

Se tuvo que esperar a los siglos XVI-XVII para poderse romper con la tradición alquimista, estableciéndose las bases del método científico y desapareciendo el hermetismo de los escritos, comunicándose los resultados de las observaciones. Esto dio lugar a la creación de Academias Científicas en numerosos países.

Robert Boyle (1637-1694) fue el primer químico que rompe abiertamente con la tradición alquimista. Para él, "elemento químico" es toda sustancia que no puede separarse en otras.

Pero hubo de esperarse hasta el siglo XIX para poderse comprobar la discontinuidad de la materia.

— **Teoría atómica de Dalton.**

Hace 25 siglos, Leucipo de Mileto inventó el concepto de "átomo", siendo su discípulo Demócrito el creador de una teoría al respecto. Esta fue aceptada por hombres como Galileo, Boyle, Newton... pero fue Dalton (1766-1844) quién construyó una verdadera teoría científica, coordinando los fenómenos observados y las leyes de la combinación química.

Esta teoría puede resumirse en:

1. Los elementos químicos están formados por átomos, consistentes en partículas, separadas entre sí e indestructibles.
2. Los átomos de un mismo elemento son todos iguales en masa y en todas las demás propiedades.
3. Los átomos de elementos diferentes tienen distinta masa y demás propiedades.
4. Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica sencilla.

— **Átomos y moléculas.**

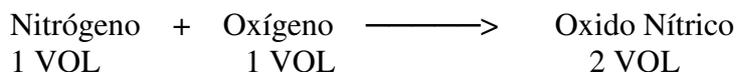
La teoría atómica de Dalton explica las leyes ponderales de las combinaciones químicas, pero no puede explicar la ley de los **volúmenes de combinación** (Gay-Lussac): "los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de P y T, guardan entre sí una relación de números enteros sencillos."

Dalton, según su teoría, supone que los elementos gaseosos están formados por átomos de dichos elementos:

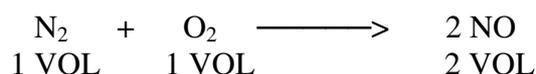
Según Dalton:



Sin embargo, Gay-Lussac había obtenido experimentalmente:



Avogadro resolvió suponiendo que las partículas últimas de los gases no son átomos, sino agregados de átomos, a los que llamó **moléculas**:



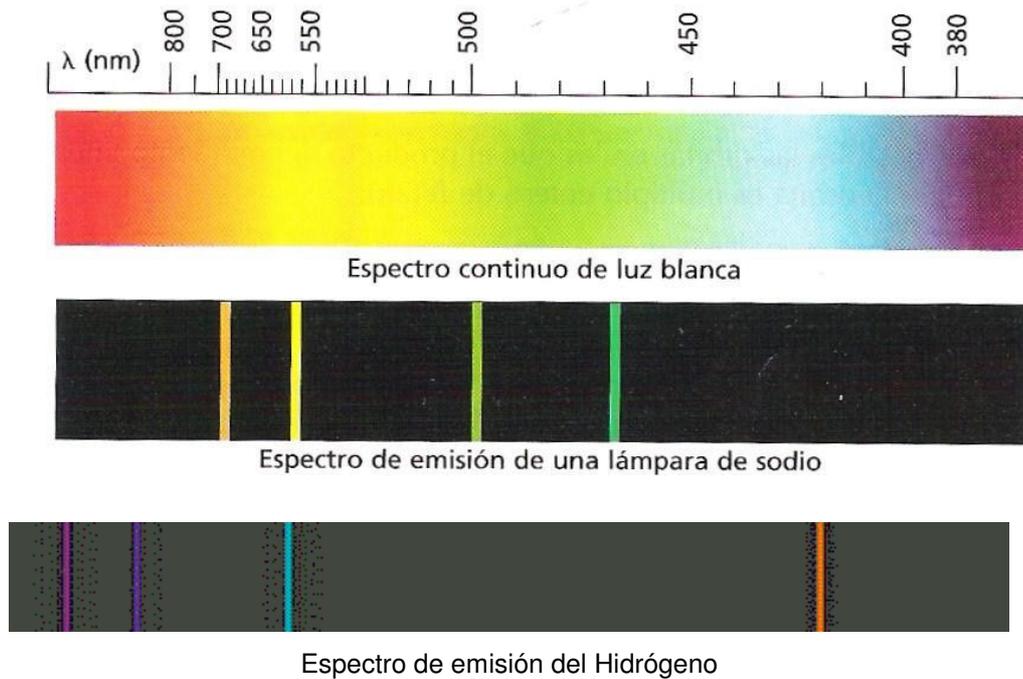
Así, Avogadro introdujo el concepto de molécula (como agregado de átomos) y formuló la hipótesis: "en volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en las mismas condiciones de P y T, hay el mismo número de moléculas" (**Principio de Avogadro**).

Para finalizar, Avogadro considera a los elementos formados por átomos iguales; y a los compuestos, por átomos distintos (elementos).

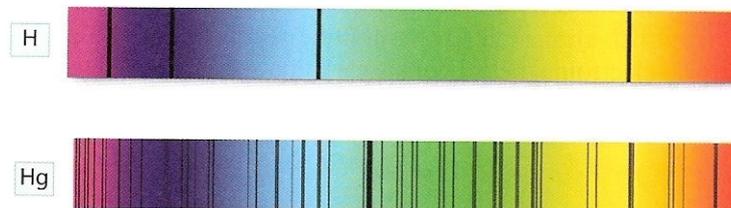
— **Espectros atómicos. Modelos atómicos.**

Hemos visto la incapacidad que tenía la teoría atómica de Dalton para explicar la ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac. Posteriormente veremos que el átomo es en realidad divisible, junto a la existencia de isótopos y la radiactividad.

Sin embargo, anteriormente a estos fenómenos fue el descubrimiento de nuevos elementos. Fraunhofer (XIX), fabricante de vidrio, descubrió que la luz producida al arder determinadas sustancias, al atravesar un prisma, daba lugar a unas líneas brillantes características:



Esto llevó a Kirchoff y Bunsen a estudiar el fenómeno: cada elemento químico da lugar a una serie de líneas, diferentes de la de otro. A dicho sistema de líneas se le llamó **espectro de emisión** del elemento, y al aparato, espectroscopio. Al analizar la luz que incide sobre una determinada sustancia gaseosa, se encuentra una serie de líneas oscuras sobre fondo brillante, es el llamado **espectro de absorción**:



Se observó que para un mismo elemento químico, sus rayas brillantes de su espectro de emisión coinciden con las oscuras de su espectro de absorción. En ambos casos deben estar implicados los mismos fenómenos (en sentidos contrarios), y sugiere la existencia de una estructura interna en el átomo.

De esta forma, se puede definir **espectro** como: "la descomposición de la luz (radiación) que emite o absorbe una determinada sustancia".

El estudio de los espectros permitió descubrir muchos elementos desconocidos hasta entonces. Además, se obtuvo expresiones matemáticas (1), y posteriormente se dieron explicaciones teóricas (2), **modelos atómicos**.

(1) **Espectro de hidrógeno.**

En 1885, Balmer, encontró una expresión que relaciona la longitud de onda ( $\lambda$ ) de las rayas espectrales en el espectro de emisión del hidrógeno en la zona visible:

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)} \quad \left\{ \begin{array}{l} R = 1,097 \times 10^7 m^{-1} \\ n = 3,4,5... \end{array} \right.$$

Posteriormente, Lyman, Paschen y Brackett obtuvieron expresiones semejantes:

a) **Lyman** (ultravioleta).

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{1^2} - \frac{1}{n^2} \right)} \quad \{n = 2,3,4...\}$$

b) **Paschen** (infrarrojo).

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{3^2} - \frac{1}{n^2} \right)} \quad \{n = 4,5,6...\}$$

c) **Brackett** (infrarrojo).

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{4^2} - \frac{1}{n^2} \right)} \quad \{n = 5,6,7...\}$$

En general:

$$\boxed{\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)} \quad \left\{ \begin{array}{l} n_1 = 1,2,3,4 \\ n_2 = (n_1 + 1), (n_1 + 2)... \end{array} \right.$$

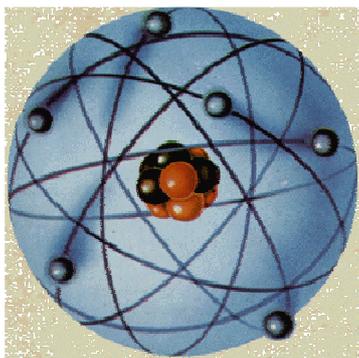
Expresión puramente experimental, pero me dice que los espectros están íntimamente ligados a la estructura de la materia ==> átomo es divisible, pues los espectros me indican que el átomo debe poseer una estructura interna ordenada.

(2) **Explicación de los espectros. Modelos atómicos.**

Esta llegó una vez conocida la existencia de los electrones (-) y del núcleo atómico (+).

a) **Modelo de Rutherford.**

Este en 1913 descubrió al hacer incidir un haz de partículas (núcleos de helio) sobre láminas metálicas muy delgadas, que la mayor parte atravesaban la lámina sin desviarse y sólo una pequeña porción se desviaba apreciablemente, es decir, rebotaban.



Rutherford supuso que el átomo estaba formado por un **núcleo**, que ocupaba una parte muy pequeña del volumen total del átomo, cargado positivamente, y donde se concentra la masa del átomo; y la **corteza**, que ocupa la mayor parte del volumen del átomo, en la que giran los **electrones**, alrededor del núcleo, como en un sistema planetario, y en un número suficiente para contrarrestar la carga positiva del núcleo.

— **Número atómico y número másico.**

Vamos a estudiar ahora la relación existente entre los fenómenos eléctricos y la estructura de la materia.

La teoría atómica de Dalton resultó fructífera, y permitió explicar leyes como la de Lavoisier o la de Proust. Asimismo, junto a las hipótesis de Avogadro, permite explicar la ley de Gay-Lussac y determinar masas atómicas relativas.

No obstante, el conocimiento de la materia no era completo. Un hecho experimental, la descarga eléctrica en tubos que contienen gases a baja presión, condujo a una nueva concepción del átomo. Esto dio lugar a la creación del modelo atómico de Rutherford, en donde se introducía la existencia de una nueva partícula: el **electrón**.

Años más tarde del modelo atómico de Rutherford (1911) se descubrió una nueva partícula en el núcleo, el **neutrón**. Esta fue descubierta por Chadwick en 1932, y se caracteriza por no tener carga eléctrica (de ahí su nombre) y porque tiene una masa muy parecida a la del protón.

Masa del protón ( $m_{p+}$ ) =  $1,673 \cdot 10^{-27}$  kg

Carga del protón ( $q_{p+}$ ) =  $+ 1,6 \cdot 10^{-19}$  C

Masa del neutrón ( $m_n$ ) =  $1,675 \cdot 10^{-27}$  kg

Carga del neutrón = 0 C

Masa del electrón ( $m_{e-}$ ) =  $9,109 \cdot 10^{-31}$  kg

Carga del electrón ( $q_{e-}$ ) =  $- 1,6 \cdot 10^{-19}$  C

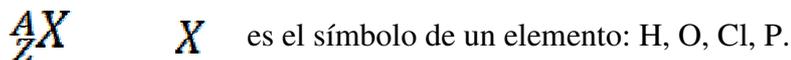
El conocimiento de los constituyentes del átomo llevó a los científicos a relacionar estos con las características de la sustancias.

De esta forma obtuvieron los siguientes conceptos:

**Número atómico (Z).** Es el número de protones que posee el núcleo de un átomo. Cada elemento químico se caracteriza por su número atómico.

**Número másico (A).** Es el número de **nucleones** (protones y neutrones) que posee el núcleo de un átomo.

A partir de ahora un elemento químico se representará, además de por su símbolo, de la siguiente forma:



Si llamamos N al número de neutrones que posee el núcleo de un átomo, entonces podemos crear la relación:

$$A = Z + N$$

Finalmente, si un átomo es neutro (no posee carga neta) es porque su número de electrones es igual a su número de protones.

1) Determina el número de protones, neutrones y electrones que tienen los átomos:

a)  ${}^1_1\text{H}$ .

$Z = 1$ , por tanto tiene 1 protón.

$A = 1, A = Z + N \implies 1 = 1 + N \implies N = 1 - 1 = 0$

Como el átomo es neutro, tiene 1 electrón.

b)  ${}^{18}_8\text{O}$ .

$Z = 8$ , por tanto tiene 8 protones.

$A = 18, A = Z + N \implies 18 = 8 + N \implies N = 18 - 8 = 10$

Como el átomo es neutro, tiene 8 electrones.

2) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el  ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ .

3) Indica el número de protones, neutrones y electrones que posee los siguientes átomos:

${}^{27}_{13}\text{Al}$ ,  ${}^{64}_{29}\text{Cu}$  y  ${}^{130}_{56}\text{Ba}$ .

**Isótopos.**

Puede ocurrir que átomos de un mismo elemento posean distintas masas. Otro hecho que contradice al modelo atómico de Dalton.

Cuando esto ocurre se habla de **isótopos**: átomos de un mismo elemento que poseen distintos números másicos, por tanto poseen distinto número de neutrones (pues para que sean átomos de un mismo elemento deben tener el mismo número de protones).

4) Determina el número de protones, neutrones y electrones en los siguientes casos:

a)  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$  y  ${}^3_1\text{H}$ .

	Z	A	N <sup>0</sup> protones	N <sup>0</sup> electrones	N <sup>0</sup> neutrones
${}^1_1\text{H}$	1	1	1	1	<b>1 - 1 = 0</b>
${}^2_1\text{H}$	1	2	1	1	<b>2 - 1 = 1</b>
${}^3_1\text{H}$	1	3	1	1	<b>3 - 1 = 2</b>

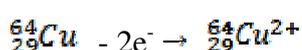
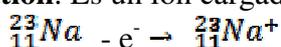
b)  ${}^{16}_8\text{O}$  y  ${}^{18}_8\text{O}$ .

	Z	A	N <sup>0</sup> protones	N <sup>0</sup> electrones	N <sup>0</sup> neutrones
${}^{16}_8\text{O}$	8	16	8	8	<b>16 - 8 = 8</b>
${}^{18}_8\text{O}$	8	18	8	8	<b>18 - 8 = 10</b>

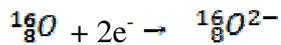
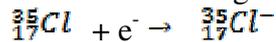
**Iones.**

Cuando un átomo tiene carga eléctrica se dice que ha formado un **ión**. Se forman cuando un átomo neutro pierde (catión) o gana (anión) electrones.

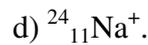
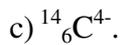
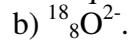
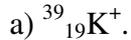
**Catión.** Es un ión cargado positivamente, y se forma cuando un átomo neutro pierde electrones.



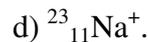
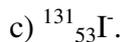
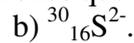
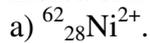
**Anión.** Es un ión cargado negativamente, y se forma cuando un átomo neutro gana electrones.



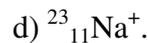
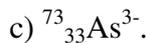
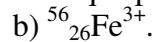
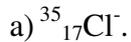
5) Indica el número de protones, electrones y neutrones que poseen cada isótopo:



6) Indica el número de protones, electrones y neutrones que poseen cada isótopo:



7) Indica el número de protones, electrones y neutrones que poseen cada isótopo:



— **Masas atómicas.**

La existencia de isótopos contradice de nuevo el modelo atómico de Dalton, pero esto a la vez crea un problema en un concepto que se utiliza mucho en Química, en el de masa atómica.

¿Cómo podemos hablar de la masa atómica de un elemento, si este puede poseer distintos átomos con masas diferentes?

Además, ¿a que elemento le ponemos la masa unidad?

Esto último se hacía inicialmente tomando el hidrógeno, pero al conocerse que este tenía varios isótopos, se encontró una nueva anomalía.

Para evitar todo esto, actualmente se toma las siguientes condiciones:

- a) La masa atómica de un elemento es su masa relativa, pues se obtiene comparando su masa con la que posee un átomo de C-12.
- b) La masa atómica de un elemento es, en realidad, la masa atómica media de todos los isótopos de ese elemento, teniendo en cuenta la cantidad relativa de cada isótopo, tal como se presenta dicho elemento en la naturaleza (abundancia relativa). Esta se obtiene mediante la fórmula:

$$M(X) = \frac{(\%)_1 \cdot M_1 + (\%)_2 \cdot M_2 + \dots}{100}$$

$(\%)_1, (\%)_2, \dots$  son los porcentajes de cada isótopo

$M_1, M_2, \dots$  son las masas isotópicas, es decir, las masas de cada isótopo.

8) El litio posee dos isótopos estables, el Li-6 con una masa de 6,015 u y una proporción del 7,59% y el Li-7 con una masa de 7,016 u y una proporción del 92,41%. Calcula la masa atómica del litio.

$$M(\text{Li}) = \frac{7,59 \cdot 6,015 + 92,41 \cdot 7,016}{100} = 6,940 u$$

9) El oxígeno tiene 3 isótopos: O-16 de masa 15,99491 u, O-17 de masa 16,99913 u y O-18 de masa 17,99916 u. Los porcentajes en los que se presentan en la naturaleza son, respectivamente, 99,757%, 0,038 % y 0,205 %. Calcula la masa atómica del oxígeno.

10) Averigua la masa de cada uno de los tres isótopos de hidrógeno (en unidades del SI y en unidades de masa atómica,  $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ), conociendo la masa de protones, neutrones y electrones.

Datos:  $m_{p^+} = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ ;  $m_{n^0} = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$  y  $m_{e^-} = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ .

11) El cinc presenta los siguientes isótopos:

Zn-64                  Zn-66                  Zn-67                  Zn-68                  Zn-70

Las masas isotópicas respectivas son 63,929 u, 65,926 u, 66,927 u, 67,925 u y 69,925 u. Y las fracciones molares respectivas son 0,4863, 0,2791, 0,0411, 0,1875 y 0,0062. Calcula la masa atómica del cinc.

12) Determina la masa atómica del uranio, sabiendo que este elemento está formado por tres isótopos de masas isotópicas 234,0409 (0,006%), 235,0439 (0,72%) y 238,0508 (99,27%).

**b) Modelo atómico de Bohr.**

En el modelo atómico de Rutherford los  $e^-$  giran alrededor del núcleo con m.r.u.a. ==> según la mecánica clásica, una carga eléctrica en movimiento va perdiendo energía, hecho que no se ha observado nunca en el caso del electrón.

El modelo atómico de Bohr se basa en el modelo de Rutherford, pero Bohr introduce dos postulados (verdades no demostradas):

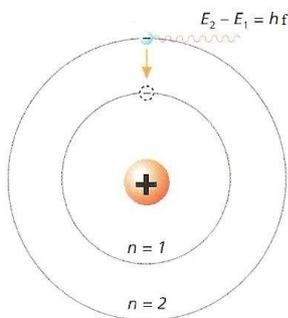
b.1) "Los electrones sólo pueden girar alrededor del núcleo en determinadas órbitas (**trayectoria exacta del electrón**), órbitas en las que el momento angular (L) del electrón sea múltiplo entero de  $h/2\pi$ " (**órbitas estacionarias**):

$$L = mvr = n \cdot \frac{h}{2\pi} \quad n = \text{número entero (número cuántico)}$$

b.2) Se basa en la **ley de Planck**:

$$E = n \cdot h \cdot f \quad h = 6,6 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s (cte de Planck)}$$

"La energía absorbida o emitida por un átomo equivale a un número entero de cuantos (n), siendo la energía de cada cuanto:  $E = h \cdot f$ ".



La energía del electrón en cada órbita viene dada según Borh por:

$$E = -A \cdot \frac{1}{n^2} \quad n = \text{número entero}$$

$$A = 2,17 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \text{s}$$

Un electrón, al pasar de un nivel de mayor energía a otro de menor, emite un fotón de frecuencia distinta para cada tránsito.

Supongamos el tránsito: órbita con energía  $E_1$   $\longrightarrow$  órbita con energía  $E_2$

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot f \text{ (según Planck)}$$

$$\Delta E = -A \cdot \frac{1}{n_2^2} - \left( -A \cdot \frac{1}{n_1^2} \right) \implies \boxed{\Delta E = A \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)}$$

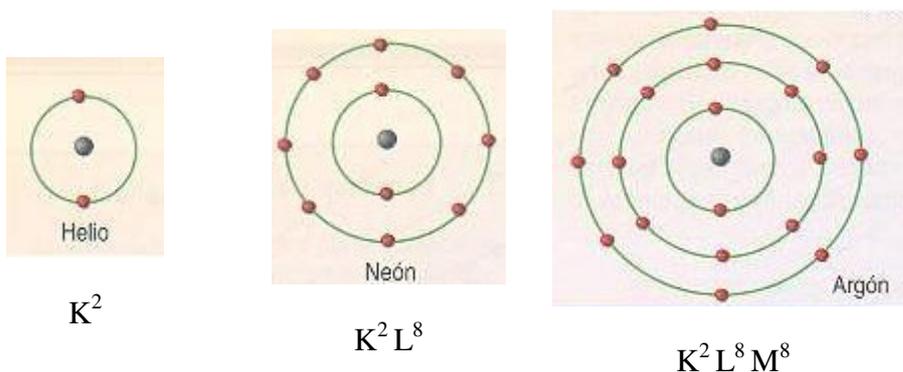
$$\Delta E = h \cdot f = h \cdot \frac{c}{\lambda} \implies \boxed{\frac{1}{\lambda} = \frac{A}{hc} \cdot \left( \frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)}$$

Esta ecuación es parecida a la obtenida experimentalmente en los fenómenos espectrales e indica: el electrón solo **emite o absorbe energía** en los saltos de una órbita permitida a otra. En dicho cambio emite o absorbe un fotón cuya energía es la diferencia de energía entre ambos niveles.

Pero los espectros, además, indican una determinada distribución de los electrones en el átomo: la emisión de radiación pone de manifiesto la existencia de **niveles de energía o capas** en los átomos. Cuando un electrón en un estado excitado cae a un estado mas bajo, la pérdida de energía se emite en forma de luz (**espectro de emisión**).

De acuerdo con este nuevo **modelo cortical**, hablaremos del número de electrones que existen en cada capa o zona a una determinada distancia del núcleo. Hay que tener en cuenta que en cada capa puede existir más de una órbita. Únicamente existe una sola órbita en la primera capa (llamada **capa K**).

La distribución de los electrones en el átomo recibe el nombre de **configuración electrónica**:



**Conclusiones que se deducen del modelo atómico de Borh:**

Mientras el 1<sup>er</sup> postulado no contradice la mecánica clásica, el 2<sup>do</sup> si lo hace, y me dice que no sólo la materia es discontinua, sino que también lo es la energía ==> la energía de los electrones está **cuantizada** (los electrones sólo pueden tomar determinados valores de la energía, pero no todos). Esto nos lleva al concepto de **órbitas permitidas**: aquellas órbitas en las que el electrón posee la energía adecuada para que el átomo se mantenga estable.

Por último, tenemos que decir, que este modelo sólo puede explicar al átomo de hidrógeno (H) y átomos hidrogenoides (con un sólo electrón), pero no es capaz de explicar los átomos con más de un electrón.

**c) Modelo mecánico-cuántico del átomo. Números cuánticos.**

Este modelo requiere el conocimiento de dos adelantos en la **Física** actual:

c.1) **La dualidad onda-corpúsculo de De Broglie.**

Supone este doble comportamiento de la materia, onda o corpúsculo, según las circunstancias. Es decir, las partículas microscópicas no pueden entenderse sin considerar en ellas un carácter de **ondas**.

Para ello relacionó ambas características en una ecuación:

$$p = m \cdot v \quad (\text{cantidad de movimiento}) \qquad \begin{array}{c} \text{La Luz} \\ E = m \cdot c^2 \end{array} \quad \implies \quad \begin{array}{c} \text{Partículas} \\ E = m \cdot v^2 \end{array}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} E = p \cdot v = h \cdot f \\ v = \lambda \cdot f \end{array} \right\} \implies mv^2 = h \cdot \frac{v}{\lambda} \implies$$

$$\boxed{\lambda = \frac{h}{mv}} \quad \begin{array}{l} \lambda \text{ es una característica de las ondas} \\ m \cdot v \text{ es una característica de los cuerpos} \end{array}$$

c.2) **Principio de incertidumbre de Heisenberg.**

"Es imposible conocer al mismo tiempo la posición y velocidad exactas de una partícula". Matemáticamente se expresa esta afirmación:

$$\boxed{\Delta x \cdot \Delta v \geq \frac{h}{2\pi m}}$$

Estas teorías, junto a la solución de la ecuación de **onda de Schrödinger**, son la base del modelo **mecano-cuántico**.

Este modelo debe explicar lo que no es capaz de hacer el de Bohr:

- \* Átomos polielectrónicos.
- \* El "por qué" se desdoblaron las rayas espectrales obtenidas en los primeros espectros, cuando se utilizan espectroscopios de mayor poder resolutivo.
- \* **Efecto Zeeman**: "un átomo sometido a un campo magnético da lugar a un espectro más complicado que el del átomo en ausencia de dicho campo".

La mecánica-cuántica explica satisfactoriamente estos hechos. Para ello, basándose en las teorías anteriores, considera al electrón no sólo como una partícula, sino, también, como una onda. Es decir, considera la **dualidad onda-corpúsculo** del electrón.

La resolución de la ecuación de Schrödinger, además, desprecia el concepto de órbita, apareciendo un nuevo concepto en su lugar, el de **Orbital**: "probabilidad matemática de encontrar al electrón en una determinada región del espacio".

Finalmente, con Bohr apareció sólo un **número cuántico** (n), en esta teoría aparecen otros:

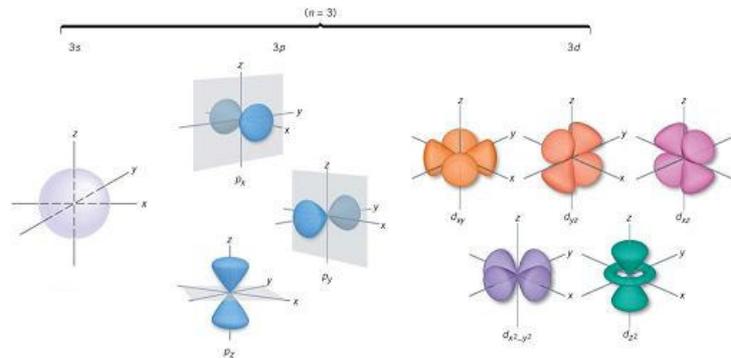
**Número cuántico principal (n)** : n = 1, 2, 3...

Representa el nivel energético del electrón, dándonos una idea de la distancia promedio del electrón al núcleo.

**Número cuántico de momento angular (l)**: l = 0, 1, 2, 3, hasta (n - 1).

Nos indica la forma del orbital en el que se encuentra el electrón:

- l = 0 orbital de **tipo s**
- l = 1 orbital de **tipo p**
- l = 2 orbital de **tipo d**
- l = 3 orbital de **tipo f**



Este número cuántico contribuye un tanto a la energía, junto a n ==> energía orbitales S ≠ eg. orbitales p ≠ eg. orbitales d...

**Número cuántico magnético (m):** m = -l..., 0... +l.

Nos indica la orientación de cada orbital.

**Número cuántico de spin:** s = ± 1/2.

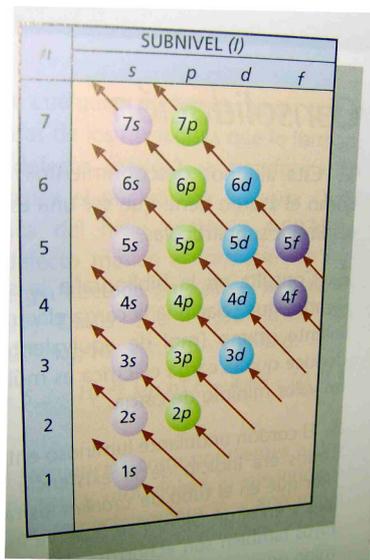
Caracteriza un momento angular intrínseco del electrón.

— **Configuración electrónica.**

Es la distribución de los electrones en los orbitales de un átomo.

Dicha distribución se realiza siguiendo los siguientes principios:

- 1) **Principio de relleno.** Los electrones ocupan primero los orbitales de menor energía, siendo la secuencia:



1s 2s2p 3s3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s...

- 2) **Principio de exclusión de Pauli.** En un átomo no pueden existir dos electrones con los 4 n<sup>os</sup> cuánticos iguales. Es decir, en un orbital habrá como máximo dos electrones, con espines contrarios.
- 3) **Principio de Hund o de la máxima multiplicidad.** Los orbitales degenerados (aquellos orbitales con igual n° cuántico n e igual n° cuántico l) tienen que ser ocupados cada uno por un electrón antes de ser apareados en cualquiera de ellos. Los espines de estos, además, deben ser iguales.

— **Tabla periódica.**

Hemos indicado anteriormente como los espectros permitió el descubrimiento de nuevos elementos químicos, junto a otras técnicas de detección. Además, a medida que se desarrollaba la ciencia, las propiedades (físicas y químicas) de estos podían medirse con mayor exactitud. Por todo esto, se hizo necesario encontrar alguna relación que agrupase a los distintos elementos.

Fue Mendeleiev quien agrupó a los distintos elementos: " las propiedades físicas y químicas de los elementos químicos se repiten periódicamente al ordenarlos según sus **pesos atómicos**".

La tabla periódica actual es la misma que la dada por Mendeleiev, pero ordenados los elementos según su **número atómico**, en lugar de su peso atómico.

En ella podemos distinguir:

1) **Período.**

Son las distintas líneas horizontales (7). Cada período comienza en un alcalino ( $ns^1$ ) y acaba en un gas noble ( $ns^2 np^6$ ).

2) **Bloque.**

Se construyen a partir de los últimos orbitales en ser ocupados.

Bloque S configuraciones  $ns^1$  y  $ns^2$ .

Bloque P configuraciones  $ns^2 np^{1 a 6}$ .

Bloque D configuraciones  $(n-1) d^{1 a 10} ns^2$ .

Bloque F configuraciones  $(n-2) f^{1 a 14} (n-1) d^1 ns^2$ .

3) **Grupo o familia.**

Formado por elementos químicos con propiedades físicas y químicas parecidas.

Tabla periódica actual:

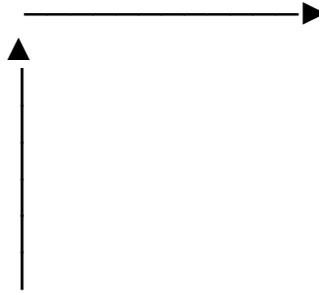
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H																H	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac															

<b>LANTÁNIDOS</b>
<b>ACTÍNIDOS</b>

— **Propiedades periódicas.**

1) **Energía de ionización.**

Energía necesaria para que un átomo, en estado gaseoso, se desprenda de un electrón. Crece en la tabla periódica:



2) **Afinidad Electrónica (Electroafinidad).**

Energía intercambiada por un átomo, en estado gaseoso, al captar un electrón. Crece de la misma forma que la propiedad anterior: hacia arriba dentro de un grupo; y hacia la derecha en el mismo período.

3) **Electronegatividad.**

Capacidad que posee un átomo para atraer hacia él los electrones que lo enlazan con otro elemento. Crece de la misma forma que las propiedades anteriores: hacia arriba dentro de un grupo; y hacia la derecha en el mismo período.

4) **Radio atómico.**

Crece hacia abajo dentro de un grupo (a mayor número de niveles, mayor tamaño), y en general, decrece hacia la derecha dentro de un mismo período (aunque no siempre se cumple, siendo la variación más compleja).

5) **Carácter metálico.**

Crece hacia abajo dentro de un grupo y hacia la izquierda en un período.

6) ....

— **Enlace químico.**

Las fuerzas que mantienen unidos los átomos entre sí (en moléculas, sólidos cristalinos,...) reciben el nombre de enlace.

Esta unión puede hacerse de formas distintas, pero el resultado final será un sistema de menor contenido energético que el sistema inicial: en general, los átomos poseen configuraciones electrónicas "no estables", por ello, reaccionan los unos con los otros para tratar de conseguir configuraciones electrónicas "estables" (si es posible, de gas noble).

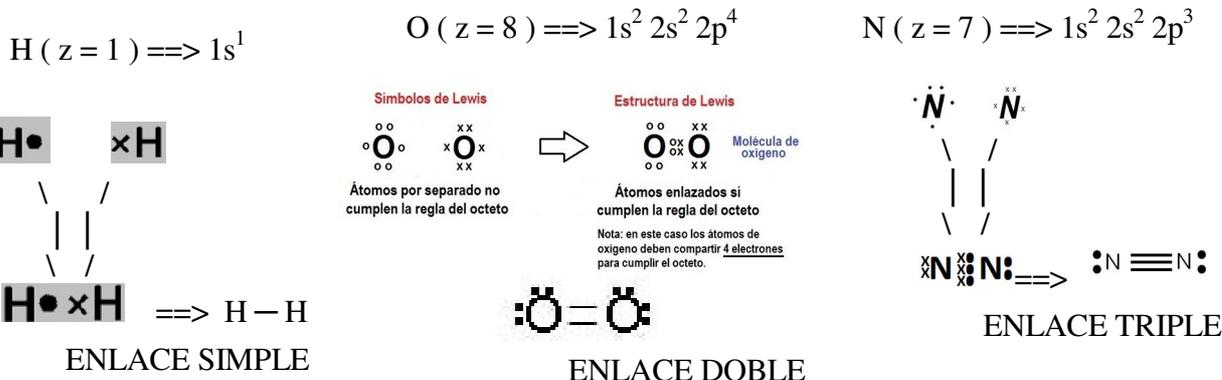
Estas distintas formas da lugar a distintos tipos de enlaces:

- 1) Enlace covalente.
- 2) Fuerzas de Van Der Waals y puentes de hidrógeno.
- 3) Enlace iónico.
- 4) Enlace metálico.

1) **Enlace covalente.**

Este se caracteriza porque los átomos que se enlazan comparten sus electrones de valencia, y así conseguir la configuración de gas noble (regla del octete). Este enlace es típico de elementos "no metálicos".

Ej. : H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> y N<sub>2</sub>. (estructuras de LEWIS)



Estos casos son moléculas homonucleares (moléculas con un sólo tipo de elemento químico), pero también hemos de considerar el caso de moléculas heteronucleares (moléculas con varios tipos de elementos químicos):  
Ej: CO<sub>2</sub> y NH<sub>3</sub>.

Dióxido de carbono		Amoniac	
Estructuras de Lewis		Estructuras de Lewis	Forma real
$\text{:}\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}\text{:}$			

La teoría EV (enlace de valencia) considera que un enlace covalente se produce al solapar un orbital atómico de un átomo con el de otro, para formar así un orbital molecular, que poseerá un par de electrones.

En la molécula H<sub>2</sub> los orbitales atómicos 1s de cada H, con un electrón cada uno, solapan entre sí formando un orbital molecular de tipo σ, con dos electrones.

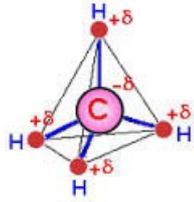
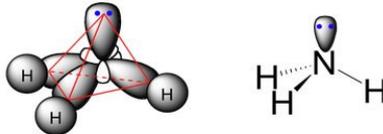
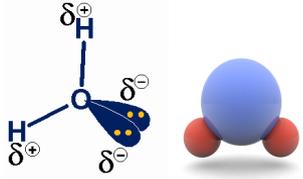
En la molécula O<sub>2</sub> solapan los orbitales atómicos p<sub>x</sub> de cada O, con un electrón cada uno, formando un orbital molecular de tipo σ, con dos electrones ; y solapan los orbitales atómicos p<sub>y</sub> de cada O, con un electrón cada uno, formando un orbital molecular de tipo π, con dos electrones.

Se dice que los orbitales moleculares de tipo σ son simétricos respecto al eje internuclear (línea que une los núcleos de una molécula). Por el contrario, los orbitales π son antisimétricos respecto al eje internuclear.

Por último, la aparición de orbitales π indica la existencia de DOBLES ENLACES en una molécula, hecho que se observó en la molécula de O<sub>2</sub> cuando vimos su estructura de Lewis.

En la molécula de N<sub>2</sub> se obtienen tres orbitales moleculares : uno de tipo σ y dos de tipo π .

Estas tres moléculas, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, son moléculas diatómicas y, por tanto, son moléculas lineales (estructura molecular). Sin embargo, a mayor número de átomos se encuentra diferentes estructuras:

Metano	Amoniaco	Agua
		
Tetraedro (109,4°)	Pirámide triangular (107°)	Angular (104,45°)

La explicación de estas estructuras la da una nueva teoría, orbitales moleculares (OM), que introduce el concepto de hibridación.

\* Propiedades físicas y químicas de los compuestos covalentes.

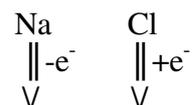
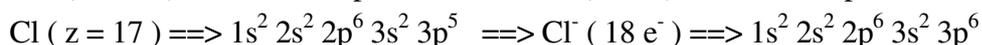
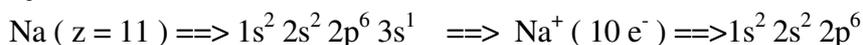
- 1) Forman moléculas.
- 2) Poseen temperatura de fusión baja.
- 3) Se disuelven muy mal en agua.
- 4) Son malos conductores de la electricidad, incluso disueltos en agua.
- 5) Polaridad de los enlaces. Si la diferencia de electronegatividad es nula o casi nula la molécula poseerá enlace covalente puro, molécula apolar; si existe diferencias de electronegatividades, entonces el enlace será covalente con cierta participación iónica, molécula polar.

## 2) Enlace iónico.

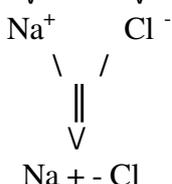
Como su nombre indica, ocurre entre iones (átomos cargados). Suele darse cuando se une un metal con un no metal : el metal pierde electrones (oxidación) y el no metal los capta (reducción); así, el metal se carga (+) y el no metal (-). Las cargas de distintos signos se atraen, dando lugar al enlace (atracción electrostática).

Resumen : " el enlace iónico es debido a la interacción electrostática que aparece al ponerse en contacto un catión metálico y el anión de un elemento no metálico.

Ej. : NaCl.



En realidad, los compuestos iónicos no forman moléculas, sino sólidos cristalinos:

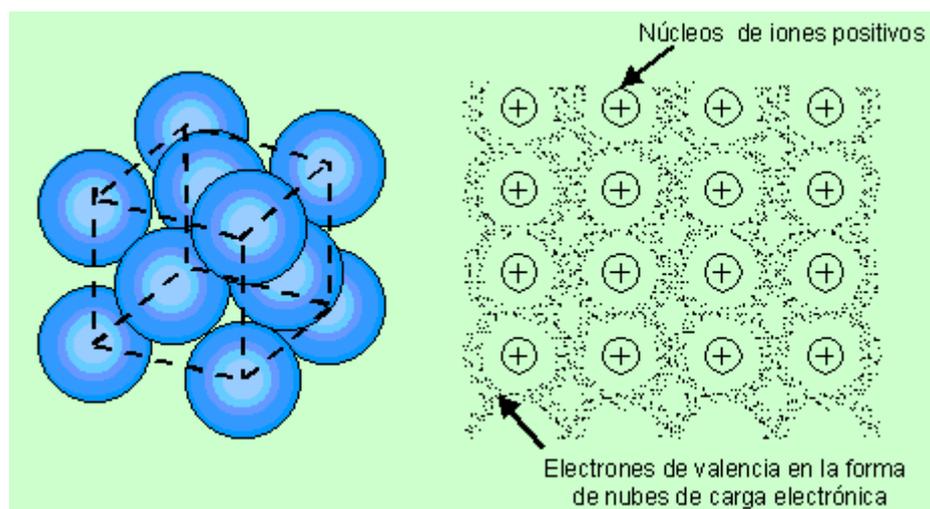


\* Propiedades físicas y químicas.

- Dan lugar a sólidos cristalinos, no forman moléculas.
- Las fuerzas electrostáticas retienen a los iones en el cristal. Al ser estas muy fuertes, poseen elevados puntos de fusión y ebullición.
- Malos conductores de la electricidad, pues, los iones son fuertemente retenidos en sus redes. En estado fundido y disueltos en agua son buenos conductores.
- La estabilidad de las redes cristalinas iónicas va a depender de los elementos que componen dicha red. Esta estabilidad viene dada mediante la llamada energía reticular ( $U_0$ ): ciclo de Born - Haber

### 3) Enlace metálico.

Es típico de los elementos metálicos, poseyendo estos carga neutra. En este enlace los electrones no se localizan torno a uno o dos átomos, sino que los electrones de valencia se desplazan a lo largo de toda la red cristalina metálica, perteneciendo estos (los electrones) a todos los átomos por igual (en esto se parece al enlace covalente). Podríamos asemejarlo al enlace iónico, también, si consideramos la existencia de interacción electrostática entre los electrones de valencia y los restos positivos metálicos: los restos positivos se rodean de una densa nube electrónica.



\* Propiedades metálicas:

- Son buenos conductores del calor y la electricidad, debido a la gran movilidad de sus electrones de valencia.
- Poseen altos puntos de fusión, ya que la red metálica tiene una gran estabilidad.
- Son dúctiles (facilidad de ser estirado en forma de hilos) y maleables (facilidad de ser extendidos en láminas).