

# ÁTOMOS Y MOLÉCULAS

Un **modelo científico** es una **representación aproximada de la realidad** que es **capaz de explicar todas las observaciones** realizadas hasta el momento sobre un fenómeno determinado **y** que permite **hacer predicciones** que podrán ser comprobadas con nuevas observaciones. Cuando se realizan descubrimientos que no pueden ser explicados el modelo debe ser revisado, modificado o incluso sustituido por un nuevo modelo capaz de explicar todas las observaciones.

## 1. Introducción

- ⇒ El primero en utilizar el término átomo, que en griego significa “indivisible”, fue el filósofo griego Demócrito, en el siglo V antes de nuestra era.
- ⇒ Los **avances en el conocimiento** de las propiedades de la materia han dado lugar a **sucesivos modelos atómicos** cada uno de los cuales ha conseguido explicar, en su momento, los datos experimentales conocidos.

## 2. Modelo atómico de Dalton

- ⇒ En 1808 el científico inglés John Dalton enunció su teoría atómica para explicar las leyes químicas desarrolladas durante el siglo XVIII. Según el modelo de Dalton:

La materia está formada por pequeñas **partículas indivisibles**, denominadas átomos, inalterables en cualquier proceso químico o físico.

Un elemento tiene todos sus átomos iguales.

Los átomos de distintos elementos, tienen distintas propiedades y distinta masa.

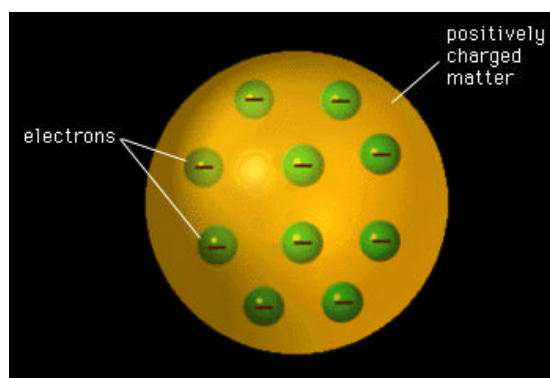
La unión de átomos de diferentes elementos en una relación constante da lugar a átomos compuestos (que más adelante fueron denominados moléculas por el químico italiano Amadeo Avogadro, 1776 – 1856).



John Dalton (1766 - 1844)

- ⇒ El modelo atómico de Dalton no logra explicar los fenómenos eléctricos.

## 3. Modelo atómico de Thomson



J.J. Thomson (1856-1940)

- ⇒ Thomson descubrió la existencia **de partículas con carga negativa** en la materia.
- ⇒ Su modelo supone que los átomos están formados por partículas negativas (posteriormente se denominaron electrones) inmersos en un fluido con carga positiva, resultando un átomo neutro.

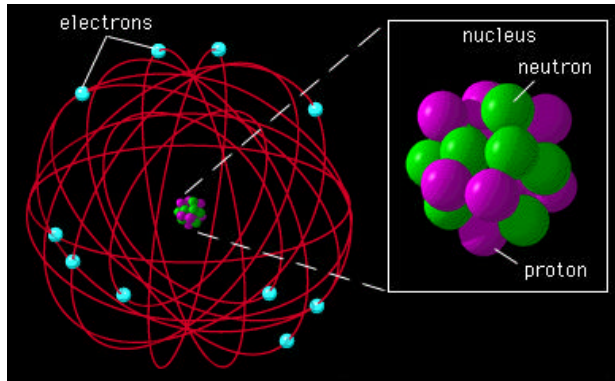
#### 4. Modelo atómico de Rutherford

⇒ Rutherford bombardeó con partículas  $\alpha$  (núcleos de Helio) una lámina delgada de oro y estudió las desviaciones de estas partículas, llegando a las siguientes conclusiones:

El átomo está constituido por un núcleo y una corteza. En el **núcleo** se encuentra toda la **masa** y la **carga positiva** del átomo. Y en la **corteza** se encuentra toda la **carga negativa**.

El núcleo está rodeado a gran distancia por la corteza en la que se encuentran los electrones orbitando.

El radio del núcleo es mucho menor que el radio del átomo, por lo que la **mayor parte del átomo** es prácticamente espacio **vacío**.



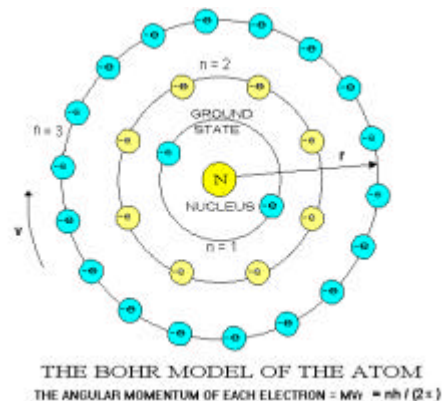
Ernest Rutherford (1871-1937)

Aunque Rutherford intuyó la existencia de neutrones en el núcleo, fue Chadwick (1891–1974) el que demostró su existencia años más tarde.

#### 5. Modelo atómico de Bohr



Niels Henrik David Bohr (1885-1962)



⇒ Supone que los **electrones** de la corteza se sitúan **en capas con diferente energía**, mayor cuanto más alejada del núcleo esté. En cada una de estas capas puede haber un número dado de electrones, con una energía determinada en cada caso y las posiciones intermedias no son posibles.

#### 6. Modelo atómico actual

⇒ El descubrimiento de una nueva partícula fundamental, el **neutrón**, cuya masa es semejante a la del protón y no tiene carga eléctrica, completó la descripción del modelo atómico.

⇒ Los trabajos de otros científicos, entre los que podemos destacar a Plank, De Broglie, Heisemberg y Schrödinger, estableció el modelo atómico actual.

⇒ En el **modelo actual** no existen órbitas bien definidas por las que se mueven los electrones, sino que existen regiones del espacio, denominadas **orbitales**, en las que es muy probable encontrarlos.

El átomo está formado por un núcleo, constituido por protones y neutrones, en el que se concentra la masa y la carga positiva del átomo, y de una corteza en la que se disponen los electrones (cargas negativas) en niveles de distinta energía. El volumen que ocupa el átomo es aproximadamente  $10^5$  veces mayor que el volumen del núcleo, por lo que podemos considerar que el átomo está esencialmente vacío.

PARTÍCULA	SITUACIÓN	MASA	CARGA
Protón	Núcleo	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,6 \cdot 10^{-19}$ C
Electrón	Corteza	$9,1 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1,6 \cdot 10^{-19}$ C
Neutrón	Núcleo	$1,67 \cdot 10^{-27}$ kg	Sin carga

## 7. Número atómico y número másico

- ⇒ El **número atómico** (Z) es el **número de protones** que hay en el núcleo. Es característico de cada elemento. En los átomos neutros coincide con el número de electrones. En el sistema periódico actual los elementos están dispuestos en orden creciente de su número atómico.
- ⇒ El **número másico** (A) o masa atómica es el número de **protones más** el número de **neutrones** de un átomo.

$$A = Z + \text{número de neutrones}$$

- ⇒ El número de neutrones de un átomo puede variar, por lo que el número másico es variable.

Número másico ? **A**  
 Símbolo ? **X**  
 Número atómico ? **Z**

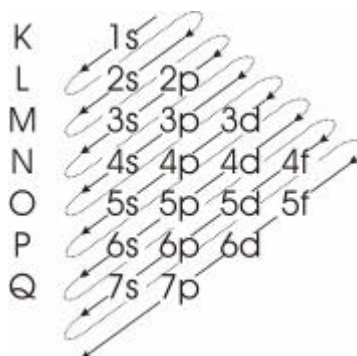
- ⇒ Los átomos que tienen el **mismo número atómico** (son del mismo elemento) pero que **difieren en su número másico** se denominan **isótopos**. Los isótopos, por lo tanto, tienen el mismo número de protones, pero difieren en el número de neutrones. La masa atómica de un elemento es la media ponderada de la de los isótopos estables del mismo que se encuentran en la naturaleza. La **unidad de masa atómica** (u) se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12 y equivale aproximadamente a la masa de un protón o un neutrón.
- ⇒ Los **iones** son **átomos que tienen carga** porque han perdido o ganado electrones:
  - Los **cationes** son iones **positivos** que provienen de un átomo neutro que **ha perdido electrones**.
  - Los **aniones** son iones **negativos** que provienen de un átomo neutro que **ha captado electrones**.

## 8. Configuración electrónica

- ⇒ En el modelo atómico de Bohr, y en los posteriores, se considera que los electrones de la corteza se sitúan en **niveles de distinta energía**. Estos niveles de energía se numeran del **1** al **7** por orden creciente de la energía que tienen los electrones en el orbital. Cada uno de estos niveles puede contener a su vez **subniveles energéticos** que se designan con las letras **s, p, d** y **f**.
- ⇒ La **distribución de los electrones** de un átomo en estos niveles y subniveles es lo que se conoce como **configuración electrónica**.
- ⇒ Para escribir la configuración electrónica de un elemento conocido el número de electrones que posee sólo es necesario tener en cuenta unas **reglas básicas**:
  - Los **subniveles que contiene cada nivel** energético: el primer nivel consta únicamente de un subnivel s, el segundo uno s y otro p, el tercero s, p y d y a partir del cuarto se puede considerar que contiene cuatro (s, p d y f).
  - El **número máximo de electrones de cada subnivel**, que es el siguiente: en el subnivel s puede haber un máximo de 2 electrones, 6 en el p, 10 en el d y 14 en el f. Esto se debe a que

en cada orbital cabe un máximo de dos electrones y los subniveles *s*, *p*, *d* y *f* contienen 1, 3, 5 y 7 orbitales respectivamente.

El **orden de llenado** de los subniveles (de menor a mayor energía), que puede determinarse mediante el siguiente diagrama:



Para escribir la configuración electrónica de un elemento, por lo tanto, sólo hay que ir rellenando cada subnivel con el número correspondiente de electrones y siguiendo el orden indicado en el diagrama hasta alcanzar el número total que corresponda.

- ⇒ Las **propiedades químicas** de un elemento dependen en gran medida de su configuración electrónica. En particular **dependen del número de electrones de valencia**, que es el número de electrones que hay en el último nivel ocupado (capa de valencia).

## 9. Reacciones nucleares y radiactividad



Henri Antoine Becquerel (1852-1908)



Maria Skłodowska  
(Marie Curie; 1876-1934)

- ⇒ En 1896 el científico francés Henri Becquerel, al estudiar un mineral de uranio denominado pechblenda, descubrió que emite espontáneamente radiación de alta energía. A sugerencia de Becquerel, Marie Curie y su esposo Pierre iniciaron los famosos experimentos que condujeron al descubrimiento del radio.

La **radiactividad** es la propiedad que tienen los núcleos de ciertos átomos de **emitir radiaciones** al desintegrarse (transformarse en otros núcleos). Cuando este proceso ocurre espontáneamente en un material hablamos de radiactividad **natural**. Cuando es provocado al bombardear un núcleo con distintas partículas se denomina radiactividad **artificial**.

Las reacciones químicas normales implican únicamente a los electrones de los átomos que intervienen. En cambio, los procesos que estudiamos ahora tienen su origen en el núcleo de los átomos por lo que se conocen como **reacciones nucleares**.

- ⇒ Estudios posteriores, realizados fundamentalmente por Rutherford, revelaron la existencia de **tres tipos de radiación**:

**Radiaciones  $\alpha$**  (alfa): consisten en núcleos de helio (dos protones y dos neutrones). Tiene carga positiva ( $2+$ ) por lo que son atraídas por una placa con carga negativa. Su capacidad de penetración es escasa y pueden ser detenidas por una hoja de papel o por la piel.

**Radiaciones b** (beta): son electrones de alta velocidad. Tiene carga negativa ( $1^-$ ) por lo que son atraídas por una placa con carga positiva. Su capacidad de penetración es mayor que la de las partículas  $\alpha$  y es necesaria una lámina de aluminio o una plancha de madera para detenerlas.

**Radiaciones g** (gamma): se trata de fotones (radiaciones electromagnéticas) de gran energía. No tienen carga, por lo que no se ven afectadas por los campos eléctricos. Su capacidad de penetración es muy alta y es necesaria una gruesa capa de plomo o un muro de hormigón para detenerlas.

- ⇒ La inmensa mayoría de los elementos que encontramos en la naturaleza aparecen en forma de **isótopos estables** y permanecen inalterados indefinidamente. Sin embargo, algunos isótopos son inestables y emiten radiaciones espontáneamente para transformarse en otros núcleos más estables. Los isótopos que se comportan así reciben el nombre de **radioisótopos** y el proceso de descomposición espontánea que sufren se conoce como **desintegración radiactiva**.

En la **desintegración a**, un núcleo emite una partícula alfa y se transforma en otro con dos protones menos ( $Z - 2$ ) y un número másico cuatro unidades inferior ( $A - 4$ ).

En la **desintegración b**, el número atómico se incrementa en una unidad ( $Z + 1$ ) debido a la transformación de un neutrón en un protón por la emisión de una partícula  $\beta$ .

La **radiación g** no modifica el número atómico ni el número másico del núcleo. Suele acompañar a otras emisiones radiactivas y representa la **energía que se pierde al transformarse un núcleo en otro más estable**.

- ⇒ La **fisión** nuclear consiste en la **ruptura de un núcleo grande** en dos más pequeños, mientras que la **fusión** es la **unión de dos núcleos ligeros** para dar uno de mayor masa. Ambos procesos liberan gran cantidad de energía.

La fisión nuclear ocurre en la corteza terrestre y es responsable de una parte importante del calor interno de la Tierra; es también el proceso que se aprovecha para producir energía en las centrales nucleares.

La fusión de núcleos de hidrógeno para formar helio es responsable de la gran cantidad de energía emitida por el Sol.

- ⇒ En las **reacciones nucleares en cadena** los neutrones emitidos en la fisión de un núcleo provocan la fisión de otros núcleos obteniéndose una reacción nuclear automantenida. En los reactores de las centrales nucleares estas reacciones se producen de forma controlada, mientras que en las bombas atómicas suceden de forma descontrolada, liberando repentinamente gran cantidad de energía.

- ⇒ Entre las múltiples **aplicaciones de la radiactividad** podemos destacar las siguientes:

Se usa ampliamente en **medicina** como herramienta de diagnóstico y como medio de tratamiento, en especial para el cáncer (radioterapia).

Tiene múltiples aplicaciones en la **investigación**. Por ejemplo, sirve para ayudar a determinar el mecanismo de reacciones químicas y para rastrear el movimiento de los átomos en los sistemas biológicos.

Los métodos radiométricos de **datación** permiten determinar la edad de rocas, fósiles o restos arqueológicos.

Se utiliza para **generar electricidad** en las centrales nucleares.

Por desgracia, los **usos bélicos** también son abundantes. Podemos destacar la fabricación de bombas atómicas o la munición fabricada con uranio empobrecido.

## 10. Agrupaciones de átomos

- ⇒ A excepción de los gases nobles, por su gran estabilidad, en la naturaleza los átomos no suelen presentarse aislados sino que se agrupan formando moléculas o redes cristalinas **para buscar una mayor estabilidad**. Tanto las moléculas como las redes cristalinas pueden estar formadas por un sólo tipo de átomos (elementos químicos) o por más de uno (compuestos químicos).

- ⇒ Las **moléculas** están formadas por un número determinado de átomos. Las moléculas tienen entidad química propia, es decir, constituyen la mínima cantidad de una sustancia que mantiene todas sus propiedades.

- ⇒ Las **redes cristalinas** están formadas por un número indeterminado de átomos que se disponen constituyendo una estructura geométrica ordenada. En los compuestos químicos que forman redes cristalinas la proporción en la que se encuentran los distintos átomos se mantiene constante.

### Regla del octeto

Los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones de forma que adquieran una configuración igual a la de los gases nobles. Excepto el helio, que tiene dos, los gases nobles tienen ocho electrones en su capa de valencia.

- ⇒ Teniendo en cuenta la regla del octeto, podemos generalizar diciendo que los átomos que tienen pocos electrones en su última capa tienden a perderlos, quedando la capa anterior completa. Por el contrario, los átomos que tienen la capa de valencia casi llena tienden a captar electrones para completarla.

## 11. El enlace químico

- ⇒ Un enlace químico es una **unión entre dos átomos** de forma que se origina una **estructura más estable** que cuando los átomos están separados.

Recuerda que los átomos son más estables cuando consiguen tener su **última capa de electrones completa**

- ⇒ Existen **tres tipos básicos** de enlace: el enlace **iónico**, el **covalente** y el **metálico**

- ⇒ El enlace **iónico** se origina entre un **metal** y un **no metal**.

El metal pierde electrones y forma un ion positivo (catión).

El no metal capta electrones y forma un ion negativo (anión).

La **atracción entre** estos **iones de distinta carga** es lo que se conoce como enlace iónico.

Los compuestos iónicos son **sólidos** formados por una **red cristalina de iones**.

En un cristal iónico los iones positivos se rodean de iones negativos y viceversa, pero manteniendo siempre el número de cargas positivas y negativas compensado.

- ⇒ El enlace **covalente** se origina entre **dos átomos no metálicos**.

Para alcanzar la estabilidad los dos átomos **comparten parejas de electrones** (uno de cada átomo) consiguiendo completar sus capas de valencia.

Los enlaces covalentes pueden ser **sencillos** o **múltiples** (dobles, triples, ...) según se compartan una o más parejas de electrones entre dos átomos.

Los compuestos covalentes pueden ser de dos tipos: **sustancias moleculares**, que son gases o líquidos a temperatura ambiente, y los **crisales covalentes**, que son sólidos.

Para representar los enlaces covalentes se suele emplear la **notación de Lewis**, en la que cada átomo se representa por su símbolo rodeado por los electrones de valencia agrupados en cuatro parejas. Cada electrón sin pareja se comparte con otro átomo hasta que se consigue que todos los átomos tengan configuración de gas noble.

- ⇒ El enlace **metálico** se origina entre **átomos metálicos**.

Los **crisales metálicos** están constituidos por una **red tridimensional de iones positivos**.

Los electrones desprendidos por todos estos iones forman una **nube electrónica** que rodea a los iones y los mantiene unidos.

- ⇒ Las **Propiedades** de una sustancia están condicionadas en gran medida por el tipo de enlace.

SUSTANCIAS IONICAS	
Propiedades	Interpretación
Son sólidos a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y ebullición.	Existe fuerte atracción entre los iones de distinto signo y se necesita mucha energía para romper la red cristalina.
Se fracturan al golpearlos, formando crisales de menor tamaño.	Al golpear el cristal se desplazan los iones y quedan enfrentados los de igual carga, repeliéndose.
En general, se disuelven en agua.	Las moléculas de agua pueden atraer y separar los iones deshaciendo la red iónica.
No conducen la corriente eléctrica en estado sólido, pero son conductores en estado líquido y en disolución.	Los iones están localizados en la red, pero al pasar al estado líquido adquieren movilidad, lo que posibilita el paso de la corriente eléctrica.

<b>SUSTANCIAS COVALENTES</b>	
<b>Sustancias moleculares</b>	
<b>Propiedades</b>	<b>Interpretación</b>
Tienen bajos puntos de fusión y ebullición, por lo que son gases o líquidos a temperatura ambiente.	La fuerza del enlace entre átomos es grande, pero la fuerza que mantiene unidas las moléculas es débil.
No se disuelven (o se disuelven muy poco) en agua.	En su estructura no hay iones capaces de ser atraídos por las moléculas de agua.
No conducen la corriente eléctrica (algunas lo hacen débilmente).	No existen cargas eléctricas en su estructura (algunas veces se forman cargas al reaccionar con el agua).
<b>Cristales covalentes</b>	
A temperatura ambiente son sólidos muy duros con altos puntos de fusión.	El enlace entre los átomos es muy fuerte, por lo que se necesita mucha energía para romper la red cristalina.
No se disuelven en agua.	En su estructura no hay iones capaces de ser atraídos por las moléculas de agua.
No conducen la corriente eléctrica (salvo el grafito).	No existen cargas eléctricas en su estructura.
<b>SUSTANCIAS METÁLICAS</b>	
<b>Propiedades</b>	<b>Interpretación</b>
Son sólidos a temperatura ambiente.	Se necesita bastante energía para romper la red cristalina metálica.
Conducen la corriente eléctrica como sólidos y como líquidos.	Los electrones de la capa exterior se desplazan en el interior del metal.
Son deformables.	Al deformarlos no hay repulsión entre cargas y no se fracturan.