

Tema 1: Modelos atómicos. Tabla periódica. Enlace Químico.

1 Teorías atómicas.

¿Qué es una teoría física o un modelo? Es un conjunto de ideas alrededor de un fenómeno físico que debe ser capaz de explicar los hechos experimentales conocidos sobre ese fenómeno físico. Son las explicaciones que damos a los hechos experimentales. Los hechos son **irrefutables**, mientras que las explicaciones, los modelos, han ido cambiando según se conocían nuevos hechos que los modelos vigentes no podrían explicar. Por eso en este tema veremos tantos modelos atómicos, siguiendo la estructura

HECHOS CONOCIDOS->MODELO->EXPLICACION DE LOS HECHOS CONOCIDOS. Cuando se descubren nuevos hechos que el modelo vigente no es capaz de explicar, se construye otro (normalmente no de modo rupturista, sino como un refinamiento del anterior).

Hechos experimentales	Modelo que los explica	Explicación
Leyes Ponderales: -Lavoisier -Proust -Dalton	MODELO ATÓMICO DE DALTÓN	Explica todas las leyes ponderales
Tubo de rayos catódicos, descubrimiento del electrón	MODELO ATÓMICO DE THOMSON	Explica los rayos catódicos
Experimento de Rutherford. Nucleo atómico	MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD	Explica el experimento de Rutherford
Teoría cuántica Espectros atómicos	MODELO DE BOHR	Explica los espectros
Teoría cuántica Principio incertidumbre	MODELO DE LA MECÁNICA CUÁNTICA	El actual.No hay hechos que lo contradigan ni que no explique

Vamos a estudiar cada modelo insistiendo en esas 3 partes:

2 Teoría atómica de Dalton

2.1 Hechos experimentales. Leyes ponderales.

Ley de Conservación de la masa: (Lavoisier, 1774) *"En toda reacción o cambio químico la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos de la reacción"*.

Ley de las proporciones definidas o de la composición constante: (Proust¹, 1799) Igual que tiene 2 nombres suele tener 2 enunciados equivalentes: *"Cuando 2 o más elementos se unen para formar el mismo compuesto lo hacen siempre en una proporción de masa fija"* o bien *"En un compuesto químico las proporciones entre las masas de los elementos que lo constituyen son siempre constantes, independiente del origen del compuesto o de su modo de preparación"*.

Por ejemplo, si combinamos hidrógeno con oxígeno para dar agua, siempre lo hacen en la misma proporción $\frac{1 \text{ g de Hidrógeno}}{8 \text{ g de oxígeno}}$. Si usamos 1 g de hidrógeno con 8 g de oxígeno se consumirán íntegramente y se formaran 9 g de agua (en atención a la ley de la conservación de la masa). Si usamos 2 g de hidrógeno y 16 de oxígeno estarán en la misma proporción y por tanto se consumirán íntegramente y se formarán 18 g de agua, pero si usamos 3 g de hidrógeno y los mismos 16 g de oxígeno, el hidrógeno extra sobrará y se formará la misma

¹ Proust (1754-1826) fue un químico francés que desarrollo parte de su actividad en España, como profesor de química y metalurgia en el Real Colegio de Artillería de Segovia, situado en el Alcázar de la ciudad.

cantidad que en el caso anterior de agua. Lo mismo ocurre si combinamos 2 g de hidrógeno con 17 de oxígeno, que sobra uno de oxígeno y se forman 18 de agua.

Ley de las proporciones múltiples: (Dalton ,1808) *“Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las diferentes masas de uno de ellos que se combina con una masa fija del otro se encuentran siempre en la relación de números enteros sencillos”*.

Por ejemplo, Dalton sabía que el carbono forma dos óxidos mediante la combinación con oxígeno en diferentes proporciones. Una masa fija de carbono, por ejemplo 100 gramos, puede reaccionar con 133 gramos de oxígeno para producir el primero de los óxidos, o con 266 gramos de oxígeno para producir el otro. La proporción de las masas de oxígeno que puede reaccionar con 100 gramos de carbono es 266:133 \approx 2:1, una relación de números enteros pequeños. Dalton interpretó este resultado en su teoría atómica proponiendo que los dos óxidos tienen uno o dos átomos de oxígeno respectivamente para cada átomo de carbono. En notación moderna, la primera es CO (monóxido de carbono) y el segundo es el CO₂ (dióxido de carbono).

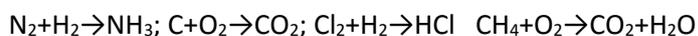
2.2 Teoría atómica de Dalton (1808):

Para explicar dichas leyes Dalton debe suponer que la materia está formada por átomos que se combinan para dar lugar a los compuestos.

Afirmaciones de la teoría atómica de Dalton:

- La materia está formada por partículas individuales, indestructibles y de tamaño fijo denominadas **átomos**.
- Los átomos de un mismo elemento son **iguales** entre si en **tamaño** y en **masa**, pero distintos de los átomos de otro elemento diferente.
- Los compuestos químicos se forman al unirse los átomos de **diferentes elementos** entre sí siempre en la **misma relación** (moléculas iguales). De aquí procede el uso de la fórmula de un compuesto, que nos indica el nº de átomos de cada clase que componen una cualquiera de sus moléculas (ej: H₂O, NH₃, NaCl...). A los átomos de un elemento los representamos por una o dos letras, la 1ª mayúscula (H, He, O, Cl, C, Ne, Ar, Na) que proceden del nombre del elemento en latín (generalmente)
- En una reacción química, **los átomos se reagrupan** de forma distinta a como estaban inicialmente, pero ni se crean ni se destruyen. ej: **H₂+O₂→H₂O**. La reacción debe **ajustarse** para que se cumpla que **TODOS** los que están en el primer miembro (reactivos) vuelvan a APARECER en el segundo (aunque unidos de forma distinta) . Correctamente sería **2H₂+O₂→2H₂O** (o cualquier múltiplo de esta).

Actividades: Escribir en forma corpuscular y ajustar la anterior y:



2.3 Explicaciones a los hechos experimentales:

Esta teoría fue aceptada porque permitía explicar de una manera sencilla las leyes experimentales conocidas en esa época y ya expuestas anteriormente.

- La afirmación de que los átomos eran indestructibles justificaba la conservación de la masa, ya que estos ni se creaban ni se destruían en una reacción química. Lo que ocurría en ella es la reordenación de los átomos.
- La segunda y la tercera parecen muy razonables. La masa era la única magnitud medible de la época y parece razonable suponer que todos los átomos de un elemento eran idénticos. Si suponemos eso podemos justificar fácilmente la ley de Proust. Cuando combinamos O e H para dar agua, sabemos que su fórmula es H₂O y que por tanto para producir N moléculas de H₂O haran falta N átomos de O, que tendrán de masa N·M_O, siendo M_O la masa de un átomo de oxígeno, y 2N átomos de

H, que tendrán de masa M_H , siendo $2N \cdot M_H$ la masa de un átomo de H. El cociente entre las masas de oxígeno e hidrogeno necesarias para producir N moléculas de agua (siendo N un nº cualquiera):

$$\frac{m_{\text{oxígeno}}}{m_{\text{hidrógeno}}} = \frac{N \cdot M_O}{2N \cdot M_H} = \frac{M_O}{2 \cdot M_H} = \text{constante para el } H_2O$$

Esa proporción constante (lo será ya que la fórmula de todas las moléculas es idéntica y la masa de los átomos siempre es la misma) nos permitiría incluso, definiendo como unidad la masa de un átomo que se combine con muchos elementos y conociendo la fórmula de éstos compuestos conocer las masas relativas de los átomos. Así, si tomamos como referencia el H, $M_H=1$ y sabemos que la fórmula del agua es H_2O y que la proporción estequiométrica es 8 g O/1 g H= $M_O/2 \cdot 1$. De ahí, la M_O será 16 veces la del H. Eso permitió la construcción de escalas de masa atómica.

También podemos justificar con facilidad la propia ley de Dalton. Si tenemos una masa fija de carbono, por ejemplo, las masas de oxígeno que se combinarán con ella para dar CO y CO_2 deben estar en proporción 2 a 1, puesto que para dar CO_2 hacen falta el doble de átomos de O que para dar CO (a igualdad de átomos de C, claro está).

Sin embargo, Dalton no dispuso de evidencias experimentales para establecer la relación entre los átomos en las moléculas de los compuestos. Para resolverlo utilizó la más sencilla que es la 1:1 con lo que la fórmula del agua sería, según Dalton, HO y la fórmula del amoníaco NH. Eso le llevo a calcular de manera errónea algunas masas atómicas.

CRÍTICA: Las ideas básicas de esta teoría son correctas, pero muchas de las iremos refinando más adelante. No es propiamente un modelo atómico, ya que no dice cómo son los átomos.

3 Teoría atómica de Thomson.

3.1 Hechos experimentales.

3.1.1 Naturaleza eléctrica de la materia.

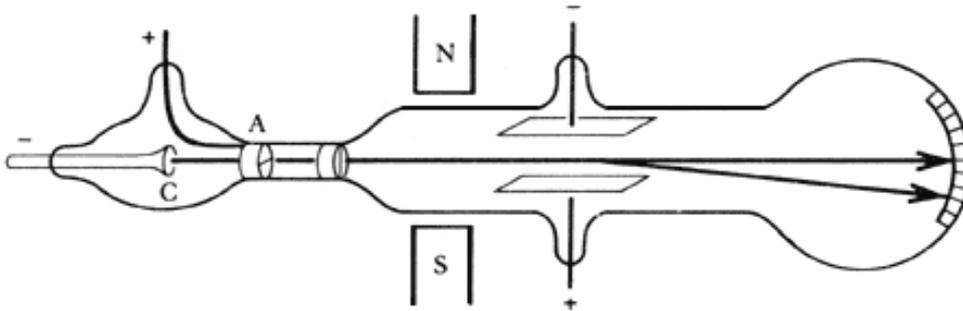
Hay que diferenciar los fenómenos eléctricos de los magnéticos.

Las primeras experiencias con electricidad fueron por frotamiento del vidrio con una piel o con lana (electricidad vítrea, hoy llamada negativa) y del frotamiento del ámbar (resina fósil de pino, de cuyo nombre griego, **elektron**, viene la palabra electricidad) con un paño de seda (electricidad resinosa, hoy llamada positiva).

- Pronto se vio que objetos con cargas del mismo signo se repelen y con distinto signo se atraen.
- la electricidad pasa de un cuerpo a otro, pudiendo dividirse (si el segundo no tiene carga) o neutralizarse (si el segundo tiene carga de signo distinto).

3.1.2 Tubo de rayos catódicos. Descubrimiento del electrón.

Un tubo de rayos catódicos es un recipiente de vidrio contiene un gas a baja presión (por tanto con muy pocos átomos) que es sometido a una corriente eléctrica de alto voltaje. Del polo negativo, llamado cátodo (C), sale un rayo de luz verdosa que se dirige hacia el ánodo (A) (positivo).

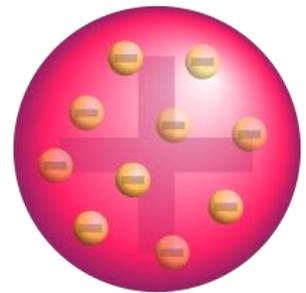


Son los rayos catódicos. En 1897 los estudio el físico inglés J.J. Thomson observando lo siguiente.

- Son capaces de mover un pequeño molinillo de mica colocado en su interior → Son un chorro de **partículas con masa**. Stoney las bautizó como electrones.
- Son repelidos por cargas negativas y atraídos por cargas positivas → Tienen **carga negativa**.
- Su masa y su carga es la misma, sea cual sea el gas interior → Forman parte de los átomos de todas las sustancias.
- Millikan (1911) midió su carga resultando ser $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (1 C=1 Culombio; 1 amperio=1 Culombio/segundo). Su masa es de $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, unas 2000 veces menos que la masa del átomo más ligero, el de hidrógeno.

3.2 Modelo atómico de Thomson (1904)

Thomson pensó que si los electrones eran arrancados por la corriente eléctrica en los rayos catódicos era porque formaban parte de todos los átomos. Como los átomos en su conjunto eran neutros debía existir otra parte con **carga positiva y la mayoría de la masa del átomo**. Thomson imaginó el átomo como una **esfera** uniforme cargada positivamente en la que se encuentran incrustados los electrones en cantidad suficiente para que el conjunto sea eléctricamente neutro (modelo de pudding de pasas).



3.3 Explicaciones de los hechos experimentales.

Al introducir un gas a baja presión habrá pocos átomos de gas dentro del tubo. Cuando aplicamos una gran diferencia de potencial entre las placas, los electrones se sienten atraídos hasta el ánodo (+) y el resto positivo al cátodo (-), de tal forma que si el voltaje es elevado se separan ambas partes, electrones y resto positivo, dirigiéndose ambas en direcciones opuestas. Los electrones forman los rayos catódicos. Es importante que haya pocos átomos para que los electrones puedan llegar al cátodo sin chocarse con nada.

El modelo predice que los restos positivos se dirigirán hacia el cátodo. Esos restos positivos (cationes les llamamos ahora) fueron encontrados poco más tarde (Goldstein, 1886) y se denominaron **rayos canales**.

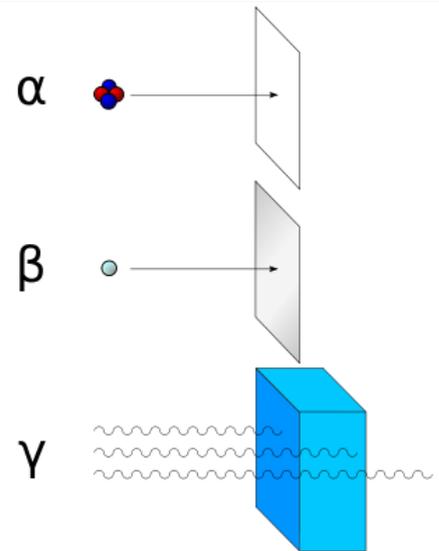
4 Modelo atómico de Rutherford

4.1 Hechos experimentales

4.1.1 Radiactividad.

La radiactividad natural fue descubierta por Becquerel en 1896 al observar que unas sales de uranio velaban las placas fotográficas conservadas en su envoltorio. El nombre se lo dio Marie Curie unos años más tarde. Se observó que ciertas sustancias, denominadas radiactivas, emiten una radiación compuesta de 3 radiaciones distintas:

- **Emisión α :** Formada por partículas cargadas positivamente y muy masivas, como 4 veces el átomo de hidrógeno. Es detenida por una lámina de papel.
- **Emisión β :** Está formada por electrones muy veloces. Son detenidos por una lámina fina de aluminio, por ejemplo.
- **Emisión γ :** No son partículas, sino ondas, como las de radio, pero de muy alta energía y peligrosas para los seres vivos. Para detenerla se necesita una capa de plomo de varios centímetros o un muro de hormigón.

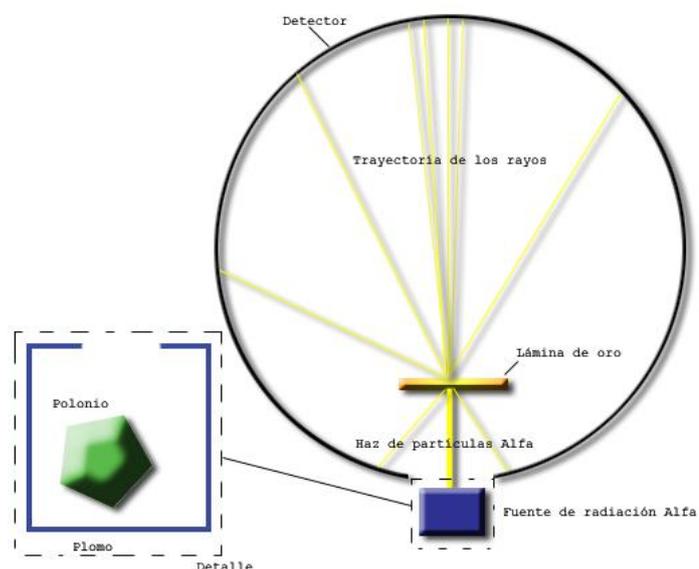


La existencia de estas radiaciones, procedentes del interior del átomo, hizo pensar a los científicos en que el átomo era más complejo de lo que Thomson pensaba.

4.1.2 Experimento de Rutherford

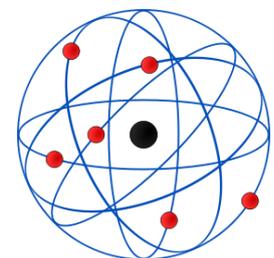
En 1911 Rutherford realizó su famoso experimento. Bombardeó con radiación α (partículas α) procedente de una fuente radiactiva una lámina finísima (de 3 o 4 átomos de espesor) de oro y observó en una pantalla fosforescente donde terminaban dichas partículas. Observó que:

- La mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse \rightarrow Eso significaba que el átomo estaba prácticamente vacío.
- Algunas partículas α se desviaban mucho e incluso alguna rebotaba. Eso significaba que chocaba contra un cuerpo cargado positivamente, que las repele, y de gran masa, que las hace rebotar.



4.2 Modelo atómico de Rutherford

Para explicar estos hechos propuso un modelo similar al modelo planetario del sistema solar. En el centro del átomo habría un **núcleo** con casi toda la masa del átomo y toda su carga positiva. Girando a su alrededor, en una zona denominada **corteza**, estarían los electrones, atraídos por la fuerza eléctrica. La mayoría del átomo estaría, por tanto, vacío.



4.3 Explicación del experimento.

Ya lo hemos visto.

5 Características de los átomos.

- En 1919 Rutherford descubrió el protón, una partícula con la misma carga que el electrón, pero positiva, y con una masa una 2000 veces mayor que la del electrón. Están formando parte de los núcleos atómicos, junto con otras partículas, llamadas neutrones (Chadwick, 1932), sin carga y de masa muy parecida a la de los protones.

- El resumen de las partículas que forman el átomo (llamadas **partículas subatómicas**) quedaría (expresando la masas en **u.m.a.**, **unidad de masa atómica**, que es aproximadamente la masa de un protón o neutrón):

	Partícula	Masa (kg)	Masa (uma)	Carga (C)	Carga (e)
Núcleo	Protón	$1,6725 \cdot 10^{-27}$	1,0073	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1
	Neutrón	$1,6748 \cdot 10^{-27}$	1,0087	0	0
Corteza	Electrón	$9,1096 \cdot 10^{-31}$	0,00055	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1

- Considerado como una **esfera**, el átomo tiene un radio de 10^{-10} m y el núcleo tiene un radio de 10^{-14} m. Para hacernos una idea: si el átomo fuera del tamaño de un campo de fútbol, el núcleo sería como una canica colocada en su centro, y los electrones, como cabezas de alfiler que girarían alrededor de la canica.
- Alrededor del 99,9% de la **masa** total del átomo se encuentra concentrada en el núcleo (protones y neutrones) y el resto corresponde a la corteza (electrones).
- En los átomos el número de protones es igual al de electrones. Así resulta que el átomo no tiene carga eléctrica neta (es **neutro**), se compensan la carga negativa de los electrones con la carga positiva de los protones.
- Los átomos pueden perder o ganar con cierta facilidad electrones, formándose los denominados **iones**:
 - Iones positivos o cationes**: Se forman por la **pérdida** de electrones. Tienen tantas cargas positivas como electrones han perdido. Así, el Fe^{2+} es un átomo de hierro que ha perdido 2 electrones.
 - Iones negativos o aniones**: Se forman por la **ganancia** de electrones. Tienen tantas cargas negativas como electrones han ganado. Así el Cl^- es un átomo de cloro que ha ganado un electrón.

6 Números atómicos y másico

- Para identificar las partículas que constituyen un átomo se utilizan dos números muy importantes:
 - Número atómico (Z)**: el **número de protones** que tiene el núcleo. En el átomo neutro coincide con el número de electrones en la corteza. Todos los átomos del mismo **elemento químico** tienen igual número atómico. Por ejemplo, todos los átomos de oxígeno tienen $Z = 8$.
 - Número másico (A)**: la suma de los **neutrones y los protones**. Se llama así porque la masa del **átomo en uma** es prácticamente igual a dicho número (porque neutrones y protones tienen masa 1 uma y los electrones masa casi despreciable)

7 Representación de los átomos

- El átomo se representa por un símbolo o abreviatura del nombre del elemento (X) formado por él, por su número atómico (Z) y su número másico (A): ${}_Z^AX$
- Conociendo el símbolo del elemento y sus números atómico y másico, es fácil determinar las partículas del átomo. Por ejemplo, para el carbono (${}^{14}_6\text{C}$), que tiene $Z = 6$ y $A = 14$, tenemos 6 protones ($Z = 6$), 6 electrones y 8 neutrones ($A - Z$).
- Si el átomo no es neutro se indica su **carga** de esta manera: ${}^{14}_6\text{C}^{2+}$. Sería un átomo de carbono al que le faltan 2 electrones. Por tanto, tendría 6 protones, $14 - 6 = 8$ neutrones y $6 - 2 = 4$ electrones (se restan

los 2 que le faltan, por eso tiene 2 cargas positivas). Si el átomo fuese el ${}^8_{18}\text{O}^{2-}$ tendría 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones (los 8 del átomo neutro, tantos como protones, y los 2 de más que ha ganado).

8 Isótopos

- Todos los átomos del mismo elemento poseen el mismo número atómico, es decir, el mismo número de protones en el núcleo. Sin embargo, el análisis de muchos elementos ha llevado a la conclusión de que algunos tienen diferente número de neutrones y por ello diferente número másico.
- Los átomos de un mismo elemento (tienen que tener el mismo número atómico) que tienen distinto número másico, es decir, distinta masa, se llaman **isótopos**.
- Por ejemplo, existen en la naturaleza tres átomos diferentes del hidrógeno: ${}^1_1\text{H}$, ${}^2_1\text{H}$ y ${}^3_1\text{H}$. Los tres tienen un único protón ($Z=1$), el primero no tiene neutrones, el segundo tiene 1 neutrón y el tercero tiene dos neutrones.
- A veces se representan los isótopos como el símbolo del elemento seguido del número másico (ej: Cl-35 y Cl-37, 3 isótopos del Cl). El número atómico de un elemento es fijo y a veces no se indica.
- Ahora podemos dar la definición exacta de **u.m.a.**: Inicialmente se tomó como la masa del átomo de hidrógeno, el más ligero de todo, pero hoy día se ha cambiado y se toma como la **doceava parte de la masa del isótopo 12 del carbono**. Es decir, un átomo de C-12 pesa exactamente 12 u.m.a. Viene a ser prácticamente igual a la definición antigua, de ahí lo de la doceava parte.
- En la tabla periódica se indica el número atómico de cada elemento y su **masa atómica media**, que es la suma de la masa de cada uno de los isótopos naturales que existen de ese elemento multiplicada por el porcentaje en que se encuentran en la naturaleza y todo ello dividido entre 100. Así, la masa atómica de los isótopos anteriores sería 35 u.m.a. y 37 u.m.a., aproximadamente y sabiendo que su riqueza natural es del 75% y del 25% respectivamente, podemos calcular la masa atómica media del cloro como:

$$\frac{35 \times 75 + 37 \times 25}{100} = 35,5 \text{ uma}$$

9 Modelo atómico de Bohr

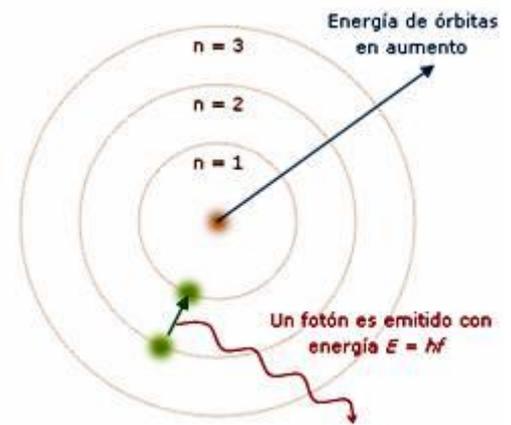
9.1 Hechos experimentales.

Fueron 2 básicamente. No entraremos en muchos detalles por evitar la parte matemática que llevan.

- Hipótesis cuántica de Planck (1900), según la cual la energía está cuantizada, es decir, sólo puede tomar valores que sean múltiplos de una cantidad fundamental llamada cuanto de energía. Para entender que es la cuantización puedes compararlo con la carga: Como el electrón no es divisible, sólo podemos obtener cargas múltiplos de la del electrón. La cuantización de la energía es difícil de observar en energía cotidianas porque el cuanto es muy pequeño, pero a nivel atómico la cuantización es imprescindible.
- Espectros atómicos: Si hacemos pasar un rayo de luz blanca a través de un prisma triangular, la luz se descompone según los distintos colores que la forma y obtendremos todos los colores del arco iris. Si hacemos lo mismo con la luz procedente de someter a una muestra de un elemento en estado gaseoso a una descarga eléctrica no se obtienen todos los colores, sino sólo unos pocos, que son característicos de cada elemento. Al patrón de colores desprendido se denomina espectro atómico y se usa hoy día para analizar un compuesto (espectrometría), ya que cada elemento tiene su espectro propio.

9.2 Modelo de Bohr (1913)

Bohr perfeccionó el modelo de Rutherford en 1913 estableciendo que en el átomo sólo podía haber ciertas **órbitas** circulares permitidas para los electrones. Cada órbita permitida viene caracterizada por un número entero empezando por el 1 que se denomina número cuántico principal **n**. n valdrá 1 para la órbita más cercana al núcleo, $n=2$ para la siguiente órbita y así sucesivamente.



9.3 Explicación de los hechos experimentales.

Refinamientos.

Como el electrón sólo puede estar en ciertas órbitas, sólo puede tener ciertas energías, con lo que se cumple la cuantización. Además, los espectros se explican como la luz liberada por el electrón al pasar de un nivel a otro. Como sólo hay unas cuantas órbitas (con sus correspondientes energías) sólo hay unas pocas posibilidades de salto posibles y por tanto unas posibles frecuencias (colores).

El fallo es que según se fueron conociendo mejor los espectros hubo que introducir refinamientos (Sommerfeld), del tipo órbitas elípticas y orbitas con diferentes orientaciones espaciales, aumentando el nº de números cuánticos necesarios para describir cada órbita.

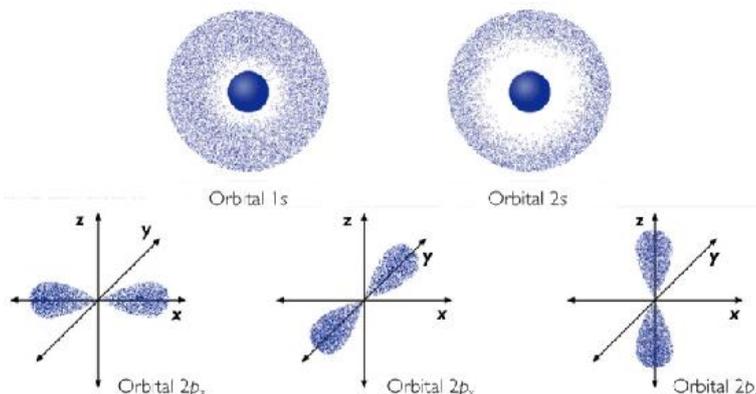
10 Modelo atómico de la mecánica cuántica. Modelo actual

10.1 Hechos experimentales

Además de la hipótesis cuántica de Planck hubo otro principio que revolucionó de física clásica: El principio de incertidumbre (Heisenberg) afirma que *es imposible conocer con total precisión y simultáneamente la velocidad con la que se mueve un electrón y su posición*. Cuanto más precisamente conozcamos una de ellas a través de un experimento mayor será la incertidumbre en el valor de la otra. Esto destruye la aplicación de la mecánica clásica, la de Newton, al electrón en el átomo. La mecánica de Newton necesita (ya lo veremos más adelante cuando estudiemos la dinámica y la cinemática) una posición y una velocidad a un cierto tiempo para describir el movimiento de un cuerpo. Si yo digo que ahora estoy en un punto y me dirijo al norte a 2 m/s de velocidad constante, al cabo de 10 s estaré 20 m al norte de donde empecé. Si no se exactamente la posición de partida o la velocidad, no podré precisar el camino, la posición final.

10.2 Modelo mecanocuántico

El **modelo mecanocuántico** actualmente aceptado admite que no pueden situarse con precisión las posiciones de los electrones, sino sólo la probabilidad de hallarlos en una posición determinada. Se habla de **orbitales** (por analogía a las orbitas de Bohr), regiones del espacio en las que la probabilidad de encontrar al electrón es muy alta. Luego los estudiaremos con más detalle.



11 Configuraciones electrónicas (según la mecánica cuántica).

- Para estudiar las propiedades químicas de los átomos, en especial su valencia (su capacidad de combinación) es necesario saber cómo se disponen los electrones en la corteza. Eso es la **configuración electrónica** de un átomo.



- Para ello, primero aprenderemos a identificar los orbitales, identificados por un **número n** (que indica su tamaño) y una **letra** (que indica su forma). No todas las combinaciones de ambos son posibles. Las que existen son:
 - El nº de figura en superíndice es el nº máximo de electrones que caben en ese orbital. En un orbital de tipo s, sea del nivel que sea (1s, 2s, 3s) caben 2 electrones, en uno de tipo p caben 6, en uno de tipo d 10, en uno de tipo f, 14 (se van añadiendo 4).
- El orden de energía de esos orbitales (de menor a mayor) se calcula mediante el diagrama de Moeller, realizando líneas inclinadas en diagonal, tal y como se hizo en la figura anterior.
- Ahora iremos añadiendo los electrones a los orbitales, empezando por los de menor energía, con las limitaciones de la capacidad de cada orbital vistas antes. Cuando no quepan más electrones en un orbital, pasamos al siguiente. El número de electrones se indica al lado de cada orbital como superíndice.
- Así, por ejemplo:
Configuración electrónica del átomo neutro del elemento con $Z=20$ (Calcio, Ca). Tenemos que colocar 20 electrones. Empezamos con 2 en el 1s, otros 2 en el 2s, 6 en el 2p (ya llevamos 10, nos faltan otros 10), 2 en el 3s, 6 en el 3p y los 2 que nos faltan para 20 en el 3s. Su configuración sería:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.
Si queremos hacer la configuración del átomo neutro del elemento con $Z=21$ (Escandio, Sc), sería igual que la anterior, añadiendo el electrón nº 21 en el siguiente orbital, el 3d. Su configuración sería $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.
- Aquí tienes la configuración de los 11 primeros elementos. Inténtalos sin mirar el resultado.

Elemento	Nombre	Z	Configuración
H	Hidrógeno	1	$1s^1$
He	Helio	2	$1s^2$
Li	Litio	3	$1s^2 2s^1$
Be	Berilio	4	$1s^2 2s^2$
B	Boro	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	Carbono	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	Nitrogeno	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	Oxígeno	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	Fluor	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	Neon	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	Sodio (Natrium)	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- Es fácil escribir las configuraciones de los iones atómicos. Si tenemos, por ejemplo, el Oxígeno, O, cuyo $Z=8$ (8 electrones el átomo neutro). Su configuración sería: $1s^2 2s^2 2p^4$. El ión monopositivo del oxígeno, representado por O^+ , tendría 7 electrones (por eso tiene una carga positiva, 8 protones en el núcleo y 7 electrones en la corteza). Su configuración sería: $1s^2 2s^2 2p^3$. El ión O^{2+} tendría de configuración $1s^2 2s^2 2p^2$.
 - En cambio, el ión O^- del oxígeno tendría 9 electrones, uno más que protones (recuerda que el todos los átomos de oxígeno, por tener $Z=8$, tienen 8 protones y pueden variar el nº de electrones según la carga del ion). Su configuración será $1s^2 2s^2 2p^5$ y la del O^{2-} $1s^2 2s^2 2p^6$.
- También podemos calcular la configuración electrónica de un átomo neutro si sabemos la de un ion, pero debemos pensar un poco. CUIDADO. Si nos dicen, por ejemplo, que el ión Na^+ tiene una configuración $1s^2 2s^2 2p^6$ deducimos, contando los electrones, que tiene 10, pero como tiene una carga positiva sabemos que tiene 11 protones. El átomo neutro de Na tendrá también 11 electrones (neutro) y su configuración será $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Si nos dicen que el F^- tiene una configuración electrónica de $1s^2 2s^2 2p^6$, sabemos que tiene un electrón de más, por lo que el F será $1s^2 2s^2 2p^5$.

Ejercicios:

Hacer más configuraciones electrónicas, escribir las de los iones monopositivos de los últimos y las de los mononegativos. Dados una serie de configuraciones de iones monopositivos hallar la configuración del átomo neutro. Igual para los dinegativos, por ejemplo.

12 Tabla periódica:

Historia:

- En 1869, el ruso **Dmitri Ivánovich Mendeléyev** publicó su primera Tabla Periódica en **Alemania**. Un año después lo hizo **Julius Lothar Meyer**, que basó su clasificación periódica en la periodicidad de los volúmenes atómicos en función de la **masa atómica** de los elementos. Por ésta fecha ya eran conocidos 63 **elementos** de los 90 que existen en la naturaleza. La clasificación la llevaron a cabo los dos químicos de acuerdo con los criterios siguientes:
 - Colocaron los elementos por orden creciente de **sus masas atómicas**.
 - Los agruparon en filas o periodos de distinta longitud.
 - Situaron en el mismo grupo elementos que tenían propiedades químicas similares, como la **valencia**
- Fué **Henry Moseley** el que en 1913 propuso usar como identificador de cada elemento el número de protones de su núcleo, el **número atómico** (Z) o número de **cargas positivas** del **núcleo**. Desde entonces el orden de la tabla periódica es el del **número atómico creciente**.

Que és:

- La **tabla periódica** es una representación ordenada de todos los elementos conocidos. Los elementos se disponen siguiendo el orden de su **número atómico creciente**, empezando por el Hidrógeno (Z=1) que se coloca a veces en la primera columna y a veces en el centro, como ejemplo de la información que contiene la tabla (ver figura lateral), le sigue el He (Z=2), que es el primero de un conjunto de gases denominados **gases nobles** (He, Ne, Ar, Xe, Rn, At). El elemento siguiente al gas noble se escribe en la siguiente fila, en orden de número atómico creciente, hasta llegar al siguiente gas noble y así hasta el final. Puedes consultar una muy buena en http://www.mcgraw-hill.es/bcv/tabla_periodica/. Podría pensarse que lo mejor sería colocarlos en una gran tira ordenados del 1 al 112, pero se observó que periódicamente (de ahí su nombre) los elementos tienen propiedades parecidas (por ejemplo, el S tiene propiedades parecidas al O, aunque uno sea un gas y otro un sólido, y por ello se ponen en la misma columna). Por eso se colocan en filas y columnas. Los situados en la misma columna tienen propiedades químicas semejantes.
- Así se construye la tabla periódica, que contiene a día de hoy **7 filas o períodos**, numerados del 1 al 7. Por el motivo que veremos a continuación no todos son igual de largos, aunque todos empiezan por un metal alcalino y terminan en un gas noble.
 - 1 Período muy corto, el 1º, con 2 elementos.
 - 2 Períodos cortos, el 2º y 3º, con 8 elementos.
 - 2 Períodos largos, el 4º y 5º, con 18 elementos

Número atómico ▶	1	1,00797	1	◀ Peso atómico
Punto de Ebullición en °C ▶	-252,7			◀ Valencia
Punto de fusión en °C ▶	-259,2			◀ Símbolo
Densidad (g/ml) ▶	0,071			◀ Estructura atómica
			1s ¹	◀ Nombre
			H	
			Hidrógeno	

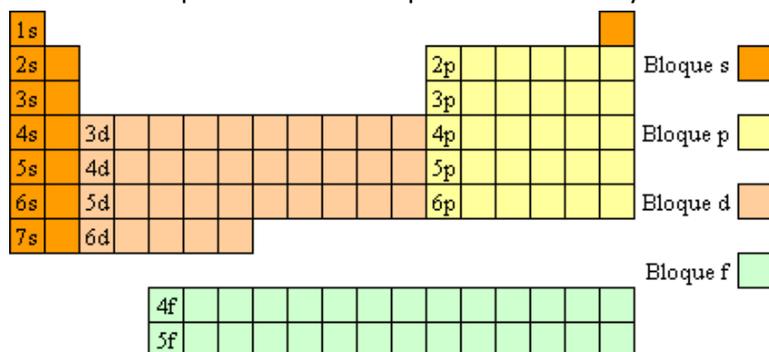
- Si analizamos la configuración electrónica de un grupo cualquiera, por ejemplo, el de los metales alcalinos, nos encontramos con el
 - Li: $1s^2 2s^1$
 - Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$,
 - K: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

vemos que todos ellos tienen el **electrón diferenciador**, el último añadido, en el orbital ns^1 . Si todos tienen propiedades químicas semejantes y configuración electrónica externa semejante es que habrá una relación entre ambos hechos. Las propiedades químicas de los alcalinos radicarán en su configuración. Todos terminan en ns^1 , siendo la n el período del alcalino concreto (2 para el Li, 3 para el Na, 4 para el K...)

- Igual ocurre con los anfígenos:
 - O: $1s^2 2s^2 2p^4$
 - S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 - Se: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

Todos ellos tienen las mismas propiedades y la misma configuración electrónica externa, $ns^2 np^4$.

- Podemos sacar una conclusión: todos los elementos de un **mismo grupo** tienen el mismo número de **electrones de valencia** (1 los alcalinos y 6 los anfígenos), la misma configuración electrónica externa y, como consecuencia, **propiedades químicas semejantes**. Los electrones situados en la última capa de un átomo (la más externa) se conocen como **electrones de valencia**. Los electrones de valencia serán los responsables de las propiedades **químicas** de los elementos y, por lo tanto, los átomos que presentan el mismo número de electrones en su última capa tendrán **propiedades semejantes**.
- En el sistema periódico se pueden distinguir **cuatro bloques**, denominados s, p, d y f, que corresponden al llenado de los orbitales correspondientes.
 - El bloque **s** está constituido por los grupos 1 y 2
 - El bloque **p** lo forman los grupos 13 al 18
 - El bloque **d** está compuesto por los elementos de los grupos 3 al 12
 - El bloque **f** está formado por los lantánidos y los actínidos



- El número del período de un elemento coincide con el valor de n del orbital mayor ocupado.
- Otra regla interesante que podemos deducir de la tabla periódica y que nos será muy útil para estudiar y comprender el enlace químico y la valencia (la capacidad de combinación de un átomo) es la **regla del octeto**. Los gases nobles tienen todos como configuración de la última capa $ns^2 np^6$, es decir, 8 electrones, y no se combinan con nadie. Eso llevó a los químicos a pensar que tener 8 electrones en la última capa proporcionaba una gran estabilidad al átomo. Todos los átomos tratarán de intercambiar electrones, bien por transferencia completa (enlace iónico), bien por compartición (enlace covalente), de conseguir tener esos 8 electrones en su última capa. Esa es la regla del octeto, que si bien no se cumple en todos los casos es una muy buena aproximación al enlace químico.

13 Propiedades periódicas

13.1 Radio atómico y radio iónico

Los radios atómico e iónico no son sencillos de definir, pues el átomo no es un objeto esférico de límites definidos, sino que los contornos de las nubes electrónicas de átomo e iones no están bien delimitados.

El radio atómico aumenta al descender en un grupo, decrece de izquierda a derecha en un periodo.

- En un **grupo o familia**, los radios atómicos crecen al aumentar el número atómico porque los electrones se colocan en nuevas capas electrónicas; los electrones más externos son menos atraídos por el núcleo y la carga eléctrica de los demás electrones, más internos, los repele produciendo todo ello un aumento de volumen.
- En un mismo **periodo**, los radios atómicos disminuyen al aumentar el número atómico, puesto que el electrón diferenciador que cada elemento tiene añadido respecto al anterior se sitúa en un nivel energético muy parecido. Además cada elemento también tiene, respecto al anterior, un protón más en su núcleo, con lo que aumenta cada vez más la atracción de este sobre los electrones, provocando que el volumen del átomo disminuya.
- Los **iones positivos** se forman por la pérdida de electrones y sus radios son menores que los de sus átomos neutros. La atracción del núcleo es mayor y eso hace que disminuya el tamaño. Esto es especialmente notable en los iones de los alcalinos y alcalino-térreos, pues al perder uno o dos electrones respectivamente sus configuraciones pasan a ser de un nivel inmediatamente inferior al de los átomos neutros.
- Los **iones negativos**, son mayores que sus átomos neutros correspondientes, porque los electrones añadidos están bajo la influencia de un núcleo cuyo número de protones no ha aumentado.

13.2 Electronegatividad

Cuando dos átomos distintos se unen, los electrones que participan en el enlace **no** son igualmente atraídos por los núcleos respectivos, sino que uno de ellos tiene más tendencia a atraer al par o pares de electrones.

Aumento de electronegatividad →

	1A	2A												13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A	
	H 2.1														B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	
	Li 1.0	Be 1.5																		
	Na 0.9	Mg 1.2	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B		Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0		
	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6		Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8		
	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7		In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5		
	Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9		Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2		
	Fr 0.7	Ra 0.9																		

Aumento de electronegatividad ↑

La electronegatividad es la tendencia que tiene un átomo a atraer hacia sí el par de electrones de un enlace químico.

Linus Pauling diseñó una escala para asignar valores a las electronegatividades de los elementos químicos, que se presenta en la siguiente tabla:

Pauling le asignó el valor 4,0 al elemento más electronegativo, que es el flúor y calculó las electronegatividades de los demás respecto de este valor. Su escala va del 0 al 4, aunque ninguno tiene el valor de 0. El valor más bajo es el del Fr (0,7). El más alto es el del F (4,0) y el segundo más alto el del O (3,5).

- Dentro de un **grupo** la electronegatividad disminuye a medida que aumenta el número atómico.
- Dentro de un **periodo** aumenta de izquierda derecha hasta ser máxima en los elementos finales (con excepción de los gases nobles).

13.3 Carácter metálico

El carácter metálico está relacionado con la electronegatividad, pues un elemento tiene más carácter metálico cuanto menor sea su electronegatividad. Así los elementos metálicos tienen poca tendencia a captar electrones y, en cambio, los ceden fácilmente.

El carácter metálico disminuye dentro de un mismo período y aumenta al descender dentro de un grupo.

El carácter metálico domina el 80% de la tabla periódica, si bien es más intenso cuanto más bajo y más a la izquierda está situado un elemento.

Hay 22 elementos no metálicos situados en la zona superior derecha de la tabla, a excepción del hidrógeno, al que, por su notación, le correspondería figurar en el primer grupo, pero que, al no ser un metal, a menudo se le representa aparte.