del sistema bajo estudio. La complejidad de ese sistema, con numerosas componentes ricamente interrelacionadas (o la incapacidad de ser

Observado o medido directamente) hace imposible abordarlo; por lo tanto, los científicos trabajan con representaciones ("reemplazos en ausencia") del sistema en estudio que solo retienen algunos elementos esenciales de interés (Adúriz Bravo, 2010). Por ello se considera que un modelo funciona como un facilitador para la comprensión del mundo. Así, por ejemplo, se construye conceptualmente el modelo de péndulo real como un péndulo sin roce con el medio y con un hilo inextensible -péndulo ideal-; o el modelo de un gas real como un conjunto de pequeñas esferas macizas que interactúan de acuerdo con las leyes del choque plástico -gas ideal-.

El sistema en estudio que la teoría pretende describir involucra una cantidad de factores inabordables conjuntamente. El modelo es, entonces, un objeto abstracto, construido conceptualmente en el que se consideran como variables sólo los factores relevantes en función de la pregunta o problema que se aborda. Lombardi (2010), sin pretensión de exhaustividad, menciona diversas operaciones conceptuales que pueden intervenir en la construcción de un modelo de un sistema de estudio para una teoría científica.

**-Recorte del sistema:** se ignoran ciertos factores que intervienen en el objeto de estudio debido a que se los considera irrelevantes a la luz de la teoría; por ejemplo, el color de un cuerpo respecto de su movimiento dentro de la mecánica clásica.

**-Simplificación del sistema:** se ignoran ciertos factores que intervienen en el sistema que se estudia debido a que su incidencia se considera despreciable frente a la de otros factores en la ocurrencia del fenómeno bajo estudio; por ejemplo, el efecto del rozamiento en el movimiento de un objeto sobre un carril de aire. Tanto esta operación como la anterior limitan el número de variables que intervienen en el modelo, así como las relaciones establecidas entre ellas.

**- Postulación de entidades ideales:** se representan ciertos elementos del sistema en estudio por medio de entidades abstractas, ejemplo de ello es la postulación de masas puntuales, planos infinitos, etc.

**- Postulación de estructuras:** cuando en la práctica resulta imposible determinar la naturaleza y las propiedades de los elementos del sistema que se estudia, se postula una cierta estructura; tal como ocurre en la elaboración de los modelos atómicos o en el caso del estudio de los gases por medio de la teoría cinética.

Como imagen particularizada y simplificada de un aspecto de la "realidad", un modelo es por definición incompleto respecto del referente, el cual suele ser un sistema complejo. Sólo algunas características del referente se encuentran presentes en el modelo. Incluso es muy común que existan diferentes modelos para representar el mismo sistema objeto. De modo que no existe "el" modelo de un sistema dado, sino una multiplicidad de modelos según los factores considerados relevantes, la eventual postulación de entidades ideales, el supuesto de estructuras inobservables, etc.

Se reconocen diferentes finalidades de los modelos. En principio como instrumento de pensamiento y comunicación, entre otras cosas, busca describir, entender, controlar, explicar, predecir, formular hipótesis, sobre determinados aspectos de la "realidad". Es posible reconocer además una finalidad pragmática de los modelos: éstos dan respuesta a determinados problemas/preguntas y se crean desde determinadas perspectivas, brindando respuestas que dependen de ideas, expectativas, prejuicios, visiones de mundo, compromisos, etc., compartidos por una comunidad científica.

### Referencias bibliográficas

- Adúriz Bravo, A. (2010). Concepto de modelo científico: una mirada epistemológica de su evolución. En *Didáctica de las Ciencias naturales. El caso de los modelos científicos*. Comp. Galagovsky, L. Buenos Aires: Lugar Editorial.
- Estany, A. (1993). *Introducción a la filosofía de la ciencia*. Barcelona: Crítica.
- Giere, R. (1992). *La explicación de la ciencia: Un acercamiento cognoscitivo*. México: Consejo Nacional de Ciencia y Tecnología. Original en inglés de 1988.
- Lombardi, O. (2010). Los modelos como mediadores entre teoría y realidad. En *Didáctica de las Ciencias naturales. El caso de los modelos científicos*. Comp. Galagovsky, L. Buenos Aires: Lugar Editorial.

\* Cristina Wainmaier (2017)

### **Actividad Introdutoria 1**

Lee el siguiente párrafo para comprender cómo la ciencia interpreta la constitución de la materia y redacta un párrafo en donde expliques a qué se refiere el texto cuando menciona “la continuidad de la materia”:

*“Nada en nuestra experiencia cotidiana nos indica la existencia real de partículas minúsculas en la materia. El alcance de nuestros sentidos no basta para decidir si la materia es continua o no... Gracias a la ciencia y la tecnología, hemos podido prolongar el alcance de nuestros sentidos con microscopios, sensores, detectores... Y, a esta altura del desarrollo humano, no queda ninguna duda de que llega un momento en que la continuidad de la materia termina estrepitosamente; hay un punto en el que, en efecto, se alcanza una muestra minúscula de materia que ya no podemos fragmentar sin que pierda las características químicas de la sustancia en cuestión. Esa partícula es un átomo, la partícula más pequeña del elemento que conserva las propiedades químicas del mismo. Todos los materiales y sustancias que conocemos están formados por unos cuantos tipos de partículas: los átomos”. (Garritz, 2005)*

Si consideramos la diversidad de los sistemas materiales que se presentan en la naturaleza, podremos entenderlos y describirlos a través de los distintos **niveles de representación**. La siguiente actividad permite comprender cómo se diferencian estos niveles de representación.

### **Actividad Introdutoria 2**

Lee el siguiente extracto del capítulo dos “Los tres niveles de representación” (páginas 51-52) del texto “La Química está entre nosotros” (Andrade Gamboa y Corso 2014).

*“Cuando tratamos con átomos y moléculas, que son las piezas que estructuran toda la materia que conocemos, manejamos partículas de tamaños muy pequeños, pero que, en conjunto, son responsables del aspecto y de las propiedades que observamos en los objetos con los que interactuamos a diario. De esta manera la materia puede ser estudiada en el plano macroscópico, a través de características que pueden ser percibidas o medidas directamente. Sin embargo, esas propiedades obedecen al comportamiento microscópico de una cantidad de partículas inobservables. Normalmente, las propiedades observables de la materia (color, temperatura, punto de ebullición, etc.) son resultado de un agrupamiento enorme de átomos o moléculas, es decir que pierden sentido a la hora de analizar átomos o moléculas individuales. En otras palabras, los niveles macro y microscópico de representación de la materia están fuertemente relacionados, y es habitual recurrir a este último para explicar comportamientos observables [...] Además, en química tenemos una herramienta fundamental que nos permite mostrar de manera sintética lo que ocurre tanto en el plano atómico-molecular como en el macroscópico: el nivel simbólico. Así el símbolo químico Sn representa, al mismo tiempo, un átomo de estaño y el elemento estaño. Como ya vimos en el capítulo anterior, la fórmula química H<sub>2</sub>O representa tanto una molécula de agua, e indica su composición (2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno), como la sustancia agua. Por lo tanto, las fórmulas aportan información cuantitativa sobre la composición íntima de las moléculas y, a su vez, son una manera convencional de representar una sustancia”*

Según lo expuesto por los autores del texto, para interpretar a la materia se utilizan tres niveles de descripción: macroscópico, microscópico y simbólico:

- ¿Podrías explicar cada uno de los diferentes niveles de representación?
- Explica utilizando un objeto o un fenómeno la relación entre los tres niveles mencionados.

- c) ¿Es correcto hablar de “nivel microscópico” cuando nos referimos a átomos y partículas? ¿Por qué?

## Estados de agregación

La materia se clasifica según su estado de agregación en los estados físicos: **gaseoso, líquido y sólido**. Los estados de agregación de la materia pueden describirse tanto desde un **nivel macroscópico** -observacional- como desde un **nivel sub-microscópico** -no observacional-.

A **nivel macroscópico**, los **gases** tienden a expandirse hasta ocupar todo el recipiente en el que se encuentran. Los gases no tienen un volumen ni forma definida, sino que adoptan las del recipiente que los contiene. Es por ello que, por lo general, son los gases los que poseen el menor valor en su densidad dentro de los tres estados de la materia. Así como se expanden espontáneamente, también son muy compresibles: si ejercemos presión sobre ellos podemos comprimirlos, disminuyendo significativamente el volumen que ocupan. Otra propiedad característica de los gases es que dos o más tipos distintos de éstos forman mezclas homogéneas, sin importar su identidad ni las proporciones de cada uno. De hecho, nosotros estamos inmersos en una mezcla homogénea de gases: el aire. El aire está conformado en un 78% de nitrógeno ( $N_2$ ), un 21% de oxígeno ( $O_2$ ), un 0,93% de argón (Ar), un 0,04% de dióxido de carbono ( $CO_2$ ) y otra serie de gases que están aún en menor proporción<sup>2</sup>.

Otro estado de agregación es el líquido. Los **líquidos** tampoco poseen una forma propia, pero -a diferencia de los gases- sí tienen un volumen definido. De esta manera, los líquidos adoptan la forma del recipiente que los contiene<sup>3</sup>. La compresibilidad de los líquidos es muy baja, por lo que prácticamente su volumen se mantiene inalterado al ejercer presión sobre ellos. Pueden observar fácilmente esto con una pequeña experiencia: si toman aire en una jeringa hasta que ocupe todo su volumen y luego tapan la punta, pueden apretar el émbolo y así comprimir el aire en su interior fácilmente, disminuyendo el volumen del aire. En cambio, si intentan hacer lo mismo con una jeringa llena de agua, no podrán mover sensiblemente el émbolo, manteniéndose el volumen de líquido constante dentro de la jeringa. En contraste con los gases, la densidad de los líquidos es mucho mayor. Estos también tienen la capacidad de difundir unos en otros, pero no todos y en cualquier proporción. Esto dependerá de las características de los líquidos en cuestión. Cuando dos componentes en estado líquido pueden mezclarse en proporciones considerables, decimos que entre sí son miscibles. Un ejemplo de dos líquidos miscibles son el agua y el alcohol. Si dos líquidos no pueden mezclarse, en cambio, diremos que dicho par de líquidos es inmiscible. Un ejemplo de líquidos inmiscibles es, como ustedes sabrán, el agua y el aceite de cocina. Si intentamos mezclar ambos líquidos, por más que agitemos la mezcla, no lograremos tener un sistema homogéneo, sino que siempre podremos distinguir el agua del aceite. Es decir, el fenómeno de difusión de un líquido en otro no ocurre.

Finalmente, la materia puede estar en estado sólido. Los **sólidos** tienen una forma y un volumen definidos, independiente del recipiente donde se ubiquen. Al igual que los líquidos, son prácticamente incompresibles.

---

<sup>2</sup> Observen que cada sustancia también la podemos escribir con su denominación simbólica, otro de los niveles de representación de la química, junto con el submicroscópico.

<sup>3</sup> Noten la diferencia entre la forma de los gases y los líquidos: el líquido no ocupa necesariamente todo el recipiente que lo contiene mientras que el gas sí lo hace.

Por último, *la mayoría de las veces* la densidad de la materia en estado sólido es mayor que en su estado líquido<sup>4</sup>.



Para leer

### ¿Qué es la densidad?

La **densidad** es una propiedad física característica de la materia (en un determinado estado de agregación). Para determinarla son necesarias dos mediciones de una muestra de materia determinada: la masa y el volumen.

La masa de la materia presente en una unidad de volumen es su **densidad**.

Su expresión matemática es:

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

La unidad de masa del SI que se emplea con más frecuencia en química es el g. Y la unidad de volumen es el cm<sup>3</sup>, aunque también suele utilizarse el mL.

Así, por ejemplo, a 4°C la masa de 1cm<sup>3</sup> de agua es 1 g. Por lo que podemos decir que la densidad del agua líquida a 4°C es aproximadamente de 1g/cm<sup>3</sup> (1 gramo por centímetro cúbico). Presten atención a algo fundamental: **la densidad no depende de la cantidad del material estudiado**, sino de la naturaleza de este material y de la temperatura. Es decir, que, si calculamos la densidad de 1 g de agua líquida, será de 1 g/cm<sup>3</sup>. Pero si tomáramos otra cantidad de agua líquida -por ejemplo, una muestra de 300 g- también tendría una densidad de 1g/cm<sup>3</sup>.

## Cambios de estado

¿Qué son y cómo se denominan los **cambios de un estado** de la materia a otro estado? Cuando un cuerpo pasa de un estado de agregación a otro, decimos que se ha producido un cambio de estado. Cada uno de estos procesos tiene un nombre particular, como puede verse en la Figura 1.

<sup>4</sup> Es importante señalar que esto no siempre se cumple, siendo el agua el caso más conocido: 10 kg de hielo son menos densos que 10 kg de agua en estado líquido: entre otras cosas, de esta manera se explica que un cubito de hielo en un vaso de agua flote, o que en los lagos cercanos a los polos -durante el invierno- se forme una capa de hielo en la superficie, mientras que el resto del agua debajo de esta esté en estado líquido.

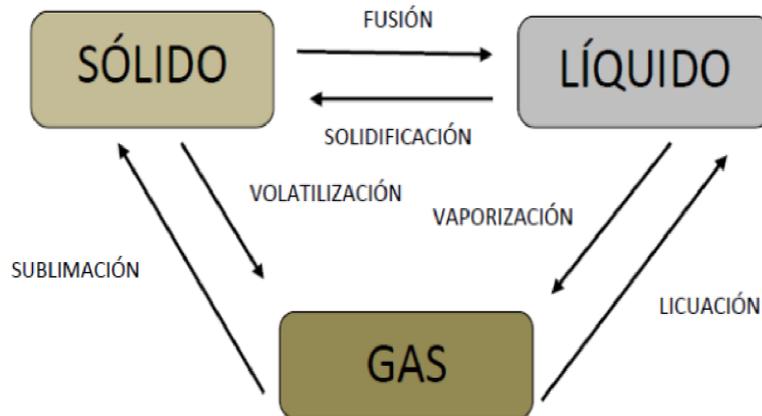


Fig. 1. Cambios de estado

Todos estos cambios producidos en la materia son considerados **cambios físicos**, ya que ninguno de ellos altera la identidad de la materia en cuestión. Es decir, sea cual sea la materia que está cambiando de estado, al final del cambio ésta seguirá siendo la misma, sólo que en un estado de agregación distinto. Tomemos como ejemplo el agua, una sustancia<sup>5</sup> con la que estamos en contacto todo el tiempo y es, además, fundamental para la vida. Si suponemos una presión constante (suposición que tomaremos a lo largo de la materia, para poder eliminar una variable y simplificar nuestro sistema) de 1 atmósfera<sup>6</sup>, podremos observar que por debajo de los 0 °C el agua se encuentra en estado sólido. Si tomamos un trozo de hielo y le entregamos calor para elevar su temperatura, cuando el hielo alcance los 0 °C comenzará a fundirse hasta pasar completamente al estado líquido. Sin embargo, la sustancia seguirá siendo agua, sólo que ahora estará en estado líquido. Esa temperatura de 0 °C, en la que el agua coexiste tanto en estado sólido como en el líquido (y viceversa), la llamamos punto de fusión. En su punto de fusión, podremos encontrar a la sustancia en estado sólido y líquido al mismo tiempo. Supongamos que el hielo termina de fundirse y seguimos calentando nuestra muestra de agua, ahora en estado líquido. Lo que ocurrirá es que la misma no podrá seguir en dicho estado indefinidamente, sino sólo hasta los 100 °C. La única manera que encontremos agua a una temperatura mayor a ésta -suponiendo, recordemos, que la presión sea siempre de 1 atm- será en estado gaseoso, como vapor. Cuando una muestra de agua líquida alcance los 100 °C comenzará a ebullición, es decir, el agua líquida comenzará a pasar masivamente al estado gaseoso, lo que se observa como grandes burbujas que suben desde el seno del líquido. La temperatura a la que esto ocurre se llama punto de ebullición.

<sup>5</sup> Vamos a referirnos con el término sustancia a todo aquello que posee una fórmula química definida y propiedades intensivas propias.

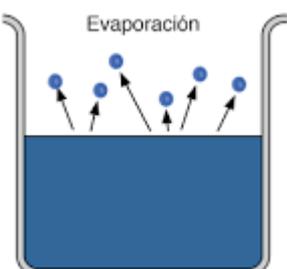
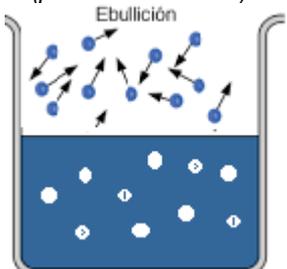
<sup>6</sup> Lo que también equivale a 1013,25 hPa y suele ser denominada *presión normal*, ya que es la presión a la que suele encontrarse el aire en la Tierra a la altura del mar.



Para leer

### ¿Evaporación o ebullición?

Es interesante detenernos en el cambio de estado de la fase líquida a la fase gaseosa. Ese cambio de estado se llama vaporización, y puede producirse a partir de dos fenómenos diferentes: la **evaporación** y la **ebullición**. Por ejemplo, si observamos un charco de agua a - supongamos- 21 °C, veremos que al cabo de un tiempo este desaparece: el agua en estado líquido ha pasado al estado gaseoso. Sin embargo, no se produjo la ebullición, que hubiera requerido una temperatura de 100 °C (a 1 atm de presión). Este fenómeno se llama evaporación. En el siguiente cuadro se muestran las principales diferencias entre los dos fenómenos:

<b>Evaporación</b>	<b>Ebullición</b>
<p>Es un fenómeno que se produce en la superficie de los líquidos. Se produce a temperatura ambiente</p> 	<p>Es un fenómeno que se produce en toda la masa del líquido. Se produce a una temperatura y una presión determinada (punto de ebullición)</p> 
<p>Depende de: la naturaleza del líquido, la superficie de contacto, la temperatura y la presión ejercida sobre el líquido</p>	<p>Depende de: la naturaleza del líquido y la presión ejercida sobre el líquido</p>

Los puntos de fusión y ebullición son propiedades intensivas, características de cada sustancia particular. Así, por ejemplo, el plomo posee un punto de fusión y ebullición de 327 °C y 1749 °C respectivamente; mientras que en el caso del nitrógeno su punto de fusión es de -210 °C y el de ebullición de -196 °C. No todas las sustancias, a 1 atmósfera, sufren necesariamente estos cambios de estado, de sólido a líquido y de líquido a gas. El dióxido de carbono, por ejemplo, no se encuentra en estado líquido a presión normal, pasando del estado sólido (conocido también como “hielo seco”) al estado gaseoso directamente, a una temperatura de -78 °C. Este cambio de estado es llamado volatilización.

Por ahora hemos dado propiedades de los distintos estados de agregación desde el nivel **macroscópico**, lo que nos permite abordar las características y fenómenos descritos de una manera más o menos directa y con un bajo grado de abstracción: podemos percibir la miscibilidad del alcohol etílico y el agua líquida cuando los mezclamos para hacer una mezcla homogénea alcohol al 70%<sup>7</sup>, o apreciar cómo

<sup>7</sup> Coloquialmente se lo suele llamar “alcohol 70” y se refiere a la mezcla de alcohol y agua líquida con una proporción del 70% y el 30% respectivamente. Es normalmente usada en laboratorios y otros ámbitos para esterilizar instrumentos, con una mayor efectividad desinfectante que el alcohol que normalmente se encuentra en las farmacias, que es una mezcla de alcohol y agua, en una proporción 96% y 4% respectivamente. Durante estos días de cuarentena, el alcohol 70 se popularizó bastante como una manera de desinfectar superficies, manos, picaportes y demás objetos.

un objeto sólido conserva una forma definida; o bien percibir cómo el gas expulsado por nuestros pulmones llena un globo y ejerce presión sobre las paredes del mismo para inflarlo.

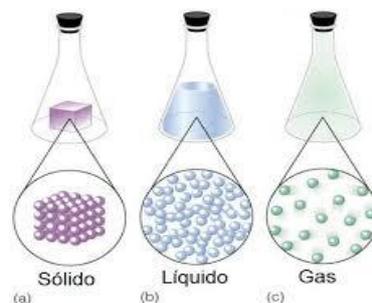
## Modelo particulado de la materia

Los fenómenos y las propiedades de los estados de agregación pueden interpretarse describiendo qué es lo que ocurre a **nivel submicroscópico**, un nivel de representación sumamente útil para explicar las características de los distintos estados de agregación.

Para ello, trabajaremos con un modelo científico particular: **el modelo particulado o modelo corpuscular de la materia**. El modelo corpuscular de la materia es un modo (más adelante veremos otros) de describir y comprender la materia a nivel submicroscópico. El mismo puede ser definido mediante tres enunciados básicos:

- 1) **la materia está formada por pequeñas partículas (que, dado su tamaño, no podemos ver<sup>8</sup>)**
- 2) **las partículas se encuentran en continuo movimiento**
- 3) **entre estas partículas no hay absolutamente nada de materia, sino vacío.**

La variación en la distancia entre estas partículas, su fuerza de cohesión (o atracción) y la energía cinética nos permitirán entender lo que ocurre con la materia a nivel macroscópico en los distintos estados de agregación<sup>9</sup>. A continuación, analizaremos cada una de las características ya vista de los tres estados, pero explicándolas a partir del modelo particulado. Una manera alternativa y complementaria de definir el modelo de partículas es mediante gráficos como el de la Figura 2, donde a partir del grado de orden relativo de las partículas, su distancia y la forma en que se distribuyen en el recipiente se puede describir el estado de agregación del sistema representado:



**Fig.2.** Gráficos de ordenamiento relativo de las partículas en los distintos estados de agregación. Extraído de

[https://www.alonsoformula.com/FQESO/2\\_2\\_estados\\_materia.htm](https://www.alonsoformula.com/FQESO/2_2_estados_materia.htm)

<sup>8</sup> Es decir, no podemos tomar un material y comenzar a dividirlo hasta el infinito. Llegará un punto donde nos encontremos con una partícula de este material que ya no podrá ser dividida. Esto es equivalente a decir que la materia no es continua, sino que tiene una naturaleza discreta. Estas partículas a las que se refiere el modelo corpuscular son átomos o moléculas, depende de la sustancia específica que estemos hablando. Pero el modelo menciona indistintamente a las partículas. Ya veremos más en detalle, con otros modelos, qué son exactamente los átomos y qué las moléculas.

<sup>9</sup> Cuando hablamos de la energía cinética de las partículas nos referimos a la velocidad promedio con la que se mueven dichas partículas. A nivel macroscópico -donde no tiene sentido hablar de partículas- la energía cinética se "traduce" como la temperatura del objeto cuyas partículas estamos estudiando: cuanto mayor temperatura tenga un material, mayor será la energía cinética de sus partículas.

En el caso de los **gases**, las partículas que los conforman se encuentran muy distanciadas entre sí: por ejemplo, en el aire que respiramos, sólo el 0,1 % del volumen de éste es ocupado por las partículas, mientras que el resto es vacío.

Además, la **fuerza de cohesión** entre ellas puede considerarse despreciable y su energía cinética es -en relación con los otros estados- muy intensa, lo que permite a las partículas moverse libremente y a gran velocidad por todo el recipiente que contiene al gas, casi sin interactuar entre sí. Teniendo esto en cuenta, podemos explicar que un gas no tenga ni volumen ni forma definidos, sino que dependerá del recipiente que lo contenga: ya que no existen fuerzas de cohesión entre las partículas que lo conforman y éstas están en continuo y rápido movimiento, las mismas se moverán libremente por todo el espacio que haya disponible. Si ese espacio se llegara a agrandar (por ejemplo, si tiráramos del émbolo de una jeringa con aire en su interior y la punta tapada) las partículas seguirían moviéndose y rebotando contra las paredes del recipiente, sólo que ahora tendrán un espacio mayor para moverse.

En el caso de los **líquidos**: las partículas en este estado se encuentran con una menor energía cinética (aunque todavía se mueven libremente en el seno del líquido) y están más cerca entre sí, lo que permite que haya una fuerza de cohesión (es decir, se atraen entre ellas, a diferencia de las partículas en los gases). Esta fuerza de cohesión será la que permita a los líquidos conservar su volumen: no importa cuánto agrandemos el recipiente que los contiene, ocupan siempre el mismo volumen, gracias a la fuerza de cohesión de las partículas, que las mantienen unidas. Sin embargo, esta fuerza de cohesión no es lo suficientemente grande como para impedir que los líquidos conserven la forma. Las partículas de un líquido se mantienen cohesionadas, pero recordemos que al mismo tiempo están moviéndose, trasladándose dentro de su seno. Este movimiento de traslación constante impedirá que los líquidos conserven una forma definida, dándoles la propiedad de fluir.

Como hemos mencionado, los **sólidos** poseen tanto volumen como forma propia. Esto puede explicarse con los mismos fundamentos del modelo corpuscular utilizados hasta ahora, teniendo en cuenta cómo cambian aquí: las partículas tienen una menor energía cinética que en los otros dos estados, tan baja que ya no se trasladan (es decir, no cambian su posición relativa), sino que sólo vibran en el mismo lugar; además, la fuerza de cohesión entre partículas es mucho más intensa. De esta manera, y a diferencia de los líquidos, los sólidos mantienen su forma, ya que lo único que hacen las partículas que lo conforman es vibrar en su lugar. De igual manera, conservan también su volumen.

## Propiedades extensivas e intensivas

Podemos mencionar dos clases de propiedades de la materia: **las intensivas y las extensivas**. La propiedad que no depende de la cantidad de materia puesta a consideración, se denomina **propiedad intensiva**. Son ejemplos de estas propiedades: **la densidad, el punto de fusión y de ebullición, la dureza, el color y el olor, el poder calorífico, la solubilidad, entre muchas otras**. Al no depender de la cantidad del material, sino de su naturaleza, las propiedades intensivas nos permiten identificar la materia. Así, toda propiedad intensiva ayudará a caracterizar, identificar y diferenciar una materia de otras.

En cambio, aquellas propiedades que dependen de la cantidad de materia que se considera se llaman **propiedades extensivas**. Son ejemplos de propiedades extensivas: la masa, el volumen, el peso, entre otras.

Curiosamente, la masa y el volumen son propiedades extensivas, pero la densidad, que se construye a partir de estas dos, es una propiedad intensiva. Esto ocurre porque la densidad presenta una relación entre masa y volumen, y esta relación es independiente de la cantidad de la materia que estemos caracterizando, ya que cuanto más masa tengamos, también tendremos proporcionalmente más volumen, y por lo tanto el resultado de masa/volumen quedará inalterado.



### En síntesis

A través de la clasificación de la materia según sus estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso. Mediante el modelo de partículas o corpuscular, que lo entiende como todo material formado por partículas con una serie de parámetros o aspectos a tener en cuenta: fuerza de cohesión, distancia entre partículas y tipo de movimiento (si se traslada o sólo vibran en el lugar). Además, el primero lo ubica en el nivel macroscópico, mientras el segundo pertenece al nivel submicroscópico. Si bien son modos distintos de representar la materia, es posible relacionar ambas de manera jerárquica, explicando y redescubriendo lo que ocurre en el nivel macroscópico (nuestra percepción del mundo) en términos del nivel submicroscópico. Así, podemos describir y explicar ciertos aspectos de los estados de agregación a partir del modelo particulado.

## Unidad 2 La materia y sus transformaciones

### Unidad 2.2: Transformaciones de la materia

**Contenidos:** Fenómenos físicos y químicos. Interpretación por medio de ecuaciones y diagrama de partículas. Balanceo de ecuaciones. Ley de conservación de la masa. Perspectiva histórica: Teoría del flogisto.

### Introducción

El agua, el cobre, el azúcar son sustancias diferentes que tienen propiedades distintivas que permiten identificar o caracterizar a cada una. Estas propiedades pueden dividirse en propiedades físicas y

propiedades químicas. Particularmente las propiedades físicas y químicas que permiten la identificación y caracterización son las que en la unidad anterior las denominamos propiedades intensivas.

En esta unidad vamos a profundizar acerca de cómo ocurren las transformaciones químicas que puede sufrir la materia. Además, analizaremos diferentes formas de representar dichos cambios a través de los modelos que se utilizan en Química.

#### Actividad introductoria 1

Fragmento seleccionado – página 103- del texto ¿Qué es el fuego? de “La química está entre nosotros” (Andrade Gamboa y Corso, 2014):

*” [...] es el momento de hablar de esa entidad que ha subyugado al ser humano desde la prehistoria hasta nuestros días. Si, porque nadie puede negar el efecto hipnótico que produce mirar las ondulantes llamas cuando estamos frente a un fogón [...] Muchos se habrán quedado con la primera oración de este apartado y querrán objetar que el fuego sea una entidad material. ¡Objeción denegada!*

*La llama de una vela, por ejemplo, está fundamentalmente formada por una porción luminosa de color amarillo (de ahí su aptitud de alumbrar), producida por partículas incandescentes de carbón (de 50 a 100 nm) que se forman como productos intermedios de la combustión. La prueba de que la llama no es inmaterial es que, si se pasa un trozo de vidrio por la llama, se tizna. En el caso de la vela, la llama que se forma se denomina difusión, porque el oxígeno necesario para la combustión proviene del medio que la rodea y se difunde hacia el interior. Además, la llama se extiende más allá de lo visible, ya que sobre ella se encuentran los gases que son el producto de la reacción final, dióxido de carbono y agua. [...] La llama que se forma en un quemador de gas es de color azul, lo cual es indicativo de la combustión completa. Esta llama se forma de manera diferente a la de una vela, ya que el combustible y el oxígeno se mezclan previamente. Cuando el quemador funciona mal, es decir, no mezcla suficiente cantidad de oxígeno, la llama se torna amarillenta y la velocidad de salida de la mezcla gaseosa no permite que la combustión se complete, por lo que las emisiones de monóxido de carbono aumentan y se tornan peligrosas”*

A partir de la lectura contesta:

- ¿Qué argumentos puedes dar para afirmar que la llama es materia? o ¿de qué modo puedes justificar que la llama es materia?
- ¿Qué tipo de cambio se produce en la combustión?
- ¿Puede salir agua de una llama? ¿Es posible comprobar esta afirmación? De ser sí, explica de qué manera lo harías.

### Sistemas materiales

Una clasificación de los **sistemas materiales** se realiza sobre la base del concepto de las propiedades intensivas. Los **sistemas homogéneos** son aquellos cuyas propiedades intensivas permanecen constantes en todos sus puntos, conformando así una sola fase. Un ejemplo de este tipo de sistemas es el líquido que hay dentro de un vaso con agua mineral, todas sus propiedades intensivas (punto de ebullición, densidad, etc) se mantienen constantes en cualquier porción que analicemos.

En los **sistemas heterogéneos**, en cambio, las propiedades intensivas varían dependiendo del punto que se analice, pudiéndose observar dos o más fases. Podemos pensar en un vaso que contenga agua y aceite, donde dependiendo de qué fase se tome una muestra, los valores de punto de fusión, punto de ebullición, densidad, van a variar (Figura 1)



**Fig.1.** Ejemplos de sistemas homogéneos (agua dentro de un vaso) y de sistemas heterogéneos (agua y aceite dentro de un vaso)

Entonces, dentro de un sistema cualquiera que sea, la **fase** es el conjunto de las partes de ese sistema que tiene iguales valores para sus propiedades intensivas. En los sistemas heterogéneos se encuentran separadas por superficies de discontinuidad bien definidas, como podrás ver en la imagen del vaso que contiene el agua y el aceite.

Ahora bien, esa porción de agua líquida de la Figura 1 constituye un sistema homogéneo, como también lo sería una arandela de cobre. Estos sistemas mencionados están constituidos cada uno de ellos por un solo **componente**, en estos casos: agua y cobre.

En cambio, si analizamos una porción de agua salada, verás que también es un sistema homogéneo porque tiene una sola fase, pero a diferencia del anterior esa fase está formada por dos componentes: agua y sal. Aquí surge la clasificación de los sistemas homogéneos, los que contienen solamente un componente en esa fase, se los denomina: **sustancia pura** (o simplemente sustancia) y los que contienen dos o más componentes dentro de esa fase se los denomina: **solución**.

Como hemos mencionado antes, una **sustancia** posee una fórmula química determinada y propiedades intensivas propias; por lo tanto, podremos diferenciar a las distintas clases de sustancias según como estén conformadas.

Llamaremos **sustancias simples** a aquellas constituidas por solo una clase de elemento y **sustancias compuestas** las que contienen dos o más elementos diferentes<sup>10</sup>. Desde el punto de vista **macroscópico**, las sustancias simples son aquellas sustancias que no pueden descomponerse en otras más simples mediante un proceso químico, mientras que las sustancias compuestas -en cambio- pueden descomponerse -mediante

<sup>10</sup> Aquí utilizamos la palabra "elemento" para referirnos a un tipo de átomo específico, cada uno con su símbolo químico. Cuando aborden la lectura de la bibliografía para esta clase (el capítulo 2 del Burns), observarán que allí se utiliza la palabra "elemento" con un segundo significado, al ser sinónimo de "sustancia simple".

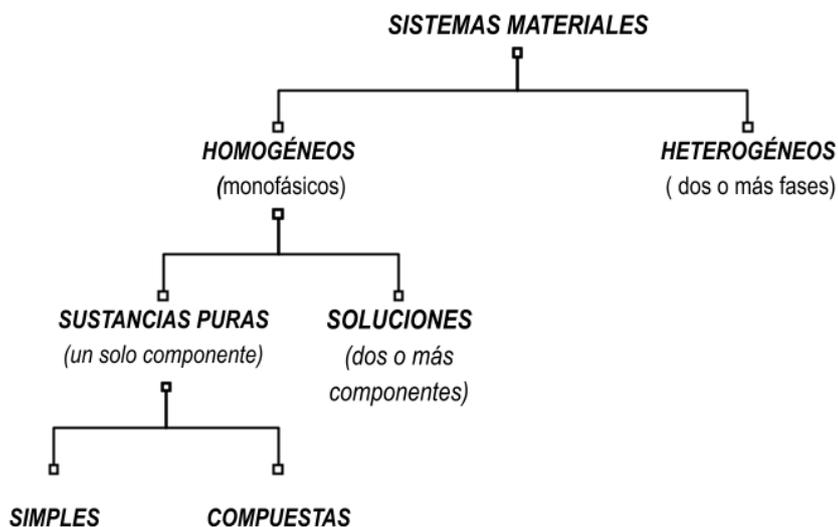
procesos químicos- en sustancias simples. Desde la perspectiva **submicroscópica**, las sustancias simples se pueden entender como sustancias formadas por un sólo tipo de átomo, mientras que las sustancias compuestas son sustancias que están formadas por más de un tipo de átomo.

De esta manera, podemos representar a las distintas sustancias en función de los átomos que la componen, ya sea con símbolos o diagramas, lo que nos lleva al tercer nivel de representación de la materia: el simbólico. Por ejemplo, el oxígeno gaseoso -ese que está en el aire y necesitamos para respirar- es una sustancia simple, cuyas moléculas están formadas por dos átomos de oxígeno, y se pueden representar simbólicamente con la fórmula  $O_2$ . La "O" representa al elemento oxígeno. El subíndice "2" indica la cantidad de átomos que posee la molécula. Veamos el ejemplo de una sustancia compuesta: el agua, o  $H_2O$ . ¿Qué nos dice su fórmula? Que es una sustancia compuesta por dos tipos de átomos: hidrógeno (H) y oxígeno (O). A su vez, también nos dice que las moléculas de agua (las partículas más pequeñas de la sustancia) están formadas por dos átomos de H y uno de O.



Para leer

A modo de repaso sobre los conceptos que hemos visto en esta clase, podríamos hacer el siguiente cuadro:



### Actividad Introductoria 2

A modo de introducir los temas que continúan, te proponemos que respondas estos dos interrogantes:

\*Como sabrás todos los **animales** son seres vivos aerobios ya que para la **respiración** toman oxígeno del medio. El oxígeno se utiliza para el proceso llamado **respiración** celular. Los peces son animales que viven y respiran dentro del agua. Ahora bien: ¿de dónde sacan el oxígeno estos peces para su respiración?

\*Cuando colocamos en la hornalla de la cocina una pava con agua potable para hacer un té y nos la olvidamos de sacar por mucho tiempo, podemos observar que cuando ya no queda más agua porque logró evaporarse totalmente, aparece sarro acumulado en el fondo de la pava. ¿Qué es y de dónde sale ese sarro?

## Soluciones

Si pudiste responder las preguntas de la actividad anterior, avanzaremos interiorizándonos sobre las **soluciones**.

Como hemos visto, cuando hablamos de **solución (sc)**, nos referiremos a un sistema material homogéneo, formado por dos o más componentes, en donde uno de ellos es denominado **soluto (st)** y es el que está disuelto en el otro componente denominado **disolvente** o **solvente (sv)**. De estos dos componentes, el disolvente siempre es el componente del sistema que está en mayor proporción, y el que disuelve al soluto.

Cada uno de los componentes puede estar en cualquiera de los tres estados de la materia: en estado sólido, líquido o gaseoso. Por eso, por ejemplo, encontramos soluciones constituidas por un sólido disuelto en un líquido (sal en agua); un líquido en otro líquido (alcohol en agua); un sólido en otro sólido (acero quirúrgico) o un gas en otro gas (aire). En el caso de soluciones en donde ambos componentes se encuentran en estado sólido se denominan aleaciones, por ejemplo, el bronce es una aleación, en este caso formada por cobre (disolvente) y estaño (soluto).

Las soluciones en donde el solvente es el agua líquida son llamadas **soluciones acuosas**, y son muy comunes en química y biología. Si se quiere preparar una solución de sacarosa (azúcar de mesa) y agua, se podría hacer, por ejemplo, disolviendo 1 g de sacarosa en 250 cm<sup>3</sup> de agua o también disolviendo 5 g de sacarosa en el mismo volumen del solvente. Ambos sistemas resultan homogéneos, y nos brindan un ejemplo que muestra que el soluto y el disolvente se pueden entremezclar en diferentes proporciones, obteniendo distintas soluciones con diferentes **concentraciones** (Figura 2). De esta manera, podemos encontrarnos con un jugo más “aguado” (desde el lenguaje cotidiano) o más “concentrado”, dependiendo de la cantidad de soluto que se encuentre solubilizado. Del mismo modo, el aire que inhalamos y el que exhalamos contiene diferente concentración de oxígeno en cada caso; es decir que contienen diferente concentración de st (O<sub>2</sub>) dentro de la sc (aire).



**Fig.2.:** Los mismos componentes mezclados en distintas proporciones, determinan soluciones con distintas concentraciones

Como dijimos anteriormente, la cantidad de soluto en una solución puede variar, por lo que, para describir completamente a una solución, no nos alcanza con identificar al disolvente y el (o los) soluto(s). Además, es necesario nombrarla a partir de su concentración, es decir, explicitando la cantidad de soluto que hay disuelto en la solución o en una cantidad de solvente dada. Existen distintas **unidades de concentración física**: % m/m, % V/V y % m/V (ver Tabla 1). Todas indican la cantidad de soluto (en masa o en volumen, dependiendo el caso) que hay por cada 100 g o 100 cm<sup>3</sup> de solución respectivamente.

<b>unidades de concentración</b>	<b>Significa</b>	<b>Se lee</b>
%m/m	<i>g st/ 100 g sc</i>	<i>% masa en masa</i>
%m/v	<i>g st/ 100 cm<sup>3</sup> sc</i>	<i>% masa en volumen</i>
%v/v	<i>cm<sup>3</sup> st/100 cm<sup>3</sup> sc</i>	<i>% volumen en volumen</i>

**Tabla 1.** Concentraciones físicas

Las concentraciones de las soluciones se usan ampliamente en el trabajo de laboratorio como así también en la vida diaria. Por ejemplo, una de las formas de prevenir enfermedades causadas por microorganismos es empleando soluciones de alcohol etílico y agua, pero no a cualquier concentración: soluciones de alcohol al 70%. Como explicamos en la página 11, en estas soluciones, la unidad de concentración está expresada en %V/V: es decir cuando dice 70%V/V se indica que hay 70 cm<sup>3</sup> de alcohol por cada 100 cm<sup>3</sup> de la solución resultante.

Ahora imaginemos que en un laboratorio se tiene que preparar una sc acuosa de sacarosa de concentración 20% m/m. Por lo visto anteriormente, esta concentración indica:

$$\text{Masa de soluto} = 20 \text{ g}$$

$$\text{Masa de solución} = 100 \text{ g}$$

¿Cuánta agua (solvente) contiene la solución?

En toda solución existe una relación entre las masas del soluto, del solvente y solución, es decir:

$$\text{La masa de la solución (msc)} = \text{masa del soluto (mst)} + \text{la masa del solvente (msv)}$$

Por lo tanto, para saber la masa del solvente que hay que incorporar para formar la solución, debemos calcularla:

$$\text{msv} = \text{msc} - \text{mst} = 100 \text{ g} - 20 \text{ g} = 80 \text{ g sv}$$

### Soluciones saturadas y no saturadas

Si tenemos un vaso con agua y le incorporamos una cucharadita de sal, luego de unos segundos de agitar, la sal se disolverá en el agua y formará una solución. Si incorporamos una segunda cucharadita, y luego

una tercera, ocurrirá lo mismo, sólo que la solución estará cada vez más concentrada. ¿Pero qué pasa si continuamos con esta operación repetidas veces? Llegará un momento en que la sal dejará de disolverse y comenzará a acumularse en el fondo del vaso. Sin importar cuánto se agite, la sal NO logrará disolverse más, y seguirá depositada en el fondo del vaso formando lo que se denomina precipitado. Lo que tenemos en el vaso ya no es un sistema homogéneo, sino un sistema heterogéneo con dos fases bien diferenciadas (la solución de agua y sal, por un lado, y la sal sin disolver en el fondo del vaso, por otro). Con este experimento, nos interesa dejar algo en claro: toda sustancia posee una cantidad máxima en la que puede disolverse en otra sustancia en determinadas condiciones. Cuando una solución alcanza la concentración máxima de soluto estaremos en presencia de una **solución saturada**<sup>11</sup>. En cambio, cuando la concentración de soluto es menor que en la solución saturada, la solución se denomina **no saturada o insaturada (Figura 3)**



Fig.3. Representación de los diferentes tipos de soluciones

## Solubilidad

La concentración de una solución saturada define la **solubilidad**. Es decir, se denomina **solubilidad** de una sustancia en otra, a la concentración de la solución saturada que ambas forman a una determinada combinación de presión y temperatura.

La solubilidad se expresa en las unidades **g de soluto/100 g de disolvente**. Por ejemplo, el cloruro de sodio (componente principal de la sal de mesa) posee una solubilidad en agua de 36,0 g/100 g de agua a 20 °C y presión atmosférica normal.

Ese dato de la solubilidad indica que si tenemos 100 g de agua (que se encuentra a 20°C) en un vaso, sólo podremos incorporar hasta 36 g de sal y esperar que se disuelva formando una solución. Cualquier cantidad por encima de ese valor que agreguemos, (si no cambiamos las condiciones de trabajo), no logrará disolverse, precipitando el exceso de soluto que no ha sido disuelto.

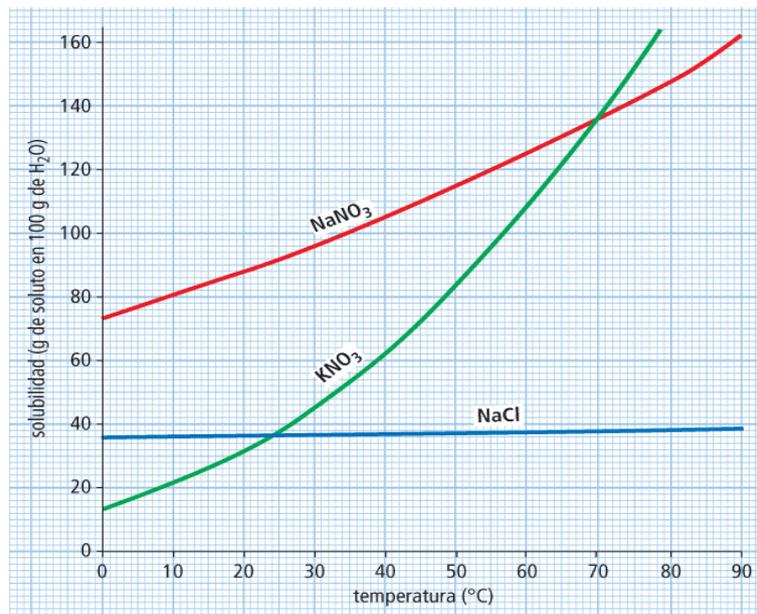
<sup>11</sup>Cuando aborden este concepto en los cursos de Química más avanzados, podrás incorporar otros factores que definen a la solución saturada.

**Los valores de solubilidad dependen de la temperatura y de la presión**, por lo que es necesario especificar los valores de dichas magnitudes. Por lo general -aunque no siempre- una sustancia suele ser más soluble a mayores temperaturas y/o presiones. ¿Podrías explicar el por qué?

Los gráficos denominados **curvas de solubilidad**, son aquellos en donde se representa la solubilidad de una cierta sustancia en función de la temperatura.

En estos gráficos en la ordenada (eje y) se representa la composición de la **solución saturada** y en la abscisa (eje x) la **temperatura**.

En el gráfico siguiente vemos **la curva de solubilidad** (Figura 4) que representa los diferentes puntos de saturación de tres sustancias distintas ( $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ) a medida que se va modificando la temperatura. Como podemos apreciar, del gráfico se deduce que la solubilidad del  $\text{NaCl}$  no se modifica demasiado al aumentar la T como, por ejemplo, en el caso del  $\text{NaNO}_3$ .



**Fig.4:** Curvas de solubilidades de diferentes compuestos.

Si comparamos la solubilidad de las tres sustancias a una determinada temperatura, podemos observar que es diferente para cada soluto. Así, por ejemplo, podemos observar que, a 50 °C, mientras la solubilidad del  $\text{NaCl}$  es de 40 g st/ 100g  $\text{H}_2\text{O}$ , la del  $\text{NaNO}_3$  es de 118 g st/ 100 g  $\text{H}_2\text{O}$  y la del  $\text{KNO}_3$  es de 81 g st/ 100 g  $\text{H}_2\text{O}$ .

**IMPORTANTE:** Cada punto de cada curva corresponde a la concentración de una solución saturada para la temperatura correspondiente; es decir estos gráficos solamente representan valores de concentraciones de las soluciones saturadas.

### Actividad introductoria 3

¿Alguna vez te preguntaste qué es la digestión? En el libro El parrillero científico<sup>12</sup>, su autor lo explica de manera muy sencilla: “la digestión, es la manera que tiene el cuerpo de obtener nutrientes a partir de los alimentos, transformando las moléculas<sup>13</sup> grandes y complejas en otras más sencillas para que puedan ser absorbidas en el tracto gastrointestinal”.

Como verás, hace referencia a la transformación de los alimentos, y como los alimentos son materia (como hemos visto), lo que se produce es un cambio en la materia.

La pregunta que nos surge es: ¿Qué tipo de cambios puede experimentar la materia? Veamos cada uno de ellos.

## Cambios físicos y químicos

Al estudiar los diferentes fenómenos que pueden ocurrir en la naturaleza, se pueden diferenciar los que son físicos a los que son químicos. En el inicio de la unidad 2 se mencionó que todos los cambios de estado de la materia son cambios físicos. Los **cambios físicos** son aquellos que no implican una transformación en la composición de la materia estudiada (no cambian las sustancias). Por el contrario, los **cambios químicos** son aquellos en que se altera la composición química de las sustancias que intervienen; por lo tanto, decimos que hay una transformación ya que se modifican las sustancias presentes en el sistema.

Con el mismo criterio con el que diferenciamos los cambios físicos de los químicos, podemos hacerlo en relación con las propiedades físicas y químicas de las sustancias: las **propiedades físicas** son aquellas que pueden medirse sin alterar la identidad química de la sustancia; las **propiedades químicas**, en cambio, son aquellas que se refieren al comportamiento de la sustancia en las reacciones químicas.

En los cambios químicos la materia se transforma químicamente, es decir, la identidad de las sustancias que se tienen inicialmente cambian por otras. A las transformaciones químicas se las denomina reacciones químicas.

Como podemos apreciar, las transformaciones químicas se producen en todas partes, al cocinar, al encender una estufa, en la producción industrial de cualquier producto, entre otros ejemplos.

## Ecuaciones químicas

Estos cambios que se producen en la materia son plasmados utilizando la **representación simbólica**, es decir, escribiendo la fórmula química de las sustancias. En la representación simbólica se utilizan los símbolos químicos de cada elemento que figuran en la tabla periódica. Por ejemplo: la fórmula química de la sustancia agua está representada por  $\text{H}_2\text{O}$ . Esa fórmula química indica la cantidad de átomos de cada elemento que compone a la sustancia; en este caso, **2** átomos de Hidrógeno y **1** átomo de oxígeno. En cambio, la sustancia cobre está representada por la fórmula química **Cu**, ya que solamente está formada por átomos del elemento cobre.

---

<sup>12</sup> El parrillero científico, Diego Golombek, Siglo Veintiuno (2014), Colección ciencia que ladra. (pág. 171)

<sup>13</sup> La molécula es uno de los tipos de partículas que existen. En los cursos siguientes de química abordarán el concepto. Ahora podrás reemplazarlo en el texto por “partícula”.

Como ya hemos visto, podemos decir que el  $\text{H}_2\text{O}$  es una sustancia compuesta y el  $\text{Cu}$  es una sustancia simple.

Analicemos ahora los cambios químicos. Decimos que ocurre una **reacción química** cuando las sustancias iniciales **se transforman** en otras que tienen diferentes propiedades físicas y químicas. A nivel sub-microscópico, este fenómeno puede entenderse como un reacomodo en la forma de interactuar de los átomos. Es decir, los átomos cambian la forma en que están asociados formando nuevas sustancias con nuevas configuraciones.

Una ecuación química es la representación simbólica de una reacción química experimentada por una o más sustancias. En estos cambios químicos se consumen una o más sustancias (llamadas reactivos) y se forman una o más sustancias nuevas (llamadas productos).

Para entender la forma en la que se escriben las ecuaciones que representan los cambios químicos, es necesario recordar la Ley de conservación de la masa. Quizás en alguna instancia de estudio de la química oyeron hablar del experimento de Lavoisier.

Lavoisier observó que antes y después de una reacción química, la masa total de los reactivos era igual a la masa total de los productos. Esto le permitió postular su famosa **Ley de conservación de la masa**, que describe cómo en una transformación química la materia no se crea ni se destruye, sino que solamente se transforma. En las reacciones químicas se suele cumplir la llamada Ley de conservación de la masa y esta se la puede explicar a través del nivel sub-microscópico, ya que ningún átomo es destruido, sino que sólo cambia el modo en que estos interactúan entre sí, formando nuevas sustancias.

Entre la información que otorga una ecuación química se encuentran los **reactivos** y los **productos**, expresados mediante fórmulas químicas. Los reactivos son las sustancias que se encuentran antes del cambio químico, y los productos aquellas sustancias que se forman como consecuencia de la transformación química.

Cuando escribimos una ecuación de izquierda a derecha, los reactivos se encuentran a la izquierda de la ecuación, mientras que los productos están a la derecha de esta, ambos grupos separados por una flecha que indica el sentido del cambio y que se lee como “produce”. Para indicar la presencia de varios reactivos y/o productos, estos son separados con un signo (+), el cual se lee cómo “reacciona con”. Además, en la ecuación química también se informa en qué estado de agregación se encuentran los reactivos y los productos, poniendo al final de la fórmula química, el símbolo (g) para el estado gaseoso, (s) para sólido, (l) para el líquido y (ac) para la disolución acuosa.

Para entender cómo se representa una reacción química (o cambio químico) a través de una ecuación, utilizaremos el ejemplo de la combustión completa del gas metano, donde el mismo reacciona con la sustancia oxígeno y se producen las sustancias dióxido de carbono y agua (Figura 5).

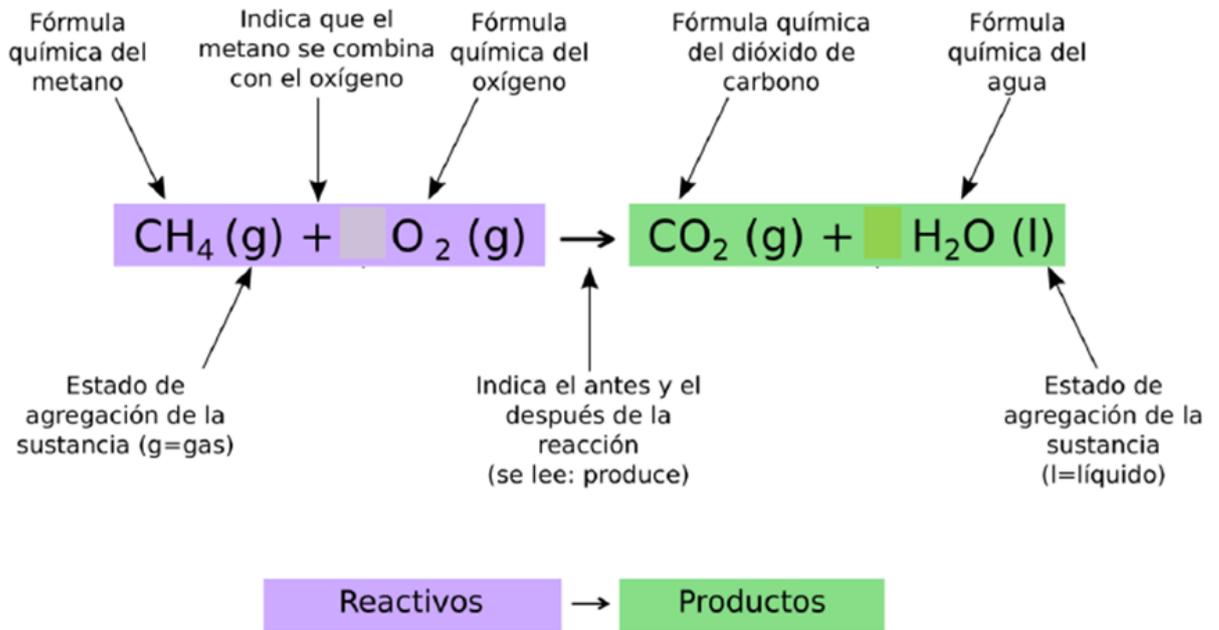


Fig.5. Ejemplo de una reacción de combustión completa del gas metano

En la Figura 5 tenemos representados los reactivos y productos de la reacción. Sin embargo, si contamos el número de los átomos de cada tipo en reactivos y productos, podemos advertir que no hay igual cantidad de átomos de un lado y otro de la ecuación:

Reactivos:

C: 1 átomo

H: 4 átomos

O: 2 átomos

Productos:

C: 1 átomo

H: 2 átomos

O: 3 átomos

Basándonos en la Ley de la Conservación de masa, la suma total de átomos de cada elemento de un lado y otro de la flecha deben ser iguales. La justificación de esto es que la materia se conserva luego del cambio químico, ya que no se produce un cambio total en la masa durante la reacción, y por lo que nos indica la Ley de Conservación de la masa, la materia no se crea ni se destruye durante los cambios (físicos o químicos). **¿Se cumple la ley de conservación de masa en este caso?**

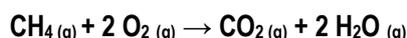


Para leer

### ¿Cómo se “equilibran” las ecuaciones?

Las ecuaciones químicas se equilibran a través de **coeficientes**, que son números enteros, antepuestos a las fórmulas de cada sustancia, tanto de los reactivos como de los productos. Es importante que los coeficientes se agreguen de forma tal que el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos sea la misma, y que los números que se incluyan sean enteros y lo más pequeños posibles. Únicamente, cuando la cantidad de átomos de cada elemento de cada lado de la ecuación está equilibrada, diremos que es una **ecuación balanceada**.

Sólo en el caso que esté balanceada, podemos hablar propiamente de una **ecuación química**. La ecuación química de la combustión del metano será entonces:



En el caso del  $\text{CH}_4$  y del  $\text{CO}_2$  no se escribe el coeficiente 1, ya que la fórmula química lo está indicando. Ahora sí, la cantidad de átomos de cada uno de los elementos que intervienen es la misma, en cada lado de la ecuación. A continuación, veremos el resultado del número los átomos de reactivos y productos para esta ecuación

#### Reactivos:

**C:** 1 átomo  
**H:** 4 átomos  
**O:** 4 átomos

#### Productos:

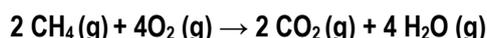
**C:** 1 átomo  
**H:** 4 átomos  
**O:** 4 átomos

Como sabemos, la masa total en una reacción química se conserva (Ley de conservación de la masa), por lo tanto, será posible comprobarlo si contamos con la masa de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción.

De modo general podemos decir, que si comenzamos la reacción con X g de reactivo (entre el metano y el oxígeno), obtendremos la misma cantidad (X g) total de producto (entre el dióxido de carbono y el agua).

#### Algunas preguntas que pueden ayudar para balancear ecuaciones:

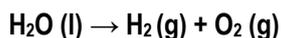
1. ¿Es posible emplear otros coeficientes, diferentes a los que se encuentran en la ecuación descrita anteriormente? Por ejemplo, analicemos la siguiente ecuación:



Aquí se cumple con la Ley de conservación de masa, sin embargo, la ecuación química debe simbolizar la mínima forma en la que se relacionan los reactivos y productos. Esto quiere decir, que debemos utilizar los coeficientes que detallen la mínima expresión. Puede ser que cuando intentemos balancear “al tanteo”, lleguemos a expresar la ecuación con coeficientes que puedan simplificarse. En ese caso, es necesario hacerlo. En este ejemplo, sería dividir por dos cada coeficiente.

2. ¿Por qué no cambiar los subíndices que aparecen en los compuestos, para balancear sin agregar coeficientes?

Los subíndices indican cuántos átomos de cada elemento forman parte de un determinado compuesto, por ejemplo:  $\text{H}_2\text{O}$ . Decimos que está formada por dos átomos de H y por uno de O. Esta composición es propia del agua. Si quisiéramos balancear:



Sería muy simple tentarnos a cambiar el subíndice en el agua, de forma tal que quede:  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Y de esa manera ya quedaría balanceada la ecuación, lo cual es cierto, pero cambió la identidad del reactivo. Dejamos de plantear la ecuación de descomposición del agua, y el reactivo que escribimos es otra sustancia (agua oxigenada). Los subíndices son propios de cada compuesto, por lo tanto, **NO** pueden cambiarse. La forma balanceada de la ecuación química que describe la formación de agua es entonces:



**Recordemos que cuando escribimos una ecuación química, estamos expresando la mínima relación o proporción en la que se combinan los reactivos**



### En síntesis

Cada sistema material es lo que se aísla para estudiar a la materia, este puede ser homogéneo (sistemas monofásicos); o heterogéneo (sistemas polifásicos).

Los sistemas homogéneos según la cantidad de componentes que contenga puede ser una sustancia pura o una solución. Esa solución puede estar saturada o no saturada según la cantidad de soluto disuelto por cada 100 g de agua a una temperatura determinada.

Cuando la materia se transforma se produce un cambio químico, es decir la materia se transforma en otra u otras sustancias con propiedades intensivas diferentes; y estos cambios se esquematizan a través de las reacciones químicas.

## Unidad 3: Estructura de la materia

### Unidad 3.1: Estructura del átomo

**Contenidos:** Estructura del átomo: perspectiva histórica. Dimensiones atómicas. Partículas subatómicas: masa y carga. Número atómico, número másico. Símbolos químicos. Isótopos. Masa atómica promedio. Nociones de estructura electrónica. Electrones de valencia.

#### Introducción

Podemos rastrear el concepto de “átomo” hasta la edad antigua, específicamente hasta un grupo de filósofos denominados atomistas, cuyo exponente más conocido sea probablemente el griego Demócrito (460-370 a.C.). Dichos filósofos defienden la idea que toda la materia en el universo estaba formada –en última instancia-- por pequeñas partículas que no podían dividirse: **los átomos**. Los átomos conservaban las características de la materia que conformaban y sólo ellos podían explicar la composición de cualquier objeto en el universo. Sin embargo, dicha propuesta no tuvo una aceptación unánime, compitiendo con la idea alternativa –desarrollada, entre otros, por Empédocles (490-430 a.C.) y Aristóteles (384-322 a.C.)- de que la materia podía ser dividida de manera infinita y su composición dependía de la combinación de cuatro “sustancias” básicas llamadas “elementos”: agua, tierra, fuego y aire<sup>14</sup>.

Es recién a partir del siglo XIX y del modelo atómico propuesto por John Dalton (1766-1844) que la idea de “átomo” comienza a ocupar un rol cada vez más preponderante, ya no sólo para dar cuenta de la composición de la materia sino también para explicar –entre otras cosas- las transformaciones químicas y las propiedades de los elementos.

Sin embargo, es importante notar que el significado de la palabra “átomo” y el sistema de pensamiento dentro del cual se utiliza no son los mismos para los filósofos atomistas de la Antigua Grecia y los científicos decimonónicos, siendo fundamental prestar atención al contexto histórico en que se desarrolló cada modelo<sup>15</sup>. Así, podemos diferenciar ambas propuestas en diversos aspectos, como su contenido conceptual, la metodología utilizada en cada uno y las preguntas que buscan responder. A nivel de su contenido conceptual, podemos señalar -a modo de ejemplo- que mientras los antiguos atomistas consideraban que los átomos de distintos materiales varían en forma y tamaño, Dalton consideraba que la única propiedad que cambiaba entre los átomos de distintas sustancias simples<sup>16</sup> era su peso.

A nivel metodológico, los filósofos atomistas se sirvieron principalmente de la especulación y de juegos y experimentos mentales. Por su parte, Dalton y otros científicos que participaron de la construcción de su modelo atómico no sólo utilizaron la especulación e imaginación para construir su modelo, sino que también se sirvieron de una batería de experimentos y observaciones sistemáticas con un fuerte énfasis en la medición de distintas magnitudes a partir de los cuales poder recabar evidencias para apoyar el modelo o bien para buscar ponerlo a prueba. El origen de dicha diferencia nada tiene que ver con la “calidad científica” del trabajo llevado a cabo por cada grupo, sino que radica en qué era considerado un conocimiento riguroso en cada época histórica. Mientras que los filósofos griegos consideraban la reflexión racional y la lógica como las herramientas fundamentales a través de las cuales alcanzar un conocimiento válido –o *episteme*- y despreciaban todo saber obtenido a través de los sentidos como mera opinión –o *doxa*-, a partir del siglo XVII se consolida una forma de conocimiento distinta, lo que

---

<sup>14</sup> Observen que aquí el concepto de “sustancia” tiene un significado distinto al que vimos anteriormente.

<sup>15</sup> Nótese que la misma reflexión es válida también para el significado aristotélico de las palabras “sustancia” y “elemento” y el significado actual que tiene hoy en día en la química.

<sup>16</sup> Es decir, sustancias con átomos de un sólo elemento.

hoy en día conocemos como “ciencia moderna”. Esta, a diferencia del conocimiento más valorado en la antigüedad y la edad media, empieza a prestar gran importancia al mundo empírico, ganando un rol clave la observación y la medición rigurosa y sistemática de la naturaleza, asociando fuertemente lo cognoscible con aquello que se puede medir numéricamente. Vale señalar que la especulación y uso de la imaginación continúa siendo, en la ciencia moderna, una herramienta fundamental para la construcción de nuevo conocimiento.

Así, es clave considerar en todo momento la dimensión temporal del conocimiento y advertir el cambio en el conjunto de significados y connotaciones que la misma palabra puede tener a lo largo de diversos momentos históricos y en la estructura más amplia en la que se encuentra, como también lo que es considerado un conocimiento correctamente validado. Ambos aspectos dependen fuertemente del contexto histórico.

También es importante notar la dimensión temporal y la naturaleza del cambio científico a lo largo de los distintos modelos atómicos que se desarrollaron desde el propuesto por Dalton y que abordaremos a lo largo de esta unidad: los modelos atómicos de Thomson, Rutherford, Böhr, Sommerfeld y Schrödinger.

En primer lugar, vale destacar que cada uno de estos modelos buscó adaptarse a la información experimental que había en cada momento, intentando dar cuenta de la mayor cantidad de datos posibles. En segundo lugar, a pesar de que cada modelo lleva el nombre de un científico, por lo general es resultado de la suma de aportes, matizaciones y discusiones realizadas por una mayor cantidad de personas. De esta manera también puede apreciarse la naturaleza tentativa del cambio científico y el modo en que las representaciones del átomo evolucionan y cambian, tanto en el pasaje entre distintos modelos como en los cambios sufridos dentro de un mismo modelo. Así, cabe destacar el arduo trabajo intelectual y de experimentación que llevó el construir los distintos modelos atómicos con los que trabajamos y que discutiremos a lo largo de esta unidad.

### Actividad introductoria 1

Después de leer la introducción y tras visualizar el video sobre perspectiva histórica (ver apartado material audiovisual), responde las siguientes preguntas:

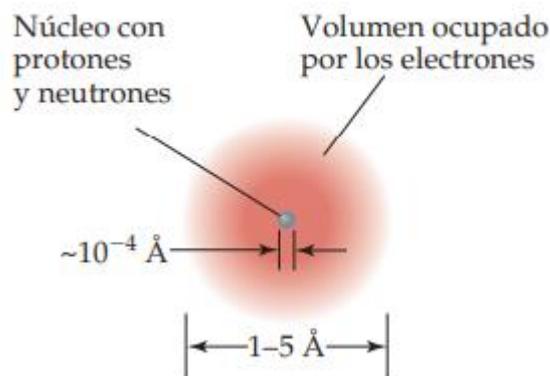
- a) ¿Por qué el átomo del que hablaban los griegos en la antigüedad no es el mismo átomo del que hablaba Dalton varios cientos de años más tarde?
- b) ¿Cómo puedes explicar que el átomo de Dalton no es el mismo al que nos referimos en la actualidad?
- c) ¿Por qué existen tantos modelos atómicos?
- d) Cuando se menciona el “peso” del átomo, ¿a qué se está refiriendo?
- e) ¿Por qué no es adecuado afirmar que el átomo es una partícula indivisible según lo definían en la antigüedad?

## Átomos y partículas subatómicas

Los átomos son las partículas más pequeñas que conservan las propiedades que constituyen la materia. Los átomos están constituidos por otras partículas muy pequeñas, llamadas **partículas subatómicas**. Podemos mencionar como las más importantes los **protones**, los **neutrones** y los **electrones**. Los protones y neutrones se encuentran ubicados dentro del núcleo y los electrones fuera de este, en lo que se denomina zona extra-nuclear. Son los electrones los que le otorgan las diferentes propiedades eléctricas asociadas a la materia.

Los átomos son demasiados pequeños como para poder ser detectados por el ojo humano, incluso con un microscopio por lo que para expresar su tamaño se utilizan unidades apropiadas, del orden de Ångström (símbolo Å). Dicha unidad se utiliza para expresar longitudes muy pequeñas ( $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m}$ ) (Figura 1).

El núcleo de un átomo es muy pequeño comparado con el tamaño del átomo que es 100.000 veces mayor. Podemos hacernos una idea de lo que estamos diciendo si suponemos que el átomo es del tamaño de una cancha de fútbol. Entonces, el núcleo sería como una pelotita de golf colocada en su centro, y los electrones se encontrarían en las tribunas girando alrededor del campo. Sin embargo, el núcleo es altamente denso, debido a que aquí se concentra casi toda la masa de este, aportada por la masa de cada uno de los neutrones y protones. En cambio, la masa de los electrones es despreciable respecto de la de protones y neutrones.



**Fig.1:** Tamaños relativos del átomo y su núcleo. Extraído de Brown (2004). La química la ciencia central.

Cada una de las partículas subatómicas tienen una carga asociada y también una masa determinada. Tanto el **protón** como el **electrón** tienen carga eléctrica. Cada **protón** tiene carga eléctrica positiva y se simboliza como **p+** y los **electrones** tienen carga eléctrica negativa y se simboliza como **e-**. Los **neutrones** se simbolizan como **n** y no poseen carga, sino que son partículas neutras.

La carga eléctrica absoluta para el **electrón** es  $-1,602 \cdot 10^{-19}$  C (C es la abreviatura de la unidad de carga del SI, culombio) y para el **protón** es  $1,602 \cdot 10^{-19}$  C. En lugar de utilizar este valor numérico, también se le puede asignar un valor arbitrario de -1 y +1 respectivamente.

Por otra parte, la masa de las **partículas subatómicas** es extremadamente pequeña. Veamos:

la masa de un **electrón** es de  $9,1 \cdot 10^{-28}$  g y la masa de un **protón** y de un **neutrón** es aproximadamente la misma,  $1,67 \cdot 10^{-24}$  g cada uno.

Como podrás notar, la masa de los **electrones** es muy baja comparándola con la del protón y el neutrón; por lo que la masa del electrón se desprecia y de modo tal que, la masa de un átomo es fundamentalmente la de sus **protones** y **neutrones**. Dado que son masas extremadamente pequeñas, se emplean unidades de masa más adecuadas, como la **unidad de masa atómica (uma)**, que nos permite manejar números más sencillos. Así, tanto los protones y neutrones pesan 1 uma cada uno aproximadamente, mientras que, la masa del electrón sigue siendo extremadamente pequeña, incluso en uma:  $5,486 \cdot 10^{-4}$  uma. Cuando expresemos la masa de un átomo en uma, estaremos hablando de la masa atómica relativa de dicho átomo.

En la Tabla 1 se resumen las características recién mencionadas de las partículas subatómicas.

<i>Partícula</i>	<i>Símbolo</i>	<i>Masa absoluta (g)</i>	<i>Masa relativa</i>	<i>Carga eléctrica relativa</i>
<b>Electrón</b>	<b><math>e^-</math></b>	<b><math>9.11 \cdot 10^{-28}</math></b>	<b>0</b>	<b>-1</b>
<b>Protón</b>	<b><math>p^+</math></b>	<b><math>1.673 \cdot 10^{-24}</math></b>	<b>1,0073</b>	<b>+1</b>
<b>Neutrón</b>	<b><math>n</math></b>	<b><math>1.675 \cdot 10^{-24}</math></b>	<b>1,0087</b>	<b>0</b>

**Tabla 1.** Características de las partículas subatómicas

### **Magnitudes y unidades utilizadas en el mundo submicroscópico**

Tal como se ha discutido en las unidades anteriores, las ciencias utilizan el Sistema Internacional de medidas (SI) para expresar magnitudes. En el contexto submicroscópico las unidades del SI no son muy prácticas para expresar masas y longitudes, debido a que estas son muy pequeñas. Es por este motivo que cuando se enumeran unidades relacionadas a átomos, no se utilizan generalmente las unidades establecidas en el SI, sino que se utiliza el Å (Armstrong) para las longitudes y la u (uma), para las masas. De todas maneras, estas unidades tienen su conversión a las unidades del SI de medidas.

### **Número atómico y número másico**

El número de protones que contiene el núcleo del átomo recibe el nombre de **número atómico** y se lo simboliza con la letra **Z**. Este número es fundamental para conocer la identidad de un átomo, ya que todos los átomos de un elemento poseen el mismo número atómico. Al mismo tiempo, átomos de elementos

distintos, poseen números atómicos distintos. Dicho de otra manera, este número es único para cada elemento y no hay 2 elementos con el mismo  $Z$ . Así, la identidad de un átomo puede ser determinada si sabemos la cantidad de protones que este posee. Si esta cantidad se mantiene, por más que la cantidad de neutrones y protones cambie, el átomo mantendrá su identidad. Por ejemplo, el número atómico del oxígeno es 8. Esto quiere decir que todos los átomos de oxígeno tienen 8 **protones** en su núcleo. Recíprocamente, cualquier átomo con 8 protones ( $Z=8$ ) debe ser un átomo de oxígeno.

El **número másico**,  $A$ , es la suma de protones y neutrones que existe en un núcleo atómico. Nos informa sobre el número total de partículas que hay en el núcleo. De esta manera podemos definir al **número másico**,  $A$ , de un átomo, de la siguiente manera:

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

$$A = Z + \text{número de n}$$

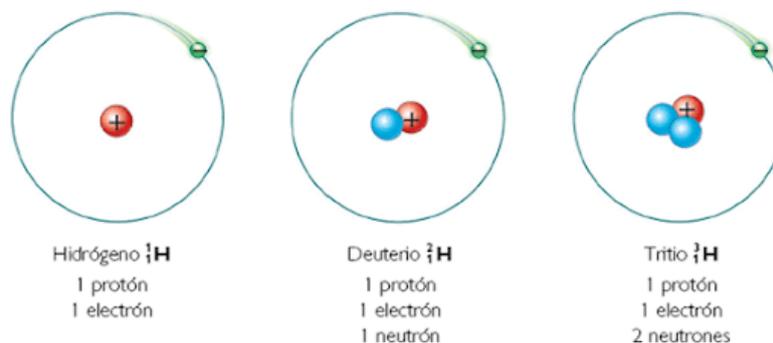
*Es importante remarcar que tanto el número atómico como el número másico son números naturales, enteros positivos, porque indican cantidad de partículas.*

Como vimos hasta ahora, cada átomo tiene su propia identidad, es decir el número de protones ( $Z$ ) que contiene lo identifica a un elemento determinado. Y también sabemos que la masa del átomo está concentrada en su núcleo. Pero **¿todos los átomos de un mismo elemento tienen la misma masa?** ¡La respuesta es no! Pueden existir átomos de un mismo elemento con distinta masa atómica. Es acá donde entran a escena los isótopos.

## Isótopos

Dentro de un conjunto de átomos con un mismo número atómico ( $Z$ ) puede darse el caso de que alguno de ellos tenga distinto número de neutrones en el núcleo, y, por lo tanto, diferente número másico ( $A$ ). A estos átomos se los denomina **isótopos**.

Por ejemplo, el elemento hidrógeno posee tres isótopos naturales, los cuales poseen un solo protón cada uno -lo que permite identificarlos como átomos de hidrógeno- pero diferente número de neutrones, como se observa en la Figura 3 que se muestra a continuación (según **modelo atómico de Bohr**)



**Fig.3.** Isótopos naturales del hidrógeno.

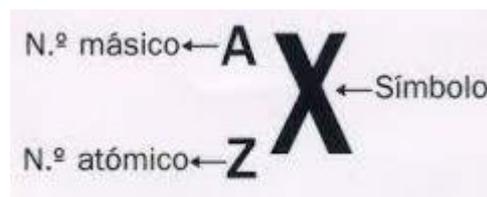
(Extraído de <http://contenidosdigitales.ulp.edu.ar/exe/quimica/istopos.html> Fecha de consulta 10/3/2022)

El *protio*, es el isótopo más abundante del elemento hidrógeno, y posee 1 protón, 1 electrón y 0 neutrón; el *deuterio* posee 1 protón, 1 electrón y 1 neutrón; el *tritio* posee 1 protón, 1 electrón y 2 neutrones. Todos poseen el mismo símbolo químico (**H**), pero distinto número másico (**A**): 1, 2 y 3, para el *protio*, *deuterio* y *tritio*, respectivamente

La mayoría de los elementos existentes en la naturaleza contienen varios isótopos. Cada isótopo representa un determinado porcentaje del total de átomos que constituyen dicho elemento. Para los distintos isótopos se ha determinado experimentalmente la proporción o la abundancia en que se encuentran en la naturaleza.

Por ejemplo, en relación al hidrógeno, el protio es el más abundante, presenta una abundancia natural de aproximadamente 99,98%, esto quiere decir que, de la mezcla de cada uno de los isótopos de este elemento, que se encuentran en distintas proporciones en la naturaleza, el 99,98% corresponde al isótopo  $^1\text{H}$  que es el protio, este porcentaje se conoce como abundancia isotópica. La abundancia del protio es seguida -por muy lejos- por la del deuterio, con apenas 0,01%, y el tritio, con una abundancia aún menor. Esto quiere decir que, del total de los átomos de H en la naturaleza, 99,98% son átomos de protio, y apenas una proporción insignificante son de deuterio o tritio.

Teniendo en cuenta las magnitudes anteriores, cada átomo puede ser representado mediante su notación atómica:



El lugar de la X sería reemplazado por el símbolo químico del elemento a informar.

## Masa atómica

La masa de un átomo puede informarse de distintas maneras: la masa atómica relativa, la masa atómica y la masa atómica relativa promedio:

### Masa atómica relativa (M<sub>Ar</sub>)

En la actualidad se pueden determinar las masas de los átomos individuales con un alto grado de exactitud. Por ejemplo: se sabe que el átomo de hidrógeno con  $A=1$  tiene una masa atómica de  $1,6735 \cdot 10^{-24}$  g y el átomo de oxígeno con  $A=16$  tiene una masa atómica de  $2,6560 \cdot 10^{-23}$  g.

Expresar masas tan pequeñas en gramos resulta poco práctico, por ello, la masa del átomo y sus partículas normalmente se expresan en unidades de masa atómica (u), que es la unidad apropiada para expresar la masa de las partículas submicroscópicas.

Ahora bien, ¿qué representa esa unidad u? Como toda unidad de cualquier magnitud tiene un parámetro de medición o unidad patrón, en este caso es el elemento Carbono tomado como base para la escala de masas atómicas y representa la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo carbono 12. Entonces decimos que la masa atómica relativa (MAr) es un número que indica cuántas veces mayor es la masa de un átomo de un elemento con respecto a la u (unidad de masa atómica).

Como ambas son unidades de masa, podremos realizar la siguiente equivalencia de la u en gramos:

$$1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ gramos}$$

Ahora podemos convertir los valores de las masas de las partículas subatómicas expresadas en gramos a u:

Partícula	Masa (g)	Masa (u)
protón	$1,673 \times 10^{-24}$	1,0073
neutrón	$1,675 \times 10^{-24}$	1,0087
electrón	$9,11 \times 10^{-28}$	$5,486 \times 10^{-4}$

Consideremos ahora un isótopo de potasio con 19 protones y 20 neutrones, o sea, con un número másico A= 39. Podríamos calcular la masa atómica expresada en u de la siguiente manera:

$$\text{masa atómica (u)} = (19 \times 1,0073 \text{ u}) + (20 \times 1,0087 \text{ u}) + (19 \times 5,486 \times 10^{-4})$$

$$\text{masa atómica (u)} = 19,139 \text{ u} + 20,174 \text{ u} = 39,323 \text{ u}$$

Los valores de masa del protón y el electrón son muy cercanos a 1, y el valor de masa del electrón, incluso cuando es traducido a u, es muy pequeño comparado a los otros. Así que, es posible redondear la masa de protones y neutrones a 1 y despreciar la masa de los electrones. Por lo tanto, el isótopo recién mencionado tendrá una masa atómica de 39 u. Con este redondeo, el valor de masa atómica relativa es igual al valor del número másico de un isótopo. Sin embargo, es importante notar que estas son magnitudes distintas, que expresan distintas propiedades.

### Masa atómica relativa promedio (MArp)

Dado que la mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza como mezclas de isótopos, se puede determinar la masa atómica promedio de un elemento, generalmente llamada la masa atómica (o

antiguamente llamado peso atómico) del elemento, utilizando las masas de sus isótopos y sus abundancias relativas:

$$M_{Arp} = \sum ( [(M_{Ar} \text{ del isótopo}) \times (\text{abundancia relativa del isótopo})] ) / 100$$

Entonces, el valor indicado en la tabla periódica (masa atómica del elemento) resulta de considerar el promedio de las masas atómicas de los isótopos que constituyen al elemento en cuestión y de la proporción en que estos isótopos se encuentran en la naturaleza. Por ejemplo: El  $^{65}\text{Cu}$  (de masa atómica relativa 64,93) y el  $^{63}\text{Cu}$  (de masa atómica relativa 62,93) son dos isótopos del elemento cobre; estos “nucleidos” (se los llama así porque difieren en la cantidad de partículas dentro del núcleo) tienen diferente abundancia en la naturaleza y se lo expresa en forma porcentual. Entonces:  $^{65}\text{Cu}$  tiene 30,91% y el  $^{63}\text{Cu}$  tiene 69,09%. Para hallar la masa atómica relativa promedio ( $M_{Arp}$ ) se realiza la siguiente operación matemática:

$$M_{Arp} = ((30,91 \cdot 64,93) + (69,09 \cdot 62,93)) / 100 = 63,5$$

## Iones

Los **átomos son eléctricamente neutros** porque poseen el mismo número de protones que de electrones, es decir, que tienen el mismo número de cargas positivas (en el núcleo) como de cargas negativas (en la zona extranuclear) entonces, a igual cantidad de cargas de distinto signo, la **carga neta es cero**. *Veamos un ejemplo:* el átomo de Boro (B) tiene 5 protones y por ende 5 electrones, por lo tanto, tendrá carga neta igual a cero, **porque las 5 cargas positivas (+) están compensadas con las 5 cargas negativas (-)**.

**$^5\text{B}$ : núcleo + + + + + zona extranuclear: - - - - -**

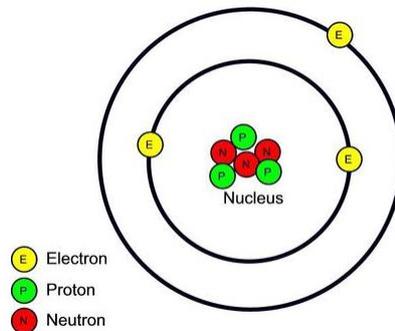
$$\sum \text{carga neta} = 0$$

Pero, cuando un átomo se combina con otro<sup>17</sup> puede, en ciertas circunstancias, ganar o perder uno o más electrones y se convierte en una partícula con carga eléctrica, denominada **ion**.

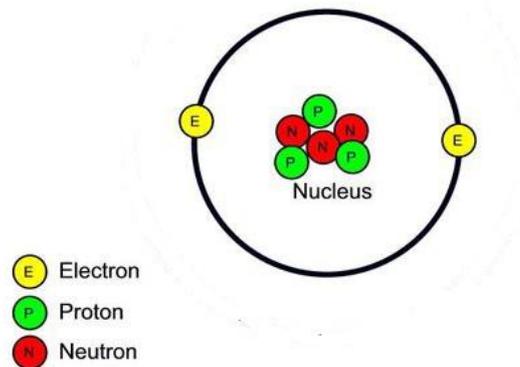
**Por ejemplo,** el átomo de Li tiene  $Z=3$ , por lo tanto, posee 3 protones en el núcleo y 3 electrones en la zona extranuclear. Según el modelo de Böhr, podemos representarlo de la siguiente manera:

---

<sup>17</sup> El tema sobre la combinación de los átomos, son parte de los conceptos que se verán las materias de Química en los próximos cuatrimestres de la carrera.



Si se remueve un electrón, es decir, si pierde un electrón, se formaría el ion correspondiente ya que quedará ahora con 2 electrones.



En este caso, la carga neta será positiva (se indica como 1+) indicando que ese átomo ha perdido un electrón:

átomo  ${}_3\text{Li}$ : - - -      y en su núcleo + + +  
 si pierde 1 e- ya es un ion  ${}_3\text{Li}^{1+}$ : - -      y en su núcleo + + +  
 entonces: la simbología del ion es:



La carga 1+, y esa carga representa el protón que quedó descompensado eléctricamente cuando el átomo de Li pierde un electrón.

## Electrones de valencia y electrones del core

Como vimos anteriormente, los neutrones y los protones se encuentran en el núcleo y los electrones se encuentran en una zona llamada extranuclear.

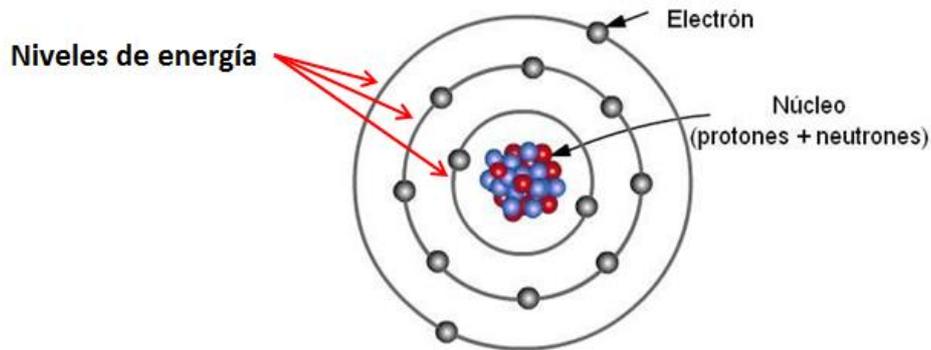
Para poder explicar la ubicación de los e- dentro del átomo, utilizaremos el **modelo atómico de Böhr** (debido a la simplicidad del modelo) para representar la estructura atómica. En este modelo, los electrones se ubican en órbitas<sup>18</sup> (o niveles de energía) que se encuentran concéntricas alrededor del núcleo.

Cada órbita ocupada por los electrones representa un nivel que tiene una energía definida. A medida que aumenta el número de órbitas o niveles de energía y éstas se van alejando del núcleo, la fuerza

<sup>18</sup> Más adelante en esta misma clase podrás diferenciar los términos órbita y orbital que corresponden a conceptos diferentes según los modelos atómicos antiguos del actual.

de atracción electrón-núcleo se hace más débil, (por la mayor distancia entre esos electrones con la carga positiva del núcleo).

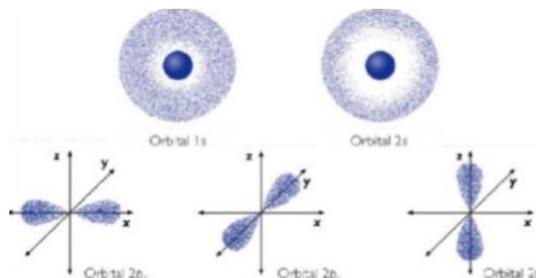
El nivel de energía más cercano al núcleo se denomina **nivel 1** y es el que posee menor energía. Además, cada nivel energético tiene la capacidad de alojar un número determinado de electrones. A modo de ejemplo, representamos lo dicho en un átomo de magnesio, Mg, según modelo atómico de Bohr (Figura 2).



**Fig.2.** Modelo atómico de Bohr

(Extraído de <http://modelosatomicosleumag.blogspot.com/2015/04/bohr-y-las-orbitas.html> Fecha de consulta 10/3/2022)

Sin embargo, en el modelo atómico actual sobre estructura atómica, no es posible establecer la ubicación de los electrones en un átomo; solo se refiere a la **probabilidad** de hallarlos en un determinado lugar alrededor del núcleo atómico. Es decir, que los electrones se encuentran ocupando distintas zonas del espacio llamadas orbitales; y se define como **orbital a la zona del espacio con mayor probabilidad de encontrar un electrón con determinada energía**. De esta manera, la forma en la que están distribuidos los electrones de un átomo entre los distintos orbitales se denomina **configuración electrónica**. Mientras que según los modelos atómicos anteriores ubican a los electrones en órbitas fijas, el modelo atómico actual describe ciertas zonas en donde existe la probabilidad de encontrarlos, llamados orbitales (Figura 3)



**Fig.3:** Modelo atómico actual extraído de

<http://ventosdouniverso.blogspot.com/2012/02/sumario-para-o-blogonauta-1.html>

Si bien en este curso no abordaremos la configuración electrónica, trataremos de conceptualizar la diferencia entre los **electrones del core** y los **electrones de valencia**: Los electrones ubicados en el nivel

energético más externo de un átomo o el último nivel, (el de mayor energía), se llaman **electrones de valencia** y son los que tienen menor energía de atracción con el núcleo por encontrarse más alejados.

Mientras que los que se ubican en niveles energéticos más cercanos al núcleo se denominan electrones del **core**. Estos son los electrones más internos, es decir, ubicados en los niveles más cercanos al núcleo y son los que tienen las energías de atracción más intensa con el núcleo.

Es importante hacer esta distinción ya que los **electrones de valencia** tienen gran importancia en las propiedades químicas de los elementos y son los que participan en las reacciones químicas<sup>19</sup>



### En síntesis

El átomo es la partícula que compone a cada material, y dentro de él se encuentran las partículas subatómicas: protón (de carga positiva), neutrón (sin carga eléctrica) y electrón (de carga negativa).

El Z (número atómico) es el número que identifica a cada elemento y representa el número de protones que contiene cada átomo: el A (número másico) representa la suma de las partículas que se encuentran en el núcleo del átomo (protones + neutrones). Pueden existir átomos con igual Z y diferente A ya que se distinguen por la cantidad de neutrones que posee que se llaman isótopos.

En la zona extranuclear se encuentran los electrones del core y de valencia, según la zona en la que se ubican dentro del átomo.

## Unidad 3.2: Tabla periódica

**Contenidos:** *Tabla periódica de los elementos. Evolución histórica de la Ley periódica. Grupos y periodos. Tamaño atómico. Energía de ionización. Propiedades físicas de los metales y no metales. Reactividad. Relación con la estructura electrónica. Electronegatividad.*

### Introducción

La Tabla Periódica es una herramienta fundamental para el trabajo científico especialmente los que están relacionados con la química. Su creación y sus intentos de perfeccionarla han sido uno de los grandes trabajos de la especie humana.

En el libro *Había una vez el átomo*, el autor describe algunos aspectos de la Tabla Periódica:

*“La Tabla Periódica de los Elementos es un símbolo emblemático de la química. La encontramos en todas las aulas de ciencia y en sus libros [...] La Tabla tiene infinidad de virtudes, muchas*

<sup>19</sup> La profundidad de los temas de las configuraciones electrónicas y la importancia de determinar los electrones de valencia de los elementos serán abordados en las materias de química en los próximos cuatrimestres.

*profundas, pero entre ellas se destaca el ser un modo económico de clasificar los elementos químicos. Como sistema de clasificación, la Tabla tiene un evidente beneficio didáctico: de un golpe uno puede ver, lógicamente ordenados, todos los ladrillos fundamentales que componen el Universo. Nada más ni nada menos” [...] Uno tiende a pensar en la Tabla Periódica como la ve ahora, pero no es otra cosa de la realidad, como el aire y el agua, sino una forma de ordenar los elementos. La Tabla sufrió importantes cambios en el tiempo, y hasta admite muy diferentes formas de ser representada. Ni siquiera existe una “Tabla definitiva” porque los científicos y educadores siguen proponiendo nuevas maneras de ordenar y presentar las cosas”*

El estudio de la Tabla Periódica ha llevado una gran cantidad de años de esfuerzos organizados y de brillantes ideas; y aún se continua para lograr que sea lo más funcional posible en su uso.

En esta clase encontrarás adjuntados muchos videos que hacen referencia al tema que trabajaremos, ya que resultan muy didácticos para la comprensión y que tienen como fin interiorizarnos con una de las piezas centrales de la química.

### **Actividad Introdutoria 1**

Para comenzar con el desarrollo de los temas de la unidad, iniciaremos con el siguiente video donde se cuenta brevemente la historia de la Tabla Periódica.

[https://www.youtube.com/watch?v=cLBmHTgUye0&ab\\_channel=UBUinvestiga](https://www.youtube.com/watch?v=cLBmHTgUye0&ab_channel=UBUinvestiga)

Al finalizar el visado del video discutir.

- ¿Con qué propósito se creó la primera Tabla Periódica?
- ¿Qué características de los elementos se tuvieron en cuenta para ordenarlos?

Hacia mediados del siglo XIX, se conocían solamente 63 elementos. Al estudiar las propiedades de las sustancias formadas por esos elementos, se observaron algunas similitudes. Esta observación llevó a los científicos a intentar un agrupamiento.

Muchos fueron los intentos hasta que en 1870 el químico ruso Dimitri Mendeléiev y el alemán Lothar Meyer propusieron agruparlos en hileras horizontales con orden creciente de masa atómicas, disponiendo en columnas aquellos cuyas propiedades sean similares. La tabla propuesta por Mendeléiev constituyó en antecedente a partir del cual se construyó la tabla actual.

En la Tabla Periódica actual se encuentran **118 elementos reconocidos por la IUPAC**, (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), organización encargada de aprobar los cambios en la Tabla Periódica los cuáles se encuentran ordenados por número atómico creciente.

En este enlace podrás visualizar la Tabla Periódica más actualizada según la IUPAC.

<https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/>

En el video , cuyo link se observa a continuación, se explicarán algunos los aspectos de la Tabla Periódica necesarios para resolver las actividades propuestas para este Curso introductorio

[https://drive.google.com/file/d/1Sm\\_1rBoCDG5\\_nnxqAzmtT33JpbycGKbH0/view](https://drive.google.com/file/d/1Sm_1rBoCDG5_nnxqAzmtT33JpbycGKbH0/view)

### Períodos y Grupos:

Los 118 elementos están organizados en 8 filas (horizontales) y 18 columnas (verticales). Las filas horizontales se denominan **Períodos** y las columnas verticales se llaman **Grupos**.

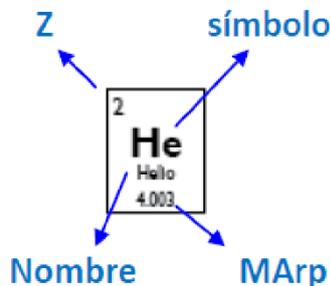
En el caso de los **Períodos** es importante aclarar que el Período 7 está completo y los elementos del Período 8, no han sido nombrados aún y faltan determinar algunas de sus propiedades. Es por ello por lo que van a encontrar muchas tablas periódicas con solo 7 Períodos ya que no están actualizadas, como se muestra en la Figura 1

**Tabla Periódica de los Elementos**

1																	18
1 H Hidrógeno 1.008																	2 He Helio 4.003
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012											5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.011	7 N Nitrógeno 14.007	8 O Oxígeno 15.999	9 F Flúor 18.998	10 Ne Neón 20.180
11 Na Sodio 22.990	12 Mg Magnesio 24.305											13 Al Aluminio 26.982	14 Si Silicio 28.086	15 P Fósforo 30.974	16 S Azufre 32.065	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948
19 K Potasio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.956	22 Ti Titanio 47.88	23 V Vanadio 50.942	24 Cr Cromo 51.996	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.845	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.693	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.39	31 Ga Gallo 69.723	32 Ge Germanio 72.61	33 As Arsénico 74.922	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 84.80
37 Rb Rubidio 84.468	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Itrio 88.906	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.906	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnecio 98.907	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.906	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.868	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.71	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Teluro 127.6	53 I Yodo 126.904	54 Xe Xenón 131.29
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.327	57-71 Lantánidos	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.948	74 W Wolframio 183.85	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.22	78 Pt Platino 195.08	79 Au Oro 196.967	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.383	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.980	84 Po Polonio [209]	85 At Astato [209]	86 Rn Radón [222]
87 Fr Francio [223]	88 Ra Radio [226]	89-103 Actínidos	104 Rf Rutherfordio [261]	105 Db Dubnio [262]	106 Sg Seaborgio [263]	107 Bh Bohrio [264]	108 Hs Hasio [265]	109 Mt Meitnerio [268]	110 Ds Darmstadtio [269]	111 Rg Roentgenio [272]	112 Cn Copernicio [277]	113 Uut Ununtrio [deconocido]	114 Fl Flerovio [289]	115 Uup Ununpentio [deconocido]	116 Lv Livermorio [293]	117 Uus Ununseptio [deconocido]	118 Uuo Ununoctio [deconocido]
57 La Lantano 138.906	58 Ce Cerio 140.115	59 Pr Praseodimio 140.908	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio 144.913	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.925	66 Dy Disprosio 162.50	67 Ho Holmio 164.930	68 Er Erbio 167.26	69 Tm Terbio 168.934	70 Yb Ytterbio 173.04	71 Lu Lutecio 174.967			
89 Ac Actinio	90 Th Torio	91 Pa Protactinio	92 U Uranio	93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curcio	97 Bk Berkelio	98 Cf Californio	99 Es Einsteinio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio	103 Lr Lawrencio			

Fig. 1. Tabla periódica de los elementos.

En la Tabla Periódica cada elemento aparece con su información correspondiente: nombre, símbolo químico, número atómico (Z) y masa atómica promedio (Marp)



Como se observa en la figura de la Tabla Periódica la forma en la que se suelen numerar los 18 grupos es empleando el sistema recomendado en 1985 por la IUPAC, que consiste en utilizar números arábigos.

De esta forma la primera columna corresponde al Grupo 1, la segunda al Grupo 2, y así hasta la decimoctava que corresponde al Grupo 18. Esta es la nomenclatura actual de denominación de los grupos que integran las Tabla Periódica.

Ahora haremos una salvedad, los elementos de las columnas 13 a la 18, no tienen esa cantidad de electrones en el último nivel. En este curso solo nos limitaremos a decir que el último dígito del Grupo indica la cantidad de e<sup>-</sup> del último nivel (Grupo 18, 8e<sup>-</sup>; Grupo 13, 3 e<sup>-</sup>; Grupo 16, 6 e<sup>-</sup>)

**Para discutir:** ¿Por qué se denomina **Tabla Periódica de los Elementos** en lugar de **Tabla Periódica de los átomos**?

### Actividad Introdutoria 2

Ver el video “Entendiendo la tabla periódica” disponible en <https://www.youtube.com/watch?v=FqZ3BSeu1d0> y responde las preguntas:

- ¿Crees apropiada la comparación que se hace en el video entre **el átomo y la vaca**? Justifica
- En el video se menciona una característica del Flúor y de todos los elementos del mismo grupo. ¿Qué tipo de iones tienden a formar esos elementos?
- ¿Cuál es el término en el que se denomina actualmente en lugar de “capa” de electrones?

### **Metales y No Metales:**

Según la ubicación de los elementos en la Tabla Periódica, podemos afirmar si se trata de un metal, de un no metal, de un gas noble, de un elemento representativo u otro tipo de elemento, según el criterio con el cual se los clasifique.

Entre las variadas clasificaciones de los elementos, mencionaremos a los **METALES** y los **NO METALES**. En la Tabla 1 se mencionan algunas características propias que tienen cada uno de esos grupos:

<b>METALES</b>	<b>NO METALES</b>
<ul style="list-style-type: none"> <li>• <i>Tienen brillo metálico</i></li> <li>• <i>Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el Hg; Cs; Fr y Ga)</i></li> <li>• <i>Tienen elevados puntos de fusión y ebullición</i></li> <li>• <i>Son buenos conductores del calor y la electricidad</i></li> <li>• <i>Son dúctiles y maleables</i></li> <li>• <i>Tienden a formar cationes</i></li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• <i>Son opacos</i></li> <li>• <i>A temperatura ambiente pueden encontrarse en los tres estados</i></li> <li>• <i>Tienen puntos de fusión y ebullición bajos</i></li> <li>• <i>Son malos conductores del calor y la electricidad</i></li> <li>• <i>Son frágiles y quebradizos</i></li> <li>• <i>Tienden a formar aniones</i></li> </ul>



Tabla 1. Características de los metales y no metales.

Es interesante recordar que la clasificación en **Metales** y **No Metales** es genérica, y que el comportamiento químico de los elementos va cambiando gradualmente dentro de la distribución de la Tabla Periódica. Es entonces que podemos encontrar a los **Metaloides**, con comportamientos entre los Metales y los No Metales.

Aquí vemos una Tabla que remarca a cada elemento químico con distintos colores, diferenciando la clasificación mencionada anteriormente.

		Metal										Metaloides			No metal				
H																		He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Ac-Lr																	



### En síntesis

En la tabla periódica se encuentran todos los elementos tanto naturales como los artificiales ubicados en periodos (horizontales) y grupos (verticales).

Dentro de la tabla se pueden diferenciar a los elementos según ciertos criterios en: representativos y de transición; en metales, metaloides y no metales; en sólidos, líquidos y gaseosos.

A través de la distribución de los electrones dentro del átomo se predicen características y reactividad que posee cada elemento ubicado en la tabla periódica.

## Bibliografía General Química

Burns, R. 2003. "Capítulo 2: Materia y Energía" en Fundamentos de Química, Pearson Educación, Cuarta edición, México. Ediciones anteriores o posteriores.

Hein, M; Arena, S. (S/F) "Capítulo 10: Teoría atómica moderna" en *Fundamentos de Química*. Undécima edición. Thomson. Buenos Aires.

Gellon, G. 2007. "Capítulo 9: La tabla" en *Había una vez el átomo o cómo los científicos imaginan lo invisible*. Colección Ciencia que ladra. Siglo XXI Editores. Buenos Aires.

Márquez Martínez, E. 2006. "Química 1". Thomson Editores. Ciudad de México.

Moledo, L. 1994. "Capítulo 2: Átomos y moléculas" y «Capítulo 3: El descubrimiento de los átomos» en *De las tortugas a las estrellas*. AZ Editores. San Pablo. Brasil.

Márquez Martínez, E. 2006 "Capítulo 2: estructura atómica" en *Química 1*. Thomson Editor  
Garritz, A., Gasque, L. y Martínez, A. (2005). QUÍMICA UNIVERSITARIA, Pearson Educación, México, Primera Edición.

Andrade Gamboa y Corso (2014). "2. Los tres niveles de interpretación» en *La Química está entre nosotros*. Siglo XXI Editores. Buenos Aires

# Actividades Generales Química

## Actividades Unidad 2.1

### Actividad 1

Empleando el modelo de partículas, explica las siguientes situaciones:

- Los gases se comprimen con facilidad
- Cuando se deja caer unas gotas de tinta en agua líquida, ésta se colorea
- Al destapar un frasco de perfume es posible percibir su aroma a distancia.

### Actividad 2

Indica cuáles de las siguientes afirmaciones corresponden a un cambio de estado.

- El secado de la ropa expuesta al sol
- El agua de un charco que se congela en una noche de invierno
- Un trozo de madera que es cortado en una carpintería
- Un hielo sacado del freezer apoyado en el mármol de la cocina
- La botella empañada después de sacarla de la heladera.

### Actividad 3

Dada la siguiente tabla:

**TABLA 1. Propiedades físicas de algunas sustancias**

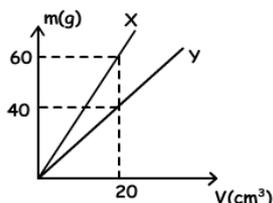
Sustancia	P. Fusión (°C)	P. Ebullición (°C)	Densidad (g/cm <sup>3</sup> ) (a T ambiente)	Dureza (mohs)
Acetona	-95	56	0,8	-----
Benceno	5	80	0,9	-----
Etanol	-114	78	0,79	-----
Mercurio	-39	357	13,6	-----
Plomo	327	1744	11,3	1,5
Platino	1173	3827	21,3	4,3
Aluminio	600	2057	2,7	2,5
Magnesio	650	1090	1,74	2,5

- Indica en qué estado se encuentran a presión normal las siguientes sustancias:
  - acetona a 333,16 K
  - mercurio a -40 °C
  - plomo a 327 °C
  - aluminio a 973,16 K
  - platino a 500 °C
- Señala cuáles de las sustancias de la Tabla 1 se encuentran en estado gaseoso a 200 °C. Justifica.
- Se tienen tres muestras de las siguientes sustancias: benceno, magnesio y etanol. Sabiendo que la masa de cada muestra es de 0,5 kg ¿Cuál es el que ocupa mayor volumen de los tres?

- d) Se tiene un trozo de mármol cuya masa es  $2,64 \cdot 10^4$  mg. En una probeta graduada se vierte agua líquida hasta que la marca leída es  $25 \text{ cm}^3$ , se coloca en su interior el trozo de mármol y el nivel del agua asciende hasta alcanzar los  $36 \text{ cm}^3$ . Calcula la densidad del mármol.
- e) Explica y justifica qué tipos de propiedades (extensivas o intensivas) se mencionan en la tabla 1.

#### Actividad 4

Se tienen dos sólidos: X e Y, cuya relación masa en función del volumen queda representado a partir del gráfico que figura a continuación:



Contesta las siguientes preguntas según los datos que figuran el gráfico:

- a) ¿Por qué se puede afirmar que la densidad de X es mayor que la de Y? Justifica con cálculos
- b) ¿Se podría afirmar que a la misma masa comparada, X ocupa mayor volumen que Y? Explica
- c)  $0,020 \text{ L}$  de X ¿tienen una masa de  $6,0 \cdot 10^5 \text{ mg}$ ?
- d) ¿Podrían ser X e Y la misma sustancia? Justifica.

#### Actividades Unidad 2.2.

##### Actividad 1

Clasifica, diferencia y describe los siguientes sistemas materiales:

- a) agua potable  
 b) agua mineral  
 c) agua destilada}

##### Actividad 2

Calcula el %m/m de una solución que se preparó disolviendo  $10 \text{ g}$  de la sal cloruro de sodio en  $60 \text{ g}$  de agua.

##### Actividad 3

Una solución acuosa de una cierta sal contiene  $240 \text{ g}$  de soluto disueltos en  $1 \text{ kg}$  de solución. Calcula la concentración expresada en:

- a)  $\text{g st} / 100 \text{ g sv}$   
 b)  $\text{g st} / 1.000 \text{ cm}^3 \text{ de sv}$

Recuerda que la  $\delta$  del agua líquida =  $1 \text{ g/cm}^3$

##### Actividad 4

- a) Completa la siguiente tabla basándote en los textos vistos en la clase:



- b) ¿Cuál es la concentración %m/m?
- c) Si a esa misma Temperatura, a la sc anterior se le agregan 20 g más de st ¿qué tipo de sistema se formaría? ¿Estaría indicado en el gráfico utilizado en la unidad 2 Pág.24? Justifica con cálculos y palabras.

### Actividad 11

Lee el siguiente texto extraído del capítulo 14. FUNDAMENTOS DE QUÍMICA de Hein & Arena, y teniendo en cuenta el material de las clases responde las preguntas que figuran al final del mismo.

El término **solubilidad** describe la cantidad de una sustancia (solute) que se disuelve en una cantidad específica de otra sustancia (disolvente) en condiciones determinadas. Por ejemplo, 36 g de cloruro de sodio se disuelven en 100 g de agua a 20°C. Se dice entonces que la solubilidad del NaCl en agua es de 36,0 g /100 g H<sub>2</sub>O a 20°C. Con frecuencia el término solubilidad se utiliza en términos relativos. Por ejemplo, decimos que una sustancia es muy soluble, ligeramente soluble o insoluble. Aunque estos términos no indican con exactitud cuánto soluto se disolverá, suelen utilizarse para describir en forma cualitativa la solubilidad de una sustancia.

Dos términos se usan a menudo para describir la solubilidad: miscible e inmiscible. Los líquidos que se pueden mezclar para formar una solución son **miscibles**; los que no forman soluciones o que generalmente son insolubles entre sí son **inmiscibles**. El alcohol metílico y el agua son miscibles en todas proporciones. El aceite y el agua son inmiscibles: forman dos capas separadas cuando se ponen en contacto [...].

La expresión cuantitativa de la cantidad disuelta de soluto en una cantidad determinada de disolvente o de solución se conoce como **concentración** de una solución [...]. La composición o concentración de una solución puede expresarse como %m/m (gramos de soluto /100 gramos de solución); %m/v (gramos de soluto /100 cm<sup>3</sup> de solución), solubilidad (gramos de soluto /100 gramos de H<sub>2</sub>O), entre otras. “

Preguntas:

- a) ¿Qué diferencias físicas hay entre los sistemas homogéneos y los heterogéneos?
- b) ¿El proceso de disolución es un fenómeno físico o químico?
- c) ¿Cuál es el criterio de clasificación en los sistemas homo y heterogéneos?
- d) ¿Qué diferencia hay entre el agua destilada y el agua mineral? Justifica
- e) ¿Cómo se define la solubilidad? ¿En qué unidades se la expresa?
- f) Cuando se hace referencia que el café es soluble en agua ¿Se considera a la solubilidad como un término cualitativo o como uno cuantitativo? Explica la diferencia.
- g) ¿Qué representa la concentración de una solución?

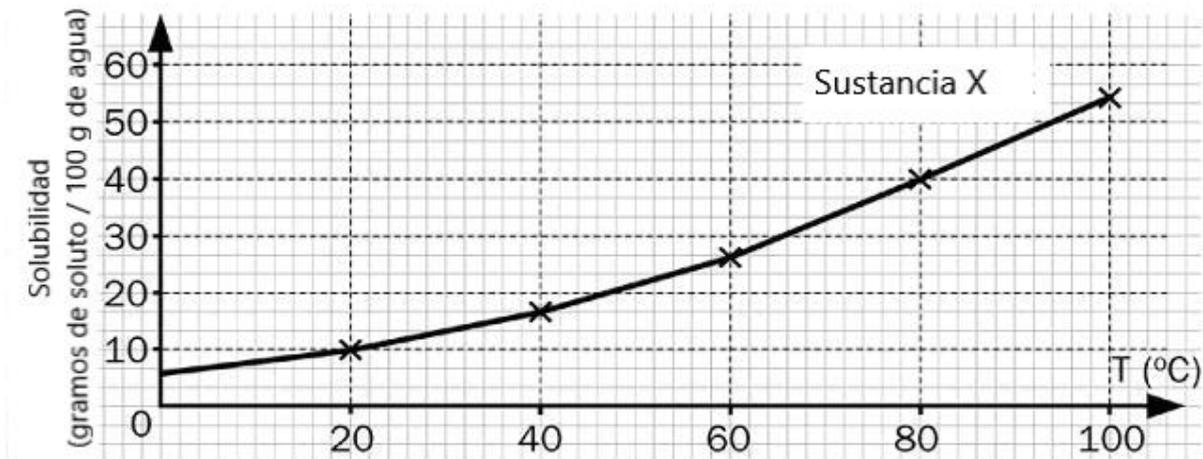
### Actividad 12

Si la solubilidad del nitrato de plata (AgNO<sub>3</sub>) a 18 °C, es de 211,6 g en 100 g de agua, contesta las siguientes preguntas justificando con palabras y cálculos:

- a) ¿Cuántos gramos de nitrato de plata se pueden disolver como máximo en 0,4 L de agua a 18 °C?
- b) ¿Qué masa de nitrato de plata hay que añadir a 1 L de agua para obtener una solución saturada?

### Actividad13

En la siguiente gráfica se muestra la curva de solubilidad de una sustancia en agua a diferentes temperaturas:



Contesta y/o calcula según corresponda:

- ¿Qué representa cada punto en la curva? Justifica
- ¿Cuál será la solubilidad a los 40 °C? Indica las unidades correspondientes
- Calcula la masa de soluto que estará disuelto en 250 mL de agua a 70°C.
- Si a los 60°C tenemos un sistema con 100 g de agua y 20 g de soluto, ¿la solución será saturada o no saturada? Justifica
- ¿Cómo evolucionará el sistema del punto anterior si se enfría desde los 80°C a los 20°C? Explica qué tipo de sistema se obtendrá.

#### Actividad 14

Una muestra de vinagre tiene una densidad de 1,006 g/cm<sup>3</sup>. Se sabe que 100 g de vinagre contienen 5,4 g de ácido acético ¿Cuántos gramos de ácido acético se encuentran presentes en 1L de este vinagre?

#### Actividad 15

El hierro se combina con el oxígeno para dar óxido de hierro. Si dejaras que un clavo de hierro se oxidara completamente encontrarías que:

- El clavo oxidado tiene la misma masa que el clavo original.
- El clavo oxidado tiene menor masa que el clavo original.
- El clavo oxidado tiene mayor masa que el clavo original.

Justifica tu respuesta

#### Actividad 16

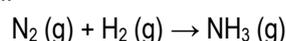
Observando la curva de solubilidad anterior, responde las siguientes preguntas:

- A los 60 °C ¿Qué sustancia es más soluble en agua? Justifica
- A los 10°C, si se disuelven 20 g de NaNO<sub>3</sub> en 100 g de agua, ¿se forma una solución saturada?
- A los 40°C ¿Qué cantidad de la sal NaCl se podrían disolver para formar una solución no saturada

Justifica en cada caso

#### Actividad 17

A partir de la siguiente ecuación:



Responde:

- ¿La ecuación está balanceada? Justifica
- ¿Por qué es importante balancear las ecuaciones químicas?
- Representa por medio de diagrama de partículas el estado de agregación del producto. Explica las características submicroscópicas de este estado.

### Actividad 18

Cuando en el laboratorio se necesitan pequeñas cantidades de oxígeno se pueden generar por una reacción química, representada por la siguiente ecuación:

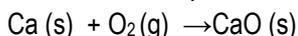


Cuando se descomponen 122,5 g de  $\text{KClO}_3$  se forman 74,5 g de  $\text{KCl}$

- Identifica reactivos y productos.
- ¿Cuántos gramos de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) se obtienen como máximo?

### Actividad 19

El óxido de calcio ( $\text{CaO}$ ) se forma a partir de la reacción representada por medio de la siguiente ecuación:



- Balancea la ecuación e identifica reactivos y productos.

Sabiendo que reaccionan en forma completa 4000 mg de calcio ( $\text{Ca}$ ) con 160 cg de oxígeno ( $\text{O}_2$ ) Responde las siguientes preguntas:

- ¿Cuántos gramos de óxido de calcio pueden formarse como máximo?
- ¿Qué masa de  $\text{O}_2$  se requiere para reaccionar con  $8 \times 10^{-3}$  kg de  $\text{Ca}$ ? Expresar la masa en mg.
- Se desean obtener  $5 \times 10^4$   $\mu\text{g}$  de óxido de calcio ¿cuál será la masa de  $\text{Ca}$  y  $\text{O}_2$  que se necesitará?

### Actividad 20

1- Balancea las siguientes ecuaciones. Identifica en cada ecuación reactivos y productos

- $\text{Zn} (\text{s}) + \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{NaN}_3 (\text{s}) \rightarrow \text{Na} (\text{s}) + \text{N}_2 (\text{g})$
- $\text{Al} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{l}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s})$
- $\text{P}_4 (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} (\text{s})$
- $\text{CH}_4 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
- $\text{Mg} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{MgO} (\text{s})$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{C} (\text{s}) \rightarrow \text{CO} (\text{g}) + \text{Fe} (\text{s})$
- $\text{SO}_2 (\text{g}) + \text{C} (\text{s}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{g}) + \text{CS}_2 (\text{g})$

2- Clasifica las sustancias intervinientes en las ecuaciones a), b) y c) en simples y compuestas

### Actividad 21

El decóxido de tetrafósforo ( $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ) es una sustancia con aspecto de polvo blanco y altamente corrosiva, que se sintetiza usualmente a partir de la reacción de combustión de tetrafósforo (una molécula integrada por cuatro átomos de fósforo (P) y oxígeno ( $\text{O}_2$ )). Su punto de fusión es de  $300^\circ\text{C}$ , mientras que el de ebullición es de  $580^\circ\text{C}$ . Además, gracias a su capacidad para reaccionar con agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) y formar ácido

ortofosfórico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), el decóxido de tetrafósforo es utilizado como desecador. A su vez, el ácido ortofosfórico se encuentra a temperatura ambiente como un sólido cristalino (su punto de fusión es de  $42^\circ\text{C}$ ) de color blanco.

- Indica en qué estado de agregación se encuentra el decóxido de tetrafósforo cuando se encuentra a una temperatura de  $673\text{ K}$  y menciona 3 características macroscópicas de dicho estado.
- Si  $2,3\text{ kg}$  de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  ocupan un volumen de  $1\text{ dm}^3$ , calcula su densidad en  $\text{g/cm}^3$
- Escribe la reacción química, balanceada, que permite obtener el decóxido de tetrafósforo ( $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ). Indica los reactivos y productos.
- Si reaccionan de manera completa  $124\text{ g}$  de  $\text{P}_4$  con  $\text{O}_2$  para obtener  $284\text{ g}$  de  $\text{P}_4\text{O}_{10}$  ¿cuántos  $\text{g}$  de  $\text{O}_2$  se necesitarían para dicha reacción? Justifica en base a las leyes y/o modelos pertinentes.

### Actividad 22

- Explica y ejemplifica en qué consisten los cambios físicos y los químicos
- Considera los siguientes procesos y clasificarlos, (según tu opinión) en físicos y químicos. ¿En qué te basaste para hacer la clasificación? ¿De qué manera práctica podrías corroborarla?
  - Un vidrio que se empaña en una noche fría de invierno
  - La disolución de azúcar en agua
  - La pérdida de gas de una soda cuando está destapada la botella
  - La fermentación de la levadura
  - La explosión de fuegos pirotécnicos

### Actividades Unidad 3

#### Actividad 1

En la tabla a continuación se muestran ejemplos de los tres isótopos estables del azufre (S)

Átomo	n° protones	n° neutrones (A-Z)	n° másico (A)	n° electrones	N° atómico (Z)
Azufre (S)	16	16	32	16	16
Azufre (S)	16	17	33	16	16
Azufre (S)	16	18	34	16	16

- Según los datos de la tabla, escribe la notación atómica de los isótopos del azufre.
- Supongamos ahora que el isótopo azufre ( $A=34$ ) ha ganado 2 electrones. Escribe la notación simbólica del isótopo.
- Explica por qué los tres isótopos estables del azufre tienen igual Z e igual número de electrones.

### Actividad 2

- Los protones, los electrones y los neutrones ¿Son las únicas partículas subatómicas existentes?
- Completa el siguiente cuadro:

Partícula	Símbolo	Carga Eléctrica (C)	Masa (kg)	Ubicación en el átomo
Electrón				
	p <sup>+</sup>			
Neutrón				

### Actividad 3

Determina si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. En caso de ser falsas, cambia la palabra remarcada para convertirlas en verdaderas

- Todos los átomos de un elemento tienen igual **masa**.
- En un átomo neutro, el número de **protones** es igual al número de electrones.
- Los protones y los **electrones** se encuentran en el núcleo del átomo.
- El radio del núcleo de un átomo es **10** veces más chico que el radio del propio átomo.
- La masa de los **neutrones** es insignificante, comparada con la masa de los protones.

### Actividad 4

Dadas las siguientes notaciones atómicas y con ayuda de la tabla periódica, indica el nombre del elemento y cantidad de p<sup>+</sup>, e<sup>-</sup> y n que constituyen sus átomos:

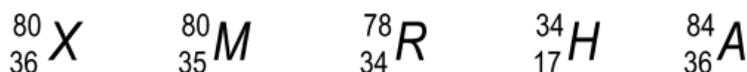
- $^{207}_{82}\text{Pb}$
- $^{96}_{42}\text{Mo}$
- $^{122}_{51}\text{Sb}$
- $^{88}_{38}\text{Sr}$

### Actividad 5

- ¿Cómo puedes afirmar que el átomo es una partícula eléctricamente neutra?
- ¿Por qué átomos del mismo elemento pueden tener diferentes masas?
- Sabiendo que hay diferentes unidades para la magnitud masa; ¿cómo se relacionan las unidades g (gramos) y u (uma)?

### Actividad 6

La siguiente lista incluye los símbolos químicos de distintos elementos representados por letras cualesquiera:



Determina si las siguientes afirmaciones son **verdaderas o falsas**. Justifica todas tus respuestas.

- X y M son isótopos

- b) M y H tienen el mismo número de electrones de valencia.
- c) La masa de un átomo de  $^{80}_{36}\text{X}$  es la que está informada en la Tabla Periódica.
- d) Los átomos de R tienden a formar iones con el mismo número de electrones totales que los átomos de M.

### Actividad 7

Contesta las siguientes preguntas:

- a) Explicar y ejemplificar la diferencia que existe entre la Masa Relativa Promedio y el Número Másico.
- b) Explica si todos los átomos de un mismo elemento pueden tener la misma masa atómica.
- c) ¿Cuál es el número que representa la identidad de cada átomo? Explica y ejemplifica
- d) ¿Por qué el número másico es un número entero? ¿Qué representa? Justifica

### Actividad 8

Completa la siguiente tabla:

Notación	Z	A	Nº protones	Nº electrones	Nº neutrones	Carga
$^{34}\text{S}$						
	10	22				0
		80	35	35		
			7	10	8	
				78	125	4+

### Actividad 9

Dado el siguiente esquema de TP en forma genérica:

		GRUPOS																						
		I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII					
P E R Í O D O S	1																							
	2	A	B											C			J	L	Q					
	3	D															K	M	R					
	4	E							P			W				G		N	S					
	5	F	Z														T							
	6																	H	I					
	7	U																						

Indica si las siguientes afirmaciones son V o F. Justifica cada respuesta.

- a) **A** y **B** son elementos no metálicos
- b) El elemento **I** tiene 5 electrones de valencia
- c) Los elementos **J** y **K** tienen un marcado carácter metálico
- d) Los elementos **D** y **E** tienen propiedades químicas parecidas
- e) Los elementos del **grupo VIII** son los más reactivos de la TP.
- f) El ion más probable que forman **J** y **K** tiene carga negativa

- g) El elemento **N** tiene 4 niveles de electrones ocupados y 7 electrones en el último nivel.

### Actividad 10

Dada la lista de los elementos:

**B Zn Mg S Ca Te Ga Cd O**

- a) Arma grupos que contengan elementos con propiedades químicas similares. Justifica tu elección
- b) Con la ayuda de la tabla periódica, indica cuales son elementos representativos

### Actividad 11

A partir de la información que se proporciona en la Tabla Periódica sobre los elementos:

**Magnesio (Mg) Mercurio (Hg) y Francio (Fr)**

- c) ¿Puedes asegurar que aparecen los valores del número atómico, el número másico y la masa atómica relativo promedio? Justifica
- d) Indica aquellos valores que pueden visualizarse en la Tabla Periódica.

### Actividad 12

¿Cuál de los siguientes elementos es:

- a) un metal alcalino? (Ca, Cu, In, S, Li)
- b) un gas noble? (Xe, Se, H, Sr, Zr)
- c) un lantánido? (Th, Sm, Ba, F, Sb)
- d) un elemento que se parece al aluminio? (Ar, H, Ga, Ca, Br)
- e) un elemento no metálico con 6 electrones de valencia? (Ar, H, Ga, Ca, O, K)

### Actividad 13

Si se obtuviera en el laboratorio el elemento con número atómico 117, ¿podrías predecir algunas de sus propiedades? Justifica tu respuesta

### Actividad 16

A continuación, se transcribe la información presentada en cuatro etiquetas de distintas marcas de agua mineral:

Agua I (mg/L)	Agua II (mg/L)	Agua III (mg/L)	Agua IV (mg/L)
Ca <sup>2+</sup> 18	Ca <sup>2+</sup> 5	Ca <sup>2+</sup> 21	Ca <sup>2+</sup> 25
Mg <sup>2+</sup> 15	Mg <sup>2+</sup> 2	Na <sup>+</sup> 1	Na <sup>+</sup> 134
Na <sup>+</sup> 120	Na <sup>+</sup> 170	Cl <sup>-</sup> 36	K <sup>+</sup> 10
K <sup>+</sup> 21	K <sup>+</sup> 7	(HCO <sub>3</sub> ) <sup>-</sup> 18 (Bicarbonato)	Cl <sup>-</sup> 30
Cl <sup>-</sup> 11	Cl <sup>-</sup> 40		(SO <sub>4</sub> ) <sup>2-</sup> 28
(SO <sub>4</sub> ) <sup>2-</sup> 44	F <sup>-</sup> 2		(NO <sub>3</sub> ) <sup>-</sup> 44
(NO <sub>3</sub> ) <sup>-</sup> 2	(NO <sub>3</sub> ) <sup>-</sup> 6		(NO <sub>2</sub> ) <sup>-</sup> no contiene
(NO <sub>2</sub> ) <sup>-</sup> no contiene			

- Explica con tus palabras qué significa mg/L ¿Qué magnitudes intervienen?
- Identifica los elementos de cada uno de los iones
- ¿Cuáles de ellos son cationes y cuáles aniones?
- ¿Cuál de las aguas aporta mayor cantidad de iones calcio por litro?
- e) ¿Cuántos cm<sup>3</sup> del agua mineral III tiene que beber una persona para ingerir 4 mg de cationes sodio?
- f) ¿Cuál es la más apta para ser consumida por una persona hipertensa? Justifica tu respuesta