



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

Material teórico de apoyo Bloque Química

1º CUATRIMESTRE 2025

Autores/as:

Marta Badino; Nadia Bocai; Mariana Capello; Magali Ferreira; Claudia Landaburu; Silvia Lanzillotta; Mariana Orellana; Laura Panelo; Mariana Rabey; Pamela Toledo; Nicolás Vilouta Rando; Olena Yasynska.

INTRODUCCIÓN AL CONOCIMIENTO DE LA FÍSICA Y LA QUÍMICA.

Programa analítico:

UNIDAD 1: MEDICIONES

1.1 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.

UNIDAD 2: LA MATERIA Y SUS TRANSFORMACIONES

2.1 Materia. Modelos científicos. Estados de agregación: Características generales. Cambios de estado. Interpretación de los estados de agregación a partir del modelo particulado de la materia. Propiedades extensivas e intensivas.

2.2. Cambios físicos: soluciones; solubilidad. Cambios químicos: Interpretación por medio de ecuaciones y diagrama de partículas. Balanceo de ecuaciones. Ley de conservación de la masa. Perspectiva histórica.

UNIDAD 3: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

3.1 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.

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

UNIDAD 4: MOVIMIENTO DEL PUNTO MATERIAL

4.1 Algunos conceptos que describen el movimiento: sistema de referencia, sistema de coordenadas, posición, desplazamiento, trayectoria, distancia recorrida y velocidad.

4.2 El concepto de fuerza: representación y clasificación. Leyes de Newton. Aplicaciones de las leyes de Newton. Evolución de las teorías sobre la mecánica a través del tiempo.

Bibliografía:

Obligatoria Bloque Química:

Burns, Ralph.(2003). FUNDAMENTOS DE QUÍMICA, Pearson Educación, Cuarta edición, México (o ediciones anteriores).

Garriz, Andoni, Gasque, Laura y Martínez, Ana. (2005).QUÍMICA UNIVERSITARIA, Pearson Educación, México, Primera Edición

Márquez Martínez, Eduardo. (2006) QUÍMICA 1. Thomson Editores. Ciudad de México.

Hein, Morris; Arena, Susan. (2005). FUNDAMENTOS DE QUÍMICA. Undécima edición. Thomson. Buenos Aires.

Di Risio, Cecilia; Roverano, Mario. y Vazquez, Isabel., (2011) QUÍMICA BÁSICA, Editorial CCC

Educando, Cuarta edición, Buenos Aires.

De consulta:

Brown, Theodore. y otros. (2004). *LA CIENCIA CENTRAL*. Pearson Educación, Novena edición, México.

Chang, Raymond. (2007). *QUÍMICA* Mc Graw Hill, Novena Edición o anteriores, México

Reboiras, Miguel. (2006). *QUÍMICA, LA CIENCIA BÁSICA*, Ed Thomson. México,

Moledo, Leonardo. (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.

Reale, G. (1992). “CAPÍTULO II: LOS NATURALISTAS O FILÓSOFOS DE LA «PHYSIS»” en *Historia del pensamiento filosófico y científico*. Herder. Barcelona.

Gellon, Gabriel. *ÉRASE UNA VEZ EL ÁTOMO. O COMO LOS CIENTÍFICOS IMAGINAN LO INVISIBLE*. Colección Ciencia que ladra. Siglo XXI Editores. Buenos Aires. 2007

Unidad 1: Mediciones

Contenidos: Leyes, teorías y modelos. 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.

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 patrón¹. 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

1,58 es el valor numérico

¹ 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.

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:

Magnitud	Nombre de la unidad	Símbolo
<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:

Prefijo	Símbolo	Equivalencia decimal	Equivalencia potencial
Tera	T	1.000.000.000.000	10^{12}
Giga	G	1.000.000.000	10^9
Mega	M	1.000.000	10^6
Kilo	k	1.000	10^3
Hecto	h	100	10^2
Deca	da	10	10^1
		1	
Deci	d	0,1	10^{-1}
Centi	c	0,01	10^{-2}
Mili	m	0,001	10^{-3}
Micro	μ	0,000001	10^{-6}
Nano	n	0,000000001	10^{-9}

Pico	p	0,000000000001	10^{-12}
-------------	----------	----------------	------------

Otra unidad utilizada frecuentemente es el Angstrom. Es una unidad de medida de longitud equivalente a la diez mil millonésima parte del metro, lo que sería: 0,0000000001 (10^{-10}) metros. Esta unidad tiene como símbolo Å.

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:

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

Otra unidad de medición para la magnitud temperatura es el Fahrenheit, utilizado en los países anglosajones. La escala termométrica a diferencia de la graduación Celsius °C y de la unidad Kelvin (K) que son centígradas, ésta tiene una escala de 180°, por lo que la conversión entre ellas será de:

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) \times 5/9$$

$$^{\circ}\text{F} = (^{\circ}\text{C} \times 9/5) + 32$$

Siguiendo los valores del ejemplo anterior:

$$^{\circ}\text{F} = (38,5^{\circ}\text{C} \times 9/5) + 32 \text{ equivale a } 101,3 \text{ }^{\circ}\text{F}$$

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

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

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** permite 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. Simbólicamente:

$$a \cdot 10^n$$

Con $1 \leq a < 10$ y siendo n un número entero

Por ejemplo: el valor **18.400** se escribe en notación científica **1,84 x 10⁴**. Es decir, ese exponente 4 es las veces que hay que multiplicar por 10 al número 1,84 para que iguale a 18.400.

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 10⁷ °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 10⁻¹⁵ 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

Contenidos: Materia. Modelos científicos. Estados de agregación: Características generales. Cambios de estado. Interpretación de los estados de agregación a partir del modelo particulado de la

materia. 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.

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 proporción².

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 contiene³. 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

² 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.

³ 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.

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 inmisible. 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, 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. Por último, *la mayoría de las veces* la densidad de la materia en estado sólido es mayor que en su estado líquido⁴.

¿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 **cm³** aunque también suele utilizarse el mL.

Así, por ejemplo, a 4°C la masa de 1cm³ de agua es 1 g. Por lo que podemos decir que la densidad del agua líquida a 4°C es aproximadamente de 1g/cm³ (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.

Cambios de estado

¿Qué son y cómo se denominan los **cambios de un estado** de la materia?

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.

⁴ 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.

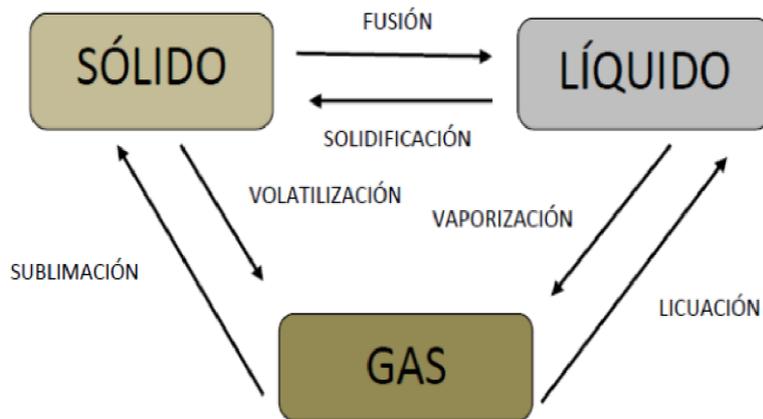


Fig. 1. Cambios de estado

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 sustancia⁵ 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 atmósfera⁶, 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.

¿Evaporación o ebullición?

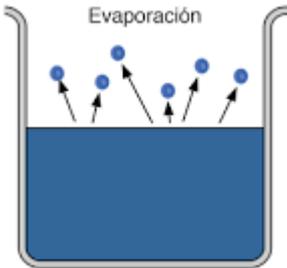
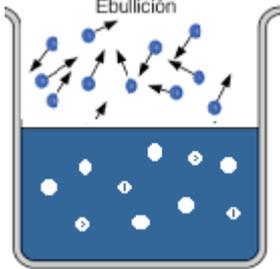
Es interesante detenernos en el cambio de estado de la fase líquida a la fase gaseosa. Ese cambio de estado se llama vaporización, y puede producirse a partir de dos fenómenos diferentes: la **evaporación** y la **ebullición**.

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

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

⁶ 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.

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:

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

Los puntos de fusión y ebullición son propiedades intensivas⁷. Es decir, son propiedades 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%⁸, o apreciar cómo 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

⁷ Tanto las propiedades intensivas como las extensivas serán definidas más adelante, en el texto.

⁸ 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 la cuarentena, el alcohol 70 se popularizó bastante como una manera de desinfectar superficies, manos, picaportes y demás objetos.

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 ver⁹)**
- 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 las 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 agregación¹⁰.

Otra manera alternativa y complementaria de definir el modelo de partículas es mediante gráficos como el de la Figura 2. 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:

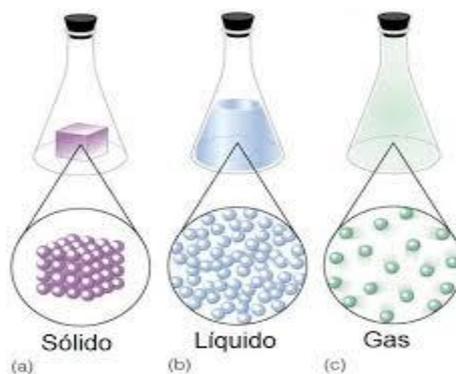


Fig.2. Gráficos de ordenamiento relativo de las partículas en los distintos estados de agregación. Extraído de https://www.alonsoformula.com/FQESO/2_2_estados_materia.htm

A continuación, analizaremos cada una de las características ya vista de los tres estados, pero explicándolas a partir del modelo particulado.

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. Si ese espacio se llegara a agrandar (por ejemplo, si tiráramos

⁹ 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.

¹⁰ 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: cuanta mayor temperatura tenga un material, mayor será la energía cinética de sus partículas.

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 se encuentran con una menor energía cinética, aunque todavía se mueven libremente en el seno del líquido. Existe una fuerza de cohesión (es decir, las partículas se atraen entre ellas, a diferencia de las partículas en los gases), y esto hace que estén más cerca entre sí. 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: 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

En este apartado definiremos 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 cuanta más masa tengamos, también tendremos proporcionalmente más volumen, y por lo tanto el resultado de masa/volumen quedará inalterado.

En síntesis:

Podemos representar la materia en dos niveles distintos: el macroscópico y el submicroscópico.

En el nivel macroscópico podemos clasificar la materia según sus estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso.

En el nivel submicroscópico hacemos referencia al modelo de partículas o corpuscular. Este modelo postula que 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.

Es posible relacionar ambos niveles de manera jerárquica, explicando y re-describiendo 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 2.2

Contenidos: Cambios físicos: soluciones; solubilidad. Cambios químicos: Interpretación por medio de ecuaciones y diagrama de partículas. Balanceo de ecuaciones. Ley de conservación de la masa. Perspectiva histórica.

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.

Sistemas materiales

Una clasificación de los **sistemas materiales** se realiza a partir del concepto de propiedad intensiva. 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 de sistema 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 3)



Fig 3: 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 3 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 a los que contienen dos o más componentes dentro de esa fase se los denomina: **solución**.

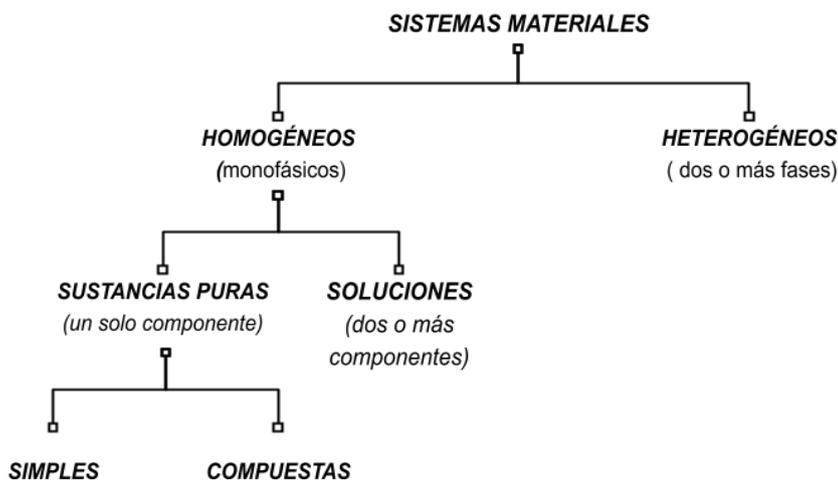
Como hemos mencionado antes, una **sustancia** posee una fórmula química determinada y propiedades intensivas propias; por lo tanto, podremos diferenciar a las distintas clases de sustancias según como estén conformadas.

Llamaremos **sustancias simples** a aquellas constituidas por solo una clase de elemento y **sustancias compuestas** las que contienen dos o más elementos diferentes¹¹. 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 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.

¹¹ 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".

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 que 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, 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.

A modo de repaso de los conceptos que hemos visto, presentamos el siguiente cuadro:



Modelo atómico de Dalton

La composición de la materia es algo que desvela a la humanidad desde hace unos cuantos milenios. Una de las primeras propuestas fue la de Aristóteles, que decía que todo estaba formado por cuatro elementos. De esta manera, todo material, fuera cual fuera, se formaba por una combinación particular de agua, tierra, fuego y aire.

Otra propuesta alternativa era la de los atomistas¹², que proponían que todo estaba formado -en última instancia- por átomos: unas partículas muy pequeñas que no podían percibirse a simple vista ni separarse en fragmentos más pequeños. Ambas propuestas, en cierto punto antagónicas, se mantuvieron durante mucho tiempo, cosechando partidarios y detractores.

Gracias a los aportes hechos durante los siglos XVI y XVII, por científicos como Robert Boyle (uno de los primeros que estudió las características del estado gaseoso de la materia), Galileo o Newton (ya veremos a estos dos en la segunda mitad del cuatrimestre, al abordar los temas de física), la manera de hacer ciencia cambió radicalmente.

Uno de los grandes cambios en la manera de hacer ciencia fue la introducción de la idea de

¹² Tanto Aristóteles como los atomistas (entre ellos Demócrito y Leucipo) pertenecen al período de la Grecia Clásica, entre los siglos V y VI antes de Cristo.

manipular la naturaleza y realizar experimentos controlados. Lavoisier, dentro de esta nueva tradición, decidió buscar la composición última de la materia. Si bien muchos ya hablaban de la idea de átomo, Lavoisier desestimó esta idea, ya que lo consideraba una entidad con poco asidero en la realidad porque en definitiva, era imposible *observar* un átomo.

Pero a lo que sí tenía acceso Lavoisier era a manipular las distintas sustancias que se conocían en esa época¹³. Al manipularlas, haciéndolas reaccionar con calor o con otras sustancias, estas podían descomponerse en sustancias más simples, o bien formar sustancias nuevas más complejas. A toda sustancia a la que era imposible descomponer en sustancias aún más simples, la llamó “sustancia simple” o “elemento”, mientras que a las que sí podían descomponerse en sustancias más simples, las llamó “sustancias compuestas”.

El término “elemento” en Lavoisier tiene un significado completamente distinto al que le daba Aristóteles. Para el francés los elementos no eran agua, tierra, aire y fuego, estas eran abstracciones sin ningún asidero en la experiencia. ¿Acaso alguien había podido descomponer una pluma en sus componentes de aire y fuego? ¡Claro que no!. Los criterios de Lavoisier eran analíticos: una sustancia era un elemento si no podía descomponerse en algo más simple. En cambio, una sustancia compuesta se demostraba que era compuesta gracias a que se la podía someter a un proceso de descomposición para convertirla en otras sustancias más simples.

Además, siempre que ocurrían estas transformaciones de síntesis y/o descomposición¹⁴, Lavoisier observó que la masa total de las sustancias con las que empezaba y la masa de las sustancias con las que terminaba la transformación eran siempre iguales. Esto le permitió postular su famosa ley de conservación de la masa, que dice algo así como que **en una transformación química la materia no se genera ni se destruye, sino que se transforma.**

Antes de seguir, una aclaración importantísima: cuidado con la palabra “**elemento**”, ya que la misma **posee más de un significado válido**. Incluso cuando desde la ciencia podemos descartar el significado que le dio Aristóteles, dentro de la química podemos usar la palabra elemento para referirnos a dos cosas distintas. Una acepción es la que dio Lavoisier: aquella sustancia que no puede ser descompuesta en una sustancia más simple. Así, el oxígeno gaseoso, el diamante, el oro o el cobre son elementos en este sentido del término. Pero cuando hablamos de elementos, también podemos estar haciendo referencia a un tipo de átomo determinado. En este sentido, la tabla periódica lista todos los elementos conocidos: lista todos los tipos de átomos conocidos. Más adelante, cuando abordemos los distintos modelos atómicos y la tabla periódica, entenderán mejor este segundo significado del término. Por ahora, sólo sepan que cuando se habla de elemento, se puede estar haciendo referencia a dos cosas distintas. Tendrán que estar atentos al contexto y cómo se lo utiliza, para saber a qué significado hace referencia. Para evitar mayores complicaciones, cuando hablemos de elemento en los términos que lo utilizó Lavoisier, a nivel macroscópico, utilizaremos el concepto de “sustancia simple”.

¹³ Como por ejemplo, el amoníaco, oro, plata o dióxido de carbono, si bien muchos de estos tenían otro nombre en aquella época.

¹⁴ En una síntesis dos sustancias reaccionan y forman una nueva sustancia. En la descomposición, una sustancia se descompone en otras.

Entonces, para resumir, 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 procesos químicos- en sustancias simples. Hasta aquí, noten que nos mantuvimos en el nivel macroscópico, siendo posible distinguir entre sustancias simples y compuestas mediante experimentos y observaciones relativamente directas.

Para Lavoisier era suficiente esta distinción; ir más allá de lo que se podía observar no tenía sentido. Pero no todos pensaban así, y algunos científicos de su época siguieron preguntándose cuál era la composición última de la materia: ¿de qué está hecha una sustancia simple? Y para buscar responder esto, necesitaban pensar más allá de lo observable.

Es así que el científico inglés John Dalton propuso su famoso modelo atómico. Este modelo respondía a la pregunta sobre la composición última de la materia mediante los átomos. ¿Qué decía exactamente? Podemos resumirlo en los siguientes postulados:

1. Todas las sustancias están formadas por átomos
2. Los átomos son indivisibles
3. Los átomos del mismo elemento tienen igual peso¹⁵
4. Los átomos de diferentes elementos tienen distinto peso
5. Las reacciones químicas (por ejemplo, la descomposición o síntesis de sustancias) ocurren cuando los átomos se separan, se juntan o se acomodan. Sin embargo, los átomos de un elemento no se transforman en átomos de otro elemento durante una reacción química.

Este modelo le permitió a Dalton interpretar aquello que describía Lavoisier, pero sin renunciar a la existencia de algo que no podía ver: los átomos. Así, 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 sustancias¹⁶ en función de los átomos que las componen, ya sea con diagramas o símbolos. 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 de la siguiente manera:



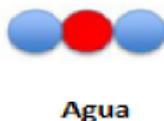
Esto que vemos representado, a través de un **diagrama atómico**, es una molécula de la sustancia simple oxígeno. Cada molécula de oxígeno se compone de dos átomos de oxígeno. Noten que “oxígeno” es el nombre de la sustancia simple (formada de moléculas diatómicas) pero también es el nombre del tipo de átomo (cada cual representado como un círculo rojo). Desde el nivel simbólico, la sustancia simple

¹⁵ En el marco de esta teoría la magnitud peso era sinónimo de masa. No pasa lo mismo en la actualidad (revisar unidad 1)

¹⁶ En referencia a los niveles de representación las sustancias corresponden al nivel macro y los átomos al nivel submicroscópico.

oxígeno se representa con el símbolo O_2 . La “O” representa al elemento¹⁷ oxígeno. El subíndice “2” indica la cantidad de átomos que posee la molécula.

Veamos el ejemplo de una sustancia compuesta, el agua:



Aquí vemos representada una molécula de agua, que se conforma de un átomo de oxígeno (átomo representado en color rojo) y dos de hidrógeno (átomos celestes). Dado que está conformada por dos tipos de átomos distintos, es una sustancia compuesta.

Es importante no confundir este tipo de diagramas con los diagramas de partículas utilizados en la primera parte de la unidad. Mientras que los diagramas de partículas son una forma de definir el modelo particulado o corpuscular de la materia, este nuevo tipo de diagramas corresponden a un modelo distinto: el **modelo atómico de Dalton**. Si bien ambos modelos nos dicen algo acerca de la materia, sirven para responder un conjunto particular de preguntas (si bien algunas son distintas, otras se repiten), utilizan conceptos diferentes y resaltan aspectos distintos de una misma porción del mundo. Algunas diferencias entre ambos modelos se muestran en la tabla 1. Así, ambos modelos nos servirán para comprender distintos aspectos y responder distintas preguntas sobre la materia.

	Modelo de partículas	Modelo atómico de Dalton
Diagrama que lo define	Diagrama de partículas	Diagrama atómico
Preguntas que busca responder	¿Cómo está constituida la materia? ¿En qué se diferencian los distintos estados de agregación? ¿Qué relación existe entre las propiedades de los materiales y su estructura?	¿Cómo está constituida la materia? ¿Cómo transcurren las reacciones químicas? ¿Cómo podemos diferenciar entre sustancia pura y compuesta?
Conceptos asociados	Partícula, fuerzas de cohesión, velocidad de las partículas/energía cinética, espacio entre partículas, estados de agregación	Átomo, reacción química, conservación de la materia, elemento, sustancia simple pura, sustancia simple compuesta
Tipo de cambios que busca explicar	Cambios físicos (cambios de estado)	Cambios químicos

Tabla 1. Algunas diferencias entre el modelo de partículas y el atómico.

Para finalizar, también verán que se suele hablar de sustancias puras y mezclas. Las **sustancias puras** son aquellos sistemas materiales homogéneos donde existe tan sólo una sustancia presente, y por lo tanto el sistema posee propiedades intensivas definidas y una composición fija sea cual sea la muestra que tomemos; a nivel sub-microscópico, **las sustancias se componen por la misma clase de partículas en toda su extensión** (por ejemplo, moléculas de oxígeno). **Las sustancias puras no pueden descomponerse en otras sustancias mediante procesos físicos**. Un ejemplo de sustancia

¹⁷ Fijense que aquí no estamos usando el término *elemento* con el significado de sustancia simple, sino en su otra acepción, como tipo de átomo.

pura es una muestra de agua destilada, la cual sólo estaría formada por moléculas de agua. Si a la muestra de agua destilada le agregáramos -por ejemplo- sal de mesa, la muestra dejaría de ser una sustancia pura, ya que la muestra dejaría de estar formada por un sólo tipo de partícula (o en términos macroscópicos, dejaría de haber sólo una sustancia presente): aparte de las moléculas de agua, también estarían tendríamos las partículas (en este caso iones)¹⁸ que conforman la sal. En este tipo de casos, cuando hablemos de un sistema material con más de un tipo sustancia, nos referiremos al mismo como una **mezcla**, en contraposición a las sustancias puras. Es decir, una mezcla es un sistema material en el que se encuentran dos o más sustancias distintas.

Cambios físicos y químicos

Al estudiar los diferentes fenómenos que pueden ocurrir en la naturaleza se pueden diferenciar los que son físicos, de 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. Entonces podemos definir a los **cambios físicos** como aquellos que no implican una transformación en la composición de la materia estudiada (es decir, 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. A las transformaciones químicas se las denomina reacciones químicas.

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.

Cambios físicos: Soluciones

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 (vinagre 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

¹⁸ La sal de mesa, cloruro de sodio (NaCl) no está formada por moléculas, sino por iones. Ya veremos en la unidad 3.1 qué son los iones.

agua se podría hacer, por ejemplo, disolviendo 1 g de sacarosa en 250 cm³ 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 4). 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 (O₂) dentro de la sc (aire).



Fig.4: 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 2). Todas indican la cantidad de soluto (en masa o en volumen, dependiendo el caso) que hay por cada 100 g o 100 cm³ de solución respectivamente.

unidades de concentración	Significa	Se lee
%m/m	<i>g st/ 100 g sc</i>	<i>% masa en masa</i>
%m/v	<i>g st/ 100 cm³ sc</i>	<i>% masa en volumen</i>
%v/v	<i>cm³ st/100 cm³ sc</i>	<i>% volumen en volumen</i>

Tabla 2. 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 cm³ de alcohol por cada 100 cm³ de la solución resultante.

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

Masa de soluto= 20 g

Masa de solución= 100 g

¿Cuánta agua (solvente) contiene la solución?

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

La masa de la solución (msc) = masa del soluto (mst) + la masa del solvente (msv)

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

$$msv = msc - mst$$

$$100g - 20g = 80g$$

La masa de solvente (agua) es 80 g

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**¹⁹. En cambio, cuando la concentración de soluto es menor que en la solución saturada, la solución se denomina **no saturada o insaturada (Figura 5)**

Fig.5: Representación de los diferentes tipos de soluciones

¹⁹ Cuando aborden este concepto en los cursos de Química más avanzados, podrás incorporar otros factores que definen a la solución saturada.

Nota: Dentro de esta clasificación dada, también existen las soluciones llamadas sobresaturadas. Para poder entender el concepto se deben conocer ciertas características y propiedades de las soluciones; y estos no están incluidos ni contemplados dentro de este ciclo. El concepto de solución sobresaturada se abordará en las materias de Química que continúan en las próximas cursadas.

Solubilidad

A la concentración de una solución saturada se la define como **solubilidad**. Esta concentración *indica la cantidad máxima de gramos de soluto que pueden disolver 100 g de agua, a una determinada 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.

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 6) que representa los diferentes puntos de saturación de tres sustancias distintas (NaNO_3 , KNO_3 , NaCl) a medida que se va modificando la temperatura. Como podemos apreciar, del gráfico se deduce que la solubilidad del NaCl no se modifica demasiado al aumentar la T como, por ejemplo, en el caso del NaNO_3 .

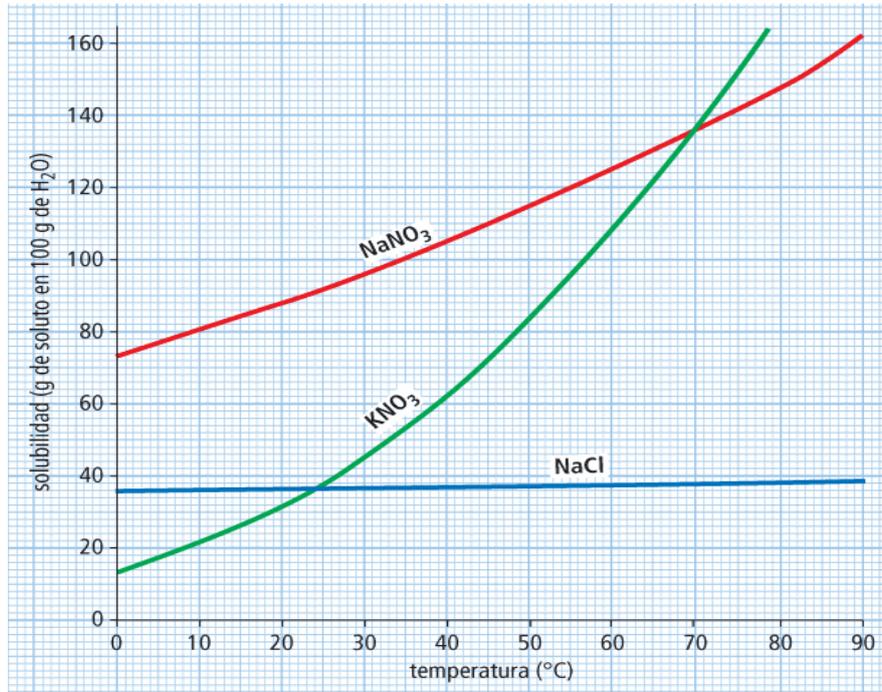


Fig.6: Curvas de solubilidades de diferentes compuestos.

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 NaCl es de 40 g st/ 100 g H₂O, la del NaNO₃ es de 118 g st/ 100 g H₂O y la del KNO₃ es de 81 g st/ 100 g H₂O.

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.

Cambios químicos: 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 **H₂O**. 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.

Como ya hemos visto, podemos decir que el **H₂O** es una sustancia compuesta y el **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 de Lavoisier.

La **Ley de conservación de la masa**, dice que en una transformación química la materia no se crea ni se destruye, sino que solamente se transforma. Esta ley se 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.

En una ecuación química debemos distinguir entre **reactivos y productos**. 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 como “reacciona con”. Además, en la ecuación química también se debe informar el estado de agregación en que 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 7).

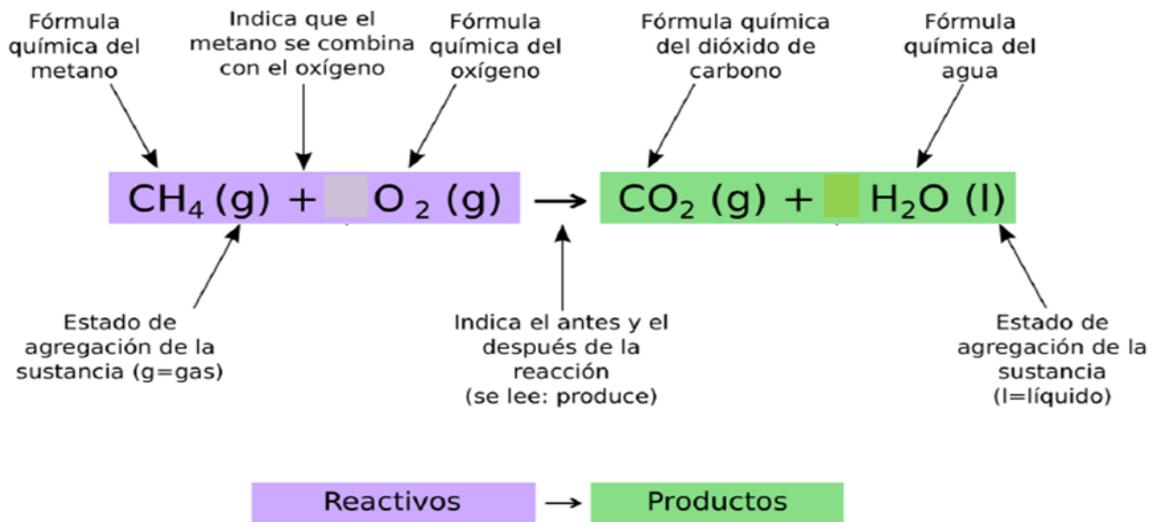


Fig.7: Ejemplo de una reacción de combustión completa del gas metano

En la Figura 7 tenemos representados los reactivos y productos de la reacción, con sus respectivos estados de agregación. 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. Es decir, no se cumple la Ley de conservación de la masa:

<u>Reactivos:</u>	<u>Productos:</u>
C: 1 átomo	C: 1 átomo
H: 4 átomos	H: 2 átomos
O: 2 átomos	O: 3 átomos

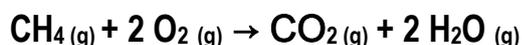
Basándonos en la Ley, la suma total de átomos de cada elemento de un lado y otro de la flecha deben ser iguales, cosa que no ocurre en este caso.

Como la materia se conserva luego del cambio químico, debemos equilibrar o balancear la ecuación, de modo que pueda cumplirse la Ley de Conservación de la masa.

¿Cómo se “equilibrán” 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 CH₄ y del CO₂ 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

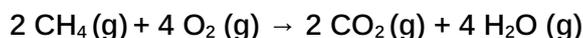
<u>Reactivos:</u>	<u>Productos:</u>
C: 1 átomo	C: 1 átomo
H: 4 átomos	H: 4 átomos
O: 4 átomos	O: 4 átomos

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:

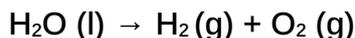
1. ¿Es posible emplear otros coeficientes, diferentes a los que se encuentran en la ecuación descrita anteriormente? Por ejemplo, analicemos la siguiente ecuación:



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: H₂O. 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: H₂O₂. 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

Podríamos ubicar la representación de reacciones químicas mediante ecuaciones en el nivel simbólico. Una forma alternativa de representarlas sería hacerlo a nivel sub-microscópico, utilizando un **diagrama atómico**. Este tipo de diagrama -cuyo uso limitaremos a las sustancias moleculares- consiste en representar a las partículas individuales de cada sustancia participante a través de los átomos que la constituyen. Para diferenciar los átomos de distinto elemento se pueden utilizar distintos colores y/o tamaños. Así, en el ejemplo de la Figura 8 se representa nuevamente la reacción de combustión completa del gas metano, Aquí, los átomos de carbono son representados en negro, los de oxígeno en rojo y los de hidrógeno en celeste. A su vez, estos están organizados de manera que conforman las partículas de los

reactivos y productos de la reacción: el metano y oxígeno a la izquierda de la flecha y el agua y dióxido de carbono a la derecha.

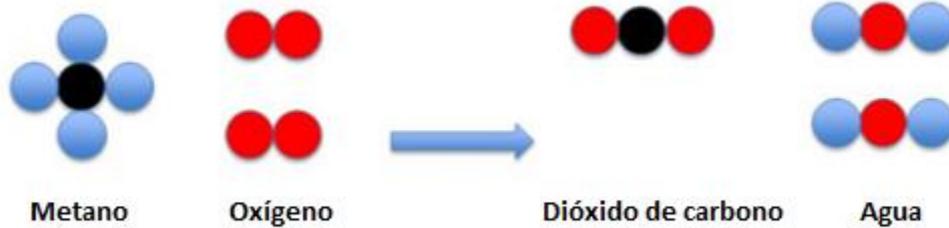


Fig. 8: Representación de combustión del metano mediante diagrama atómico

Los reactivos y productos también pueden representarse en diagramas diferentes, como se muestra en las Figuras 9 y 10 respectivamente.

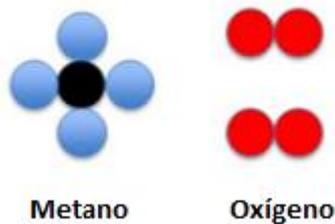


Fig. 9: Representación de los reactivos de la reacción de combustión del metano mediante diagrama de esferas.

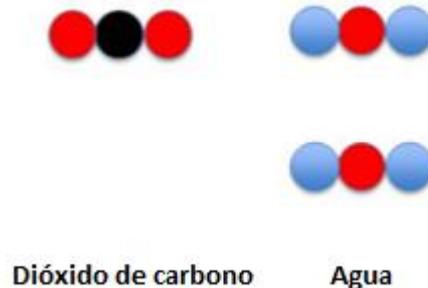


Fig. 10: Representación de los productos de la reacción de combustión del metano mediante diagrama atómico .

Es importante no confundir este tipo de diagramas con los diagramas de partículas utilizados en la primera parte de la unidad. La caracterización y diferencias entre ambos modelos fueron descritas en la Tabla 1 de la página 19.

En síntesis

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

Los sistemas homogéneos (según la cantidad de componentes que contengan) pueden ser una sustancia pura o una solución. Una solución puede estar saturada o no saturada según la cantidad de soluto disuelto por cada 100 g de agua a una temperatura y presión determinada. La formación de una solución es un cambio físico.

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

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. El exponente más conocido quizá sea el griego Demócrito (460-370 a.C.). Estos filósofos defendían 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 aire²⁰.

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, 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.

²⁰ Observen que aquí el concepto de “sustancia” tiene un significado distinto al que vimos anteriormente.

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 modelo²¹.

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 simples²² 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 hoy en día conocemos como “ciencia moderna”.

La ciencia moderna, 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

²¹ 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.

²² Es decir, sustancias con átomos de un sólo elemento.

abordaremos a lo largo de esta unidad: los modelos atómicos de Thomson, Rutherford, Böhr 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.

Modelo atómico de Thomson

Probablemente ya han escuchado hablar de este modelo, conocido también como “modelo del budín de pasas” o “modelo del pan dulce”. Este nombre proviene de su analogía con el postre, ya que conceptualiza al átomo como un flujo de carga positiva (la masa del postre, según la analogía) en donde están incrustados los electrones (como las pasas de uva en el budín o pan). Como verán, este modelo es muy distinto a sus sucesores y a la imagen del átomo que actualmente poseemos. Sin embargo, con su modelo, Thomson realizó un aporte fundamental: la idea de que el átomo, a diferencia de lo que decía Dalton, puede dividirse en partículas aún más pequeñas.

Específicamente, Thomson propone la existencia del electrón, describiéndolo como una partícula muy pequeña (en comparación al tamaño total del átomo) y de carga eléctrica negativa. Como ya en esa época se sabía que el átomo no poseía una carga eléctrica neta, el resto del átomo debía poseer la suficiente carga positiva para anular las cargas negativas de los electrones, llegando a la propuesta que el resto del átomo (la masa del budín) debía poseer la misma intensidad de carga que el total de electrones, pero de signo positivo. La Figura 11 muestra una representación del modelo, y su análogo.

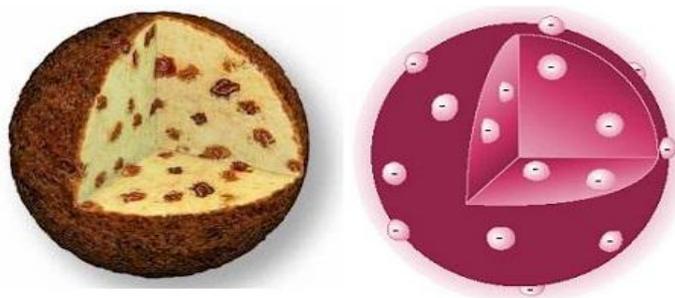
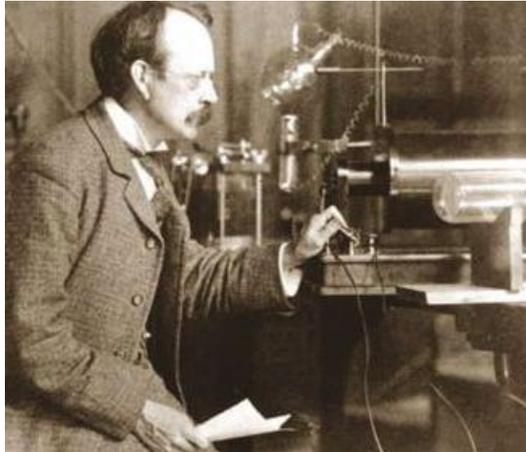


Fig. 11. Modelo del budín de pasas y modelo de Thomson

Ahora bien, ¿de dónde sacó Thomson esta idea? ¿Qué evidencia poseía para proponer la existencia de los electrones? Para poder responder estas preguntas, antes es necesario entender el contexto en que Thomson hizo sus experimentos y propuso su modelo.

Es importante saber que el objetivo original de Thomson no era explicar la estructura del átomo, sino que estaba interesado en estudiar la naturaleza de la electricidad. En la época de Thomson muchos científicos estaban interesados en el estudio de la electricidad, y se valían de tubos de rayos catódicos, para hacerlo.



Extraído de: <https://fisquiweb.es/Videos/RayosCatodicos/thompson.jpg>, fecha de consulta 22/02/2024

Una de las preguntas que desvelaba y enfrentaba a los científicos de finales del siglo XIX en torno a este aparato era **la naturaleza de estos rayos**. Es decir, ¿los rayos catódicos eran materia? ¿o eran acaso una forma de luz?. Estas son las preguntas que Thomson buscaba responder, y para eso realizó varios experimentos, construyendo una versión particular del aparato.

Thomson usó distintas intensidades de campos eléctricos, pudiendo comprobar que el rayo era desviado, siempre en dirección opuesta a las placas negativas. Esto le permitió inferir que el rayo tenía una carga negativa.

Pero aún continuaba el gran interrogante sobre si estos rayos de carga negativa eran una forma de materia o de luz. Esta incertidumbre dio lugar a largas discusiones y a una controversia que dividió a la comunidad en dos grandes bandos: los que creían que los rayos catódicos eran un haz de luz (y se apoyaban en los experimentos donde los imanes no modificaban el recorrido de los rayos) y los que creían que eran una forma de materia (apoyándose en otros experimentos donde sí se podía observar una desviación por los imanes).

Thomson logró darle un cierre a esta controversia, gracias al cuidado con el que diseñó su experimento y la precisión de sus materiales. Al realizar su versión del experimento, observó que los rayos catódicos se desviaban en presencia de imanes, lo que dio un gran indicio de que los rayos eran alguna forma de materia y no de luz, como otros científicos creían.

Entonces, con los datos empíricos que obtuvo, Thomson pudo dilucidar que **los rayos catódicos eran una clase de materia cargada negativamente**.

Ahora bien, ¿qué clase de materia? Para intentar contestar esta segunda pregunta, Thomson se apoyó en otro conjunto de datos empíricos.

El electrón, una partícula universal

Una de las cosas que llama su atención a partir de los experimentos que recién describimos, es que todos los rayos catódicos -sin importar a partir de qué gas se generaban- se comportaban exactamente de la misma manera. Esto llevó a Thomson a la propuesta -correcta, por cierto- de que aquella partícula que conformaba los rayos -y que Thomson llamó corpúsculos- debía ser una **partícula universal**, ya que estaba presente en cualquier gas, no importaba el elemento que lo conformara. Con esta idea, el modelo atómico de Dalton se resquebrajaba, no sólo en sentido figurado, sino también literal, ya que el átomo dejaba de entenderse como la materia primordial e indivisible que se suponía. Estos corpúsculos -que más tarde pasarían a llamarse **electrones**- eran el producto que se obtenía si uno partía los átomos.

Otro dato con el que se contaba era la relación de carga/masa de los electrones, que era mucho más grande que la relación carga/masa de la partícula más pequeña conocida hasta entonces, la de los átomos de H cargados de manera positiva (H^+). Entre todas las posibles interpretaciones a este resultado, Thomson se arriesgó por la siguiente: la relación carga/masa de esta nueva partícula era debido a que su masa -el denominador en la fracción- era mucho menor. Esta hipótesis, y no otras alternativas²³, fue la que convenció a Thomson, ya que era la que cuadraba con su anterior suposición de que el electrón era una partícula universal y parte constituyente de cualquier átomo, incluso de los de H

Entonces, arriesgó una posible respuesta al interrogante sobre la naturaleza de las partículas de los rayos catódicos: los rayos estaban conformados por un tipo de **partícula subatómica muy pequeña en comparación al tamaño del átomo y con carga neta negativa: los electrones**. Además, esta partícula es común a todos los átomos, sin importar a qué elemento perteneciera. Con todo esto en mente -y varios años después al resultado experimental inicial con rayos catódicos- Thomson propuso la estructura del budín de pasas para explicar la falta de carga neta en los átomos. Si bien su modelo tuvo aceptación durante poco tiempo, ya que fue abandonado a favor del modelo alternativo de Rutherford, lo que Thomson propuso acerca del electrón fue bastante acertado.

Modelo de Rutherford

Probablemente, en las clases de química Ernest Rutherford sea conocido principalmente por ser el padre del modelo atómico nuclear o planetario, pero el interés de sus investigaciones estaba lejos de pasar por la estructura atómica.

De hecho, Rutherford ganó el premio Nobel en 1908 por el estudio de la radiactividad; un fenómeno que consiste en la emisión espontánea de radiación por parte de núcleos de átomos inestables.

²³ Tengan en cuenta que dicha explicación no era evidente ni obvia: que el valor carga/masa del electrón fuera más grande que el valor carga/masa del H^+ también podría haberse explicado señalando que la masa del electrón era igual a la del H^+ (o incluso más grande) mientras que la carga era mayor para el primero.

Entre los logros de Rutherford, se encuentra el señalar e identificar que existen tres tipos distintos de radiación en el fenómeno de la radiactividad: la radiación alfa, beta y gamma.

Es luego de que se le concediera el Nobel y abocándose a la caracterización de la radiación alfa que Rutherford propuso un nuevo modelo atómico. Así como Thomson llegó a su modelo de budín de pasas de manera algo fortuita, el modelo de Rutherford terminó surgiendo -de manera bastante inesperada- del estudio de algo muy distinto: conocer la naturaleza de las partículas alfa. En ciencia, este tipo de derivas suelen ser más comunes de lo que parece.

Luego de ganar el Nobel, Rutherford siguió estudiando -entre otras cosas- la radiación alfa. Esta radiación consistía en un haz de partículas cargadas positivamente,²⁴ con baja capacidad de atravesar materiales. Como parte de la batería de experimentos que utilizaba Rutherford para caracterizarlas y medir su nivel de penetración, se dirigía un haz de partículas alfa contra láminas muy finas de diversos materiales y se observaba si las partículas lograban atravesarlas.

Para confirmar que las partículas efectivamente pasaban al otro lado,²⁵ se colocaba detrás de la lámina una placa de sulfuro de zinc sensible a dichas partículas: si la radiación penetraba el material se observaría el impacto de las partículas alfa como pequeñas manchas fluorescentes que luego el ayudante de laboratorio debería contar tediosa y pacientemente. Asociado a este tipo de experimentos había un fenómeno inesperado y problemático que Rutherford y sus colegas Hans Geiger y Ernest Marsden observaban: luego de atravesar la lámina las partículas parecían sufrir un desvío, conocido como *scattering* o dispersión de partículas alfa. En la Figura 12, se muestra el desvío de las partículas alfa.

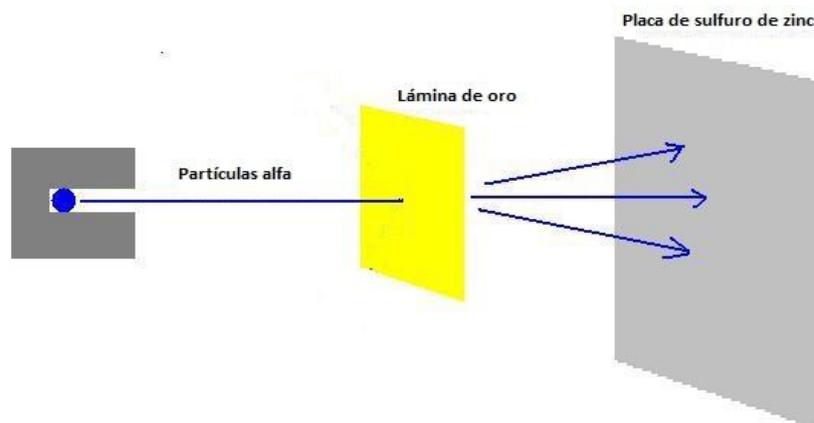


Fig. 12. El fenómeno de scattering de las partículas alfa en los primeros experimentos de Rutherford. Las partículas son emitidas por un material radiactivo e impactan en una finísima lámina de oro (de 4×10^{-5} cm). Al atravesarla, son dispersadas en pequeños ángulos.

²⁴ Hoy en día sabemos que son núcleos de He "desnudos", sin electrones. Es decir, núcleos de carga +2.

²⁵ Recordemos que no estamos hablando de partículas de tamaño atómico y, por lo tanto, imposibles de observar a simple vista.

El scattering molestaba tanto a Rutherford que llegó a expresarle a su colega Otto Baumbach²⁶ que “el scattering es el diablo”. Intrigado por el fenómeno y en su afán por seguir caracterizando las partículas alfa, a principios de 1909 Rutherford encargó a su colega Hans Geiger y a Ernest Marsden - estudiante que el primero tenía a cargo - que buscaran si había partículas alfa que se desviaran con mayores ángulos. Para esto, bastaba con repetir el diseño del experimento como el que se muestra en la Figura 12 pero con un pequeño cambio: para identificar si las partículas se desviaban en ángulos mayores, era necesario tener placas de sulfuro de zinc (a modo de placa fotográfica), con las que visualizar el impacto de las partículas, alrededor de *toda* la lámina de oro, y no sólo en frente (ver Figura 13).

La sorpresa de Geiger, Marsden y su director fue mayúscula cuando encontraron que una pequeña fracción de partículas alfa (1 de cada 20.000) era desviada en ángulos mayores a 90°. En otras palabras -en palabras de Rutherford, para ser más precisos- era “tan increíble como si disparásemos una granada de 15 pulgadas a un papel cebolla y rebotase”.

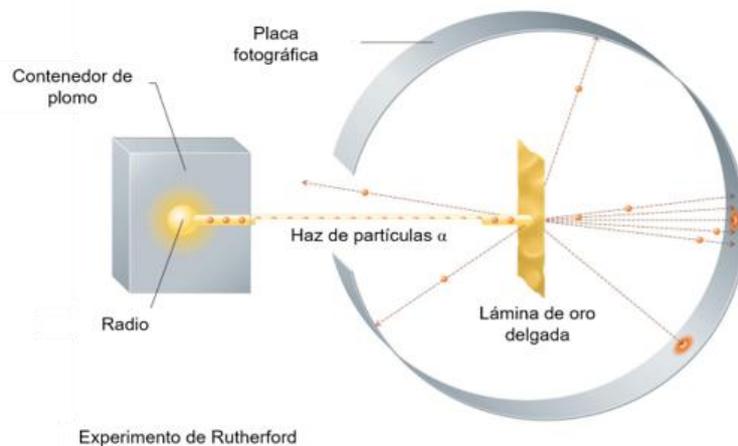


Fig. 13. Experimento realizado por Geiger y Marsden: rodeando la lámina de oro de una placa de sulfuro de zinc. Se observaba que las partículas alfa no sólo sufrían desviaciones pequeñas, sino también que unas pocas incluso rebotaban.

Aunque estos resultados -por tan inesperados que eran- podían tranquilamente ser considerados un error en la pericia experimental de Geiger o Marsden, Rutherford decidió tomarlos como válidos y ensayar alguna explicación que les de sentido.

Es a partir de aquí que Rutherford corre su foco de interés de las partículas alfa hacia la estructura atómica. Y es que el scattering en pequeños ángulos -el fenómeno identificado en los primeros experimentos- no implicaba mayores problemas para el modelo de Thomson, vigente entonces, ya que se suponía que el flujo de carga positiva que poseía el interior del átomo era lo que generaba estas pequeñas desviaciones (Figura 14).

²⁶ Soplador de vidrio, cuya excepcional habilidad fue clave en la fabricación del instrumental de laboratorio utilizado para los experimentos de Rutherford.

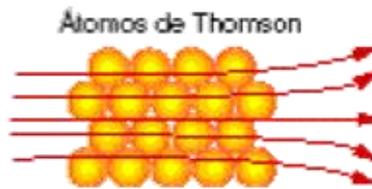


Fig. 14. El fenómeno del scattering en pequeños ángulos no implicaba ninguna amenaza para el modelo atómico de Thomson: las desviaciones podían explicarse por el flujo de carga positiva en el interior del átomo que alteraban el curso de las partículas alfa.

Lo verdaderamente inesperado y problemático fueron las desviaciones mayores a 90° que se observaron. Es decir, aquellas partículas alfa que sufrían una desviación tal, que parecía que rebotaran contra algo.

Este resultado empírico resultó ser una anomalía, una observación que no terminaba de encastrar con el conocimiento aceptado hasta la época. Mientras Rutherford creía que la anomalía permitiría abrir la puerta a una manera totalmente distinta de entender la estructura del átomo, Thomson no tenía ningún entusiasmo en abrir esa puerta e intentó hacer que los resultados encajen con su modelo. Después de todo, Thomson había dedicado buena parte de sus años de trabajo y experimentos a cimentar el modelo del budín de pasas, modelo por el que había obtenido gran prestigio. No lo podemos culpar de querer mantener vigente sus ideas y buen nombre.

Rutherford vs Thomson

Rutherford, desde el principio, supo que algo andaba mal con la estructura del budín de pasas.

Específicamente, creía que la manera correcta de interpretar los resultados experimentales obtenidos, era considerar que el átomo poseía una zona de alta densidad eléctrica que generaban los grandes desvíos observados. Las partículas alfa que pasaban lejos de dicha zona sufrían nula o poca desviación, mientras que los escasos y raros choques directos con esta zona de alta densidad eléctrica eran los que daban cuenta de las partículas que rebotaban.

Es decir, el átomo no poseía una estructura homogénea como se suponía hasta entonces, sino zonas con mucha mayor densidad²⁷. Dicho así sin más, la idea sonaba muy bien, pero Rutherford vislumbró dos obstáculos que lo retuvieron de presentar su explicación en sociedad. En primer lugar, su explicación implicaba tirar abajo el modelo de Thomson, aceptado de manera bastante unánime durante la época. Era consciente de que Thomson, como todo científico que se precie, no aceptaría sin más que su modelo fuera reemplazado. De hecho, el scattering en ángulos mayores a 90° llamó la atención de Thomson, quien se dedicó junto con sus colegas a recabar más información experimental.

Thomson entendía que estos resultados podían implicar un problema para su modelo atómico, pero logró dar con una explicación que podía salvar su modelo. Concretamente, propuso que el *scattering*

²⁷ Zona que posteriormente llamaríamos núcleo.

en grandes ángulos era resultado de un *scattering* compuesto: mientras que la mayoría de las partículas sufría una sola desviación al atravesar la lámina de oro, unas pocas lo hacían varias veces, volviendo a salir por el mismo lugar por donde habían venido (Figura 15). De esta manera, Thomson buscaba demostrar que era posible ajustar los resultados experimentales con su idea del átomo de budín de pasas.

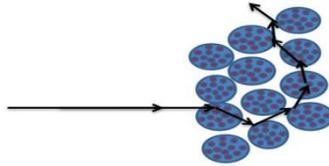


Fig. 15. La explicación Thomson a los resultados experimentales de Geiger y Marsden: el *scattering* compuesto.

Esto nos lleva al segundo problema que tenía Rutherford para proponer exitosamente su modelo, y es que hacía falta algo más que una idea bonita para cimentar sus especulaciones. De hecho, no sólo necesitaba respaldar más sólidamente su modelo, sino también construir una argumentación que lograra tirar abajo el modelo de Thomson²⁸.

Entre la publicación de los resultados experimentales de Marsden y Geiger en 1909, y la publicación del artículo de Rutherford donde propone un nuevo modelo atómico nuclear en 1911, pasaron dos años. En este tiempo, Rutherford le dio vueltas al asunto y se concentró en el número extremadamente pequeño de partículas que rebotaban: 1 de cada 20.000 que atravesaban la lámina. Dado que no tenía un gran conocimiento estadístico, tomó un curso de matemática estadística en la universidad para poder darle un sustento a su modelo.

Con esta nueva herramienta matemática, pudo demostrar que las probabilidades que tenía una partícula alfa de sufrir un *scattering* compuesto -como proponía Thomson- eran ínfimas y no podían dar cuenta que 1 de cada 20.000 partículas alfa rebotaran. En cambio, si suponemos que los átomos poseen una zona de alta densidad de carga en el centro, mientras que la mayor parte del volumen que ocuparan fuera vacío, esto sí daba cuenta estadísticamente de la proporción de partículas que rebotaban en la lámina. Así, en 1911 Rutherford presentó finalmente su **modelo atómico nuclear** en sociedad.

Si bien en un principio sólo señalaba la existencia de una alta densidad de carga, no terminaba de estar convencido si dicha carga debía ser negativa o positiva. En principio ambos tipos de carga podían explicar los resultados que se tenían hasta entonces. Tampoco llamó a dicha zona “núcleo”. Con el tiempo el modelo terminó de depurarse y se señaló la idea de un núcleo de carga positiva en el centro, con los electrones a su alrededor (Figura 16).

²⁸ Después de todo, el mismo año que Thomson propuso su modelo -en 1903- el científico japonés Hantao Naogaka propuso un modelo atómico “saturniano”, con ciertas similitudes con el de Rutherford. El modelo saturniano toma su nombre del planeta: como saturno rodeado de anillos, el átomo de Naogaka poseía un gran centro de masa positiva, rodeado en forma de anillos por electrones. Sin embargo, el poco poder explicativo, sumado a los problemas que el propio Naogaka reconocía al modelo y el éxito rotundo de Thomson, condenaron al modelo del japonés al olvido.

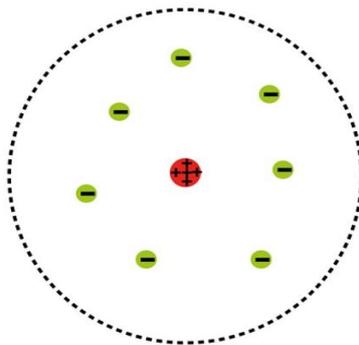


Fig. 16. El modelo nuclear de Rutherford

Tengan en cuenta que la existencia de los protones y neutrones que conforman el núcleo se propondría muchos años después²⁹. El pequeño gran problema que Rutherford -y la física en general- tendría con su modelo era qué hacer con los electrones; encontrar un lugar para estas pequeñas partículas llevará unos pocos años y el invento de una nueva física.

Pero antes de ocuparnos del problema histórico de los electrones, profundizaremos en la estructura del núcleo atómico y las partículas subatómicas que lo conforman: los **protones** y los **neutrones**.

Estructura atómica: el núcleo atómico

Los protones y neutrones son las partículas subatómicas ubicadas dentro del núcleo, mientras que los electrones se ubican fuera de él, en lo que se denomina zona extra-nuclear.

Los átomos son las partículas más pequeñas que conservan las propiedades de los elementos que constituyen la materia. Son demasiado 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 9).

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.

²⁹ El mismo Rutherford es quien propone la existencia de los protones en 1920, mientras que para que alguien señale la existencia de los neutrones habría que esperar hasta 1929 al científico inglés James Chadwick.

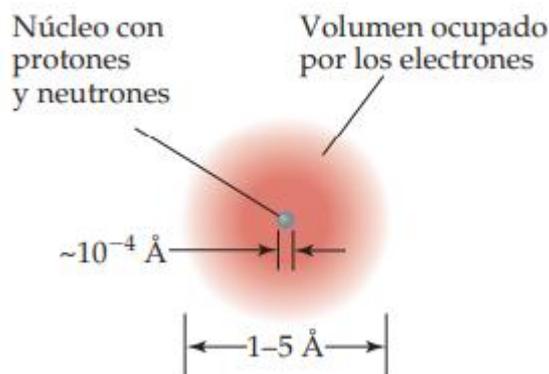


Fig.17: Tamaños relativos del átomo y su núcleo, según el modelo atómico de Schrödinger.
. Extraído de Brown (2004).

Cada una de las partículas subatómicas tiene 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 (u)**, que nos permite manejar números más sencillos. Así, tanto los **protones** y **neutrones** pesan **1 u** cada uno aproximadamente, mientras que, la masa del electrón sigue siendo extremadamente pequeña, incluso en **u**: $5,486 \cdot 10^{-4}$ u. Cuando expresamos la masa de un átomo en **u**, estaremos refiriendo a la masa atómica de dicho átomo.

En la Tabla 3 se resumen las características recién mencionadas de las partículas subatómicas.

Partícula	Símbolo	Masa absoluta (g)	Masa relativa	Carga eléctrica relativa
Electrón	e⁻	$9,11 \cdot 10^{-28}$	0	-1
Protón	p⁺	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1,0073	+1

Neutrón	<i>n</i>	$1.675 \cdot 10^{-24}$	$1,0087$	0
----------------	-----------------	--	----------------------------	-----------------------

Tabla 3. 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** para las longitudes y la **u**, para las masas. De todas maneras, estas unidades tienen su conversión a las unidades del SI de medidas, como ya hemos estado trabajando.

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 la cantidad de protones se mantiene, por más que la cantidad de neutrones y electrones 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 18 que se muestra a continuación (según **modelo atómico de Bohr**)

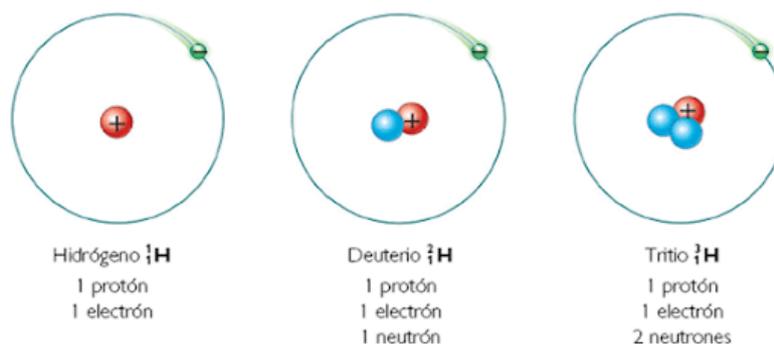


Fig.18. Isótopos naturales del hidrógeno.

(Extraído de <http://contenidosdigitales.ulp.edu.ar/exe/quimica/isotopos.html> Fecha de consulta 29/7/2024)

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. El deuterio es un isótopo con un núcleo del doble de masa que el protio. Cuando el isótopo deuterio se combina con el oxígeno forma la llamada agua pesada. El agua pesada tiene como fórmula química D_2O , indicando la D como el isótopo deuterio del hidrógeno. En cambio, el tritio es el isótopo radiactivo del elemento hidrógeno.

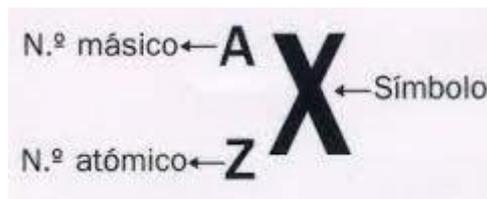
La radiactividad es un fenómeno natural en donde núcleos inestables emiten de manera espontánea radiación en forma de partículas y/o de energía.

Los radioisótopos son isótopos radiactivos inestables que poseen algunos elementos químicos; y son muy utilizados tanto en la medicina, en aplicaciones industriales como en biología ambiental.

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 ^1H 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 absoluta y la masa atómica relativa promedio:

Masa atómica relativa (MAr)

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:

$$1 u = 1,66 \cdot 10^{-24} g$$

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

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

Tabla 4. Masa de las partículas subatómicas en g y u

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 neutrón 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 (MA_{rp})

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 (MA_1, MA_2, \dots, MA_n) sus abundancias relativas (% de abundancia), con la siguiente expresión matemática:

$$MA_{rp} = \frac{MA_1 \cdot \% \text{ abundancia } 1 + MA_2 \cdot \% \text{ abundancia } 2 + \dots + MA_n \cdot \% \text{ abundancia } n}{100}$$

Entonces, el valor indicado en la tabla periódica (masa atómica relativa promedio 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}Cu (de masa atómica relativa 64,93) y el ^{63}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}Cu tiene 30,91% y el ^{63}Cu tiene 69,09%. Para hallar la masa atómica relativa promedio (MA_{rp}) se realiza la siguiente operación matemática:

$$MA_{rp}\text{Cu} = \frac{(30,91 \cdot 64,93) + (69,09 \cdot 62,93)}{100} = 63,54$$

El problema de los electrones

Si bien hemos estado trabajando con las partículas subatómicas presentes en el núcleo atómico, en nuestro recorrido histórico nos centramos en el átomo como un todo y por tanto, profundizaremos ahora en los electrones y la zona extranuclear. Y si bien los electrones tienen una masa muy pequeña si la comparamos con la de los neutrones y protones, cumplen una función tan fundamental como aquellos, y más aún a la hora de las reacciones y propiedades químicas; son los electrones los que le otorgan las diferentes propiedades eléctricas asociadas a la materia.

De hecho, explicar el comportamiento y la naturaleza de los electrones fue algo que ni el modelo de Rutherford pudo hacer y se convirtió en una de las grandes preocupaciones de los modelos atómicos posteriores: el **modelo atómico de Böhrr** y el **modelo atómico de Schrödinger**.

El modelo de Rutherford era muy exitoso para explicar algunos fenómenos, como el rebote de las partículas alfa, pero presentaba un importante problema en torno a los electrones. Según este modelo, los electrones giraban en órbitas alrededor del núcleo, como planetas en torno al sol (de ahí que este modelo se llame también modelo planetario del átomo). El problema es que esto no era compatible con los conocimientos que se tenían entonces sobre la Física y la electricidad.

Según la Física, una partícula cargada (como el electrón) al girar en círculos, emite continuamente energía. Esto hace que la partícula termine colapsando y cayendo al núcleo, como se muestra en la Figura 19.

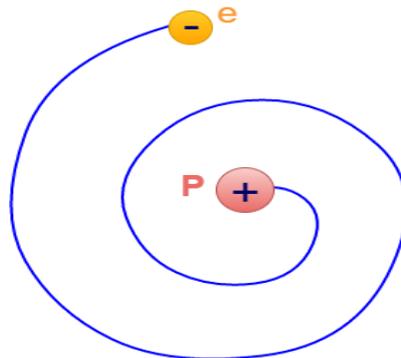


Fig. 19. El modelo planetario no era coherente con la física conocida hasta el momento, ya que según este, el electrón colapsaría al núcleo.

Si ocurriera eso, la materia como la conocemos no podría existir. Pero existe. Entonces ¿cómo se soluciona esta contradicción?

Este era el gran problema con el que se encontró Niels Böhrr, un físico recién doctorado que en 1911 fue a trabajar a la Universidad de Manchester a cargo de nuestro ya conocido y querido Ernest Rutherford. Y con ese problema en mente, Böhrr propuso un nuevo modelo atómico buscando solucionar la incongruencia que tenía el modelo de su maestro.

Böhrr propone un modelo basado en los siguientes postulados:

1. Los electrones de un átomo sólo se mueven en órbitas permitidas, con ciertos radios.

2. Un electrón en un estado de energía permitido **no irradia energía ni cae en espiral sobre el núcleo**, sino que se mantiene estable.
3. Un electrón sólo **emite o absorbe energía** cuando pasa de un estado permitido de energía a otro. Esta energía se emite de manera cuantizada.

No nos interesa profundizar en el modelo de Böhr y analizar el uso que se le da a la física cuántica. Nos interesa algo más simple: ¿cómo se comporta el electrón?. Verán que con los postulados anteriores, el problema del electrón de Rutherford desaparece. Y es que Böhr postula, explícitamente, que los electrones no colapsarán. ¿Por qué no colapsarán? Porque el primer postulado señala que hay órbitas permitidas, y otras que no. Para que un electrón caiga al núcleo, debería salirse de su órbita permitida, pero esto, según Böhr, no es posible. ¿Pero la física de ese momento no decía que si una partícula cargada giraba en círculos perdería energía hasta colapsar? Sí, pero Böhr dice que eso no ocurre con el electrón. Dice que mientras un electrón gire sobre una órbita (como un planeta), no irradiará o absorberá energía, y por lo tanto conservará esa órbita. Hay casos en que un electrón podrá absorber y emitir energía, pero no cualquier cantidad, sino que lo hará en “paquetes” (o “cuantos”). Cuando lo haga, el electrón se moverá de órbita: si absorbe energía subirá a una órbita de mayor nivel, más alejada del núcleo; si emite energía, bajará a una órbita de menor nivel, más cercana al núcleo. Pero un electrón **nunca** podrá estar entre una órbita y otra. De un nivel, pasará a otro, pero *no existe en ningún estado intermedio*. Podemos comparar este comportamiento con las posiciones que puede tomar una pelota en una escalera: una pelota puede estar en un escalón y pasar al escalón de arriba o abajo, pero nunca podrá estar entre los escalones. De igual manera se comporta un electrón.

Las posiciones del electrón respecto del núcleo están definidas y cuantizadas. Si hacemos una analogía con la posición de una pelota en una escalera, como se ve en la Figura 20, veríamos que la pelota no puede situarse entre dos escalones. Lo mismo ocurre con los electrones en las órbitas, nunca estarán entre dos órbitas.

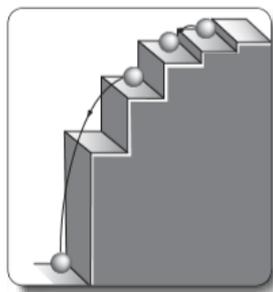


Figura 20. Como la posición de una pelota en una escalera: la pelota no puede situarse entre los escalones, lo mismo ocurre con los electrones.

De esta manera, podemos seguir entendiendo el átomo como un sistema solar, con electrones girando en órbitas alrededor del núcleo, como planetas en torno al Sol. El precio fue violar algunas leyes clásicas de la física e inventar otras nuevas, postulando que el electrón tiene un comportamiento particular. Si bien

esto puede ser bastante caprichoso y arbitrario, lo extraordinario es que con el modelo de Bohr, se pudieron hacer predicciones de lo que se conocen como “espectros de emisión”.

Básicamente, cuando se calienta un gas lo suficiente, este emite luz en una serie de colores determinados, dependiendo del elemento que lo compone. Para el caso del hidrógeno, por ejemplo, los colores emitidos son los que se ven en la Figura 21.

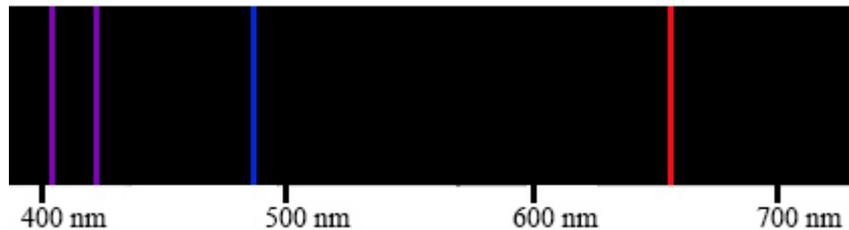


Figura 21. Espectro de emisión del hidrógeno al ser calentado

No entraremos en detalle en esto y lo verán en las próximas materias de Química, pero basta con decir que el modelo atómico de Böhr permitió explicar y darle sentido a estos patrones de emisión que se conocían desde hacía años pero no se podían explicar. Desde esta teoría, esas bandas de color corresponden a la luz que emite un electrón cuando salta de un nivel a otro.

Es decir, a pesar de lo aparentemente caprichoso de los postulados de Böhr -que le permitían salvar la idea del átomo como un sistema planetario- existía evidencia empírica para sustentarlo. Lo más sorprendente de esto es que Böhr desconocía estos resultados experimentales de más de 30 años. Fue posterior a la creación de su teoría que conoció de la existencia de estos espectros de emisión y se percató que su desarrollo matemático podía predecirlos.

Comprender el modelo de Böhr no es fácil y no nos interesa profundizar más en él.

Es importante retener de este modelo la idea de “niveles de energía”: los electrones en un átomo se ordenan en órbitas de distintos niveles de energía. Cuanto más lejos está un electrón del núcleo, más alta es la energía del electrón. Además, estos niveles de energía encuentran un correlato con los períodos (es decir, las filas) de la tabla periódica. Cuando comienza un nuevo período en la tabla periódica, los átomos de los elementos de la nueva fila tendrán un nuevo nivel de energía con electrones en él.

Por último, también **es importante volver a la distinción entre “electrones internos –o de core-” y “electrones de valencia”.** Éstos últimos son los que están en el nivel de energía más alto, y por lo tanto más alejado del átomo, mientras que el resto está en niveles inferiores. Son los electrones de valencia de los átomos los que interactúan para formar los enlaces químicos. Esta distinción entre electrones, en realidad es propuesta por un químico estadounidense, Gilbert Lewis, en un modelo atómico distinto. Ya lo verán en las próximas materias, pero lo importante aquí es que entendamos a qué nos referimos cuando hablamos de electrones de valencia y de core.

Posteriormente al modelo de Böhr, surgieron otros. Actualmente el de mayor aceptación es el de Schrödinger; pero la idea de niveles de energía de los electrones es aún muy utilizada.

Si el modelo de Böhr es difícil de comprender, el de Schrödinger lo es aún más; pero sólo señalaremos una idea muy general, que refiere a cómo son entendidos los electrones. Para el nuevo modelo, el **electrón** deja de ser entendido sólo como una partícula, y también pasa a ser **entendido como una onda** (como la luz). Es decir, se considera que el electrón posee propiedades tanto de onda como de partícula.

Además, en el modelo de Schrödinger, **los electrones no se mueven en órbitas definidas, sino en orbitales**. La diferencia en la palabra es sutil, pero tiene significados muy distintos. Y es que un orbital no es un recorrido bien definido, como lo es una órbita. Los orbitales son los **espacios** alrededor de un átomo **donde es más probable encontrar un electrón**.

Sólo nos quedaremos con estas dos cosas del modelo de Schrödinger. Tendrán tiempo de verlo mejor y estudiar sus consecuencias en las próximas materias. Sólo sepan que existe y que a partir de este, la concepción del electrón pasa a ser radicalmente distinta.

Lo que interesa que quede claro de estos dos modelos son las cuestiones más básicas que acabamos de resaltar. Principalmente la idea de niveles de energía (de Böhr y que se mantiene en Schrödinger), la idea de orbitales (de Schrödinger) y la clasificación entre electrones de valencia e internos.

Iones

Como mencionamos anteriormente, 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 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 (-)**.

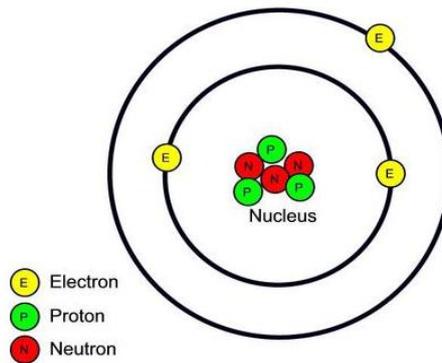
5 B: núcleo + + + + + zona extranuclear: - - - - -

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

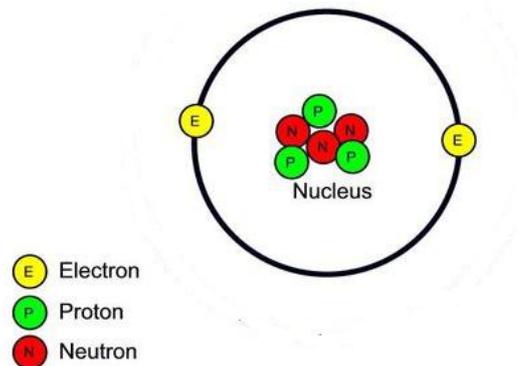
Pero, cuando un átomo se combina con otro³⁰ puede, en ciertas circunstancias, ganar o perder uno o más electrones y se convierte en una partícula con carga eléctrica, denominada **ion**.

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:

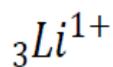
³⁰ El tema sobre la combinación de los átomos, son parte de los conceptos que se verán las materias de Química en los próximos cuatrimestres de la carrera.



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



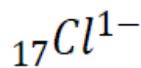
En este caso, la carga neta será positiva (se indica como 1+) indicando que ese átomo ha perdido un electrón, entonces: la simbología del ion es:



cation Litio

La carga del ión es **1+**, y esa carga representa el protón que quedó descompensado eléctricamente cuando el átomo de Li perdió un electrón. Al ión con carga eléctrica positiva se lo denomina **cation**.

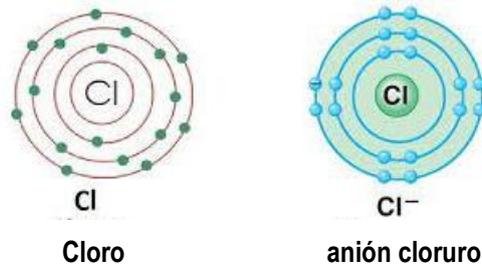
Veamos otro ejemplo: Un átomo de Cl tiene $Z=17$, por lo tanto tiene 17 protones en el núcleo, y 17 e⁻ en la zona extranuclear. Si capta otro electrón formaría el ion correspondiente, un ion negativo. la simbología del ion es:



anión cloruro

La carga de ion es **1-** y esa carga representa el electrón que quedó descompensado eléctricamente, cuando el Cl captó un electrón. Al ión con carga eléctrica negativa se lo denomina **anión**.

Según el modelo de Böhrh, se representamos de la siguiente manera:



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, utilizamos el **modelo atómico de Böhrr**, ya que permite representar la estructura atómica, con gran simplicidad, ubicando los electrones en órbitas³¹ (o niveles de energía) 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 de atracción electrón-núcleo se hace más débil, (porque aumenta la distancia entre las cargas negativas de los electrones y las cargas positivas de los protones).

El nivel de energía más cercano al núcleo se denomina **nivel 1** y es el que posee menor energía. A medida que aumentan los niveles, aumenta la energía de los mismos. Además, cada nivel energético tiene la capacidad de alojar un número determinado de electrones.

A modo de ejemplo, representamos un átomo de magnesio, Mg, según modelo atómico de Böhrr (Figura 22).

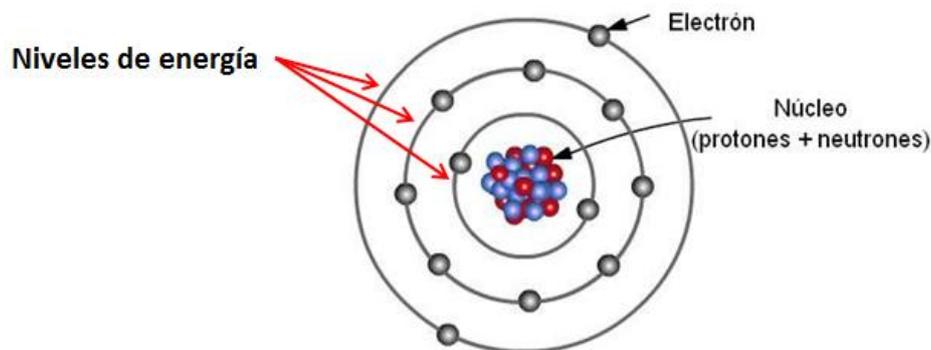


Fig.22. Modelo atómico de Bohr.

Extraído de: <http://modelosatomicosleumag.blogspot.com/2015/04/bohr-y-las-orbitas.html>

Sin embargo, en el modelo atómico actual, 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

³¹ 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.

orbitales. Se define como **orbital a la zona del espacio con mayor probabilidad de encontrar un electrón con determinada energía.**

La forma en que se distribuyen los electrones de un átomo, en los distintos orbitales se denomina **configuración electrónica.**

Mientras que, según los modelos atómicos anteriores, los electrones se ubican en órbitas fijas; el modelo atómico actual describe ciertas zonas en donde existe la probabilidad de encontrarlos (orbitales). En la Figura 23, se muestran distintos tipos de orbitales:

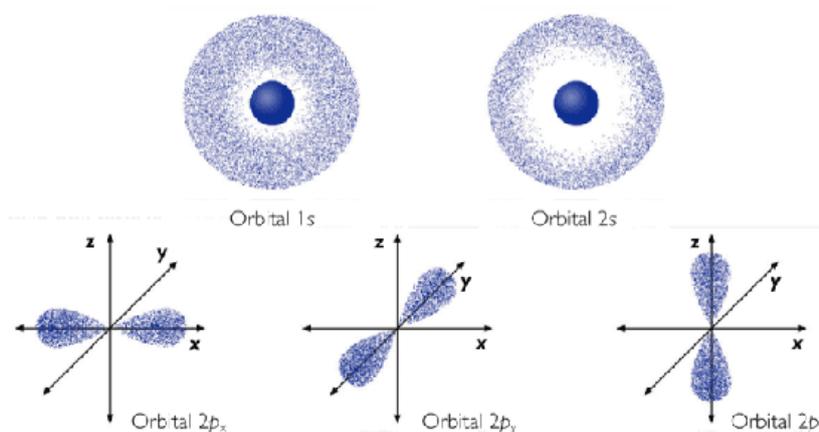


Fig.23: Modelo atómico actual.

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, es decir en el último nivel (que es el nivel de mayor energía), se llaman **electrones de valencia** y son los que tienen menor energía de atracción con el núcleo por encontrarse más alejados del mismo.

Mientras que los que se ubican en niveles energéticos más cercanos al núcleo se denominan electrones del **core**. Estos electrones internos 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 químicas³²

Unidad 3.2

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

³² 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.

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 de Gabriel Gellon “Érase una vez el átomo. O como los científicos imaginan lo invisible”, el autor describe algunos aspectos de la Tabla Periódica:

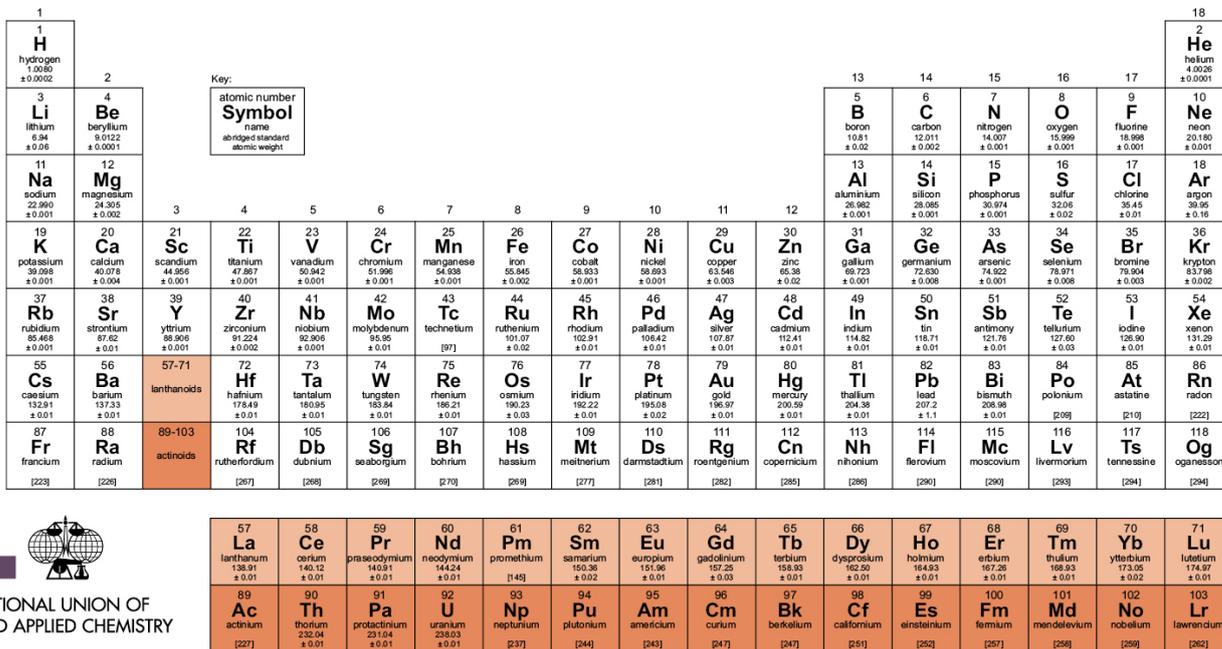
“La Tabla Periódica de los Elementos es un símbolo emblemático de la química. La encontramos en todas las aulas de ciencia y en sus libros [...] La Tabla tiene infinidad de virtudes, muchas profundas, pero entre ellas se destaca el ser un modo económico de clasificar los elementos químicos. Como sistema 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 continúa para lograr que sea lo más funcional posible en su uso.

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.

IUPAC Periodic Table of the Elements



Key:
atomic number
Symbol
name
abridged standard
atomic weight

INTERNATIONAL UNION OF
PURE AND APPLIED CHEMISTRY

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated 4 May 2022.
Copyright © 2022 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry.

Fig.24. Tabla periódica de los elementos
fuente: <https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/>

En la Tabla Periódica actual (Figura 24) 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, ordenados por número atómico creciente.

Períodos y Grupos:

El principal criterio de orden de la tabla periódica es el **número atómico de los elementos** (que en esta tabla pueden encontrar en el margen superior de cada uno). Así, todos los elementos están ordenados desde el elemento de menor número atómico (el H) hasta el elemento de mayor número atómico (el Uuo, al menos por ahora). Sin embargo, dicho criterio no es el único. Si así fuera, alcanzaría con poner un elemento al lado del otro. Pero como ven, la tabla periódica es... bueno, una *tabla*. Tiene una estructura de filas y columnas, que se llaman períodos y grupos respectivamente. Más específicamente, la tabla periódica está conformada por 7 períodos, numerados de arriba hacia abajo:

PERÍODOS

H																			He	1
Li	Be												B	C	N	O	F	Ne	2	
Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar	3	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	4		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	5		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	6		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	7		

Fig 25. Períodos de la tabla periódica

El inicio de cada período se corresponde con la aparición de un nuevo nivel de energía que los electrones de los átomos comienzan a ocupar. Así, con el H comienza a llenarse el primer nivel de energía, mientras que con el Li, los nuevos electrones que se agreguen formarán parte del segundo nivel de energía, y así sucesivamente con cada nuevo período.

Y también pueden identificarse 18 grupos, numerados de izquierda a derecha:

GRUPOS

1																			18
H																			He
Li	Be																		Ne
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17		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	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og		

Fig 26. Grupos de la tabla periódica

Como se observa en las figuras de la Tabla Periódica (Figura 24 y Figura 26), 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 la 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⁻ del último nivel (Grupo 18, 8e⁻; Grupo 13, 3 e⁻; Grupo 16, 6 e⁻)

Cada grupo de la tabla -también llamados *familia de elementos*-, está conformado por **elementos con propiedades similares**. Así, por ejemplo, todos los elementos del grupo 18 -conocido como gases nobles- prácticamente no tienen reactividad química. Es decir, no suelen reaccionar con ningún otro elemento y se los suele encontrar en la naturaleza como sustancias simples monoatómicas y -a temperatura ambiente- en estado gaseoso.

Otro ejemplo: la familia de halógenos del grupo 17 suelen formar sustancias simples diatómicas, las cuales tienen una alta reactividad química. De esta manera, conocer a qué grupo pertenece un elemento, nos permite tener una idea aproximada de cuáles serán sus propiedades.

Dentro de los metales, dos familias con características claramente marcadas son los metales alcalinos y metales alcalinos térreos, que se encuentran en el primer y segundo grupo de la tabla periódica respectivamente (a excepción del H, que es un no metal).

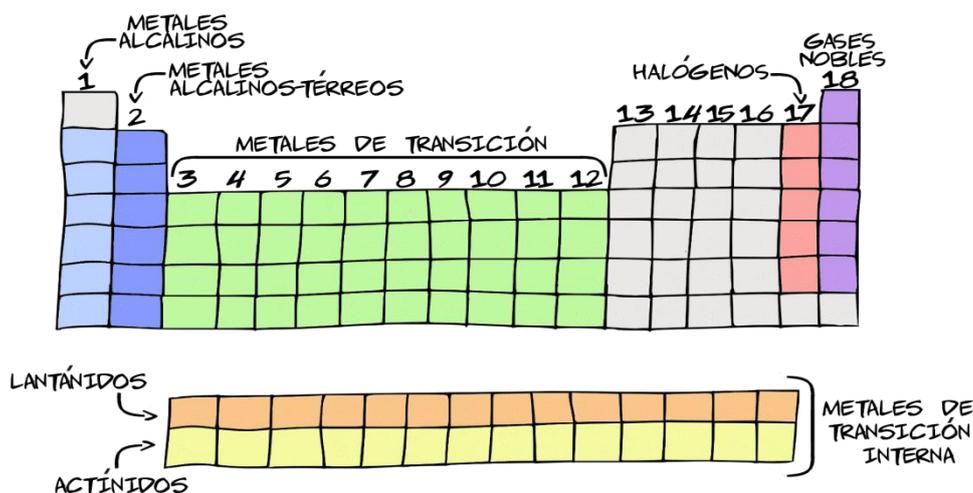


Fig 27. Algunas familias y subtipos de elementos

Tipos de elementos

Los elementos también pueden clasificarse en tres grandes tipos. Así, podemos hacer una clasificación entre los **metales**, **no metales** y **metaloideos**, en función de las propiedades físicas y químicas que presentan.

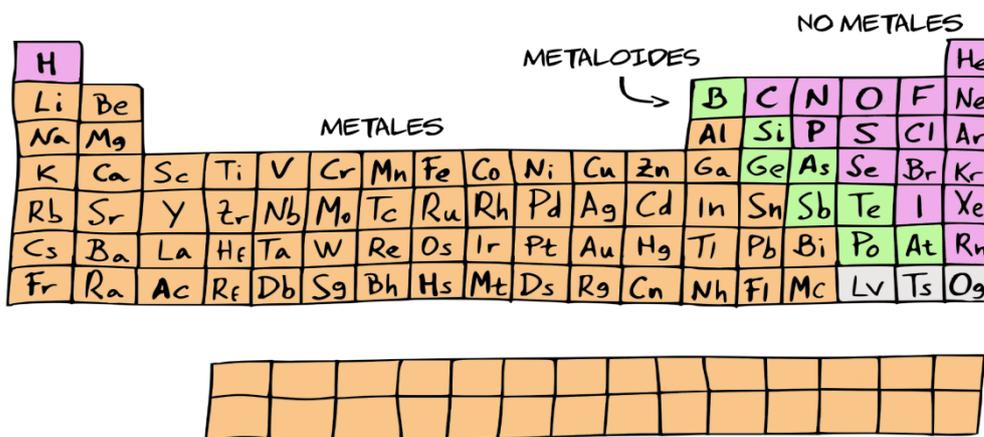
La mayor parte de los elementos son **metales**, que suelen adquirir fácilmente lustre al pulirlos y son muy buenos conductores, tanto del calor como de la electricidad. También suelen ser dúctiles y maleables. En otras palabras, tienen la capacidad de poder ser estirados para formar alambres; y también pueden dárseles forma de lámina al ejercer presión sobre ellos (por ejemplo, a martillazos). Desde el punto de vista químico, los metales no suelen reaccionar entre ellos, pero sí con numerosos elementos no metálicos, con los que forman compuestos. Un ejemplo de esto es el hierro (Fe), que suele reaccionar con oxígeno para formar distintos tipos de óxidos de hierro. Por último, en las reacciones químicas en las que participan, los átomos metálicos suelen perder electrones, formando cationes (iones con carga positiva), como sucede con el Na presente en la sal de mesa, que se encuentra como un ión Na^+ . Todos

los metales, a excepción del mercurio (Hg), el francio (Fr) y el Cesio (Cs), se encuentran en estado sólido a temperatura ambiente.

Los **no metales**, en cambio, son opacos y suelen tener mala conductividad, tanto de calor como de electricidad. Además -a diferencia de los metales- sus puntos de fusión suelen ser bajos, por lo que es posible encontrar muchos de ellos en estado gaseoso a temperatura ambiente. Cuando reaccionan entre ellos, los no metales suelen formar sustancias moleculares (como el CO₂ o el H₂O).

Finalmente, también podemos identificar a los **metaloides**, que son elementos con propiedades intermedias a los metales y no metales. Así, por ejemplo, muchos de estos son *semiconductores*. Esto quiere decir que su conductividad varía sensiblemente en función de distintos factores como la temperatura, presión, campo magnético, etc. El germanio (Ge), un metaloide, es un elemento que es lustroso y brillante, como los metales, pero que es muy quebradizo, como los no metales.

El carácter metálico de los elementos aumenta a medida que nos movemos hacia abajo en los grupos de la tabla periódica y hacia la izquierda en sus períodos. De esta manera, los metales están en la porción izquierda de la tabla periódica, los no metales en la parte derecha y los metaloides están entre ambos, distribuidos de manera escalonada:



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	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

Fig. 28. Ubicación en la tabla de los distintos tipos de elementos

Por último, también es posible distinguir entre los metales distintos subtipos específicos. La mayoría de los elementos metálicos son metales de transición, en el centro de la tabla periódica, entre los grupos 3 y 12; también se encuentran los metales de transición interna -los lantánidos y actínidos- en los períodos 6 y 7 de la tabla, que por una cuestión de comodidad se los muestra separados, en la parte inferior (ver Fig. 28).

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

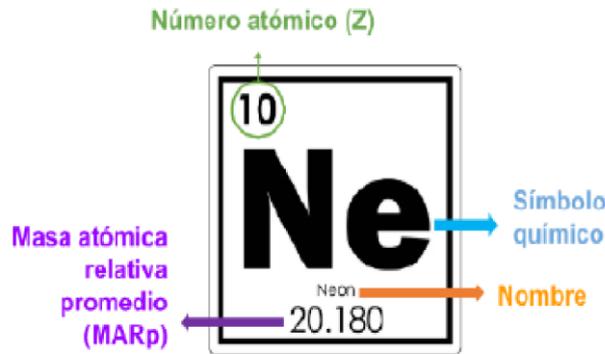


Fig. 29. Información de cada elemento que aparece en la tabla periódica

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 5 se mencionan algunas características propias que tienen cada uno de esos grupos:

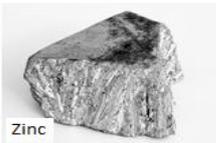
METALES	NO METALES
<ul style="list-style-type: none"> ✓ Tienen brillo metálico ✓ Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el Hg, Cs, Fr y Ga) ✓ Tienen elevados puntos de fusión y ebullición ✓ Son buenos conductores del calor y la electricidad ✓ Son dúctiles y maleables (Que forman láminas e hilos) ✓ Tienden a formar cationes ✓ <u>Ejemplos:</u> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start;"> <div style="text-align: center;">  <p>Zinc</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Oro</p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;">  <p>Cobre</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Mercurio</p> </div> </div>	<ul style="list-style-type: none"> ✓ Son opacos ✓ A temperatura ambiente pueden encontrarse en los tres estados ✓ Tienen bajos puntos de fusión y ebullición ✓ Son malos conductores del calor y la electricidad ✓ Son frágiles y quebradizos ✓ Tienden a formar aniones ✓ <u>Ejemplos:</u> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start;"> <div style="text-align: center;">  <p>Fósforo</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Bromo</p> </div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: flex-start; margin-top: 10px;"> <div style="text-align: center;">  <p>Azufre</p> </div> <div style="text-align: center;">  <p>Cloro</p> </div> </div>

Tabla 5. 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.

Hasta aquí, analizamos la estructura de la tabla periódica de longitud media, su ordenamiento en base al número atómico creciente y su organización en períodos y grupos. Entender esta organización nos permite otorgar cierto orden y lógica a la lectura de la tabla, pudiendo identificar los distintos tipos de elementos (metales, no metales y metaloides) en zonas determinadas de la tabla; así como también su división en distintas familias de elementos, normalmente bajo un mismo grupo o conjunto de grupos.

Pero aún no nos detuvimos en el significado profundo de la tabla. ¿Por qué se llama tabla periódica de los elementos? Es decir ¿por qué *periódica*? ¿Y a qué *elementos* está haciendo referencia?

La ley periódica

Empecemos con la primera pregunta: ¿Por qué hablamos de tabla *periódica*? Y es que, si bien habíamos señalado que el criterio de orden de los elementos en la tabla es el número atómico creciente, existe otro criterio tan importante como este para armar la tabla: la **ley periódica**. La ley periódica dice que **luego de ciertos intervalos regulares pero variables, los elementos químicos muestran una repetición aproximada de sus propiedades**.

Tener en cuenta este postulado es el que nos hace armar una tabla, formada con períodos y grupos. Porque cada vez que comienza un nuevo período (es decir, una nueva fila), los elementos de esta comienzan a repetir, de manera *aproximada*, sus propiedades. Así, por ejemplo, el período 2 comienza con un metal blando, con baja densidad y bajo punto de fusión, que además genera una reacción muy violenta al entrar en contacto con el agua (el Li), sigue con otro metal de características similares, pero que es más denso y duro (el Be); siguiendo más adelante por ese mismo período llegaremos al grupo 17, donde nos encontramos con un no metal (el F), cuya sustancia simple más común es un gas a diatómico a temperatura ambiente (el F₂) y terminamos el período con un elemento que prácticamente no reacciona con nada (el Ne) y se suele encontrar como una sustancia monoatómica en estado gaseoso a temperatura ambiente. Así, a lo largo de un mismo período podemos encontrar diversos elementos con una gran variedad de propiedades. **Pero cuando comenzamos un nuevo período, veremos que estas propiedades comienzan a repetirse, de manera *aproximada*, en el mismo orden**. Así, encontraremos que el período 3 comienza -como el período 2- con un metal con características muy parecidas al Li (el Na), siguiendo con otro similar al Be (el Mg), para terminar nuevamente con otro elemento de reactividad casi nula, que forma moléculas monoatómicas (el Ar). Por eso las filas se llaman períodos: porque presentan una serie de elementos con determinadas propiedades, y estas propiedades vuelven a repetirse en los elementos del próximo período, en el mismo orden.

Pero la ley periódica, a diferencia de otras leyes científicas -como las de Newton- introduce algunas ambigüedades: nos habla de intervalos regulares pero *variables*, así como de una repetición *aproximada* de las propiedades. Hablamos de una repetición *aproximada*, porque las propiedades dentro de un mismo grupo no son exactamente las mismas y varían. Así, por ejemplo dentro del grupo 18 de los gases nobles está el Xe, que -a diferencia de los otros gases nobles- es capaz de reaccionar y formar compuestos al combinarse con O o F. Además, en un mismo grupo la variación en los puntos de fusión y ebullición, nos permitirá encontrar familias de elementos que se encuentran en distintos estados a temperatura ambiente. Observemos, por ejemplo, el grupo 17: mientras que el F y el Cl se encuentran como gases a temperatura ambiente, el Br está en estado líquido y los restantes como sólidos.

Por otra parte, la ley periódica habla de *intervalos regulares pero variables*, porque como pueden ver al leer la tabla, la longitud de los períodos es variable: mientras el período 1 posee sólo dos elementos, los períodos 2 y 3 tienen 8 elementos, en los períodos 4 y 5 hay 18 elementos, y en los últimos dos períodos (6 y 7) encontramos 32. Otra muestra de estos intervalos regulares pero variables está en los metaloides: mientras que el primer metaloide es el B, ubicado en el tercer lugar del período 2, en el siguiente período, el tercer elemento (el Al) no es un metaloide, sino que lo es el cuarto (el Si). Algo parecido ocurre con los demás metaloides de los siguientes períodos. Estos intervalos variables hacen que los metaloides se acomoden -como mencionamos anteriormente- de manera escalonada en la tabla. De esta manera, la ley periódica, que describe cómo se comportan las propiedades de los elementos, subyace a la organización de la tabla periódica.

Elementos: ¿Tipos de átomos o sustancias simples?

Por otro lado, cuando hablamos de los elementos de la tabla periódica, ¿nos referimos a los distintos tipos de átomos? ¿O hacemos referencia a las sustancias simples?. Hay un poco de verdad en ambas opciones. **En líneas generales, la tabla periódica lista y ordena los elementos, entendidos como tipos de átomos:** de esta manera, nos informa sobre sus números y masas atómicas, la organización de sus electrones, sus valencias y símbolos químicos.

Pero muchas características de las que hablamos no pertenecen a los *tipos de átomos*, sino más bien a la *sustancia simple más común que forman estos átomos*. Así, cuando hablamos de la información sobre el estado de agregación que figura en los elementos de la tabla periódica, o de sus puntos de fusión y ebullición, estamos señalando propiedades que corresponden a las sustancias simples que forman los átomos de un elemento. Observen, por ejemplo, el caso del F. Nos indica que el F se encuentra a temperatura ambiente en estado gaseoso. ¿Qué quiere decir esto? Que la sustancia simple más común formada por átomos de F, el F_2 , es un gas a temperatura ambiente. U observen las propiedades que dimos sobre los elementos metálicos: entre otras cosas, son dúctiles y pueden adquirir lustre al pulirlos. ¿Son estas características que pueden tener los tipos de átomos? ¿Podemos hablar que un átomo es dúctil? ¿O es lustroso? No, más bien se refiere a las sustancias simples que forman dichos

átomos. Así, la ambigüedad del término elemento, que habíamos explorado en las clases de la Unidad 2, está presente también cuando hablamos y describimos la tabla periódica.

Entonces, si bien lo fundamental en la tabla periódica, son los elementos, entendidos como tipos de átomos, algunas propiedades de las que hablamos se refieren más bien a las sustancias simples que dichos tipos de átomos forman. Después de todo, quienes hacen química no trabajan con átomos individuales, sino con sustancias y diversos sistemas materiales compuestos por grandes cantidades de dichos átomos.

En síntesis

En la tabla periódica se encuentran todos los elementos tanto naturales como artificiales ubicados en períodos (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.