

## TEMA 5: MODELOS ATÓMICOS

La pequeña “historia” del átomo es un ejemplo magnífico del *MÉTODO CIENTÍFICO*: se idean modelos de como creemos que es la realidad, que son válidos si explican hechos conocidos y previenen otros desconocidos, y dejan de ser válidos cuando nuevos resultados experimentales no concuerdan con el modelo. Esto es lo que ocurrió con la idea de átomo (y probablemente la historia continúe...).

### **Breve explicación histórica sobre el átomo**

Imaginemos que cogemos una hoja de papel de aluminio y que la troceamos en mitades muchas veces, ¿podríamos dividirla indefinidamente en trozos más y más pequeños? ¿Seguirían siendo aluminio esos trozos? Los filósofos de la antigua Grecia pensaron mucho sobre esto. Leucipo (450 a.C.) supuso que después de muchas divisiones llegaríamos a tener una partícula tan pequeña que no se podría dividir más veces. Su discípulo Demócrito, llamó átomos a estas partículas indivisibles (*átomo significa indivisible en griego*). Pero para otros filósofos, principalmente Aristóteles, la idea de átomos indivisibles les resultaba paradójico y la rechazaron. Aristóteles pensaba que todas las sustancias estaban formadas por mezclas de cuatro elementos: aire, tierra, agua y fuego. El enorme prestigio de Aristóteles hizo que nadie cuestionase sus ideas, y los átomos fueron olvidados durante más de 2.000 años. *LOS FILÓSOFOS GRIEGOS NUNCA EXPERIMENTABAN, YA QUE TRABAJAR CON LAS MANOS ERA COSA DE ARTESANOS; ELLOS SOLO PENSABAN. CREÍAN QUE LA MENTE ERA SUFICIENTE PARA CONOCER LA VERDAD.*

**UN MODELO ATÓMICO** es una representación que describe las partes que tiene un átomo y cómo están dispuestas para formar un todo. Veamos los distintos modelos que han ido surgiendo:

#### 1. Modelo atómico de Dalton 1808-1810

- Un átomo es la partícula más pequeña de un elemento que conserva sus propiedades.
- Un elemento es una sustancia que está formada por átomos iguales.
- Un compuesto es una sustancia que está formada por átomos distintos combinados en una relación numérica sencilla y constante.
- En una reacción química los átomos no se crean ni se destruyen, solo cambian las uniones entre ellos

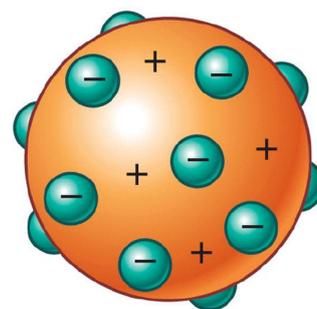
Teníamos la siguiente situación a principios del s. XIX:

- Dalton determinara que la materia estaba formada por átomos.
- Distintas experiencias demostraban que la materia podía ganar o perder cargas eléctricas. Por lo tanto, la pregunta era: ¿LAS CARGAS ELÉCTRICAS FORMAN PARTE DE LOS ÁTOMOS?

#### 2. El modelo atómico de Thomson (modelo pudin de pasas)

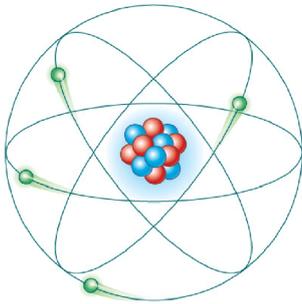
J.J. Thomson encontró que en los átomos existe una partícula con carga eléctrica negativa, a la que llamó electrón. Pero como la materia solo muestra sus propiedades eléctricas en determinadas condiciones (la electrolisis, la adquisición de carga eléctrica cuando frotamos los cuerpos ...), debemos suponer que es neutra. Así:

*“El átomo es una esfera maciza de carga positiva en la que se encuentran incrustados los electrones”*



### 3. El modelo atómico de Rutherford

Este científico descubrió el protón: partícula que tiene la misma carga que el electrón, pero positiva, y su masa es unas 1840 veces mayor que la del electrón. Postuló que:



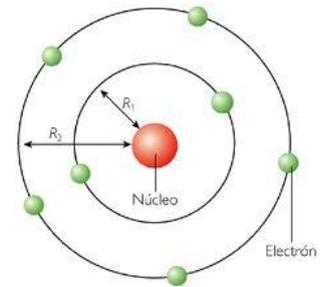
- El átomo tiene un núcleo central en el que están concentradas la carga positiva y prácticamente toda su masa.
- La carga positiva de los protones es compensada con la carga negativa de los electrones, que están fuera del núcleo.
- El núcleo contiene protones en número igual al de electrones del átomo.
- Los electrones giran a mucha velocidad en torno al núcleo y están separados de éste por una gran distancia.

La suma de la masa de los protones y de los electrones no coincide con la masa total del átomo, por lo que Rutherford supuso que en el núcleo tenía que existir otro tipo de partículas. Posteriormente, James Chadwick descubrió estas partículas sin carga, y masa similar a la del protón, que recibieron el nombre de **neutrones**.

### 4. Modelo atómico de Bohr

Según Planck y Einstein, la energía de un sistema no puede aumentar o disminuir continuamente, sino a saltos. El electrón se mueve en unas órbitas circulares permitidas (niveles de energía), donde no admite ni absorbe energía.

La gran diferencia entre este y el anterior modelo es que en el de Rutherford los electrones giran describiendo órbitas que pueden estar a una distancia cualquiera del núcleo, mientras que en el modelo de Bohr sólo se pueden encontrar girando en determinados niveles



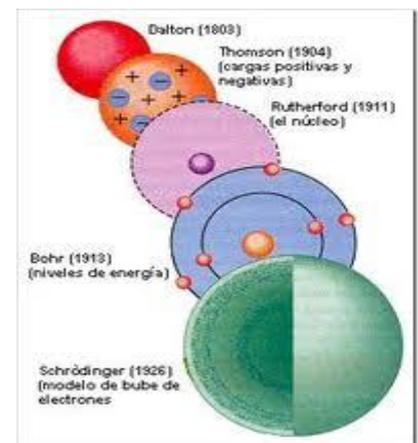
### 5. El modelo actual: llamado **mecánico-cuántico**

Aquí se sustituye la idea de que el electrón se sitúa en determinadas capas de energía por la de **orbital**: zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima

### ESTRUCTURA DEL ÁTOMO

Como resultado de todas las investigaciones, el átomo está constituido como sigue:

- Una zona central o núcleo donde se encuentra el total de la carga positiva (protones), y la mayor parte de la masa del átomo (protones + neutrones).
- El número de protones es fijo para todos los átomos de un mismo elemento. El número de neutrones puede variar.
- Una zona externa o corteza, donde están los electrones, que giran alrededor del núcleo. Hay tantos electrones en la corteza como protones en el núcleo, por lo que el conjunto del átomo es eléctricamente neutro.



## El tamaño del átomo

Considerado como una esfera, el átomo tiene un radio de  $10^{-10}$  m, y el núcleo tiene un radio de  $10^{-14}$  m. Es decir:

\_\_\_\_\_ Si el átomo fuese del tamaño de un campo de fútbol, el

núcleo sería como una bola colocada en su centro y los electrones cabezas de alfiler que giran alrededor del campo.

## Ejercicios:

1.

Partícula	Protón	Neutrón	Electrón
Masa (kg)	$1'6725 \cdot 10^{-27}$	$1'6725 \cdot 10^{-27}$	$9'1091 \cdot 10^{-31}$
Carga	$+ 1'6021 \cdot 10^{-19}$	0	$- 1'6021 \cdot 10^{-19}$

- ¿Cuántas veces es más grande la masa del protón que la del electrón?
- ¿Cuántos electrones hacen falta para conseguir una carga de -1 C?
- ¿cuántos electrones hacen falta para tener una 1 kg de electrones?
- ¿Y 1 kg de protones?

2. Un átomo de oxígeno tiene 8 protones y 9 neutrones.

- ¿Cuántas partículas tiene en el núcleo?
- ¿Cuántos electrones tiene en la corteza?
- Dibuja este átomo según el modelo de Rutherford

3. En el modelo de Rutherford los electrones giran alrededor del núcleo. ¿Por qué giran y no escapan fuera del átomo? ¿Qué los mantiene retenidos?<sup>1</sup>

## ATOMOS, ISÓTOPOS E IONES

### Identificación de los átomos

El número de protones de un átomo es fijo, representa su “carnet de identidad”. Se llama **número atómico** y se representa mediante la letra **Z**. Así, al decir que el número atómico del sodio es 11 decimos que en el núcleo hay 11 protones, y viceversa, todo átomo que tenga 11 protones es un átomo de sodio.

Se llama **número másico** al número de protones y neutrones, y se representa por la letra **A**.

**El número de neutrones, N**, es la diferencia entre el número másico y el número atómico.

$$\begin{aligned} Z &= \text{número atómico} = \text{número de protones} \\ A &= \text{número másico} = \text{número de protones} + \text{número de neutrones} \\ N &= A - Z = \text{número de neutrones.} \end{aligned}$$

<sup>1</sup> La carga negativa de los electrones hace que sean atraídos por el núcleo, donde se encuentra la carga positiva. El único modo de vencer esta atracción es estar en continuo movimiento alrededor del núcleo, algo parecido al movimiento de los planetas alrededor del Sol

Por ejemplo, para el flúor tenemos que  $Z = 9$  y  $A = 19$ . Deducimos que un átomo de flúor tiene 9 protones y 10 neutrones en su núcleo, así como 9 electrones girando a su alrededor, si la carga es neutra.

Cualquier átomo de un elemento puede representarse así:  ${}^A_Z X$

X es el símbolo del elemento

A es el número másico

Z es el número atómico

4. Calcula el número de protones, el de protones más neutrones, el de neutrones y el de electrones de los siguientes átomos:



5. Representa los átomos de los elementos siguientes:

Oxígeno:  $Z=8, A=16$

Flúor:  $Z=9, A=19$

Calcio:  $Z=20, A=40$

6. Corrige las afirmaciones falsas:

- Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de protones.
- Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número atómico.
- Todos los átomos de un elemento tienen el mismo número de electrones.
- El número atómico y el número másico son siempre números enteros.

## Isótopos

Llamamos isótopos a aquéllos átomos que tienen el mismo número de protones y distinto número de neutrones. Por lo tanto son átomos de un mismo elemento químico. Por ejemplo: cloro-35 y el cloro-37. La representación simbólica de estos átomos es  ${}^A_Z X$  y  ${}^{A'}_Z X$

Nombre	Cloro-35	Cloro-37
Número atómico, Z		
Número másico, A		
Número de protones		
Número de electrones		
Número de neutrones		

Unos isótopos muy conocidos son los del carbono:  ${}^{12}_6 C$  y  ${}^{14}_6 C$ . Sabemos que este último se utiliza en arqueología para datar restos de edades inferiores a 30mil o 40 mil años. El motivo es que el carbono-14 es un radioisótopo (isótopo radiactivo de un elemento), es decir, emite radiactividad. Se genera en la atmósfera de manera continua y existe un equilibrio entre su formación y su desintegración radiactiva. Todos los seres vivos absorben  $CO_2$ , y por eso encontramos C-14 en toda la materia viva. Cuando un ser vivo muere la concentración de C-14 empieza a disminuir. Si medimos la concentración de C-14 de una muestra podremos saber su antigüedad.

## Iones

Un ión es un átomo que ha perdido o ganado algún electrón. Si pierde un electrón, adquiere carga positiva y se convierte en un **ión positivo o catión**. Si gana un electrón, adquiere carga negativa y se convierte en un **ión negativo o anión**.

Por ejemplo:  ${}^{20}_{20}\text{Ca}$  representa un átomo de calcio, con  $Z=20$ . Significa que este átomo neutro tiene 20 protones y 20 electrones.  ${}^{20}_{18}\text{Ca}^{2+}$  significa que ha perdido 2 electrones y tiene una carga positiva +2

7. Completa la siguiente tabla:

Nombre	Símbolo	Z	A	Nº de protones	Nº de electrones	Nº de neutrones	Carga
Catión aluminio	$\text{Al}^{3+}$						
..... cobre		29	63		28		
		13			13	14	

## CÓMO DIBUJAR UN ÁTOMO: CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

La configuración electrónica de un átomo es el número de electrones que hay en cada capa. Lo dibujaremos siguiendo el modelo de Bohr. Según este modelo en la primera capa electrónica hay como máximo 2 electrones; la 2ª capa 8 electrones; la tercera hasta 18; la cuarta hasta 32... Ahora bien cuando la tercera capa tiene los primeros 8 electrones empieza a llenarse la cuarta.

8. Dibuja la configuración electrónica de  $\text{Al}^{3+}$

## ELEMENTOS Y COMPUESTOS

Sabemos que a partir de los átomos obtenemos elementos y compuestos. Así un **elemento** es una sustancia que está formada por átomos iguales y un **compuesto** es la sustancia que está formada por átomos distintos combinados en proporciones fijas. Hasta 1700 solo se conocían 12 elementos, pero a lo largo del s. XIX y XX se fueron descubriendo todos los que hasta ahora conocemos, 114 elementos. Surge por lo tanto el problema de clasificarlos.

1. *Primera clasificación de los elementos:* Atendiendo a su aspecto y propiedades físicas pueden ser metales y no metales.

### Metales

- Poseen un brillo característico.
- Son opacos.
- Buenos conductores del calor y la corriente eléctrica.
- Maleables y dúctiles, es decir, pueden formar láminas delgadas y alambres
- Con la excepción del mercurio, son sólidos a temperatura ambiente, y la mayoría tiene elevados puntos de fusión.
- Tienden a perder electrones.
- Ejemplos: oro, cobre, aluminio, estaño

### No metales

- No tienen brillo metálico.
- Malos conductores del calor y la electricidad.
- A temperatura ambiente pueden ser sólidos, líquidos o gases.
- En estado sólido son frágiles.
- En general, los sólidos tienen puntos de fusión bajos, y los líquidos tienen punto de ebullición también bajos.
- Tienden a captar electrones.
- Ejemplos: azufre(s), bromo(l), flúor(g), yodo(s)

Hay un tercer grupo: los **gases nobles**:

- Están en la naturaleza como átomos aislados
- Son gases a temperatura ambiente.
- Son muy estables, no forman compuestos. No gana ni pierden electrones.
- Ejemplos: Helio, Neón (que se usa en los tubos fluorescentes “luces de neón”), Argón, Radón

2. *Tabla periódica y símbolos*. En la actualidad los elementos están ordenados por sus números atómicos en filas (periodos) y columnas (grupos), de menor a mayor número atómico, de modo que en la misma columna están elementos con propiedades químicas semejantes. Cada recuadro corresponde a un elemento químico. En él consta su símbolo, el nombre del elemento, el número atómico y la masa atómica en una (u;  $1\text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24}$  gramos)

### Grupos e períodos notables

- \_ El grupo 1 (Li, Na, K... ) son los elementos alcalinos (excepto el hidrógeno).
- \_ El grupo 2 (Be, Mg... ) son los alcalinoterreos.
- \_ Del grupo 3 hasta el 12 son los metales de transición.
- \_ El grupo 18 son los gases nobles o gases inertes.
- \_ El grupo 17 son los halógenos,

## AGRUPACIÓN DE LOS ÁTOMOS EN LA MATERIA. ENLACES QUÍMICOS

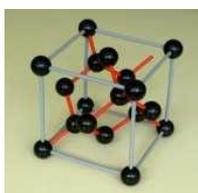
Los átomos que constituyen los distintos tipos de materia pueden aparecer aislados o unidos, formando moléculas o cristales (partículas ordenadas geoméricamente formando filas y planos que se extienden en las tres direcciones del espacio)



Molécula de agua



molécula oxígeno



Red cristalina metálica

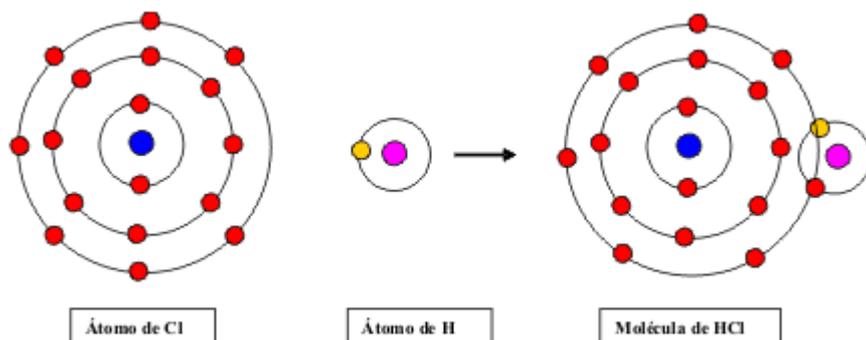
La unión entre dos átomos se llama “enlace químico”. **¿POR QUÉ SE ENLAZAN LOS ÁTOMOS? Porque juntos tienen menos energía que separados; de hecho los átomos tienden a colocarse de forma que tengan la menor energía posible.**

**Enlace químico:** es una fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos, iones o moléculas. Este enlace es siempre de naturaleza electrostática. Los átomos se pueden unir entre sí de tres formas que dan lugar a tres tipos de enlace diferentes: enlace iónico, enlace covalente e enlace metálico.

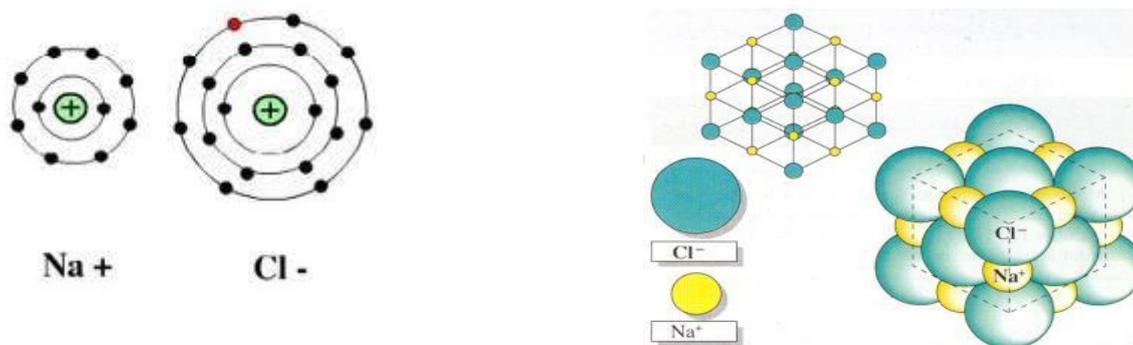
### Regla del octeto

Los átomos de los gases nobles (He, Ne, Ar... ) no se enlazan con otros átomos: son gases monoatómicos, esos átomos ya son estables e no precisan enlazarse con otros para disminuir su energía. ¿Qué tienen de especial estos átomos? Pues que tienen ocho electrones en la última capa. Los químicos pensaron que los demás átomos deberían tener también tendencia a tener ocho electrones en la última capa (regla del octeto), y eso pueden conseguirlo enlazándose con otros átomos ganando, perdiendo o compartiendo algunos electrones.

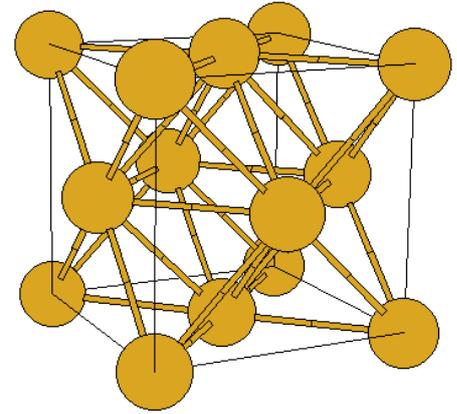
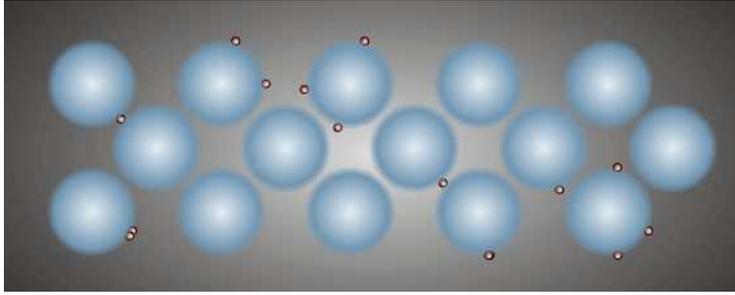
**Enlace covalente:** ocurre cuando dos átomos comparten sus electrones como, por ejemplo, cuando se unen dos moléculas de hidrógeno ( $H + H = H_2$ ). Se da entre los no metales, pues ninguno tiende a perder sus electrones. ¿Qué mantiene la unión? La fuerza de atracción entre las cargas positivas de los núcleos y las cargas negativas de los electrones que se comparten. Pueden formar moléculas, como el agua (gases o líquidos, punto de fusión bajo, no conduce la electricidad) o redes (cristales) como el diamante o el grafito (temperatura de fusión elevada, muy duros)



**Enlace iónico o electrovalente:** es debido a la fuerza de atracción entre iones con cargas de signo contrario como, por ejemplo, un  $Cl^-$  y un  $Na^+$ , se atraen y forman NaCl (sal común). Suele darse entre elementos que están a un extremo y otro de la tabla periódica. O sea, entre no metales y metales. No forman moléculas sino cristales de modo que el número de cargas positivas sea igual al de cargas negativas (neutro). Por lo tanto su fórmula indica la proporción en la que se encuentran los átomos ¿Qué mantiene la unión? La fuerza de atracción entre las cargas positivas y las cargas negativas que se forman; es decir, la fuerza de atracción entre los cationes y los aniones. Tiene puntos de fusión altos, en estado sólido no conducen la electricidad pero sí disueltos; son frágiles



**Enlace metálico:** en estos casos ninguno de los átomos tiene más posibilidades que el otro de perder o ganar los electrones. La forma de cumplir la regla de octeto es mediante la compartición de electrones entre muchos átomos. Se crea una nube de electrones que es compartida por todos los núcleos de los átomos que ceden electrones al conjunto. ¿Qué mantiene la unión? La fuerza de atracción entre las cargas positivas de los núcleos y las cargas negativas de la nube de electrones. Este tipo de enlace se da entre los metales y sus aleaciones.



En la figura, las bolas grandes son los cationes del metal, y los puntos móviles entre ellas son los electrones. La figura de la derecha es una representación tridimensional de la red metálica del cobre.

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93\\_iniciacion\\_interactiva\\_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/enlaces1.htm)

### ACTIVIDADES

1. Completa el cuadro siguiente:

Átomo	Z	A	Nº protones	Nº neutrones	Nº electrones	Configuración electrónica
Na			11	12		
Si		28		14		
Ca	20			20		
O		16				
S	16	32				
K <sup>+</sup>			19	21		
S <sup>-2</sup>	16	32				

- Indica, en los siguientes isótopos, el número atómico, nº másico, nº de protones, nº de neutrones, nº de electrones: He-4, Na-23, O-17
- Dados los iones Li<sup>+</sup>, F<sup>-</sup>, O<sup>-2</sup>, Na<sup>+</sup> y K<sup>+</sup>, señale los que tengan la configuración de un gas noble
- Indica el número atómico, másico y el símbolo del átomo representado

