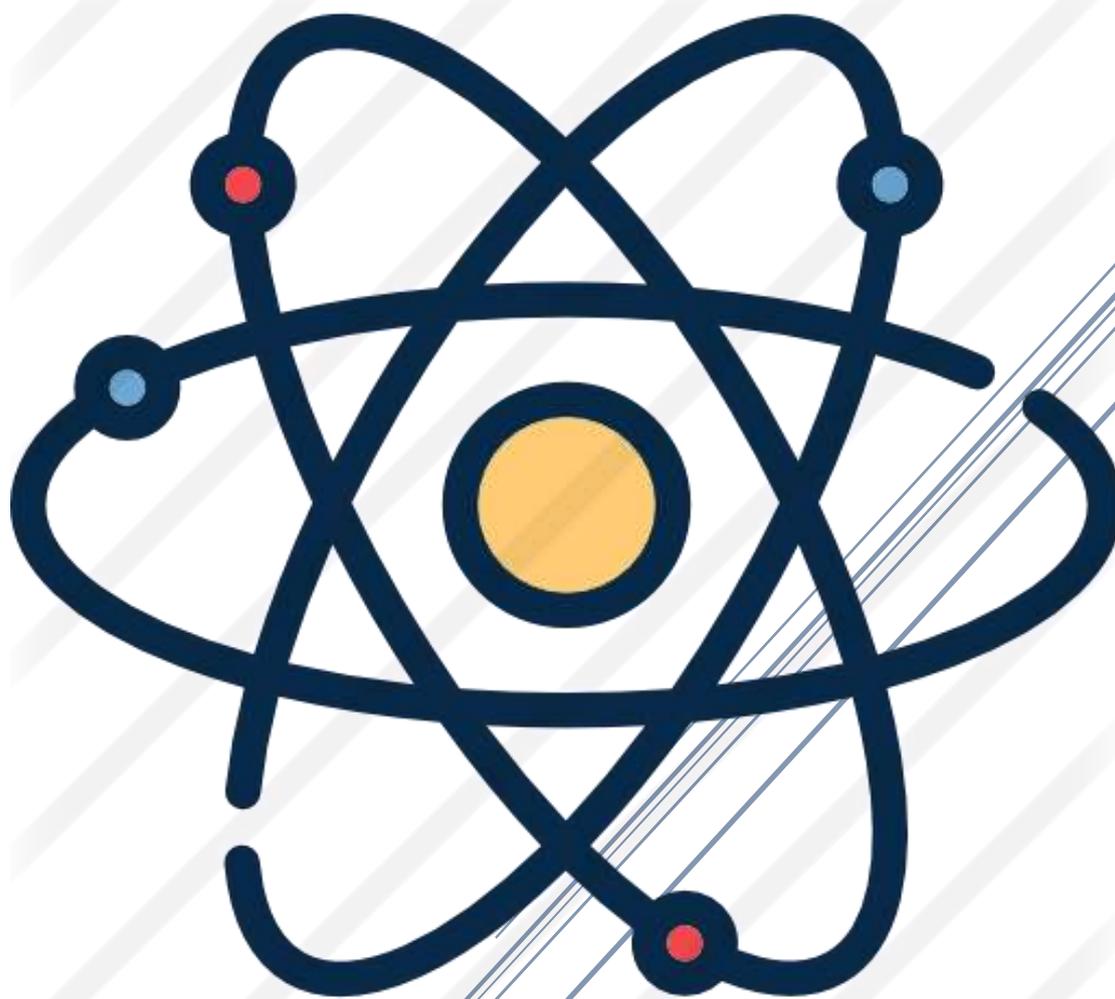


QUÍMICA

Prueba de Acceso a la Universidad para mayores de 25



EDUCACIÓN DE PERSONAS ADULTAS
CEPA LÓPEZ DEL ORO – HELLÍN

Teléfono: 967 30 27 18
c/ Alfarcos s/n (Hellín)



Castilla-La Mancha



Universidad de
Castilla-La Mancha

CAMPUS DE EXCELENCIA INTERNACIONAL

ÍNDICE

	PÁGINA
TEMA 1: MATERIA Y ENERGÍA	5
1. Materia y estados de la materia	
2. Propiedades físicas y químicas de la materia	
3. Propiedades intensivas y extensivas	
4. Sustancias puras, elementos y compuestos	
4.1 Expresión de la concentración de una disolución	
5. Símbolos químicos	
6. Conservación de la masa y conservación de la energía. Interconversión de las distintas formas de energía	
7. Técnicas de separación de mezclas	
7.1 Decantación	
7.2 Filtración	
7.3 Evaporación	
7.4 Cristalización	
7.5 Cromatografía	
7.6 Destilación	
TEMA 2: ESTRUCTURA ATÓMICA	16
1. Primera aproximación: Teoría atómica de Dalton	
2. Modelos atómicos: partículas subatómicas	
2.1 Modelo de Thomson	
2.2 Modelo de Rutherford	
2.3 Modelo de Bohr	
2.4 El modelo atómico actual	
3. Número atómico y número másico. Unidades de masa atómica. Isótopos, masa atómica y masa molecular	
3.1 Isótopos	
3.2 Unidades de masa atómica, masa atómica y masa molecular	
4. Estructura atómica. Núcleo. Números cuánticos. Niveles, subniveles y orbitales atómicos. Principio de exclusión de Pauli. Configuraciones	

4.1	Números cuánticos	
4.2	Principio de Exclusión de Pauli	
4.3	Principio de máxima multiplicidad o principio de Hund	
4.4	Configuraciones electrónicas	
	TEMA 3: CANTIDADES QUÍMICAS	35
1.	Leyes ponderales y volumétricas	
1.1	Leyes ponderales	
1.2	Leyes volumétricas	
2.	Medida de la cantidad de materia. Cantidad de sustancia. Mol. Moles y partículas. Número de Avogadro	
3.	Moles de un volumen de gas	
4.	Composición centesimal de un compuesto: porcentajes	
5.	Fórmula empírica y fórmula molecular	
5.1	Cálculo de la fórmula empírica	
5.2	Cálculo de la fórmula molecular	
6.	Expresión de la concentración de una disolución	
	TEMA 4: LA TABLA PERIÓDICA	55
1.	Evolución histórica de la clasificación de los elementos químicos	
2.	La tabla periódica actual	
3.	Periodicidad de las propiedades y su relación con la configuración electrónica	
	TEMA 5: ENLACES QUÍMICOS	76
1.	Introducción	
2.	Moléculas e iones	
2.1	Moléculas	
2.2	Iones	
2.3	Estados excitados	
3.	Configuraciones electrónicas estables	
4.	Tipos de enlaces	
5.	Enlace químico	
5.1	Propiedades de los compuestos iónicos	

6. Enlace covalente	
6.1 Teoría de Lewis	
6.2 Propiedades de los compuestos covalentes	
7. Enlace metálico	
7.1 Propiedades de los metales	
8. Enlaces intermoleculares	
8.1 Enlace de Van der Waals	
8.2 Enlace por puente de hidrógeno	
TEMA 6: ESTADOS DE LA MATERIA	102
1. Teoría Cinético-molecular	
1.1 Teoría Cinética y la temperatura	
1.2 Teoría Cinética y presión	
1.3 Los estados de agregación y la Teoría Cinética	
1.4 La Teoría Cinética y los cambios de estado	
2. Leyes de los gases	
2.1 Ley de Avogadro	
2.2 Ley de Boyle	
2.3 Ley de Charles	
2.4 Ley de Gay-Lussac	
2.5 Ley de los gases ideales	
2.6 La ecuación de los gases reales	
2.7 Mezcla de gases. Ley de Dalton de las presiones parciales	
2.8 Relación de las presiones parciales y las fracciones molares	
2.9 Ley de Graham de la difusión y efusión	
TEMA 7: REACCIONES QUÍMICAS	117
1. Ecuaciones químicas	
2. Estequiometría de una reacción química: ajuste de reacciones	
3. Estado físico de reactivos y productos	
4. Tipos de reacciones químicas	
4.1 Reacción endotérmica	
4.2 Reacción exotérmica	

4.3 Reacción de composición, combinación o síntesis	
4.4 Reacción de descomposición	
4.5 Reacción de combustión	
4.6 Reacción de neutralización	
4.7 Reacción de desplazamiento	
5. Interpretación de las ecuaciones químicas ajustadas	
6. Reactivo limitante	
7. Rendimiento de una reacción	
8. Energía en las reacciones químicas. Entalpía	
8.1 Entalpía de formación	
9. Ley de Hess	
TEMA 8: CONCEPTOS BÁSICOS DE FÍSICA CUÁNTICA	142
1. Introducción	
2. Ondas electromagnéticas	
3. El espectro electromagnético	
4. Hipótesis de Planck	
5. Efecto fotoeléctrico	
6. Hipótesis de De Broglie	
7. Principio de Incertidumbre de Heisenberg	
8. Espectros atómicos	
BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA	149

TEMA 1: MATERIA Y ENERGÍA

Materia. Cantidad de materia. Estados de la materia. Propiedades físicas. Propiedades químicas. Propiedades intensivas y extensivas. Sustancias puras. Elementos y compuestos. Símbolos químicos. Mezclas homogéneas y heterogéneas. Disoluciones. Separación de mezclas. Decantación. Filtración. Destilación. Cromatografía. Cambios físicos. Cambios químicos. Conservación de la masa. Conservación de la energía. Interconversión de las distintas formas de energía.

1. MATERIA Y ESTADOS DE LA MATERIA

La Química es la ciencia que estudia la estructura y propiedades de las sustancias, así como las transformaciones de unas sustancias en otras.

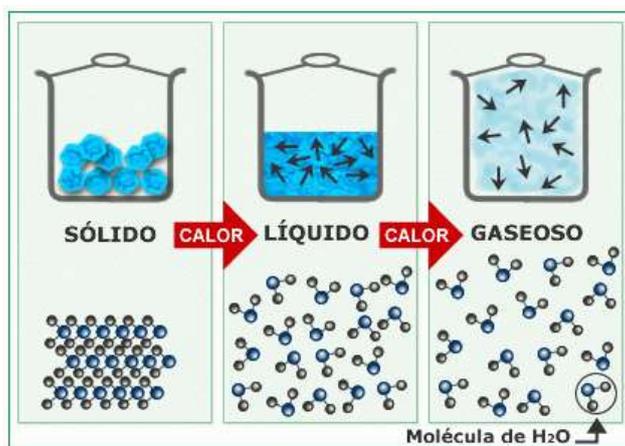
La **materia** es cualquier cosa que ocupa un volumen y que tiene masa. La materia es cualquier cosa que podemos ver y tocar o no (aire).

Se define **átomo** como la unidad mínima de materia; es decir, cualquier cosa que hay en el universo está formado por átomos.

Se define **molécula** como una agrupación de dos o más átomos mediante enlaces atómicos. Dentro de las moléculas tenemos **elementos** si se unen solamente átomos del mismo tipo entre sí y **compuestos** si están formadas por la unión de átomos de elementos diferentes.

Todas las sustancias pueden existir, al menos en principio, en los tres estados de agregación: sólido, líquido y gaseoso.

- En un sólido las moléculas se mantienen unidas de forma organizada y con poca libertad de movimiento.
- En un líquido las moléculas están unidas, pero no en una posición tan rígida y se pueden mover libremente.
- En un gas las moléculas están separadas por distancias que son grandes en comparación con el tamaño de las moléculas.



Los tres estados pueden ser convertibles entre ellos sin que cambie la composición de la sustancia.

2. PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DE LA MATERIA

Las sustancias se caracterizan por sus propiedades y por su composición. El color, el punto de fusión y el punto de ebullición son propiedades físicas.

Definiremos **propiedades físicas** como aquellas que no implican un cambio de composición de la sustancia. En el proceso de fusión del hielo siempre podremos volver a enfriar el agua que aparece y obtener nuevamente hielo. A esto se le denomina **cambio físico**.

Las **propiedades químicas** son aquellas que suponen la desaparición de la sustancia y la aparición de una nueva (SE PRODUCE UNA REACCIÓN QUÍMICA), por ejemplo la combustión de un papel. En este caso no hay ningún

mecanismo físico mediante el cual podemos obtener nuevamente el papel y el oxígeno implicado en la combustión. A esto se le llama **cambio químico**.

3. PROPIEDADES INTENSIVAS Y EXTENSIVAS

Las **propiedades intensivas** son aquellas que no dependen de la cantidad de materia que tengamos. Ejemplo de este tipo de propiedades son la densidad y la temperatura.

Las **propiedades extensivas** sí dependen de la cantidad de materia que tengamos. Ejemplo de ellas son la masa y el volumen.

4. SUSTANCIAS PURAS, ELEMENTOS Y COMPUESTOS

Consideramos un **sistema material** como una porción limitada de la materia. (mesa, lápiz, el agua de una piscina, ...)

Dentro de los sistemas materiales nos los encontramos de dos tipos:

- **Sistemas materiales heterogéneos:** que son aquellos que por observación directa se aprecian en él zonas perfectamente diferenciadas y con propiedades diferentes.
- **Sistemas materiales homogéneos:** son aquellos en los que por observación directa no se aprecian zonas con propiedades diferentes.

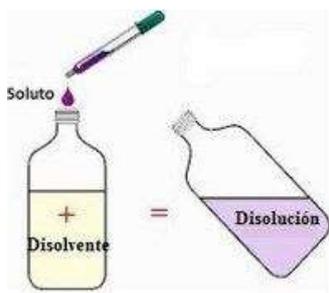


Dentro de los sistemas homogéneos nos podemos encontrar:

- **Sustancias puras:** que son aquellos sistemas que no pueden separarse en otros por medios puramente físicos (destilación, evaporación, cristalización,...)

Dentro de éstas nos encontramos además con:

- **Elementos:** que son aquellas sustancias puras que por procedimientos químicos no se pueden separar en otras (hierro, aluminio,..).
- **Compuestos:** aquellas sustancias puras que sí se pueden separar en otra cosa por procedimientos químicos (agua). Los componentes de un compuesto se encuentran en una proporción definida y constante.
- **Disoluciones:** son aquellos sistemas homogéneos que pueden separarse mediante procedimientos físicos (agua con sal). Se caracterizan porque sus componentes no se distinguen a simple vista y se pueden encontrar en cualquier proporción.



Si vamos añadiendo soluto (por ejemplo azúcar) poco a poco, observamos que al principio se disuelve sin dificultad, pero si seguimos añadiendo llega un momento en que el disolvente no es capaz de disolver más soluto y éste permanece en estado sólido, depositándose en el fondo del recipiente.

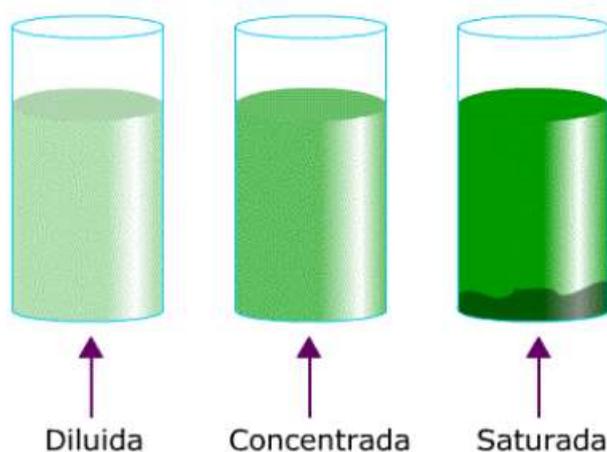
La cantidad máxima de soluto que se puede disolver recibe el nombre de **solubilidad** y depende de varios factores:

- De quién sea el soluto y el disolvente. Hay sustancia que se disuelven mejor en unos disolventes que en otros.
- De la temperatura. Normalmente la solubilidad de una sustancia aumenta con la temperatura.

Como las disoluciones se pueden preparar mezclando cantidades variables de soluto y disolvente, se hace necesario establecer una forma para poder indicar estas cantidades, lo que se conoce con el nombre de concentración de la disolución.

Una manera (muy poco precisa) de indicar la concentración de una disolución es con las palabras: diluida, concentrada y saturada.

- **Disolución diluida:** aquella que contiene una cantidad pequeña de soluto disuelto.
- **Disolución concentrada:** si tiene una cantidad considerable de soluto disuelto.
- **Disolución saturada:** la que no admite más soluto.



Dentro de los sistemas heterogéneos nos encontramos las **mezclas** que se caracterizan porque se ven a simple vista zonas con distinta composición y estos componentes se pueden encontrar en muy distintas proporciones.

4.1 Expresión de la concentración de una disolución

La concentración de un soluto en un disolvente se expresa mediante una combinación de unidades que relacionan la masa o el volumen del soluto con la masa o el volumen de la disolución. La unidad de masa habitual es el gramo o el mol, y la unidad de volumen, el litro.

Las disoluciones pueden estar diluidas o concentradas, en función de la cantidad relativa de soluto y de disolvente que haya en la misma. Así, cualquier disolución que contenga una cantidad muy grande de soluto es una disolución concentrada; en cambio, si contiene muy poca cantidad de soluto en relación con el disolvente, se dice que está diluida.

Las formas más usuales de expresar la concentración son:

- **Porcentajes:** la expresión de una concentración en forma de porcentajes puede ir referida a masa o a volumen:

$$\text{Porcentaje en masa}(\% \text{ masa}) = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$$

$$\text{Porcentaje en volumen}(\% \text{ volumen}) = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$$

Una disolución de azúcar en agua al 10% en masa quiere decir que contiene 10 gramos de azúcar por cada 100 gramos de disolución.

- **Molaridad (M)** o concentración molar: es la expresión de la concentración referida al número de moles de soluto por litro de disolución:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolución}}$$

Una disolución 10 molar de cloruro sódico (NaCl) contiene 10 moles de NaCl por litro de disolución.

- **Molalidad (m)** o concentración molal: es la expresión de la concentración referida al número de moles de soluto por kilogramo de disolvente:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramo de disolvente}}$$

Una disolución 3 molal de NaCl contiene 3 moles de sal por kilogramo (o por litro en este caso) de agua.

- **Fracción molar (X)**: se denomina fracción molar del soluto al cociente entre el número de moles de soluto de la disolución y el número total de moles (disolvente y soluto):

$$X = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}}$$

Si se echa 1 mol de NaCl en 9 moles de agua, la fracción molar del soluto es:

$$X = \frac{1}{1+9} = 0,1$$

Concentración de una disolución: es la masa en gramos del soluto dividido entre los litros de disolvente.

$$C = \frac{\text{masa del soluto (en gramos)}}{\text{volumen de la disolución (en litros)}}$$

Si se disuelve medio kilo de azúcar en 3 litros de agua, la concentración será:

$$C = \frac{500 \text{ gramos}}{3 \text{ litros}} = 166'6 \text{ g/l}$$

5. SÍMBOLOS QUÍMICOS

La **notación química** tiene por objeto facilitar la escritura de elementos, de sustancias puras así como de las transformaciones químicas.

Los elementos químicos se expresan mediante **símbolos químicos**. Los nombres y símbolos de los elementos actualmente conocidos se recogen en la **tabla periódica**:

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	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	Rf														

Las sustancias puras se representan mediante fórmulas. Cada fórmula viene expresada por los símbolos de los elementos que constituyen la sustancia. Estos símbolos llevan como subíndice números que representan el número de átomos de cada elemento que forma la molécula, o la relación numérica entre los átomos de los distintos elementos que forman el compuesto (en el caso de que no formen verdaderas moléculas):



Existen una serie de normas y reglas para nombrar y formular las sustancias simples y los compuestos más usuales que se manejan en Química Orgánica e Inorgánica.

6. CONSERVACIÓN DE LA MASA Y CONSERVACIÓN DE LA ENERGÍA. INTERCONVERSIÓN DE LAS DISTINTAS FORMAS DE ENERGÍA.

En una reacción química se cumple el **principio de conservación de la masa** que nos dice que la suma de las masas de los reactivos debe ser igual a la suma de las masas de los productos.

Sin embargo, cuando se trabaja a nivel subatómico da la sensación de que este principio no se cumple ya que se puede dar que los reactivos pesen más que los productos o viceversa. Esto se debe a que parte de la masa se puede convertir en energía o al revés.

En este caso diremos que se cumple el **principio de conservación de la energía** según el cual la energía ni se crea ni se destruye, únicamente se transforma.

7. TÉCNICAS DE SEPARACIÓN DE MEZCLA

Ya hemos visto que las mezclas se caracterizan porque sus componentes pueden ser separados mediante distintos procedimientos físicos.

Vamos a ver algunas de las técnicas que se pueden emplear:

7.1 Decantación

Se utiliza para separar líquidos y sólidos o líquidos inmiscibles (que no se mezclan). Consiste en dejar reposar la mezcla para que el sólido se deposite en el fondo del recipiente y luego retirar el líquido con cuidado. (separar agua y barro).



7.2 Filtración

Se utiliza también para separar líquidos de sólidos, pero cuando las partículas de sólido son muy pequeñas. En este caso lo que se hace es utilizar un filtro y por él se hace pasar toda la mezcla de tal forma que solamente el líquido lo atraviese.



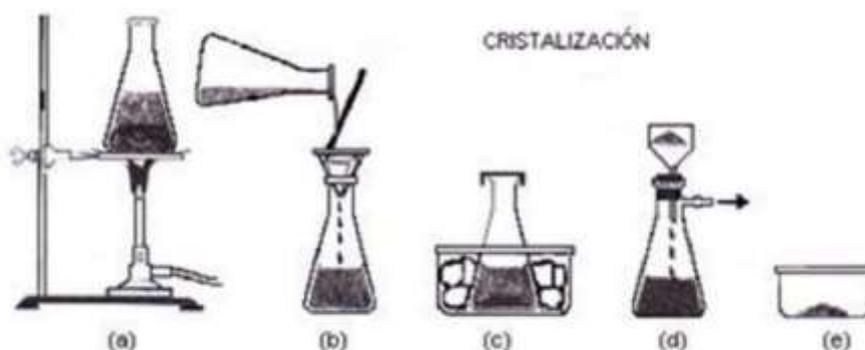
7.3 Evaporación

Sirve también para separar sólidos y líquidos y consiste en calentar la mezcla hasta que todo el líquido pase a estado gaseoso y solamente nos quede en el recipiente el sólido.



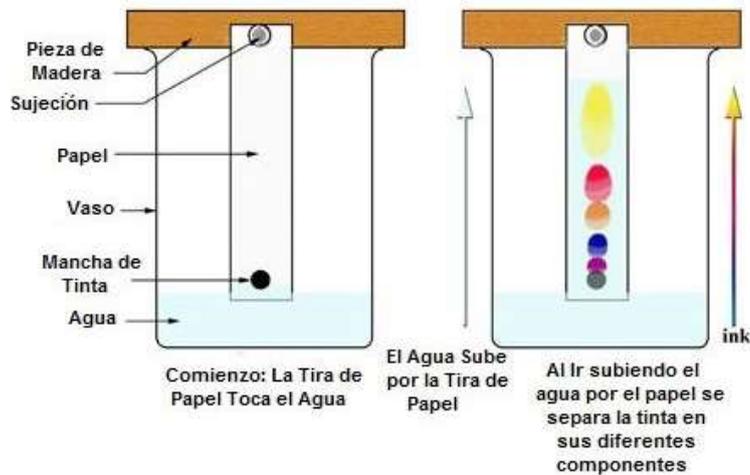
7.4 Cristalización

Esta técnica de separación de líquidos y sólidos se basa en que hay sustancias que se disuelven mejor en caliente que en frío. Consiste en enfriar la mezcla hasta que se formen pequeños cristales en el fondo del recipiente. A continuación se filtra y se separa.



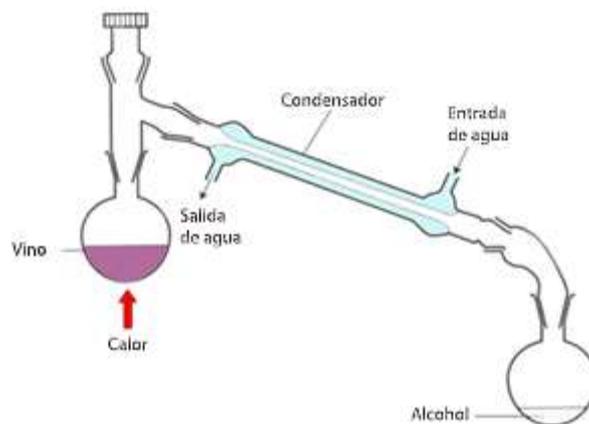
7.5 Cromatografía

Consiste en separar distintas sustancias por distinta solubilidad que tienen con un determinado disolvente y la velocidad con que un disolvente arrastra a un soluto.



7.6 Destilación

Es la operación mediante la cual separamos una mezcla líquida en sus componentes, mediante un proceso de evaporación seguido de una condensación. Se basa en el hecho de que el vapor obtenido al calentar la mezcla es más rico en el componente más volátil (el de punto de ebullición más bajo).



Por ejemplo, el alcohol tiene un punto de ebullición de 80°C , mientras que el del agua es de 100°C . Calentando una mezcla entre ambos puntos (por ejemplo, 85°C), el alcohol se evapora pero no el agua,

Si se llevan a cabo sucesivos procesos de evaporación y condensación da lugar a una destilación fraccionada.

TEMA 2: ESTRUCTURA ATÓMICA

Primera aproximación: teoría atómica de Dalton. Tamaño de los átomos. Partículas subatómicas. Electrones. Protones. Neutrones. Número atómico y número másico. Unidades de masa atómica. Isótopos y peso atómico. Estructura atómica. Núcleo. Modelo mecano-cuántico del átomo. Números cuánticos. Niveles, subniveles y orbitales atómicos. Principio de exclusión de Pauli. Configuraciones.

1. PRIMERA APROXIMACIÓN: TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

Los primeros en proponer que la materia se componía de unas partículas indivisibles, a las que denominaron **átomos**, fueron los antiguos griegos. Lamentablemente, esta idea fue abandonada cuando se impuso la teoría de los cuatro elementos de Aristóteles como formadores de toda la materia.

Más tarde, ya en el siglo XIX, fue **Dalton** quien revivió el concepto de átomo y propuso una teoría basada en hechos y pruebas experimentales.

Los puntos más importantes de esta teoría son:

- Los elementos están formados por partículas diminutas e indivisibles, llamadas átomos.
- Los átomos del mismo elemento son semejantes en masa y tamaño.
- Átomos de elementos distintos tienen masas y tamaños distintos.
- Los compuestos químicos se forman por la unión de dos o más átomos de elementos diferentes.
- Los átomos se combinan para formar compuestos, en relaciones numéricas sencillas como uno a uno, dos a dos, dos a tres, etc.
- Los átomos de dos elementos se pueden combinar en diferentes proporciones para formar más de un compuesto.

Sin embargo, a lo largo de este siglo XIX y principios del XX se fueron conociendo una serie de hechos que dejaron anticuado el concepto de átomo postulado por Dalton.

Entre estos hechos destacan los siguientes:

- Los fenómenos de electrización de la materia y las experiencias realizadas por Faraday referentes a los fenómenos de electrólisis (reacciones químicas provocadas por la corriente eléctrica), que permitieron deducir la existencia de una relación entre la materia y la electricidad.
- El descubrimiento de la radiactividad en 1896 por Becquerel.
- El descubrimiento del electrón en 1897 por Thomson.
- El descubrimiento del protón por Goldstein en 1886.
- El descubrimiento de neutrón en 1932 por Chadwick.

Quedaba, por tanto, demostrado experimentalmente que el átomo no era indivisible, sino que estaba constituido por tres partículas fundamentales: electrón, protón y neutrón.

Los primeros modelos atómicos ideados para explicar la distribución de estos corpúsculos aparecen a principios del siglo XX, y fueron evolucionando a medida que se iban acumulando conocimientos sobre esta materia, aunque todos ellos parten de la base común de que los átomos son eléctricamente neutros.

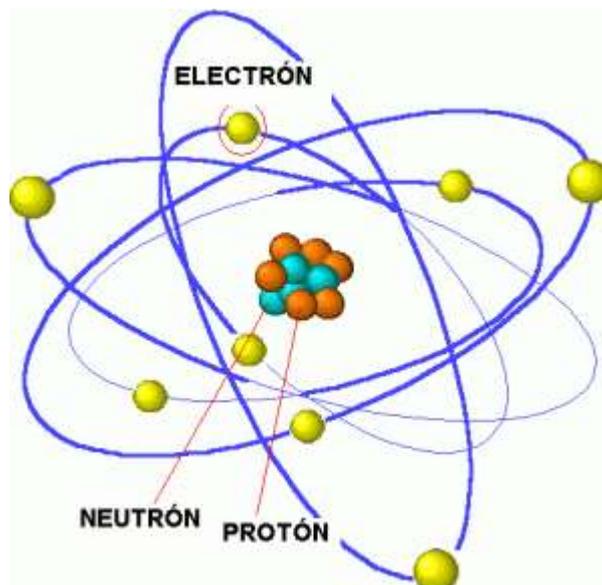
El radio de los átomos se estima que se encuentra en el orden de 10^{-8} cm.

2. MODELOS ATÓMICOS: PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Hemos visto que a principios del siglo XX ya se conocían las partículas subatómicas. Las características de estas partículas son:

- **Electrón (e):** es una partícula elemental cargada eléctricamente. Su carga es de $-1.602 \cdot 10^{-19} \text{C}$, y su masa es de $9.108 \cdot 10^{-31} \text{kg}$ por lo que se considera prácticamente despreciable.

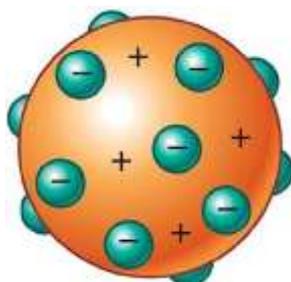
- **Protón (p):** también tiene carga, pero positiva. Su carga eléctrica es igual a la del electrón, pero de signo positivo y su masa es $1.6724 \cdot 10^{-27} \text{kg}$, o sea, 1840 veces mayor que la masa del electrón.
- **Neutrón (n):** no tiene carga eléctrica y su masa es de $1.675 \cdot 10^{-27} \text{kg}$, es decir, prácticamente igual a la del protón.



La forma de colocar estas partículas en el átomo es lo que ha dado lugar a los distintos modelos.

2.1 Modelo de Thomson (1904)

Thomson propuso un modelo de átomo que consistía en una esfera maciza cargada positivamente, en la que se hallaban incrustados los electrones, con carga negativa, como si se tratara de un pastel esférico relleno de pasas.



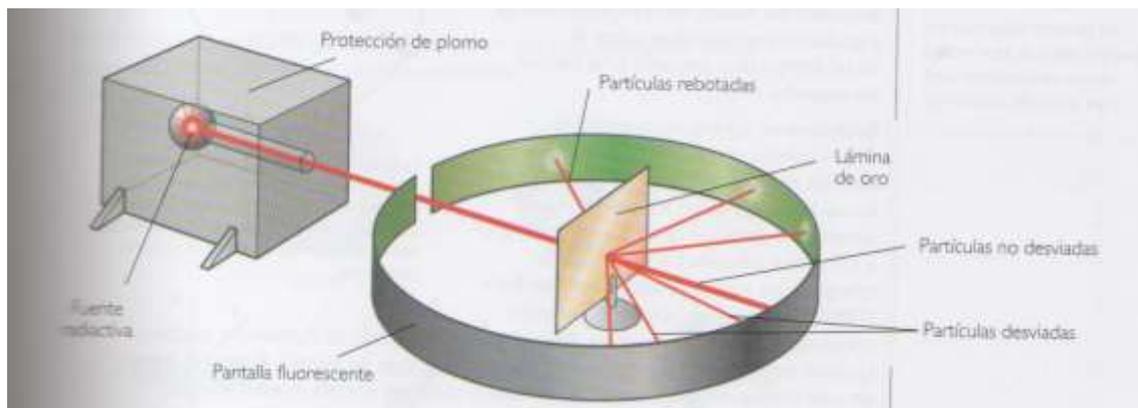
Sin embargo, este modelo pronto cayó en desuso al no poder explicar el experimento de Rutherford.

2.2 Modelo de Rutherford (1911). Modelo planetario.

El experimento de Rutherford consistía en bombardear una lámina muy fina de oro con un rayo de partículas denominadas partículas alfa. Detrás de la lámina se colocaba una placa fotográfica.

El resultado obtenido fue el siguiente:

- La mayoría de las partículas atravesaban la lámina de oro sin desviarse. Esto era lo que no podía explicar el modelo de Thomson ya que si este modelo fuera cierto las partículas tendrían que rebotar con los átomos compactos.
- Una pequeña proporción atravesaba la lámina con una ligera desviación en su trayectoria.
- Sólo una de cada 10.000 partículas rebotaba y no atravesaba la lámina.

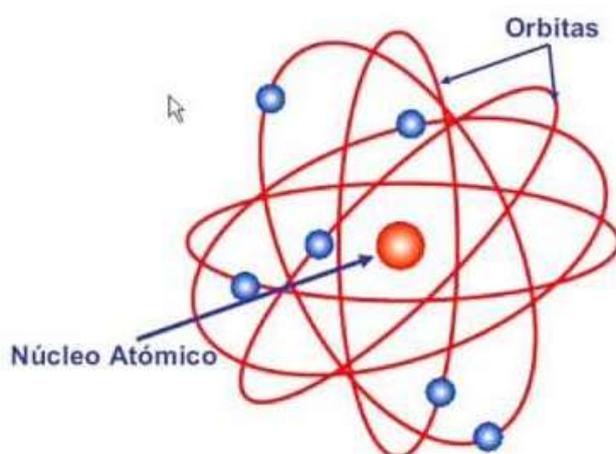


Basándose en su experimento, Rutherford estableció el siguiente modelo atómico:

- El átomo está formado por un núcleo y una corteza.
- En el núcleo se concentra la carga positiva (protones) y la mayor parte de la masa del átomo, es decir, también están los neutrones.
- En la corteza, girando alrededor del núcleo, se encuentran los electrones. Esta zona ocupa la mayor parte del volumen atómico.

Estas deducciones las obtuvo Rutherford de la siguiente forma:

- 1) La mayoría de las partículas atravesaban la lámina de oro sin desviarse. Esto era así porque el átomo estaba prácticamente vacío; sólo hay algunos electrones girando alrededor, pero la masa de estos es despreciable y no frena a las partículas alfa.
- 2) Una pequeña proporción atravesaba la lámina con desviación de la trayectoria. Las partículas que se desviaban eran las que pasaban cerca del núcleo ya que se repelían al tener ambos (núcleo y partículas alfa) carga positiva.
- 3) Las partículas que rebotaban se debía a que chocaban directamente con el núcleo, algo muy complicado ya que el tamaño del núcleo es una 10.000 veces inferior al del átomo.



2.3 Modelo de Bohr (1913)

Cuando Rutherford enunció su modelo, no tuvo en cuenta algunos trabajos publicados por sus contemporáneos y que ponían en evidencia ciertos aspectos negativos de su teoría. El principal inconveniente radica en que si los electrones, que son partículas cargadas, están girando alrededor del núcleo, van perdiendo energía y acabarían precipitándose sobre el núcleo en un tiempo muy pequeño (una fracción de segundo).

Basándose en algunas experiencias de sus colegas, como el efecto fotoeléctrico, la teoría cuántica de Planck y Einstein (según la cual la energía de

un sistema no puede aumentar o disminuir de forma continua) y los espectros atómicos, Bohr propuso un modelo atómico compuesto por un núcleo y una corteza.

Al igual que en el modelo de Rutherford, el átomo también tenía un núcleo positivo y los electrones girando en torno a él, pero lo hacían en unas órbitas circulares, donde no emiten ni absorben energía. A estas “órbitas permitidas” se les llamó **niveles de energía**.



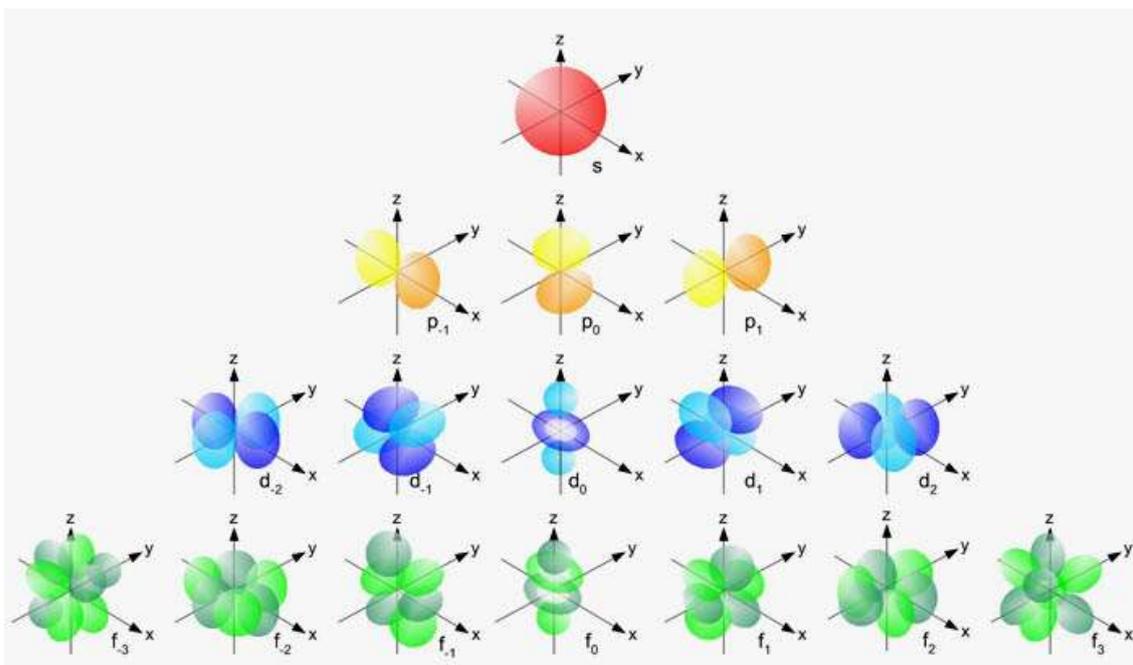
Más tarde, Sommerfeld, en una ampliación del modelo de Bohr, supuso que las órbitas también podían ser elípticas.

2.4 El modelo atómico actual

El modelo atómico de Bohr es muy útil, pero la ciencia va evolucionando y experiencias posteriores llevaron a abandonar la idea de las órbitas estacionarias de Bohr, que se regían según las leyes de la mecánica clásica, para establecer una nueva mecánica: la mecánica cuántica. Sus padres fueron Heisenberg, Schrödinger y Dirac.

Se abandonó el concepto de órbita estacionaria, debido fundamentalmente a que no se puede determinar con precisión la posición exacta de un electrón en un determinado instante.

En la mecánica cuántica aparece el concepto de **orbital** que se define como una zona del espacio donde la probabilidad de encontrar al electrón es máxima.



3. NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSIICO. UNIDADES DE MASA ATÓMICA. ISÓTOPOS, MASA ATÓMICA Y MASA MOLECULAR

Un átomo suele definirse mediante dos números:

- **Número atómico, Z:** que es el número de protones que tiene un átomo en su núcleo.

Como el átomo es neutro, el número de protones coincide con el número de electrones para un mismo átomo.

- **Número másico, A:** es el número de partículas que tiene un átomo en su núcleo. Es, por tanto, la suma de los protones y los neutrones del núcleo.

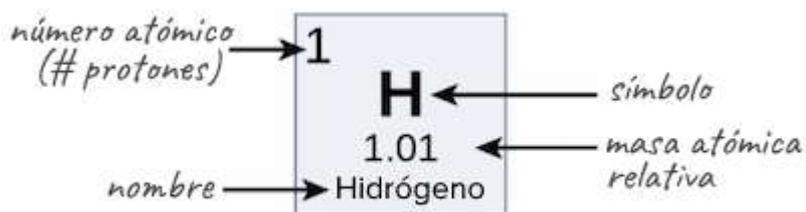
La relación existente entre estos dos números es:

$$A = Z + N$$

donde N es el número de neutrones que tenemos en el núcleo.

El valor de A es útil, pero no nos dice de qué elemento se trata. Lo que realmente identifica el átomo de cada elemento es Z, el número de protones.

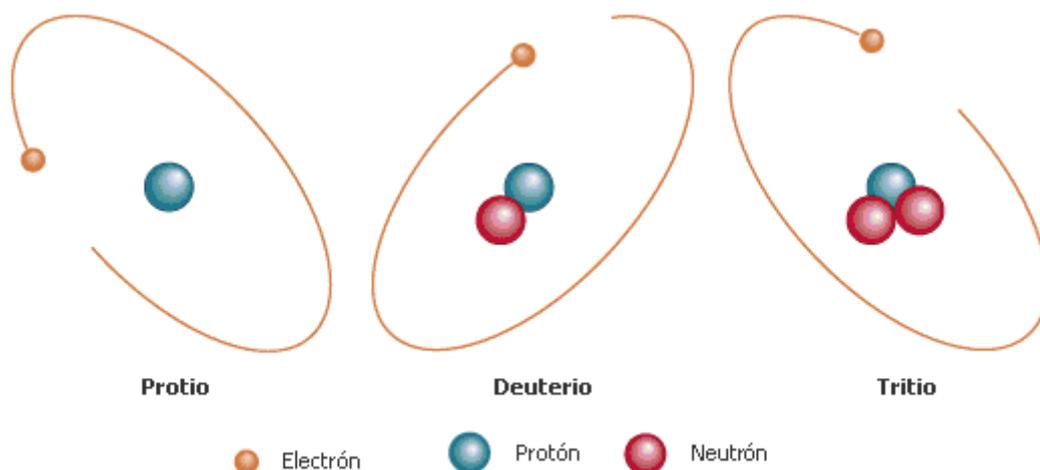
El Z y el A se colocan en el símbolo químico de cada elemento de la siguiente manera:

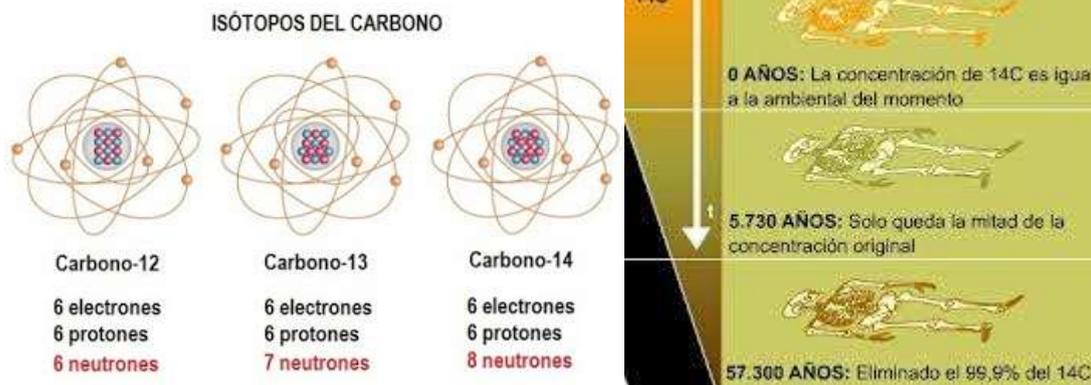


3.1 Isótopos

Los isótopos son átomos del mismo elemento, es decir, tienen el mismo número atómico, que se diferencian en el número de neutrones que tienen en el núcleo, es decir, tienen distinto número másico.

Todos los isótopos de un elemento presentan las mismas propiedades químicas, ya que están relacionadas con el número de electrones. Por el contrario, tienen diferentes algunas propiedades físicas, como por ejemplo, la masa o la capacidad de desintegrarse radiactivamente.





El Carbono-14 es útil para datar restos orgánicos. Otros isótopos son utilizados para técnicas de radiodiagnóstico o terapias médicas.

La masa isotópica promedio consiste en multiplicar la masa atómica de cada isótopo de un elemento que hay en la naturaleza por su porcentaje de abundancia, y dividirlo entre 100.

Ejemplo:
El elemento magnesio tiene dos isótopos Mg^{24} y Mg^{26} . Hallar la masa atómica promedio sabiendo que sus porcentajes de abundancia son, respectivamente, 84% y 16%.

$$P.A. (E) = \frac{A_1 \cdot \%_1 + A_2 \cdot \%_2 + \dots + A_n \cdot \%_n}{100\%}$$

$$P.A. (Mg) = \frac{24 \cdot 84 + 26 \cdot 16}{100} = \frac{2432}{100} = 24,3 \text{ uma}$$

3.2 Unidades de masa atómica, masa atómica y masa molecular.

Expresar la masa de los átomos en gramos no parece útil, ya que es una unidad demasiado grande para una partícula tan pequeña; por eso se definió una nueva unidad, **la unidad de masa atómica (u.m.a. o simplemente u).**

Se definió a partir de la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12 y corresponde prácticamente a la masa de un átomo de hidrógeno.

En la tabla periódica podemos ver cuántas unidades de masa atómica pesa cada elemento, es decir, su **peso atómico o masa atómica**.

Algunas de estas masas atómicas son:

$$M(\text{Al}) = 27.0 \text{ u} \quad M(\text{S}) = 32.0 \text{ u} \quad M(\text{O}) = 16 \text{ u} \quad M(\text{Na}) = 22.9 \text{ u} \quad M(\text{N}) = 14 \text{ u}$$

Cuando lo que tenemos es una molécula, es decir, más de un átomo unidos entre sí, la masa viene dada por la suma de las masas atómicas de cada uno de los átomos que la forman. A esta cantidad que calculamos se le llama **masa molecular o peso molecular**.

Por ejemplo, si tenemos la molécula de NaOH, tenemos un átomo de sodio, que pesa 22.9 u, un átomo de oxígeno que pesa 16 u y un átomo de hidrógeno que pesa 1 u.

La masa molecular de la molécula de NaOH será:

$$M(\text{NaOH}) = 22.9 + 16 + 1 = 39.9 \text{ u}$$

Si tenemos la molécula de oxígeno, O₂ será:

$$M(\text{O}_2) = 2 \times 16 = 32 \text{ u ya que tenemos dos átomos de O.}$$

En general, hay que multiplicar para cada elemento el número de átomos por la masa atómica de ese elemento, y sumarlos al final:

$$\begin{array}{r r r r r r}
 \text{H}_2\text{SO}_4 & = & \text{H} = 2 \text{ átomos} & \times & 1 \text{ u.m.a} & = & 2 \\
 & & \text{S} = 1 \text{ átomo} & \times & 32 \text{ u.m.a} & = & 32 \\
 & & \text{O} = 4 \text{ átomos} & \times & 16 \text{ u.m.a} & = & 64 \\
 & & & & & & \hline
 & & & & & & 98 \text{ u.m.a (o gramos)}
 \end{array}$$

4. ESTRUCTURA ATÓMICA. NÚCLEO. NÚMEROS CUÁNTICOS. NIVELES, SUBNIVELES Y ORBITALES ATÓMICOS. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI. CONFIGURACIONES

Una vez vistos los modelos atómicos tenemos claro que en el núcleo nos encontramos a neutrones y protones y que alrededor de él se encuentran girando los electrones, pero, ¿cómo se colocan los electrones alrededor del núcleo?

Antes de empezar, conviene tener en cuenta que puede haber hasta siete niveles de energía, siendo el nivel 1 el más cercano al núcleo, y el nivel 7 el más alejado. Vimos que había orbitales de cuatro tipos: s, p, d y f. Pues bien, hay que saber que no en todos los niveles de energía hay orbitales de todos los tipos: en concreto, para cada nivel de energía, se pueden encontrar los tipos de orbitales que se mencionan a continuación:

NIVEL	TIPOS DE ORBITALES QUE HAY
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f
5	s, p, d, f
6	s, p, d, f
7	s, p, d

4.1 Números cuánticos

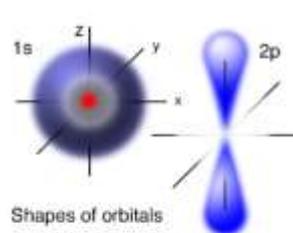
Los postulados de Bohr, primero, y los principios de la mecánica cuántica, después, nos llevan a establecer que en la corteza atómica solamente son posibles ciertos orbitales y ciertas energías.

La energía de cada electrón en el átomo viene determinada por cuatro parámetros denominados **números cuánticos**:

- **Número cuántico principal:** se designa por la letra **n** y puede tomar los valores enteros 1, 2, 3, ... en adelante. Describe el nivel de energía principal que el electrón ocupa.

Número cuántico principal (n):

- Representa al nivel de energía y su valor es un número entero positivo (1, 2, 3, ...)
- Se le asocia a la idea física del volumen del orbital.
- $n = 1, 2, 3, 4, \dots$



- **Número cuántico secundario o azimutal:** se designa por la letra **l**, y dentro de cada **n** toma valores de 0 hasta $n - 1$. Indica el subnivel o un tipo específico de orbital atómico que el electrón puede ocupar. Actualmente se usan letras para designar los valores de **l**:

$$l = 0 \rightarrow s \quad l = 1 \rightarrow p \quad l = 2 \rightarrow d \quad l = 3 \rightarrow f$$

Número cuántico secundario o azimutal (l):

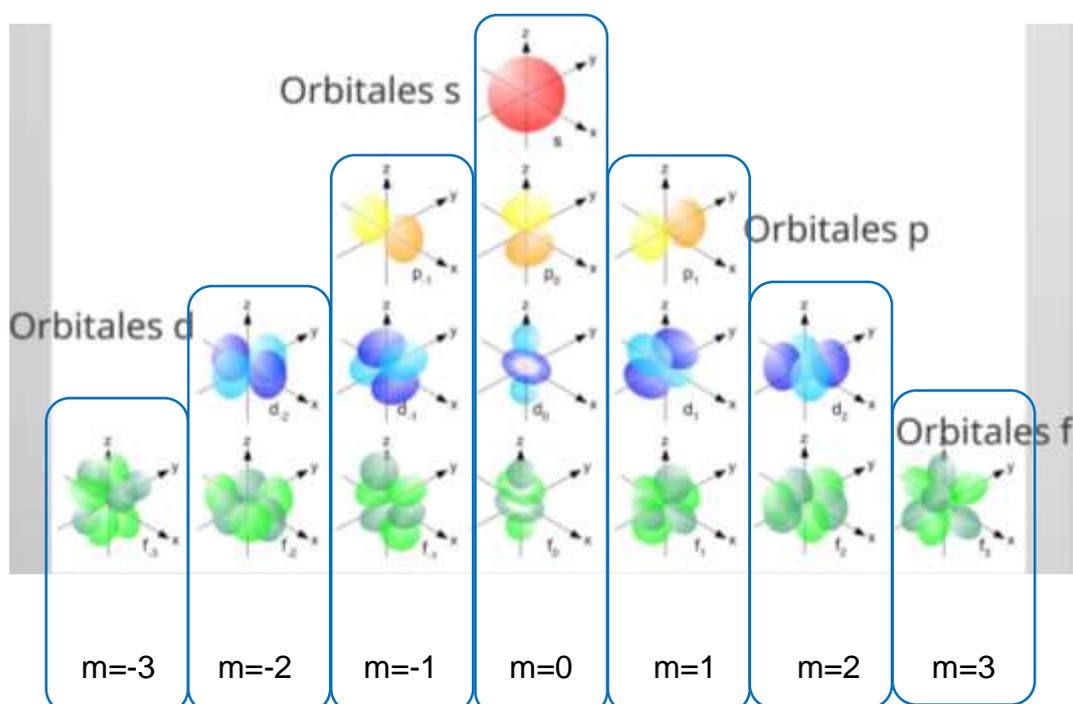
- Identifica al subnivel de energía del electrón y se le asocia a la forma del orbital.
- Sus valores dependen del número cuántico principal (**n**), es decir, sus valores son todos los enteros entre 0 y $n - 1$, incluyendo al 0.

Tipo de orbital	Valor <i>l</i>	Nº orbitales	Nº e
s	0	1	2
p	1	3	6
d	2	5	10
f	3	7	14

- **Número cuántico magnético:** se designa por la letra **m**, y dado un valor de **l**, puede tomar los valores enteros desde $-l$ a l , incluido el valor de 0. Nos indica la orientación espacial de un orbital atómico. Un orbital atómico (s, p, d, f) puede tener distintas orientaciones en el espacio. Los orbitales s tienen forma esférica por lo que su orientación en el espacio es única. Los orbitales p corresponden a dos lóbulos tangentes situados sobre un mismo eje que pueden presentar tres orientaciones diferentes, determinadas por las direcciones de los ejes de un sistema de coordenadas cartesianas.

Los orbitales d pueden presentar cinco orientaciones diferentes. De los cinco posibles orbitales d, cuatro de ellos tienen forma de cuatro lóbulos orientados sobre los ejes de coordenadas formando ángulos de 90° ; y el quinto, tiene forma de dos lóbulos con un anillo en el centro que los rodea.

Los orbitales f pueden tener hasta siete orientaciones y formas distintas. Al final, a cada uno de estas orientaciones se le da un valor de **m**



Los distintos números cuánticos en función de n son:

n	L	m	
1	0 (s)	0	
2	0 (s)	0	
		1 (p)	-1 (p _x)
			0 (p _y)
		1 (p _z)	
3	0 (s)	0	
		1 (p)	-1 (p _x)
			0 (p _y)
	1 (p _z)		
	2 (d)	-2 (d _{xy})	
		-1 (d _{yz})	
		0 (d _{xz})	
		1 d(x ² -y ²)	
		2 d(z ²)	
4	0 (s)	0	
		1 (p)	-1 (p _x)
			0 (p _y)
	1 (p _z)		
	2 (d)	-2 (d _{xy})	
		-1 (d _{yz})	
		0 (d _{xz})	
		1 d(x ² -y ²)	
		2 d(z ²)	
	3 (f)	-3	
		-2	
		-1	
		0	
		1	
2			
3			

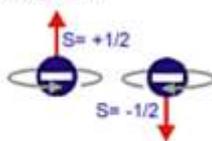
Valor de m según el ingreso del último electrón al orbital.

- Orbital s
- Orbital p
- Orbital d
- Orbital f

- **Número cuántico de spin:** el electrón en su movimiento gira alrededor de sí mismo comportándose como un pequeño imán. Este comportamiento magnético del electrón recibe el nombre de spin. Debido a que el electrón puede girar en dos sentidos, es necesario determinar para cada electrón cuál va a ser su giro. Esto se consigue mediante el número cuántico de spin que se representa por **s**, y que sólo toma los valores $-1/2$ y $+1/2$.

Número cuántico de spin (*s* o *ms*):

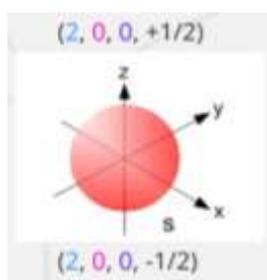
- Informa el sentido del giro del electrón en un orbital.
- Indica si el orbital donde ingreso el último electrón está completo o incompleto.
- Su valor es $+1/2$ o $-1/2$



Ejemplos de números cuánticos:

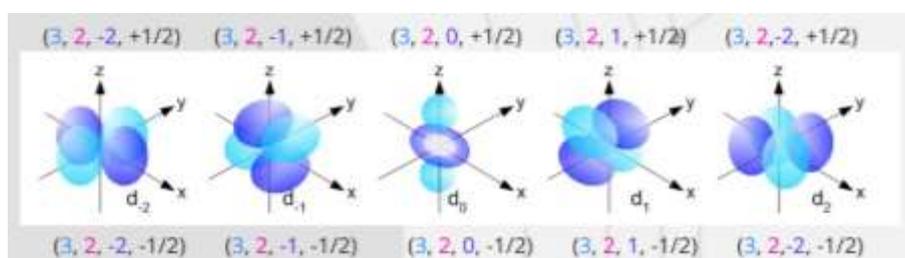
a) Orbital 2s

- El número cuántico principal es el nivel (2)
- El número cuántico secundario de orbital lo da s ($s=0$)
- Solo hay un tipo de orbitales s (número magnético = 0)
- En cada orbital puede haber dos electrones girando en dos sentidos opuestos (números de spin $+1/2$ y $-1/2$)
- **CONCLUSIÓN:** Puede haber dos electrones máximo, con números cuánticos $(2, 0, 0, +1/2)$ y $(2, 0, 0, -1/2)$



b) Orbital 3d

- El número cuántico principal es el nivel (3)
- El número cuántico secundario de orbital lo da d ($l=2$)
- Hay cinco tipos de orbitales d (números magnéticos = -2, -1, 0, 1, 2)
- En cada orbital puede haber dos electrones girando en sentidos opuestos (spin $+1/2$ y $-1/2$)
- **CONCLUSIÓN:** Puede haber diez electrones máximo, con números cuánticos



4.2 Principio de Exclusión de Pauli

Este principio afirma que en un mismo átomo no puede haber dos electrones con los cuatro valores de los números cuánticos iguales.

Como consecuencia inmediata se deduce que en un mismo orbital (caracterizado por unos valores de n , l y m), sólo podrán coincidir dos electrones con valores de spin contrarios.

Esto hace que en un orbital tipo s podamos colocar como máximo 2 electrones, en un orbital tipo p, se pueden colocar hasta 6 electrones, en uno tipo d podemos colocar 10 electrones y en uno tipo f 14.

4.3 Principio de máxima multiplicidad o principio de Hund

En los subniveles que poseen más de un orbital, como es el caso de los p, d y f, el orden de ocupación de los mismos sigue este principio:

“Cuando en un subnivel existen varios orbitales (orbitales degenerados), estos son primeramente semiocupados (con un electrón) manteniendo sus spines paralelos, y el emparejamiento de electrones no comienza hasta que todos los orbitales no están semiocupados.”

4.4 Configuraciones electrónicas

Los electrones, al distribuirse en la corteza, van ocupando sucesivamente los orbitales en orden creciente de energía, teniendo en cuenta que tendrá menos energía el orbital que tenga menor n. Además, hay que tener en cuenta el principio anterior, con lo que en cada orbital sólo puede haber dos electrones.

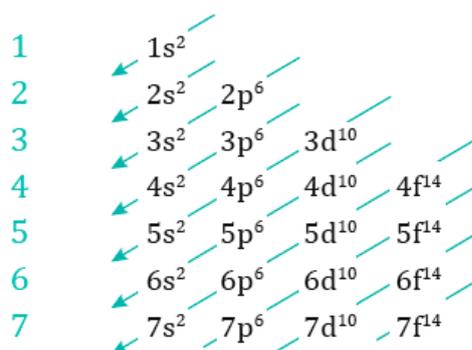
El orden de energía creciente de los orbitales de los átomos polielectrónicos es:

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

El número delante de cada letra representa el número cuántico principal del orbital o subnivel.

Para evitar tener que aprendernos este orden podemos utilizar el siguiente gráfico en el que solamente tenemos que seguir las flechas de arriba abajo y de derecha izquierda:

Niveles



El número de electrones que hay en cada subnivel se indica poniendo un superíndice a la derecha del símbolo de ese subnivel.

Al distribuir los electrones en los distintos subniveles hay que tener en cuenta que hasta que no estén completos todos los orbitales de un subnivel no se empiezan a ocupar los orbitales del siguiente subnivel.

Una vez que hemos colocado todos los electrones de un átomo en sus correspondientes orbitales decimos que tenemos la **configuración electrónica de ese elemento**.

Todo esto, como mejor se entiende es mediante un ejemplo:

Vamos a hacer la configuración electrónica del Tc (Z = 43)

El número atómico nos indica que tenemos 43 protones, y por tanto, como él átomo es neutro, tendremos 43 electrones también.

La configuración electrónica será, siguiendo las flechas:



El número máximo de electrones en un nivel de energía viene dado por $2n^2$. Observa que en este ejemplo, si sumamos los superíndices obtenemos 43, que es el número de electrones. Esta configuración significa que habrá:

- 2 electrones en un orbital s del nivel 1
 - 2 electrones en un orbital s del nivel 2
 - 6 electrones en orbitales p del nivel 2
 - 2 electrones en un orbital s del nivel 3
 - 6 electrones en orbitales p del nivel 3
 - 2 electrones en un orbital s del nivel 4
 - 10 electrones en orbitales d del nivel 3
 - 6 electrones en orbitales p del nivel 4
 - 2 electrones en orbital s de nivel 5
 - 5 electrones en orbitales d del nivel 4
- Total: $2+2+6+2+6+2+10+6+2+5 = 43$ electrones

Nótese que en los orbitales d del nivel 4 cabrían hasta 10 electrones, pero solo se llenan 5 pues son los últimos en llenarse hasta completar los 43 electrones del átomo.

NOTA: Algunos elementos presentan anomalías en su configuración electrónica, es decir, tienen una configuración electrónica diferente a la que se obtendría al distribuir sus electrones en el orden debido. Las anomalías más generales que se observan se basan en el principio de que las estructuras en la que todos los orbitales p o d de un mismo subnivel están semiocupados o llenos por completo tienen mayor estabilidad.

Así por ejemplo, la configuración del cobre es $1s^2 2s^2 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$. Se ha producido la promoción de un electrón del subnivel 4s al 3d para completar todos los orbitales de este subnivel.

La verdadera configuración electrónica de un elemento químico *solo se puede conocer empíricamente* gracias a la ciencia de la espectroscopía, que permite medir en el laboratorio las energías electrónicas reales. En virtud de experimentos espectroscópicos se ha llegado a la conclusión de que existen las siguientes excepciones en las configuraciones electrónicas de los elementos en relación con las configuraciones teóricas indicadas por el diagrama de Moeller:

Z	Elemento	Configuración electrónica
24	Cromo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
28	Níquel	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^8$
29	Cobre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
41	Niobio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^4$
42	Molibdeno	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$
44	Rutenio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$
45	Rodio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^5$
46	Paladio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^{10}$
47	Plata	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 4d^{10}$
57	Lantano	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1$
58	Cerio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^1 5d^1$
64	Gadolinio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7 5d^1$
78	Platino	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^9$
79	Oro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$
89	Actinio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 6d^1$
90	Torio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 6d^2$
91	Protactinio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^2 6d^1$
92	Uranio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^3 6d^1$
93	Neptunio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^4 6d^1$
96	Curio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^6 6d^1$
103	Lawrencio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 7p^1$

(*) La configuración del níquel es controvertida. Hay autores que aseguran que no constituye una excepción y que su configuración es la indicada por el diagrama de Moeller: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$.

TEMA 3: CANTIDADES QUÍMICAS

Medida de la cantidad de materia. Cantidad de sustancia. Mol. Moles y partículas. Número de Avogadro. Moles de un volumen de gas. Porcentajes. Fórmulas empíricas y moleculares. Formas de expresar la concentración de una disolución.

1. LEYES PONDERALES Y VOLUMÉTRICAS

Las leyes ponderales y volumétricas establecen las relaciones, observadas a través de la experimentación, entre las masas (leyes ponderales) o entre los volúmenes (leyes volumétricas).

1.1 Leyes ponderales

1.1.1 Ley de la conservación de la masa (o de Lavoisier).

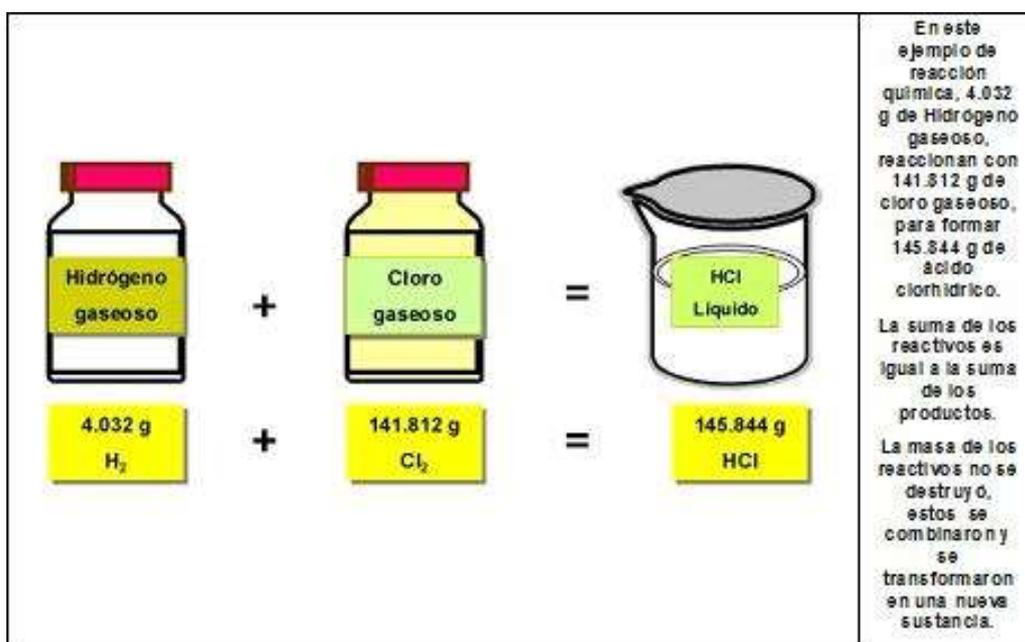
“La masa de un sistema permanece invariable cualquiera que sea la transformación que ocurra dentro de él”

Esto es, en términos químicos,

La masa de los cuerpos reaccionantes es igual a la masa de los productos de la reacción.

Esta ley se considera enunciada por LAVOISIER, pues si bien era utilizada como hipótesis de trabajo por los químicos anteriores a él se debe a LAVOISIER su confirmación y generalización. Un ensayo riguroso de esta ley fue realizado por LANDOLT en 1893-1908, no encontrándose diferencia alguna en el peso del sistema antes y después de verificarse la reacción, siempre que se controlen todos los reactivos y productos.

La ley de la conservación de la materia no es absolutamente exacta. La teoría de la relatividad debida a EINSTEIN ha eliminado el dualismo existente en la física clásica entre la materia ponderable y la energía imponderable. En la física actual, la materia y la energía son de la misma esencia, pues no sólo la energía tiene un peso, y por tanto una masa, sino que la materia es una forma de energía que puede transformarse en otra forma distinta de energía. La energía unida a una masa material es $E = mc^2$ en donde E es la energía, m la masa y c la velocidad de la luz.



1.1.2 Ley de las proporciones definidas (o de Proust).

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación en peso constante independientemente del proceso seguido para formarlo.”

Esta ley también se puede enunciar desde otro punto de vista

Para cualquier muestra pura de un determinado compuesto los elementos que lo conforman mantienen una proporción fija en peso, es decir, una proporción ponderal constante.

Así, por ejemplo, en el agua los gramos de hidrógeno y los gramos de oxígeno están siempre en la proporción 1/8, independientemente del origen del agua.

Estos delicados análisis fueron realizados sobre todo por el químico sueco BERZELIUS (1779 - 1848). No obstante, será el francés PROUST, en 1801, quien generalice el resultado enunciando la ley a la que da nombre.

LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O LEY DE PROUST

En toda reacción química, los reactantes y productos se combinan manteniendo sus mol o masas en una proporción constante y definida.

The diagram shows three chemical reactions where copper (Cu) and sulfur (S) combine to form copper sulfide (CuS). Each reaction is represented by icons of blocks and a red arrow pointing to the product. The masses are as follows:

- Reaction 1: 10,0 g Cu + 5,06 g S → 15,06 g CuS
- Reaction 2: 10,0 g Cu + 7,06 g S → 15,06 g CuS + 2,00 g S
- Reaction 3: 20,0 g Cu + 5,06 g S → 15,06 g CuS + 10,0 g Cu

1.1.3 Ley de las proporciones múltiples (o de Dalton).

“Las cantidades de un mismo elemento que se unen con una cantidad fija de otro elemento para formar en cada caso un compuesto distinto están en la relación de números enteros sencillos.”

La ley de Proust no impide que dos o más elementos se unan en varias proporciones para formar *varios* compuestos. Así, por ejemplo, el oxígeno y el cobre se unen en dos proporciones y forman dos óxidos de cobre que contienen 79,90 % y 88,83 % de cobre. Si calculamos la cantidad de cobre combinado con un mismo peso de oxígeno, tal como 1g, se obtiene en cada caso:

$$\frac{79,90 \text{ g de cobre}}{20,10 \text{ g de oxígeno}} = 3,975 \approx 4$$

$$\frac{88,83 \text{ g de cobre}}{11,17 \text{ g de oxígeno}} = 7,953 \approx 8$$

Las dos cantidades de cobre son, muy aproximadamente, una doble de la otra y, por tanto, los pesos de cobre que se unen con un mismo peso de oxígeno para formar los dos óxidos están en la relación de 1 es a 2.

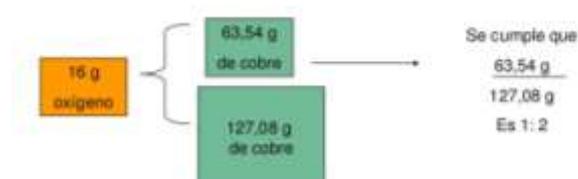
Es decir, si una masa m_a de un elemento A se combina con una masa m_b de otro elemento B, para dar un compuesto; y por otro lado, una misma cantidad de masa del elemento A se combina con una masa $m_{b'}$ del elemento B, para dar un compuesto diferente al anterior, entonces las masas m_b y $m_{b'}$ guardan una proporción de números enteros sencillos.

Ejemplo: el C y el O al combinarse entre sí pueden formar dos compuestos diferentes: CO o CO₂. Para formar el primero se combinan 4,2 g de C con 5,6 g de O; y el segundo compuesto contiene 4,2 g de C por cada 11,2 g de O. Comprobemos que se cumple la ley de proporciones múltiples:

$$\frac{5,6 \text{ g O}}{11,2 \text{ g O}} = \frac{5,6 / 5,6}{11,2 / 5,6} = \frac{1}{2}$$

Por consiguiente, las masas de oxígeno en uno y otro compuesto están en una proporción sencilla: 1 a 2, verificándose la ley de las proporciones múltiples.

El enunciado de la *ley de las proporciones múltiples* se debe a DALTON, en 1803 como resultado de su teoría atómica y es establecida y comprobada definitivamente para un gran número de compuestos por BERZELIUS en sus meticulosos estudios de análisis de los mismos.



1.1.4 Ley de las proporciones recíprocas (o de Richter).

“Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma masa de un elemento dado, guardan la misma proporción que cuando se combinan entre sí los dos primeros elementos, o están en una relación sencilla.”

Así, por ejemplo, con 1g de oxígeno se unen: 0,1260 g de hidrógeno, para formar agua; 4,4321 g de cloro, para formar anhídrido hipocloroso; 0,3753 g de carbono para formar gas carbónico, 1,0021 g de azufre, para formar gas sulfuroso, y 2,5050 g de calcio, para formar óxido cálcico. Pero los elementos hidrógeno, cloro, carbono, azufre y calcio pueden a su vez combinarse mutuamente y cuando lo hacen se encuentra, *sorprendentemente*, que estas cantidades, *multiplicadas en algún caso por números enteros sencillos*, son las que se unen entre sí para formar los correspondientes compuestos.

Por ejemplo, cuando se forma hidruro de calcio, CaH_2 , la proporción es 1 g de H por cada 20 g de calcio.

La proporción de H y O en el agua es:

$$\frac{2 \text{ g H}}{16 \text{ g O}}$$

La proporción Ca y O en el CaO es:

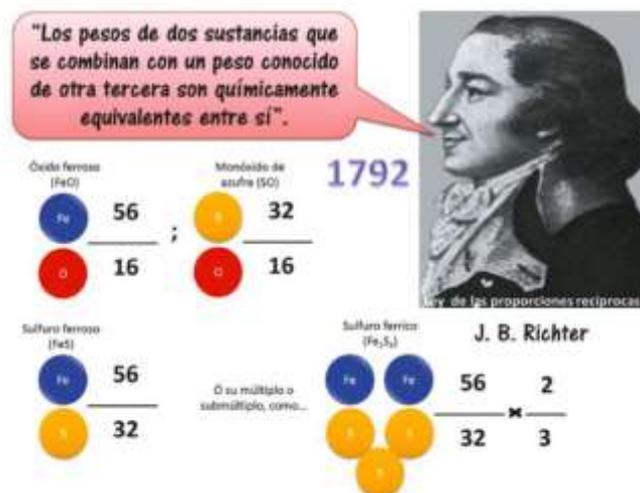
$$\frac{20 \text{ g Ca}}{16 \text{ g O}}$$

La proporción de Ca e H en CaH_2 es:

$$\frac{20 \text{ g Ca}}{2 \text{ g H}}$$

Esta ley llamada también de las proporciones equivalentes fue esbozada por RICHTER en 1792 y completada varios años más tarde por WENZEL.

La ley de las proporciones recíprocas conduce a fijar a cada elemento un peso relativo de combinación, que es el peso del mismo que se une con un peso determinado del elemento que se toma como tipo de referencia.



Todas estas leyes ponderales presentan hoy día un gran número de excepciones:

1. Algunos compuestos, frecuentemente ciertos óxidos y sulfuros de los metales de transición, no cumplen la ley de las proporciones definidas. Estos compuestos se denominan **no estequiométricos** y se debe a que sus redes cristalinas pueden presentar huecos, faltando en ellos iones.
2. Muchos compuestos orgánicos no verifican la ley de las proporciones múltiples, ni tampoco la ley de las proporciones equivalentes.

1.2 Leyes volumétricas

Establecen las relaciones entre los volúmenes de las sustancias que intervienen en una transformación química, en el caso de que estas sustancias sean elementos o compuestos en estado gaseoso y los volúmenes se midan bajo las mismas condiciones de presión y temperatura.

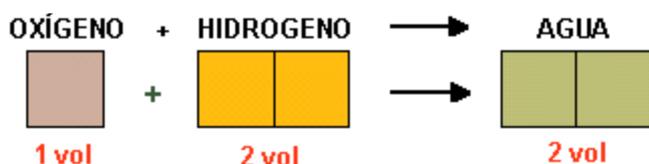
Todas las leyes ponderales, excepto la de Lavoisier, se transforman en leyes volumétricas si en lugar de masas, nos referimos a volúmenes de elementos o compuestos gaseosos, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Una ley volumétrica que no tiene su correspondiente ley ponderal es la **ley de los volúmenes de combinación**.

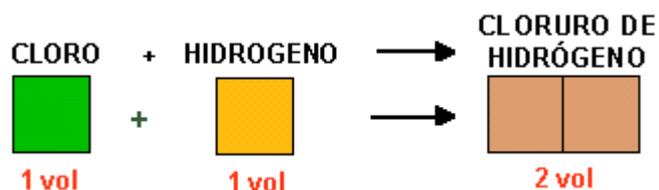
1.2.1 Ley de los volúmenes de combinación (o de Gay-lussac).

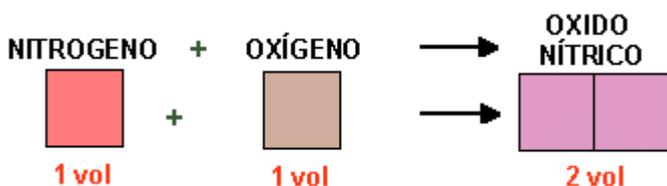
“En cualquier reacción química los volúmenes de todas las sustancias gaseosas que intervienen en la misma, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en una relación de números enteros sencillos”.

GAY-LUSSAC formuló en 1808 la *ley de los volúmenes de combinación* que lleva su nombre. Al obtener vapor de agua a partir de los elementos (sustancias elementales) se había encontrado que un volumen de oxígeno se une con dos volúmenes de hidrógeno formándose dos volúmenes de vapor de agua; todos los volúmenes gaseosos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.



Esta relación sencilla entre los volúmenes de estos cuerpos gaseosos reaccionantes no era un caso fortuito pues GAY-LUSSAC mostró que se cumplía en todas las reacciones en que intervienen gases tal como muestran los esquemas siguientes:





GAY-LUSSAC observó que el volumen de la combinación gaseosa resultante era inferior o a lo más igual a la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas que se combinan.

La ley *no* se aplica a la relación entre los volúmenes de los cuerpos sólidos y líquidos reaccionantes tal como el volumen de azufre que se une con el oxígeno para formar anhídrido sulfuroso.

2. MEDIDA DE LA CANTIDAD DE MATERIA. CANTIDAD DE SUSTANCIA. MOL. MOLES Y PARTÍCULAS. NÚMERO DE AVOGADRO.

Hay muchas formas distintas de medir la cantidad de materia. Tradicionalmente se utiliza una unidad de masa, el kilogramo, y en función del número de veces que una porción de materia contiene al kilogramo así expresamos su cantidad de materia.

Hoy en día sabemos que cualquier sustancia está formada por sucesivas uniones de otras partículas más pequeñas que son sus unidades constituyentes, por tanto sería lógico medir la cantidad de materia por el número de individualidades que la formen; por ejemplo podríamos ir al mercado y pedir 2 kilogramos de peras (pedimos la masa de peras que queremos), o bien pedimos una docena de peras, en ambos casos nuestra petición es coherente, (en este último caso hemos pedido las peras que queremos como una cantidad de elementos constituyentes).

Saber el número de moléculas presentes es muy importante: es la *cantidad de sustancia* presente.

Las moléculas son muy pequeñas, así que cualquier cantidad de materia que cojamos tendrá muchas moléculas. En un litro de agua hay 3346111111111111111077650000 ($3'346 \times 10^{25}$) moléculas de agua, contarlas a razón de 10 por segundo nos llevaría más de 100000 billones de años. Por eso, en lugar de decir cuántas moléculas hay, hablamos siempre de cuantos moles hay.

El concepto de mol se introdujo como un medio práctico y sencillo de manejar, en los cálculos, el gran número de partículas (átomos y moléculas) que intervienen en una reacción química. Tiene su base en la afirmación de que “si cantidades de dos sustancias tienen el mismo número de átomos, o de moléculas, sus masas están en la misma proporción que sus respectivas masas atómicas o moleculares”.

Esta afirmación es fácil de demostrar: si llamamos A y B a las dos sustancias, las masas m_A y m_B , de las cantidades de una y otra, que contengan un mismo número, N, de partículas (por ejemplo, átomos), serán:

$$m_A = N \cdot \text{masa de un átomo A}$$

$$m_B = N \cdot \text{masa de un átomo B}$$

La razón entre estas masas es:

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{N \cdot \text{masa de un átomo A}}{N \cdot \text{masa de un átomo B}}$$

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\text{masa de un átomo A}}{\text{masa de un átomo B}}$$

Por tanto, esta afirmación nos permite relacionar el número de partículas contenidas en una cantidad de sustancia con su masa.

Un **mol** es la porción de sustancia que tiene $6'023 \times 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas, iones,...), número que se conoce como **número de Avogadro (N_A)**.



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Así decimos que un litro de agua tiene 55'556 moles, que es lo mismo que decir que tiene $56,834 \times 10^{23}$ moléculas.

La masa de un mol no es siempre la misma, ya que depende del tamaño y masa de las moléculas. Así un mol de agua tiene una masa de 18 g, mientras que un mol de azúcar pesa 518 g, pero tanto en uno como en otro hay $6'023 \times 10^{23}$ moléculas, en el primer caso de agua y en el segundo de azúcar.

El problema para medir moles reside en su propio concepto: no podemos tomar un mol de una sustancia a base de contar átomos por la inmensidad del Número de Avogadro y el hecho de que es imposible "coger" un átomo. Por eso, en el laboratorio o para realizar cálculos necesitamos encontrar una relación entre el mol y otra magnitud más fácil de medir: la masa. Así podemos medir moles usando una balanza. Y esta relación es bien sencilla: **en un mol de una sustancia hay tantos gramos como u.m.a. (unidad de masa atómica) hay en la masa de la molécula o del átomo**, dependiendo si es un compuesto o un elemento. Es decir, la masa molecular del agua es 18 u.m.a., por consiguiente, un mol de agua tiene una masa de 18 gramos.

La masa molar es la masa molecular expresada en gramos

$$1 \text{ mol de átomos } ^{12}\text{C es} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} = 12.00 \text{ g}$$

$$1 \text{ átomo } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mol de átomos } ^{12}\text{C} = 12.00 \text{ g } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ mol de átomos de litio} = 6.941 \text{ g de Li}$$

**Para cualquier elemento
masa atómica (uma) = masa molar (gramos)**

Podemos calcular los moles que tenemos en una cantidad de masa a partir de la masa atómica o molecular de la sustancia:

$$n = \frac{m}{M}$$

donde:

n es el número de moles

m es la cantidad de sustancia que tenemos (gramos)

M la masa molecular o atómica de la sustancia (g/mol)

También podemos conocer el número de partículas que hay en X moles de una sustancia:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

donde:

N es el número de partículas que tenemos

n es el número de moles

N_A es el número de Avogadro (6.023 10²³ partículas)

Podemos establecer una relación entre las dos fórmulas anteriores que nos servirá para todos los problemas de moles, partículas y gramos:

$\text{gramos} \xrightarrow{n = \frac{m}{M}} \text{moles} \xrightarrow{N = n \cdot N_A} \text{partículas}$
$\text{gramos} \xleftarrow{m = n \cdot M} \text{moles} \xleftarrow{n = \frac{N}{N_A}} \text{partículas}$

3. MOLES DE UN VOLUMEN DE GAS

Avogadro, en 1811, introduce el concepto de molécula como unidad estructural de los compuestos y enuncia la ley conocida como **hipótesis de Avogadro**:

“Volúmenes iguales de gases diferentes, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas”.

Así, por ejemplo, si dos recipientes de la misma capacidad contienen: hidrógeno uno de ellos y amoníaco el otro, ambos a la misma presión y temperatura, el número de moléculas de hidrógeno que hay en un recipiente coincide con el de moléculas de amoníaco que hay en el otro.

Podemos decir, por tanto, que un mol de un gas, cualquiera que sea este, ocupará un volumen fijo a una presión y temperatura determinadas.

El volumen que ocupa un mol de un gas se denomina **volumen molar** y, como se ha dicho antes, no depende de la naturaleza del gas, solamente depende de la presión y de la temperatura.

Un caso particular es el volumen que ocupa **un mol** de un gas medido en **condiciones normales** (c.n.) **de presión y temperatura** (1 atmósfera de presión y 0°C de temperatura). En este caso el gas ocupa un volumen de **22.4 litros**.

En condiciones distintas a las condiciones normales, el volumen molar se determina a partir de la **ecuación general de los gases**:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

donde:

n es el número de moles que tenemos

P es la presión medida en las unidades adecuadas (Pa o atm)

V es el volumen que ocupa el gas (l o m³)

T es la temperatura en °K

R es la constante universal de los gases cuyo valor es

$$R = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 8.31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Los cambios de unidades más comunes, y que interesan para el uso de la fórmula anterior son:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg} = 101300 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ l} = 1000 \text{ cm}^3$$

$$T(^{\circ} \text{K}) = t(^{\circ} \text{C}) + 273$$

4. COMPOSICIÓN CENTESIMAL DE UN COMPUESTO: PORCENTAJES

La composición centesimal de un compuesto es la proporción expresada en tanto por ciento entre las masas de los elementos que forman el compuesto y la masa total del mismo. Representa la masa de los elementos por cada cien unidades de masa del compuesto.

Ejemplo: Calcula la composición centesimal del siguiente compuesto Fe₂O₃.

Miramos las masas atómicas de Fe y O: M(Fe) = 56; M(O) = 16

La masa molecular del Fe₂O₃ es: M(Fe₂O₃) = 160

Planteamos la regla de tres:

160 g de Fe₂O₃ → 112 g de Fe

100 g de Fe₂O₃ → X

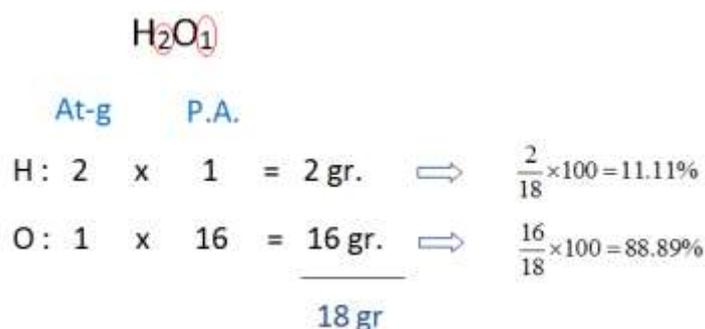
$$X = \frac{100}{160} \cdot 112 = 70\% \text{ de Fe}$$

Por tanto, el 30 % restante será O, aunque también lo podemos calcular.

Una forma más apropiada de realizar el cálculo es utilizando factores que nos relacionen las masas:

$$\frac{112 \text{ g de Fe}}{160 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3} \cdot 100 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Para el caso del agua:



5. FÓRMULA EMPÍRICA Y FÓRMULA MOLECULAR

La fórmula de una sustancia es la expresión cuantitativa del número y tipos de átomos de los elementos que la constituyen. Se denomina **fórmula empírica** cuando se indica únicamente la proporción entre el número de átomos que forman la sustancia, y **fórmula molecular** cuando se indica la verdadera composición de la molécula.

Así tenemos, por ejemplo:

- La fórmula molecular del eteno es C_2H_4 , su molécula está constituida por dos átomos de C y 4 de H. Su fórmula empírica es CH_2 ; en esta sustancia por cada átomo de C hay 2 átomos de H.
- La fórmula molecular del agua es H_2O y su fórmula empírica es también la misma.

5.1 Cálculo de la fórmula empírica:

Para determinar la fórmula empírica debemos conocer el porcentaje en peso de cada elemento en el compuesto y las masas atómicas de cada uno de ellos. Por ejemplo, supongamos que tenemos 40,00% de C, 6,67% de H y 53,33% de O. Las masas atómicas son $M_C=12u$, $M_H=1u$, $M_O=16u$.

Seguiremos los siguientes pasos:

1. Consideramos 100 g de compuesto: el porcentaje de cada uno serán los gramos de cada elemento que hay en 100 g de compuesto. Siguiendo el ejemplo, tendremos 40,00 g de C, 6,67 g de H y 53,33 g de O.
2. Dividimos cada masa por la masa atómica del elemento correspondiente:
 - C: $40,00 / 12 = 3,33$
 - H: $6,67 / 1 = 6,67$
 - O: $53,33 / 16 = 3,33$
3. Ahora dividimos cada uno de los resultados anteriores por el más pequeño de ellos, en este caso por 3,33:
 - C: $3,33 / 3,33 = 1$
 - H: $6,67 / 3,33 = 2$
 - O: $3,33 / 3,33 = 1$
4. El resultado debe ser un número entero, los números enteros más pequeños, y la fórmula empírica sería $C_1H_2O_1$, quitando los unos quedaría **CH₂O** como fórmula empírica.

5.2 Cálculo de la fórmula molecular

Para conocer la fórmula molecular, debemos tener los mismos datos de partida que para la fórmula empírica (porcentajes y masas atómica) y, además, la masa molecular del compuesto (en nuestro ejemplo sería 180 u).

Seguiríamos los mismos cuatro pasos del caso anterior para determinar la fórmula empírica y continuaríamos de la siguiente forma:

5. Calculamos la masa molecular con la fórmula empírica. En nuestro ejemplo sería sobre el compuesto de fórmula empírica CH_2O :

$$M_{\text{CH}_2\text{O}} = M(\text{C}) \cdot 1 + M(\text{H}) \cdot 2 + M(\text{O}) \cdot 1 = 30 \text{ u.m.a.}$$

6. Ahora dividimos la masa molecular real que nos han dado, entre la masa calculada con la fórmula empírica:

$$\frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{180}{30} = 6$$

7. El resultado nos indica el número de veces que la fórmula molecular será la fórmula empírica. Para escribir la fórmula molecular multiplicaremos cada subíndice de la fórmula empírica por el número obtenido de la división:



Por tanto, la fórmula molecular será en nuestro caso **$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$**

Tipos de fórmulas

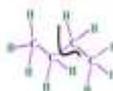
• **Fórmula empírica:** informa sobre la relación más sencilla en que se encuentran los átomos de una sustancia.

Fórmula empírica del butano C_2H_4

• **Fórmula molecular:** aplicable sólo a sustancias moleculares, nos informa del nº de átomos que integran cada molécula.

Fórmula molecular del butano $[C_2H_4]_2 = C_4H_8$

• **Fórmula estructural:** indica como se encuentran distribuidos y situados los distintos átomos en una molécula o estructura iónica



Ejercicio 1

Una sustancia orgánica que se supone pura ha dado la siguiente composición centesimal: 20.00% de C; 26.67% de O; 46.67% de N y 6.67% de H. Determina su fórmula empírica.

Sea $C_xO_yN_zH_v$ la fórmula empírica

Tenemos que calcular x, y, z, v, que son proporcionales al nº de moles de los diferentes átomos

Dividiremos por 1.67

$$x = \frac{20.00}{12} = 1.67 \quad y = \frac{26.67}{16} = 1.67 \quad x \rightarrow \frac{1.67}{1.67} = 1; \quad y = \frac{1.67}{1.67} = 1;$$

$$z = \frac{46.67}{14} = 3.33 \quad v = \frac{6.67}{1.00} = 6.67 \quad z = \frac{3.33}{1.67} = 1.99; \quad v = \frac{6.67}{1.67} = 3.99$$

Por tanto: $x=1; Y=1; Z=2; V=4$ y la fórmula es CON_2H_4 (urea)

Ejercicio 2

La masa de un hidrocarburo gaseoso contenido en un matraz de 500 ml a 37 °C y 0.84 atm es de 0.496 g. Si contiene 80% de carbono. Halla la fórmula empírica y la molecular.

• La fórmula empírica para un hidrocarburo es C_xH_y , donde:

$$x = \frac{80}{12} = 6.67 \quad y = \frac{100 - 80}{1.00} = 20.00$$

$$x \rightarrow \frac{6.67}{6.67} = 1 \quad y \rightarrow \frac{20}{6.67} = 3$$

La fórmula empírica es CH_3
Fórmula molecular $(CH_3)_n$

• Calculamos la masa molecular

$$pV = nRT \rightarrow pV = \frac{mRT}{M} \rightarrow M = \frac{mRT}{pV}$$

$$M = \frac{0.496g \cdot 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 310K}{0.84 \text{ atm} \cdot 0.5 L} = 30.02 \text{ g/mol}$$

$$M = nM_{empírica} \rightarrow 30.02 \text{ g/mol} = n(12 + 3 \cdot 1) \text{ g/mol} = n \cdot 15 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{30.02 \text{ g/mol}}{15 \text{ g/mol}} = 2$$

Fórmula molecular
 $(CH_3)_2 \rightarrow CH_3CH_3$

6. EXPRESIÓN DE LA CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

La concentración de un soluto en un disolvente se expresa mediante una combinación de unidades que relacionan la masa o el volumen del soluto con la masa o el volumen de la disolución. La unidad de masa habitual es el gramo o el mol, y la unidad de volumen, el litro.

Las disoluciones pueden estar diluidas o concentradas, en función de la cantidad relativa de soluto y de disolvente que haya en la misma. Así, cualquier disolución que contenga una cantidad muy grande de soluto es una disolución concentrada; en cambio, si contiene muy poca cantidad de soluto en relación con el disolvente, se dice que está diluida.

Las formas más usuales de expresar la concentración son:

- **Porcentajes:** la expresión de una concentración en forma de porcentajes puede ir referida a masa o a volumen:

$$\text{Porcentaje en masa (\% masa)} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100$$

$$\text{Porcentaje en volumen (\% volumen)} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de disolución}} \cdot 100$$

Una disolución de azúcar en agua al 10% en masa quiere decir que contiene 10 gramos de azúcar por cada 100 gramos de disolución.

- **Molaridad (M)** o concentración molar: es la expresión de la concentración referida al número de moles de soluto por litro de disolución:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de disolución}}$$

Una disolución 10 molar de cloruro sódico (NaCl) contiene 10 moles de NaCl por litro de disolución.

- **Molalidad (m)** o concentración molal: es la expresión de la concentración referida al número de moles de soluto por kilogramo de disolvente:

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramo de disolvente}}$$

Una disolución 3 molal de NaCl contiene 3 moles de sal por kilogramo (o por litro en este caso) de agua.

- **Fracción molar (X)**: se denomina fracción molar del soluto al cociente entre el número de moles de soluto de la disolución y el número total de moles (disolvente y soluto):

$$X = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de disolvente}}$$

Si se echa 1 mol de NaCl en 9 moles de agua, la fracción molar del soluto es:

$$X = \frac{1}{1 + 9} = 0,1$$

- **Gramos por litro (g/l)**: es la cantidad de soluto, medida en gramos, por litro de disolución, es decir, los gramos de soluto contenidos en un litro de disolución:

$$\frac{g}{l} = \frac{n^{\circ} \text{ gramos soluto}}{n^{\circ} \text{ litros disolución}}$$

- **Densidad (g/cm³ o g/ml)**: es la masa en gramos de la disolución partido por el volumen de la disolución en centímetros cúbicos (o mililitros):

$$D = \frac{M \text{ (gramos)}}{V \text{ (cm}^3 \text{ o ml)}}$$

TEMA 4: LA TABLA PERIÓDICA

Desarrollo de la tabla periódica. Configuraciones electrónicas y periodicidad. Bloques de elementos. Tendencias en la tabla periódica. Volumen atómico. Potencial de ionización. Electronegatividad. Metales y no metales. Propiedades de los elementos y su posición en la tabla periódica.

1. EVOLUCIÓN HISTÓRICA DE LA CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS:

Hacia 1830 se conocían 55 elementos diferentes con unas propiedades muy distintas lo que hacía suponer que existía poco orden entre ellos. Era pues un reto para los químicos encontrar el orden de estos elementos.

El primero en captar un atisbo de orden fue el químico alemán Döbereiner el cual observó que las propiedades del bromo estaban a mitad de camino entre las del cloro y las del yodo. Además encontró también cierta semejanza entre las propiedades del calcio, estroncio y bario, por un lado y azufre, selenio y telurio por otra. A estos grupos los llamó “triadas” y aunque siguió buscando otros grupos de tres elementos con propiedades semejantes, no los encontró. Esto hizo que los químicos de la época consideraran como simple coincidencia las triadas de Döbereiner.

Otros intentos de ordenación fueron la “ley de las octavas” de Newland y el gráfico cilíndrico de Chancourtois.

La base de la actual tabla periódica fue descubierta de forma simultánea e independiente por Mendeleiev y Meyer.

El que ha trascendido ha sido Mendeleiev ya que publicó su trabajo un año antes. Mendeleiev empezó a estudiar la lista de los elementos por su peso atómico creciente. En esta primera tabla, los elementos análogos de cada familia aparecen situados en una misma fila horizontal y no como ahora que se colocan en la misma columna o grupo.

En este primer esbozo de tabla periódica Mendeleiev se vio obligado a poner delante elementos que tenían un peso atómico ligeramente superior para que hubiera concordancia entre los elementos colocados en un mismo grupo. Uno de estos cambios fue el de poner delante del yodo al telurio. Además, consideró que debía dejar huecos ya que esas posiciones pertenecían a elementos que todavía no se habían descubierto.

2. LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

A pesar de la revolución que supuso Tabla periódica de Mendeleiev, en la actualidad los elementos se ordenan en función de su número atómico creciente ya que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos crecientes. Es decir, si se ordenan los elementos conforme aumenta su número atómico, se encuentran de forma periódica elementos con propiedades físicas y químicas similares.

Cada elemento tiene un símbolo. Los símbolos químicos son los distintos signos abreviados que se utilizan para identificar los elementos y compuestos químicos en lugar de sus nombres completos. Algunos elementos frecuentes y sus símbolos son:

H	Hidrógeno	Co	Cobalto	C	Carbono	I	Yodo
Li	Litio	Ni	Níquel	Si	Silicio	He	Helio
Na	Sodio	Cu	Cobre	Ge	Germanio	Ne	Neón
K	Potasio	Ag	Plata	Sn	Estaño	Ar	Argón
Mg	Magnesio	Au	Oro	Pb	Plomo	Kr	Kriptón
Ca	Calcio	Zn	Cinc	N	Nitrógeno	Xe	Xenón
Cr	Cromo	Hg	Mercurio	P	Fósforo	Rd	Radón
Mn	Manganeso	Pt	Platino	F	Flúor	U	Uranio
Fe	Hierro	Al	Aluminio	Cl	Cloro	Pu	Plutonio

La mayoría de los símbolos químicos se derivan de las letras del nombre latino del elemento. La primera letra del símbolo se escribe con mayúscula, y la segunda (si la hay) con minúscula. Los símbolos de algunos elementos conocidos desde la antigüedad, proceden normalmente de sus nombres en latín. Por ejemplo, Cu de cuprum (cobre), Ag de argentum (plata), Au de aurum (oro) y Fe de ferrum (hierro). Este conjunto de símbolos que denomina a los elementos químicos es universal.

Símbolo	Nombre		Símbolo	Nombre	
	Tradicional o latinizado	Moderno en español		Tradicional o latinizado	Moderno en español
Fe	Ferrum	Hierro	I	Iodum	Yodo
Na	Natrium	Sodio	Sb	Stibium	Antimonio
P	Phosphorus	Fósforo	Cm	Curium	Curio
S	Sulphur/Sulfur	Azufre	Y	Yttrium	Itrio
K	Kalium	Potasio	Rh	Rhodium	Rodio
Cu	Cuprum	Cobre	Sn	Stanium	Estaño
Ag	Argentum	Plata	Bh	Bohrium	Berio
Au	Aurum	Oro	Dy	Dysprosium	Disproso
Hg	Hidrargirium	Mercurio	Tm	Tulium	Tulio
Pb	Plumbum	Plomo	Th	Thorium	Torio

Las tablas periódicas que se emplean en la actualidad se encuentran compuestas por **18 columnas verticales** denominadas **grupos o familias** y **siete líneas horizontales** denominadas **filas o periodos**.

METALES, NO METALES, GASES NOBLES

Los átomos tienden a tener en su última capa 8 electrones (o 2 si solo tienen una capa), porque es la configuración más estable. Pero sólo unos pocos tienen, en principio, su configuración electrónica de esa forma: son los **gases nobles** o inertes, llamados así porque no reaccionan con ningún otro elemento. Los gases nobles son Helio, Neón, Argón, Kriptón, Xenón y Radón. Tienen exactamente 8 electrones en su última capa (a excepción del Helio, que tiene 2 porque su última capa es la primera y el máximo de electrones ahí es 2).

Otros elementos tienen en su mayoría 1 o 2 electrones en su última capa. El hierro, por ejemplo, tiene en su última capa, que es la cuarta, dos electrones; el sodio, uno; y el oro, dos. Estos elementos se denominan **metales**, y tienen tendencia a perder esos electrones, quedando cargados positivamente (al perder cargas positivas) y se convierten así en lo que se denomina iones positivos o cationes. A estos elementos se les llama metales. Como principales propiedades podemos destacar las siguientes:

- Casi todos son sólidos a temperatura ambiente
- Son buenos conductores del calor y de la electricidad.

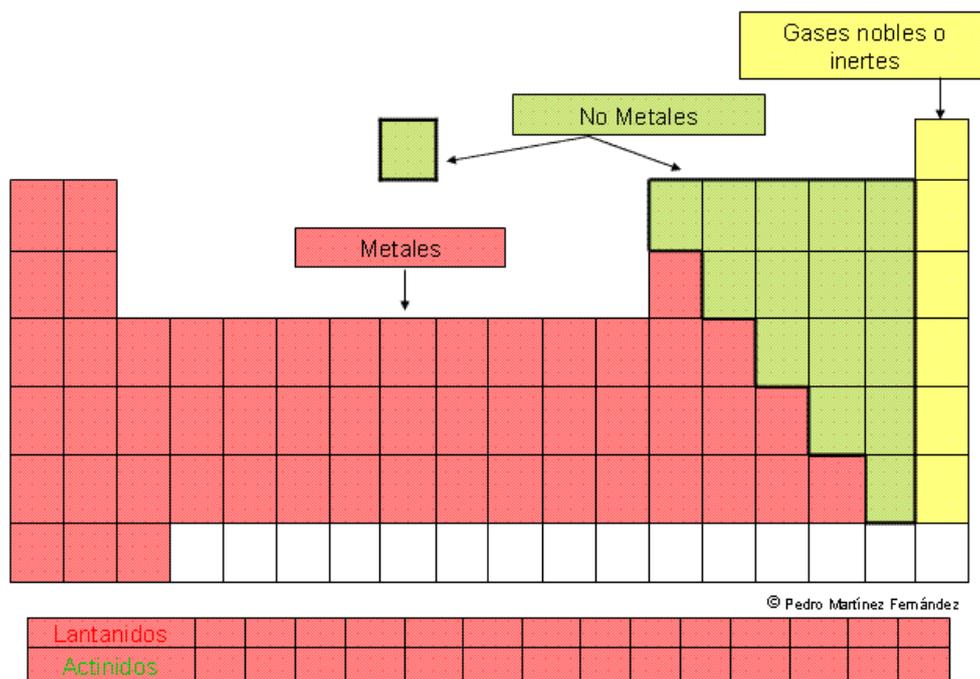
Si los metales tienen en su última capa pocos electrones y tienen tendencia a perderlos y formar cationes, otros elementos, como el oxígeno, el cloro o el fósforo, tienen en su última capa casi 8 electrones. Estos elementos tienen tendencia a quitar electrones de otros átomos, hasta adquirir los 8 electrones en su última capa, por lo que adquieren carga negativa (al superar el número de electrones al de protones) y se convierten en lo que se denomina aniones o iones negativos.

Los elementos con tendencia a coger electrones y convertirse en aniones reciben el nombre de **no metales**. Ejemplos de no metales son el oxígeno (O), el flúor (F) o el nitrógeno (N).

Son propiedades comunes a los no metales:

- La mayoría son líquidos o gases a temperatura ambiente.
- Son malos conductores del calor y de la electricidad.

En la tabla periódica, se colocan de la siguiente forma:



Afinando un poco más, se puede ampliar esta clasificación, identificando:

Elementos representativos: Muestran variaciones bastante regulares de sus propiedades con su número atómico.

Elementos de transición o metales de transición: Todos ellos son metales y se encuentran en los periodos cuarto, quinto, sexto y séptimo.

Elementos de transición interna o tierras raras: están formados por dos series de 14 elementos cada una. La correspondiente al sexto periodo se denomina también serie de los lantánidos, por comenzar a partir del elemento lantano. La correspondiente al séptimo periodo se denomina serie de los actínidos.

Diagram illustrating the periodic table with color-coded regions:

- Elementos representativos:** Elements in groups 1, 2, and 13-18.
- Elementos de transición:** Elements in groups 3-10.
- Gases nobles:** Elements in group 18.
- Elementos de transición interna:** Lanthanide and actinide series.

Además de todo esto, en la tabla periódica podemos observar una especie de escalera oscura que comienza entre los grupos IIIA y IVA. Esta línea nos separa los metales, que se encuentran a su derecha, de los no metales, que se encuentran a su izquierda. Justo los elementos que se encuentran alrededor de esta línea se denominan metaloides ya que tienen propiedades intermedias entre los metales y los no metales.

		Metal			Metaloide			No metal									
H											He						
Li	Be					B	C	N	O	F	Ne						
Na	Mg					Al	Si	P	S	Cl	Ar						
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr															

Otra cosa que podemos observar en algunas tablas son distintos colores. Estos nos indican el estado en el que se encuentran a temperatura ambiente.

En las tablas también suele venir recogido el número atómico y el número másico y en algunas nos podemos encontrar hasta la configuración electrónica de los elementos.



GRUPOS O FAMILIAS

Los elementos de un grupo tienen propiedades físicas y químicas similares, y los que se encuentran dentro de un periodo tienen propiedades que cambian de forma progresiva a través de la tabla.

Los grupos se suelen designar de dos modos principalmente. La forma tradicional es usando **números romanos del I al VII** y añadiendo las letras **A** si se trata de **elementos representativos** y **B** si se trata de **elementos de transición**.

En este caso la secuencia de los nombres de los grupos es: **IA, IIA, IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIII** (que incluye tres columnas), **IB, IIB, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA y O ó VIIIA** en algunos textos.

Más recientemente, se denominan a los grupos numerándolos del 1 al 18 comenzando por la izquierda. Los periodos se designan por un número del 1 al 7 comenzando de arriba hacia abajo.

Además, los diversos grupos tienen nombres comunes, algunos de los cuales se emplean con mucha frecuencia:

IA: alcalinos

IIA: alcalinotérreos.

IIIA: térreos

IVA: carbonoideos.

VA: nitrogenoideos.

VIA: anfígenos.

VIIA: halógenos.

O: gases nobles.



En un **grupo**, las **propiedades químicas son muy similares**, porque todos los elementos del grupo tienen el mismo número de electrones en su última o últimas capas.

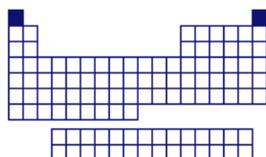
Cada grupo tiene un nombre y una numeración. Si nos fijamos, los dos grupos más a la izquierda son el 1A y el 2A, mientras que a la derecha están el 3A, 4A, 5A, 6A, 7A y 8A (gases nobles). Pues bien, en estos ocho grupos, el número que tienen arriba indica el número de electrones que tienen en la última capa. Así por ejemplo:

- El hidrógeno está en el grupo 1A, luego tiene un electrón en su última capa
- El magnesio está en el grupo 2A, luego tiene dos electrones en su última capa
- El aluminio está en el grupo 3A, luego tiene tres electrones en su última capa
- El magnesio está en el grupo 2A, luego tiene dos electrones en su última capa
- El nitrógeno está en el grupo 5A, luego tiene cinco electrones en su última capa
- El neón está en el grupo 8A, luego tiene ocho electrones en su última capa

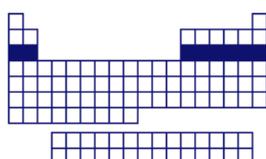
La única excepción a esta norma es el Helio, que está en el grupo 8A pero solo tiene dos electrones en la última capa.

FILAS O PERÍODOS

Las filas de la tabla periódica se denominan periodos.



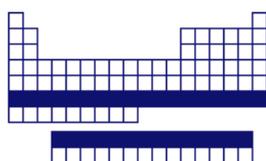
El primer periodo tiene dos elementos.



El segundo periodo y el tercer periodo tienen ocho elementos



El cuarto periodo y el quinto periodo tienen 18 elementos



El sexto periodo y el séptimo periodo tienen treinta y dos elementos

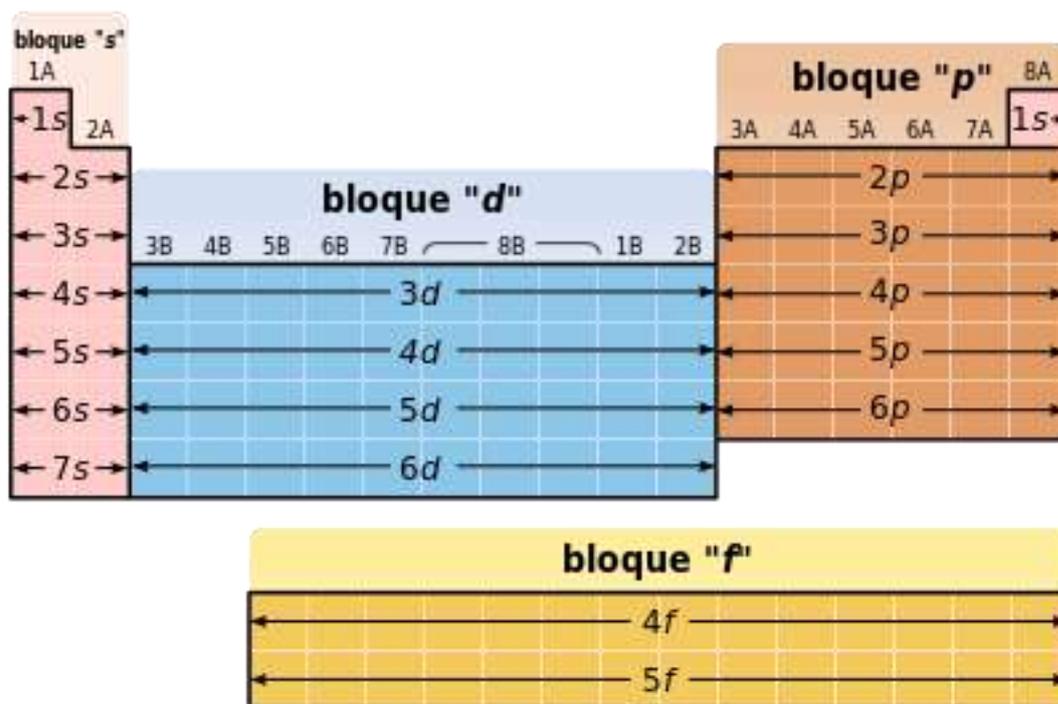
Los elementos se distribuyen en filas horizontales, llamadas periodos. Pero los periodos no son todos iguales, sino que el número de elementos que contienen va cambiando, aumentando al bajar en la tabla periódica.

El primer periodo tiene sólo dos elementos, el segundo y tercer periodo tienen ocho elementos, el cuarto y quinto periodos tienen dieciocho, el sexto periodo tiene treinta y dos elementos, y el séptimo no tiene los treinta y dos elementos porque está incompleto. Estos dos últimos periodos tienen catorce elementos separados, para no alargar demasiado la tabla y facilitar su trabajo con ella.

El periodo que ocupa un elemento coincide con su última **capa electrónica**. Es decir, un elemento con **cinco** capas electrónicas, estará en el **quinto periodo**.

BLOQUES

Otra clasificación de la tabla es en bloques. Así, se definen los bloques s, p, d y f. En esos bloques, los elementos ubicados en la tabla tendrán sus últimos electrones en orbitales s, p, d o f, dependiendo de dónde se encuentren.



IDENTIFICACIÓN DE UN ELEMENTO EN LA TABLA EN FUNCIÓN DE SU CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Partimos de la configuración electrónica, por ejemplo:



Seguimos los siguientes pasos:

- 1) **El número del último orbital de tipo s, nos dice el periodo.**
En este caso será el 3
- 2) **El último orbital que se llena, nos dice el bloque.** En este caso es el p (al ser el 3p)
- 3) **El número de electrones del último orbital, nos dice la columna en ese bloque.** En este caso es la columna 1 del bloque p.
- 4) Teniendo en cuenta todo lo anterior, buscamos en la columna 1 del bloque p, en la fila 3, y tenemos que el elemento es el **ALUMINIO.**
- 5) La comprobación es sencilla, puesto que deben coincidir los electrones de la configuración (13) con el número atómico del elemento, que es 13 para el aluminio.

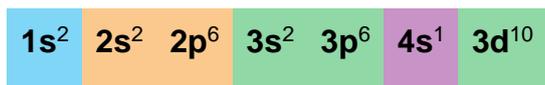
The image shows a periodic table with elements color-coded by their blocks. A legend indicates:

- s-block elements:** Blue (Groups 1 and 2)
- p-block elements:** Green (Groups 13-18)
- d-block elements:** Orange (Groups 3-10)
- f-block elements:** Pink (Groups 7 and 8)

 The element Aluminum (Al) is highlighted in green in the third period, first column of the p-block.

1 H																	2 He																												
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																												
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																												
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr																												
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																												
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn																												
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt																																					
<table border="1"> <tr> <td>58 Ce</td><td>59 Pr</td><td>60 Nd</td><td>61 Pm</td><td>62 Sm</td><td>63 Eu</td><td>64 Gd</td><td>65 Tb</td><td>66 Dy</td><td>67 Ho</td><td>68 Er</td><td>69 Tm</td><td>70 Yb</td><td>71 Lu</td> </tr> <tr> <td>90 Th</td><td>91 Pa</td><td>92 U</td><td>93 Np</td><td>94 Pu</td><td>95 Am</td><td>96 Cm</td><td>97 Bk</td><td>98 Cf</td><td>99 Es</td><td>100 Fm</td><td>101 Md</td><td>102 No</td><td>103 Lr</td> </tr> </table>																		58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu																																
90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr																																

Veamos otro ejemplo:



Seguimos los mismos pasos:

- 1) **El número del último orbital de tipo s, nos dice el periodo.**
En este caso será el 4
- 2) **El último orbital que se llena, nos dice el bloque.** En este caso es el d (al ser el 3d)
- 3) **El número de electrones del último orbital, nos dice la columna en ese bloque.** En este caso sería la columna 10 del bloque d, **PERO CUIDADO, ESTAMOS ANTE UN CASO ESPECIAL:** Observa que el orbital 4s, en este caso, no está lleno con 2, sino que tiene solo 1. En estos casos, **la columna no será 10, sino 9.** Es decir, tendríamos que actuar como si la configuración final fuese $4s^2 3d^9$, y no $4s^1 3d^{10}$ como en efecto es.
- 4) Teniendo en cuenta todo lo anterior, buscamos en la columna 9 del bloque d, en la fila 4, y tenemos que el elemento es el **COBRE.**
- 5) La comprobación es sencilla, puesto que deben coincidir los electrones de la configuración (29) con el número atómico del elemento, que es 29 para el cobre.

3. PERIODICIDAD DE LAS PROPIEDADES Y SU RELACIÓN CON LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

El criterio moderno para la ordenación de los elementos en la Tabla Periódica hemos visto que es el número atómico creciente. Pero, la longitud de los periodos, la distinción entre elementos representativos, de transición, de transición interna y gases nobles; la estructura de la tabla, depende las configuraciones electrónicas de los distintos elementos.

Las configuraciones electrónicas aportan también una explicación al hecho observado de que los elementos de un mismo grupo posean propiedades químicas parecidas.

La configuración electrónica de los elementos químicos situados en una misma fila de la tabla periódica presentan electrones en los mismo niveles, de manera que el número del periodo corresponde con el del último nivel de electrones.

Por ejemplo, el Ca está situado en el 4^o periodo y su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$.

Por otra parte, los elementos pertenecientes a un mismo grupo presentan la misma distribución de electrones en su última capa, pero en distinto nivel energético.

Así podemos decir que el último nivel de energía tiene la siguiente configuración electrónica para los elementos representativos y los gases nobles:

IA: ns^1

IIA: ns^2

IIIA: $ns^2 np^1$

IVA: $ns^2 np^2$

VA: $ns^2 np^3$

VIA: $ns^2 np^4$

VIIA: $ns^2 np^5$

O: $ns^2 np^6$

Donde n es el último nivel energético lleno y corresponde con el periodo en el que se encuentra el elemento.

El hecho de que los gases nobles tengan su última capa completa hace que sean prácticamente inertes a cualquier tipo de reacción.

En los elementos de transición el último electrón se coloca en un orbital d de la penúltima capa. Las configuraciones electrónicas varían desde $(n - 1)d^1$ hasta $(n - 1)d^{10}$ a medida que nos desplazamos a la derecha, salvo anomalías.

En los elementos de transición interna se coloca el último electrón en un orbital f de la penúltima capa. Esto hace que su estructura electrónica exterior varíe desde $(n - 2)f^1(n - 1)s^2p^6ns^2$ hasta $(n - 2)f^{14}(n - 1)s^2p^6ns^2$, salvo anomalías.

Si nos fijamos en la última capa de las tierra raras vemos que todas tienen dos electrones en un orbital s. Esto hace que exista muy poca diferencia de reactividad entre ellas, lo que complicó bastante su descubrimiento ya que no se podían separar.

Estas configuraciones hacen que varíen de forma periódica ciertas propiedades a medida que nos desplazamos a lo largo de un periodo o de un grupo. Así tenemos:

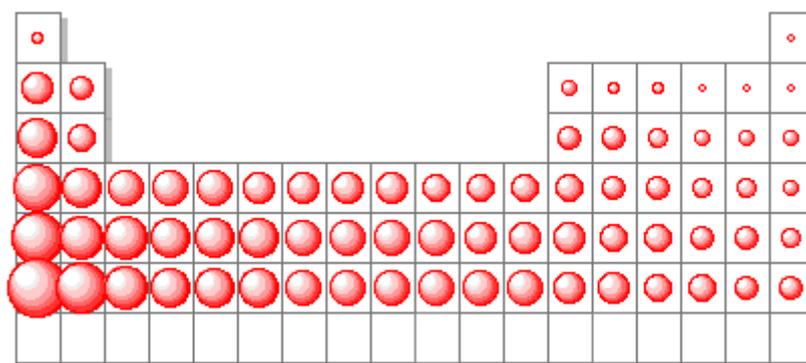
VOLUMEN O RADIO ATÓMICO

Es el volumen que ocupa un átomo de un elemento. De igual forma se puede hablar de **radio atómico**.

En los elementos representativos se observa una disminución del volumen a medida que nos desplazamos de izquierda a derecha y de abajo a arriba en la Tabla Periódica.



En los elementos de transición se observa que al ir bajando en un grupo del sistema periódico, va aumentando el número de niveles energéticos ocupados, por lo que también aumentará el volumen atómico y el radio atómico. Si nos desplazamos de izquierda a derecha en un periodo observamos que el volumen va disminuyendo hasta llegar más o menos a la mitad de la tabla. En ese momento el volumen comienza a aumentar de nuevo. Esto se debe a que al principio el número creciente de protones en el núcleo hace que los electrones de la corteza estén más atraídos y se contraen los átomos, pero cuando ya tenemos un número elevado de protones comienza las fuerzas de repulsión entre electrones lo que hace que el volumen aumente.



ENERGÍA DE IONIZACIÓN O POTENCIAL DE IONIZACIÓN (EI)

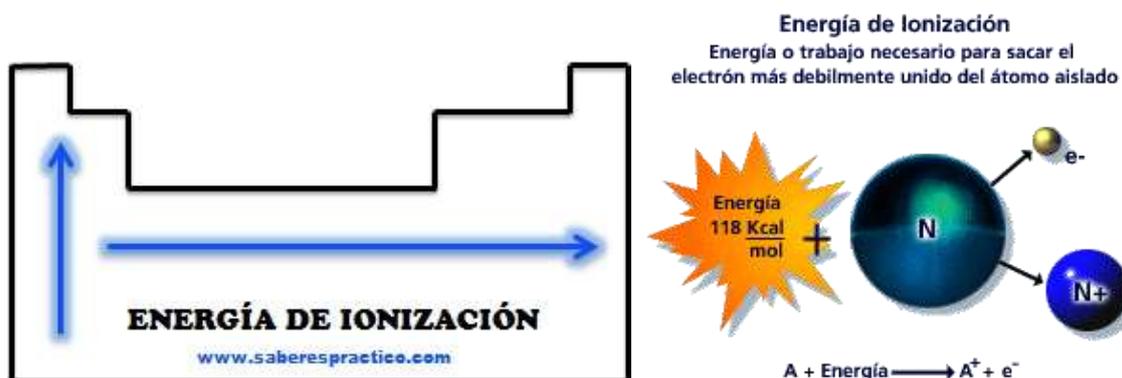
Es la energía mínima necesaria para separar un electrón de un átomo neutro en estado gaseoso. El potencial o energía de ionización se expresa en electronvoltios, julios o en kilojulios por mol (kJ/mol).

1		2																3										4						5										6						7									
H																																																											
1812																																																											
Li		Be																B		C		N		O		F		Ne																Al		Si		P		S		Cl		Ar					
333		899																577		787		1012		1324		1581		1981																577		787		1012		1324		1581		1981					
Na		Mg																Ga		Ge		As		Se		Br		Kr																In		Sn		Sb		Te		I		Xe					
406		738																579		762		947		1141		1329		1521																868		1059		1236		1401		1571		1737					
K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr																									
419		590		633		659		683		717		742		762		787		811		836		868		899		929		959		989		1012		1037																									
Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe																									
403		550		600		640		682		726		770		814		858		901		944		987		1029		1070		1110		1150		1189		1228																									
Cs		Ba		La		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn																									
376		503		538		578		621		665		710		754		798		841		883		924		964		1003		1041		1078		1114		1150																									
Fr		Ra		Ac		Rf		Db		Sg		Bh		Hs		Mt		Ds		Rg		Uub		Uuq		Uuh																																	
380		509		467																																																							
		Ce		Pr		Nd		Pm		Sm		Eu		Gd		Tb		Dy		Ho		Er		Tm		Yb		Lu																															
		534		527		523		540		544		547		563		568		573		579		583		589		593		603		613		623		633																									
		Th		Pa		U		Np		Pu		Am		Cm		Bk		Cf		Es		Fm		Md		No		Lr																															
		587		588		588		604		604		607		610		613		616		621		627		633		642		652		662		672		682																									

A medida que nos desplazamos a la derecha los potenciales atómicos aumentan y también aumentan de abajo hacia arriba en un grupo. Es decir, En los elementos de una misma familia o grupo, el potencial de ionización disminuye a medida que aumenta el número atómico. Por tanto, aumentará de izquierda a derecha y de abajo a arriba en la tabla. Sin embargo, el aumento no es continuo, pues en el caso del berilio se obtienen valores más altos que lo que podía esperarse por comparación con los otros elementos del mismo periodo. Este aumento se debe a la estabilidad que presentan las configuraciones s^2 y $s^2 p^3$, respectivamente.

Un potencial de ionización alto significa que debe aumentar mucho su energía para ceder un electrón de tal forma que cuanto mayor sea el potencial de ionización menor será la tendencia del átomo a perder el electrón es por esto que:

- El potencial de ionización es mínimo para los metales alcalinos ya que poseen un único electrón en su última capa que desean perder para alcanzar la configuración de gas noble y además son los elementos que mayor volumen tienen por lo que los electrones son los que menos unidos al núcleo se encuentran.
- La energía de ionización más elevada corresponde a los gases nobles, ya que su configuración electrónica es la más estable, y por tanto habrá que proporcionar más energía para arrancar los electrones.



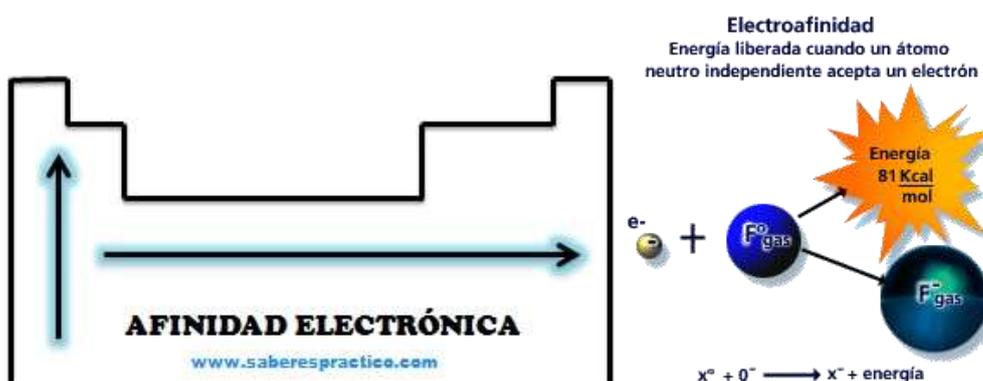
AFINIDAD ELECTRÓNICA (AE) O ELECTROAFINIDAD

Es la energía liberada por un átomo neutro en estado gaseoso cuando capta un electrón. Los elementos del grupo VIIA son los que mayor afinidad electrónica tienen ya que sólo les falta un electrón para tener configuración de gas noble. El hecho de que esta energía se libere significa que cuanto más energía pierda más estabilidad alcanza. Se expresa comúnmente en el S.I. en KJ/mol

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	H -73																	He 21
2	Li -60	Be 19											B -27	C -122	N 7	O -141	F -328	Ne 29
3	Na -53	Mg 19											Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 35
4	K -48	Ca 10	Sc -18	Ti -8	V -51	Cr -64	Mn -72	Fe -18	Co -64	Ni -112	Cu -118	Zn 47	Ga -29	Ge -116	As -78	Se -195	Br -325	Kr 39
5	Rb -47	Sr -30	Y -41	Zr -86	Nb -72	Mo -63	Tc -101	Ru -110	Rh -54	Pd -126	Ag 32	Cd -29	In -116	Sn -103	Sb -190	Te -296	I 41	Xe 41
6	Cs -45	Ba -31	Lu -73	Hf -14	Ta -106	W -151	Re -205	Os -223	Ir 61	Pt -20	Au -35	Hg -91	Tl -183	Pb -270	Bi 41	Po 41	At 41	Rn 41
7	Fr -44	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Tabla periódica de afinidades electrónicas, en kJ/mol

La afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha (en valor absoluto) y también lo hace de abajo hacia arriba. Esto hace que el elemento con mayor afinidad electrónica sea el F. Los gases nobles son los que tienen una afinidad electrónica menor (no desean agregar ningún electrón más a su estructura).



ELECTRONEGATIVIDAD

Es la medida de la capacidad de un átomo de atraer los electrones de enlace al formar un enlace químico.

Grupo (Vertical)	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período (Horizontal)																		
1	H 2.20																	He
2	Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
4	K 0.82	Ca 1.0	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
5	Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.8	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.60
6	Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2
7	Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo
Lantánidos	*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27		
Actínidos	**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.3		

Cuando el potencial de ionización y la afinidad electrónica alcanzan valores muy altos (mucha tendencia a captar un electrón y muy poca tendencia a cederlo), se dice que es muy electronegativo, en caso contrario, que es poco electronegativo. Por consiguiente en la tabla periódica la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba en los elementos representativos. En los elementos de transición las variaciones no son tan regulares.



Generalmente, aumenta de izquierda a derecha y de abajo a arriba en la tabla periódica, aunque no siempre es así, especialmente en los metales de transición.

El flúor es el elemento con más electronegatividad, el Francio es el elemento con menos electronegatividad. La electronegatividad de un átomo determinado está afectada fundamentalmente por dos magnitudes:

- su masa atómica
- la distancia promedio de los electrones de valencia con respecto al núcleo

La electronegatividad no se puede medir experimentalmente de manera directa como, por ejemplo, la energía de ionización, pero se puede determinar de manera indirecta efectuando cálculos a partir de otras propiedades atómicas o moleculares. Se han propuesto distintos métodos para su determinación y aunque hay pequeñas diferencias entre los resultados obtenidos todos los métodos muestran la misma tendencia periódica entre los elementos. El procedimiento de cálculo más común es el inicialmente propuesto por Pauling (valores en la tabla anterior).

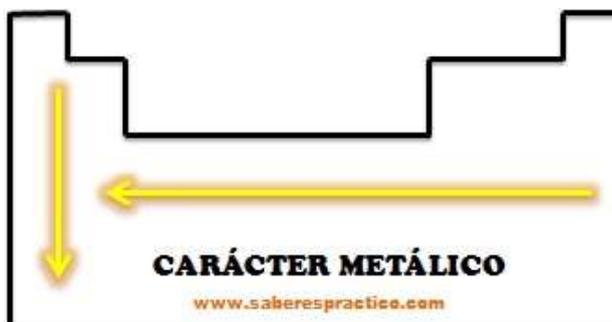
Es interesante señalar que la electronegatividad no es estrictamente una propiedad atómica, pues se refiere a un átomo dentro de una molécula y, por tanto, puede variar ligeramente cuando varía el "entorno" de un mismo átomo en distintos enlaces de distintas moléculas.

Dos átomos con electronegatividades muy diferentes forman un enlace iónico. Pares de átomos con diferencias pequeñas de electronegatividad forman enlaces covalentes polares con la carga negativa en el átomo de mayor electronegatividad.

CARÁCTER METÁLICO

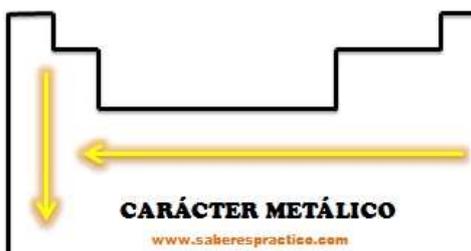
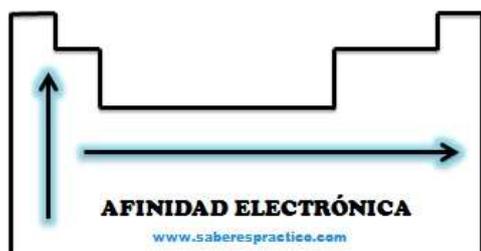
El **carácter metálico** es la característica que tienen los metales de perder con mucha facilidad los electrones del último nivel. En general, siguiendo la distribución de la tabla periódica, a la izquierda quedan los metales, a la derecha los gases nobles y entre medias los no metales. Por tanto, el carácter metálico va aumentando de izquierda a derecha. Además, de arriba hacia abajo también

aumenta, puesto que tienen más capas de electrones, y los electrones de valencia son menos atraídos por el núcleo.



¿CÓMO COMPARAR ESTAS PROPIEDADES EN VARIOS ELEMENTOS?

Tenemos que tener en cuenta las condiciones según las cuales aumentan o disminuyen estas características, que podemos resumirlas en esto:



Entonces, si por ejemplo analizamos Potasio, Calcio, Galio y Selenio, seguimos los siguientes pasos:

- 1) Comprobamos los periodos y grupos mirando la tabla. Todos están en el mismo periodo (4), y, de izquierda a derecha, nos encontramos K, Ca, Ga y Se.
- 2) En función de su posición en la tabla, y teniendo en cuenta lo anterior, los clasificamos:

ELECTRONEGATIVIDAD (de mayor a menor): Se, Ga, Ca y K

ENERGÍA DE IONIZACIÓN (de mayor a menor): Se, Ga, Ca y K

AFINIDAD ELECTRÓNICA (de mayor a menor): Se, Ga, Ca y K

CARÁCTER METÁLICO (de mayor a menor): K, Ca, Ga y Se.

RADIO ATÓMICO (de mayor a menor): K, Ca, Ga y Se.

Para comprobar que esto es así, comparamos los valores de la tabla.

ELEMENTO	ELECTRONEGATIVIDAD	ENERGÍA DE IONIZACIÓN	AFINIDAD ELECTRÓNICA	RADIO ATÓMICO
Selenio	2,55	941	-78	120
Galio	1,81	579	-29	187
Calcio	1,0	590	10	231
Potasio	0,82	419	-48	280

Observa como en este ejemplo hay dos excepciones en los patrones, que son el Galio y Calcio en la Electronegatividad, y el Calcio y Potasio en la Afinidad Electrónica. Esto es normal, pues las condiciones se cumplen mayoritariamente, pero no siempre.

RECUERDA que tanto la electronegatividad, energía de ionización y afinidad electrónica, siguen la misma pauta de crecimiento, mientras que para el radio atómico y el carácter metálico es justo a la inversa.

TEMA 5: ENLACES QUÍMICOS

Moléculas e iones. Electrones de valencia. Configuraciones electrónicas estables. Enlace iónico. Compuestos iónicos. Enlace covalente. Compuestos moleculares. Estructuras de Lewis. Energía de los enlaces. Polaridad del enlace covalente. Enlace metálico. Fuerzas intermoleculares. Atracción entre moléculas. Estructura molecular y propiedades físicas.

1. INTRODUCCIÓN

Los átomos, generalmente se encuentran unidos a otros átomos mediante enlaces químicos. La forma de unirse un átomo a otros átomos y el tipo de átomos a los que se puede unir, depende de su configuración electrónica, y determina el comportamiento químico de los elementos.

El estado fundamental de un átomo es su estado natural, con la configuración de partículas subatómicas tal que no ha sufrido ningún cambio temporal, de forma que coinciden el número de protones y electrones, y además los electrones se encuentran girando en sus orbitales correspondientes. En este estado, los átomos no presentan carga eléctrica puesto que las cargas positivas (protones) y negativas (electrones) se equilibran al ser idénticas en número.

Sin embargo, el estado fundamental de un átomo no es el único en el que puede estar, pudiendo estar en estado excitado o ionizado.

2. MOLÉCULAS, IONES, ESTADOS EXCITADOS

En la naturaleza raramente aparecen átomos aislados; sólo los gases nobles (He, Ne, Ar,...) que constan de átomos individuales, no reactivos. Los átomos tienden a combinarse entre sí de varias maneras para formar las distintas sustancias puras: elementos y compuestos. Las unidades que sirven como bloques de construcción de dichas sustancias son las moléculas y los iones.

2.1 Moléculas

Dos o más átomos pueden combinarse entre sí para formar una molécula. Por ejemplo el oxígeno (O_2) o el nitrógeno (N_2), constituidos por moléculas de elementos. Las moléculas de los compuestos están formadas por átomos de diferentes tipos, por ejemplo en el agua o el dióxido de carbono. Los átomos involucrados suelen ser de **elementos no metálicos**. Dentro de la molécula, los átomos están unidos unos a otros por fuerzas intensas denominadas **enlaces químicos**.

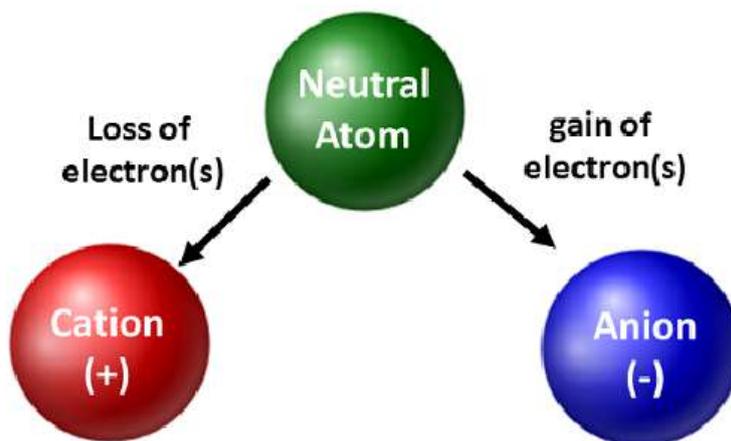
Las sustancias moleculares se representan abreviadamente mediante las **fórmulas**, en las que se indica el número de átomos de cada elemento por un subíndice escrito después del símbolo del elemento (si un símbolo de un elemento no lleva subíndice significa que hay un solo átomo del mismo). Así, las fórmulas moleculares para el agua (H_2O), amoníaco (NH_3) y metano (CH_4), se interpretan del siguiente modo:

- En la molécula de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
- En la molécula de amoníaco hay un átomo de nitrógeno y tres átomos de hidrógeno.
- En la molécula de metano hay un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno.

2.2 Iones

Cuando un átomo pierde o gana electrones, se forman partículas cargadas denominadas **iones**.

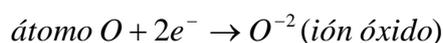
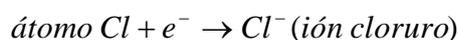
Los átomos de los elementos metálicos (los situados a la izquierda y en el centro de la tabla periódica) tienden a perder electrones para formar iones cargados positivamente llamados **cationes**.



Por ejemplo, los iones Na^+ y Ca^{2+} , se forman a partir de los átomos de los metales sodio y calcio:



Los átomos de no metales (los elementos situados a la derecha de la tabla periódica) tienden a ganar electrones y formar iones negativos llamados **aniones**. Por ejemplo, los átomos de cloro y oxígeno, al adquirir electrones forman los iones Cl^- y O^{2-} :



Por tanto, se llaman **cationes** a los átomos con carga eléctrica positiva y es debido a que los átomos iniciales han perdido electrones.

- **Ca** ($Z=20$) 20 electrones ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$)
- **Ca⁺⁺** (ha perdido 2 electrones) tiene 18 electrones ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$)

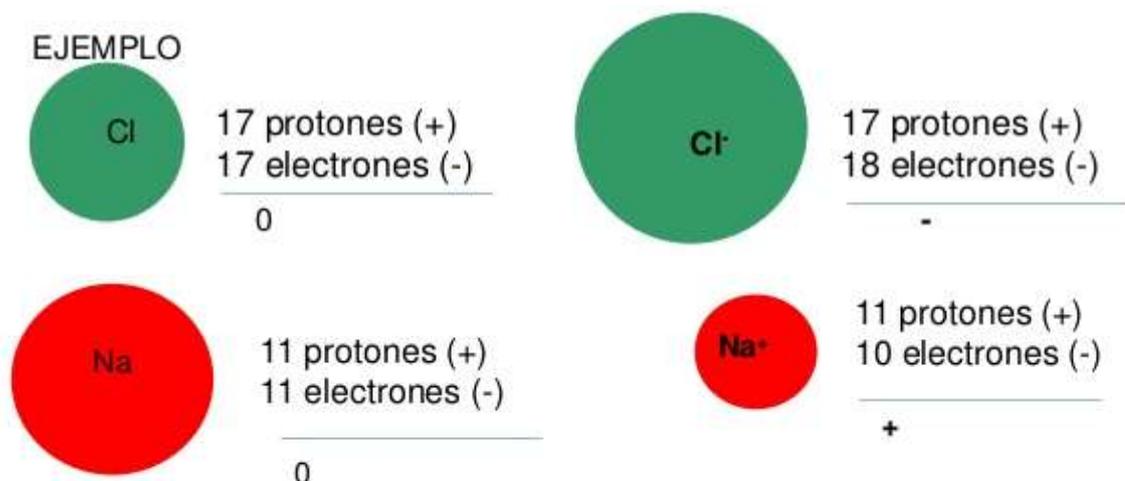
Y se llaman **aniones** a los átomos con carga eléctrica negativa y es debido a que los átomos iniciales han ganado electrones.

- **Cl** ($Z=17$) 17 electrones ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$)
- **Cl⁻** (ha ganado 1 electrón) tiene 18 electrones ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$)

Cuando se forma un ion, *el número de protones en el núcleo no cambia*. Lo único que varía es el número de electrones, que aumenta o disminuye. Los iones vistos hasta este ahora son **monoatómicos**, es decir, proceden de un único átomo que ha perdido o ganado electrones. Muchos iones importantes en química son **poliatómicos**, es decir, contienen más de un átomo. Ejemplos de este tipo de iones son el ion hidróxido (OH^-) y el ion amonio (NH_4^+). Estos iones se pueden imaginar como una "molécula cargada".

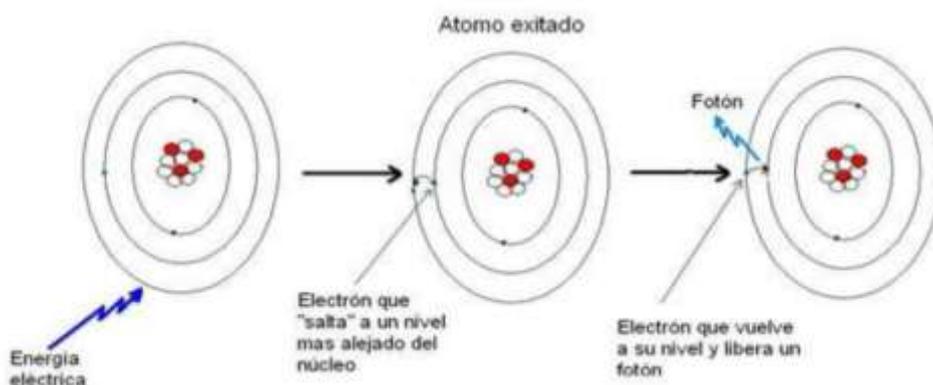
Algunos iones poliatómicos comunes		
Carga	Nombre	Fórmula
1 +	Ion amonio	NH_4^+
	Ion hidronio	H_3O^+
1 -	Ion carbonato ácido (bicarbonato)	HCO_3^-
	Ion sulfato ácido (bisulfato)	HSO_4^-
	Ion acetato	CH_3CO_2^-
	Ion nitrito	NO_2^-
	Ion nitrato	NO_3^-
	Ion cianuro	CN^-
	Ion hidróxido	OH^-
	Ion fosfato diácido	H_2PO_4^-
	Ion permanganato	MnO_4^-
	2 -	Ion carbonato
Ion sulfato		SO_4^{2-}
Ion cromato		CrO_4^{2-}
Ion fosfato monoácido		HPO_4^{2-}
Ion oxalato		$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Ion dicromato		$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
3 -	Ion fosfato	PO_4^{3-}

Hay que decir que el tamaño del anión es siempre mayor que el tamaño del elemento neutro ya que añadimos electrones en la corteza que se encuentran menos atraídos por el núcleo. En cambio, el tamaño de un catión es siempre menor que el de su correspondiente átomo neutro.

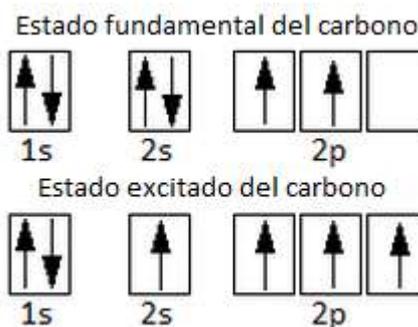


2.3 Estados excitados

Cuando un átomo está en estado excitado es porque por influencia de un factor externo, uno de sus electrones salta a una capa superior, emitiendo un fotón (partícula mínima de energía luminosa). La tendencia es que el electrón al poco tiempo volverá a su órbita habitual.



En ese momento, la configuración electrónica de un elemento puede cambiar por un breve periodo de tiempo. Por ejemplo, si el Carbono, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^2$ estuviese en estado excitado, un electrón del orbital 2s podría pasar a un orbital 2p, pasando su configuración electrónica a $1s^2 2s^1 2p^3$



Las ondas de luz visible constituyen en sí una forma de energía. En realidad, la luz se compone de infinidad de partículas muy pequeñas, carentes de masa, denominada "fotones". Los átomos son los encargados de liberar fotones de luz, pero para que eso suceda alguno de sus electrones tienen que ser primeramente excitado.

En cualquier átomo los electrones giran siempre dentro de uno o más niveles de energía denominados órbitas, de forma similar a como giran los planetas alrededor del Sol. Para que los electrones (con carga negativa) se mantengan girando en sus propias órbitas sin abandonarlas cambiando de un nivel de energía a otro, el núcleo del átomo (con carga positiva) ejerce una fuerte influencia para retenerlos.



Por tanto, resulta prácticamente imposible que un electrón por sí solo abandone la órbita en la que se mantiene girando para desplazarse a otro nivel de energía u órbita más externa.

Los electrones que giran en las órbitas más externas o alejadas del núcleo del átomo poseen mayor cantidad de energía que los que giran más cercanos a éste. Como la influencia que en ese caso ejerce la atracción del núcleo sobre ellos es más débil, son estos los más propensos a abandonar su órbita. No obstante, cuando un átomo pierde un electrón por influencia de cualquier factor externo, ya sea físico o químico, su tendencia natural es recuperarlo de inmediato para poder continuar manteniendo un equilibrio eléctrico neutro, es decir, con la misma cantidad de electrones (negativos), que de protones (positivos).

Para que se produzca un fotón de luz, es necesario que alguna partícula ajena al átomo choque con uno de sus electrones en movimiento. Ese choque provocará que éste se excite, haciendo que abandone su correspondiente órbita y pase a ocupar, por breves instantes, otra órbita de un nivel superior de energía y más alejada del núcleo del átomo al cual pertenece.



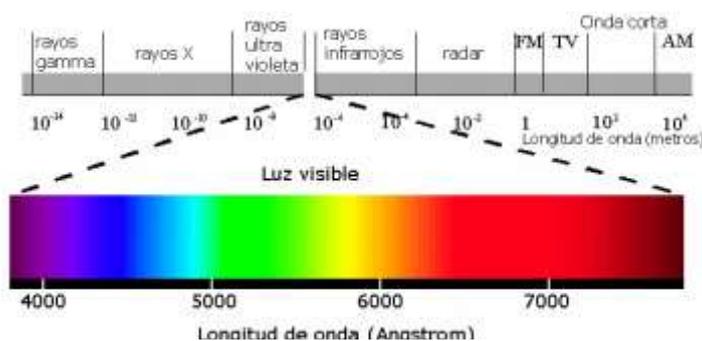
Electrón liberando energía en forma de fotón de luz.

La reacción inmediata del núcleo del átomo será atraer el electrón para incorporarlo de nuevo a su órbita original. En el preciso instante que el electrón regresa a su órbita, la energía extra que adquirió al pasar de un nivel inferior a otro nivel superior de energía u órbita más externa, la libera en forma de fotón de luz.

La luz blanca se compone de rayos de diferentes colores, cada uno con su propia longitud de onda, frecuencia y cantidad de energía. Por tanto, el color de la luz del fotón que emite el electrón cuando se reincorpora a su órbita original después de haber sido excitado, dependerá de la cantidad de energía que libere en ese momento, del elemento químico que le corresponde al átomo a que pertenece y el nivel de energía u órbita donde se encontraba éste girando en el momento que fue excitado (recordemos que los electrones que giran en las órbitas más cercanas al núcleo del átomo poseen menos energía que los que giran en las órbitas más alejadas).

El color de la luz que emita un fotón se corresponderá siempre con la frecuencia y longitud de onda propia de ese color y será perceptible para nuestra vista siempre y cuando se encuentre dentro del rango fijado para los rayos que cubren el espectro electromagnético de luz visible.

No obstante, existen también otros fotones que emiten rayos de luz invisibles para nuestro sentido de la vista y que son de uso muy común. Entre estos se encuentran los rayos infrarrojos (IR) utilizado en comunicaciones inalámbricas, alarmas, mandos a distancia, etc. y los rayos ultravioletas, comúnmente conocidos como rayos UVA, muy empleados como bronceador de la piel. Dentro del espectro de ondas electromagnéticas los rayos infrarrojos están situados antes del color de luz roja visible y los ultravioletas a continuación del color violeta de luz visible.



3. CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS ESTABLES

Al determinar la constitución de las sustancias puras se encuentra que todas están formadas por agrupaciones de átomos; unas veces forman agregados neutros, las moléculas; y otras resultan con carga, los iones. Solamente los gases nobles y algunos metales en estado vapor presentan átomos aislados.

La unión entre átomos, moléculas o iones es lo que se conoce como **enlace químico**; esta unión se debe a la acción de fuerzas entre dichos átomos o grupos de átomos.

En el enlace químico juega un papel decisivo la configuración electrónica del nivel más externo de los átomos, llamado también *nivel de valencia*. De esta configuración depende, además, el tipo de enlace que formen.

Los gases nobles, como ya he dicho, presentan una configuración electrónica de máxima estabilidad con los orbitales de valencia s y p llenos. Los demás elementos tienen incompleto su nivel de valencia y de ahí su mayor o menor reactividad, es decir, su mayor o menor facilidad para unirse con otros átomos.

En general, cuando se unen dos elementos representativos tienden ambos a alcanzar la estructura de gas noble (capa de valencia llena), bien por captación o cesión de electrones o bien compartiendo uno o varios pares de ellos.

A los elementos de transición no les resulta fácil alcanzar dicha estructura debido a que de los orbitales d, incompletos, habrían de eliminarse o captarse un número excesivo de electrones. Una de las configuraciones más estables en este caso se alcanzará cuando los orbitales d estén semillenos con cinco electrones.

Sean unas u otras configuraciones, la formación espontánea de un enlace es una manifestación de la tendencia de cada átomo a alcanzar la ordenación electrónica más estable posible. Es decir, la molécula formada representa un estado de menor energía que los átomos aislados.

4. TIPOS DE ENLACES

Al considerarse el enlace químico como la acción de una fuerza que mantiene unidos a dos o más átomos o grupos de átomos, se ha puesto de manifiesto la existencia de muchos tipos de fuerzas que originan enlaces químicos diferentes.

Los enlaces pueden ser:

1. **Entre átomos:** hay tres tipos; iónico, covalente y metálico
2. **Entre moléculas:** como los enlaces de *Van der Waals* o los puentes de hidrógeno.

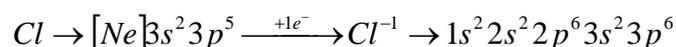
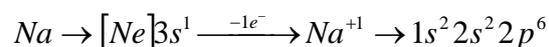
5. ENLACE IÓNICO

Los elementos situados en la parte izquierda de la Tabla Periódica, es decir, los metales, poseen muy pocos electrones en el nivel externo y tienden a cederlos para conseguir una estructura estable, por lo que estos elementos tienen un potencial de ionización muy bajo.

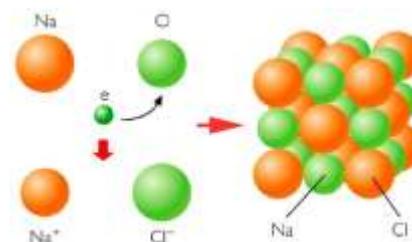
Los elementos de la derecha de la Tabla Periódica, los no metales, al contrario que los metales, tienen casi completo el nivel externo y tienden a capturar los electrones que le faltan para completarlo y así adquirir una estructura estable, por tanto estos elementos tienen una gran afinidad electrónica.

Cuando un elemento de potencial de ionización bajo se encuentra con otro elemento que tenga una gran afinidad electrónica se produce una transferencia de uno o varios electrones del átomo del primer elemento al del segundo, con lo que se forman los iones de los distintos elementos: el positivo o catión y el negativo o anión, que quedan unidos por atracción electrostática.

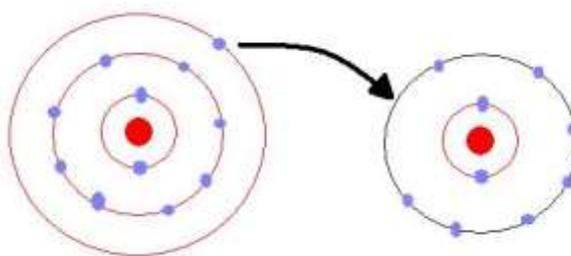
Un ejemplo es el NaCl:



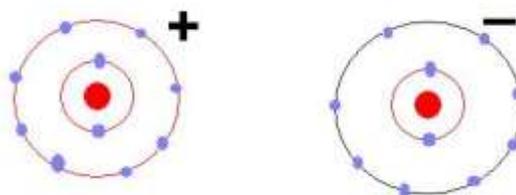
Esto da como resultado: Na^+Cl^- que es un compuesto iónico.



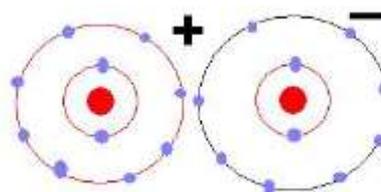
Por ejemplo, si se enfrentan un átomo de flúor (2-7), que tiene 7 electrones en su última capa (le falta sólo uno para “completarla”) y un átomo de sodio (2-8-1), que en su última capa tiene sólo un electrón, el sodio cede al cloro electrón que tiene en su capa de valencia, con lo que ambos quedan con 8 electrones en la última capa.



El flúor queda cargado negativamente (F^-) y el sodio, positivamente (Na^+).

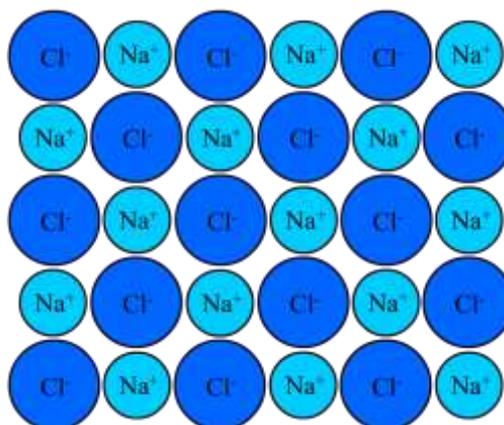


Como las cargas de distinto signo se atraen, los cationes y aniones formados se unirán atraídos por sus cargas: se ha formado un **enlace iónico**, ya que se mantiene unido son iones de distinta carga.



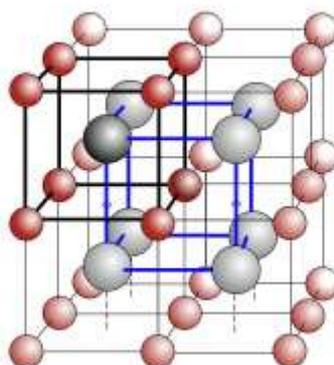
Se llama **valencia iónica o número de oxidación** de un elemento al número de electrones que suele ganar o perder dicho elemento para formar sus iones. Así, la valencia iónica del Cl es 1 y la del Na también es 1.

La pareja catión-anión formada en el enlace iónico no se presenta aislada. Cada ión ejerce fuerzas de atracción sobre los iones de signo contrario que le rodean y fuerzas de repulsión sobre los de su mismo signo. Como resultado de estas fuerzas los iones se colocan regularmente en el espacio formando una red que se extiende en las tres dimensiones. A estas redes se les denomina **retículos cristalinos** y son las que forman los compuestos iónicos.



En los compuestos iónicos no cabe distinguir moléculas aisladas formadas por pares de iones, sino que en su conjunto constituyen un cristal eléctricamente neutro.

El número de iones de un signo que rodean en una red cristalina a cada ión de signo contrario se denomina **número o índice de coordinación**. Así tenemos por ejemplo:



Esta es la estructura del compuesto iónico CsCl. En ella podemos observar un índice de coordinación 8 para el Cl y un índice de coordinación 8 para el Cs. En el CsCl los átomos de Cs se ubican en el centro de un cubo de Cl, y al revés, como se puede ver en la figura. También adoptan esta disposición estructural los siguientes compuestos: NH₄Cl, CsBr y CsI.

5.1 Propiedades de los compuestos iónicos

Entre las propiedades de los compuestos iónicos que guardan relación con el enlace, destacamos las que se refieren a los siguientes aspectos:

1. **Redes cristalinas:** en el enlace iónico cada ión tiende a rodearse de iones de signo contrario, formando una red cristalina, pero no moléculas individuales.
2. **Puntos de fusión y ebullición elevados:** como las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos los iones entre sí son relativamente grandes, los compuestos iónicos son siempre sólidos a la temperatura ambiente. Se funden a temperaturas muy elevadas, por lo que tienen puntos de fusión y ebullición elevados.
3. **Dureza:** es la capacidad de no ser rayado. Para rayar un cristal iónico habrá que romper un cierto número de enlaces, y como estos son fuertes, se comprende fácilmente que los compuestos iónicos en general sean muy duros.
4. **Escasa dilatación:** tienen unos coeficientes de dilatación pequeños, es decir, se dilatan muy poco.
5. **Solubilidad:** se disuelven generalmente bien en disolventes polares, tales como el agua y el amoníaco, sin embargo, no se disuelven o lo hacen mal en disolventes apolares como el benceno, la gasolina,...

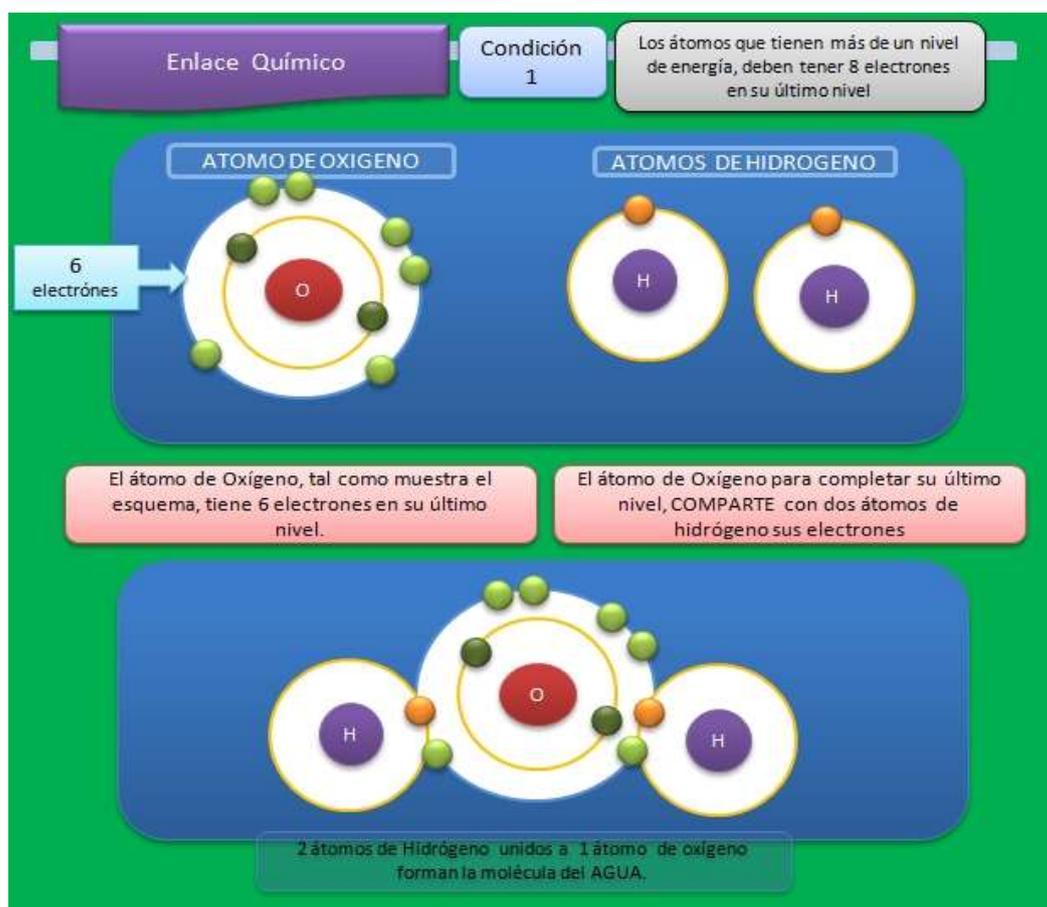
La razón por la que los compuestos iónicos se disuelven muy fácilmente en los disolventes polares se debe a que las moléculas de estos se fijan a los iones de la superficie de compuesto por atracción electrostática, contrarrestando en gran medida las fuerzas que mantienen unidos estos iones al retículo, pudiendo así quedar liberados.

6. **Conductividad eléctrica:** conducen la corriente eléctrica cuando se encuentran disueltos o fundidos ya que los iones que constituyen el compuesto poseen la libertad suficiente para poder desplazarse dentro de un campo eléctrico.

6. ENLACE COVALENTE

Los átomos de los no metales necesitan capturar electrones para alcanzar una estructura estable. En el caso de que estos átomos no estén en presencia de átomos capaces de cederles electrones, es decir, de un metal, logran una estructura estable compartiendo electrones con otros átomos del mismo elemento o de otros no metales.

El enlace covalente se establece entre átomos de no metales iguales o diferentes, de tal forma que la unión tiene lugar por compartición de pares electrónicos de los átomos constituyentes.



Cuando el enlace covalente se da entre dos átomos de no metales iguales (O_2 , F_2 , N_2 ,...) se dice que tenemos **moléculas diatómicas homonucleares apolares** ya que tenemos dos átomos iguales y no se genera ninguna diferencia de carga entre los extremos de la molécula porque los dos átomos atraen por igual a los electrones compartidos.

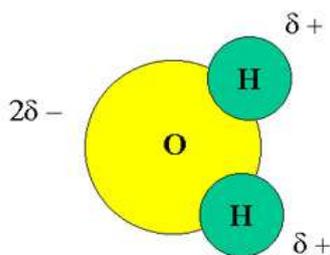
Si tenemos el enlace covalente entre dos átomos de no metales diferentes (HCl , HF , CO ,...) decimos que tenemos **moléculas diatómicas heteronucleares polares** ya que los dos átomos son distintos y tendrán diferente electronegatividad lo que hace que atraigan de distinta forma los electrones compartidos y se genere una diferencia de carga entre los extremos de la molécula. En este caso tenemos un enlace covalente con cierto carácter iónico

También tenemos **moléculas polielectrónicas** (con más de átomo) que pueden ser **polares o apolares**, en función de si se compensan o no las diferencias de electronegatividades.

La **polaridad química** o solo polaridad es una propiedad de las moléculas que representa la separación de las cargas eléctricas en la misma molécula.

Un ejemplo es la molécula de agua, aunque tiene una carga total neutra (igual número de protones que de electrones), presenta una distribución asimétrica de sus electrones, lo que la convierte en una molécula polar:

- alrededor del oxígeno se concentra una densidad de carga negativa
- los núcleos de hidrógeno quedan desprovistos parcialmente de sus electrones y manifiestan, por tanto, una densidad de carga positiva.

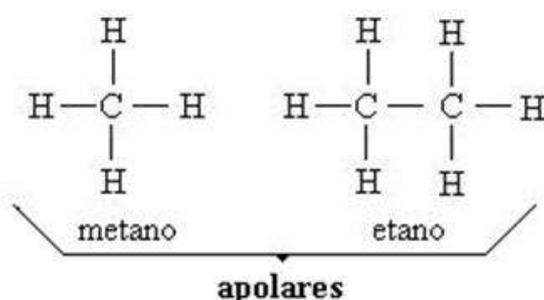


Por eso en la práctica, la molécula de agua se comporta como un dipolo.

Al formarse una molécula con enlace covalente el par de electrones tiende a desplazarse hacia el átomo que tiene mayor electronegatividad. Esto origina una densidad de carga desigual entre los núcleos que forman el enlace (se forma un dipolo eléctrico). El enlace es más polar cuanto mayor sea la diferencia entre las electronegatividades de los átomos que se enlazan, formándose moléculas polares.

Sin embargo, hay moléculas con enlaces covalentes apolares. Dos átomos iguales atraerán al par de electrones covalente con la misma fuerza y los electrones permanecerán en el centro haciendo que el enlace sea apolar. En ese caso, tendremos moléculas con enlaces covalentes apolares (H_2 , O_2 , F_2).

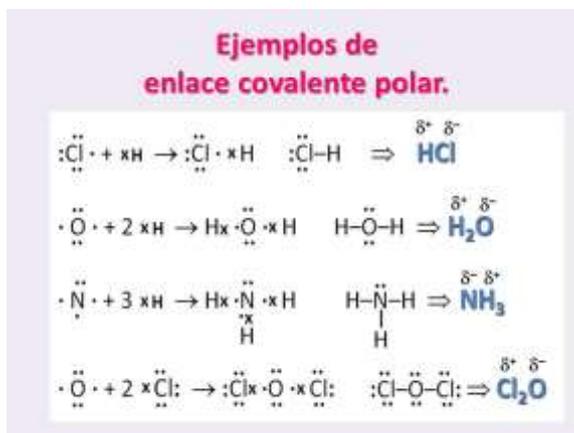
Serán también apolares las moléculas simétricas por el mismo motivo. No es el caso del agua, que al ser asimétrica, es una molécula fuertemente polar ya que los momentos dipolares de los enlaces dispuestos en "V" se suman ofreciendo una densidad de carga negativa en el oxígeno y dejando los hidrógenos casi sin electrones.



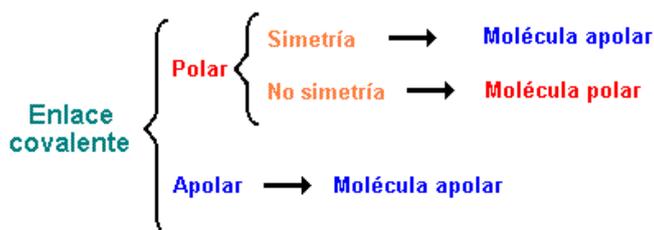
En general, se puede decir que las moléculas apolares son aquellas en las que las cargas positivas y negativas que posee la molécula se anulan entre sí. Serán apolares todas aquellas moléculas formadas por un único tipo de átomo (H_2 , O_2 , F_2) y aquellas en las que se anulen los momentos dipolares por su geometría (CCl_4). Las moléculas polares son aquellas en las que aparece un dipolo eléctrico, es decir, tiene una zona con carga positiva y otra con carga negativa (HCl , CO).

Resumiendo:

- a) un **enlace covalente polar** se produce entre átomos de no metales de distinta electronegatividad (átomos distintos).

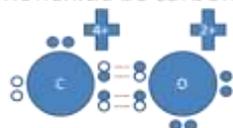


- b) Si la molécula con enlaces polares es simétrica, será apolar, sino, será polar.



Por ejemplo, el monóxido de carbono presenta un enlace covalente polar C-O, y el dióxido de carbono presenta dos enlaces covalentes polares C-O. Sin embargo, el monóxido tiene una estructura no simétrica, por lo que la molécula es polar, mientras que el dióxido si tiene estructura simétrica, y por tanto la molécula es apolar.

Monóxido de carbono

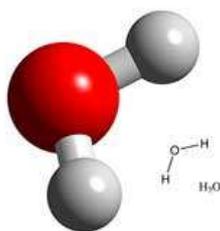


El monóxido de carbono es una molécula polar porque tiene un enlace covalente polar y no hay simetría.

Dióxido de carbono



El dióxido de carbono es una molécula apolar porque aunque tiene dos enlaces covalentes polares, hay simetría ya que el ángulo que forman los enlaces es de 180 grados



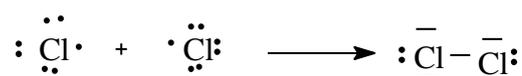
El agua es una molécula polar porque tiene dos enlaces covalentes polares y no hay simetría (porque el ángulo que forman los enlaces no es de 180 grados)

6.1 Teoría de Lewis

Según Lewis, cuando dos átomos se unen pueden formar enlaces compartiendo tantos pares de electrones como les sean necesarios para alcanzar la estructura estable de gas noble, es decir, con 8 electrones en el último nivel (ns^2np^6), o dos si sólo tiene un nivel ($1s^2$).

La unión de los átomos mediante enlaces covalentes se suele esquematizar mediante los denominados **diagramas de Lewis**, en los que los electrones del último nivel o electrones de valencia, se representan mediante puntos alrededor del símbolo del elemento.

Así, por ejemplo, el diagrama de Lewis de la molécula de cloro, Cl_2 , formada por la unión de dos átomos de cloro (el cloro tiene 7 electrones de valencia, pues está situado en el grupo VIIA), es el siguiente:



Observamos que cada átomo alcanza la configuración de gas noble, con ocho electrones de valencia a su alrededor.

En el enlace covalente, los electrones no son transferidos de un átomo a otro como en el enlace iónico, sino compartidos por los dos átomos. Por ello se forma una molécula verdadera en lugar de un retículo cristalino. Algunos ejemplos son:

6.2 Propiedades de los compuestos covalentes

Los compuestos covalentes se caracterizan por las siguientes propiedades generales, que permiten diferenciarlos de los compuestos iónicos y de los metálicos:

1. Los compuestos covalentes son más volátiles que las sustancias metálicas o iónicas, las cuales son típicamente sólidas; en cambio, muchas sustancias covalentes son **gaseosas, otras son líquidas y también hay sólidas, pero se volatilizan con relativa facilidad.**
2. Son, en general, **malos conductores de calor y de la electricidad**, ya que no tienen electrones de fácil movilidad como los metales, ni tampoco pueden proporcionar iones como los compuestos iónicos.
3. **Los puntos de fusión y ebullición son generalmente bajos.**

La volatilidad de los compuestos covalentes, así como los puntos de fusión y ebullición bajos, son consecuencia de que las fuerzas de cohesión entre moléculas (fuerzas intermoleculares) son débiles, por lo que para vencer estas fuerzas es necesario un aporte energético relativamente pequeño.

Sin embargo, existen algunos compuestos covalentes que están formados por átomos que ocupan los nudos de una red cristalina, unidos entre sí por enlaces fuertes, y constituyendo verdaderas moléculas gigantes (por ejemplo el diamante). Estos compuestos presentan puntos de fusión y ebullición elevados, así como una gran dureza.

7. ENLACE METÁLICO

Los átomos de los metales se caracterizan por tener muy pocos electrones en el nivel externo, por ello tienden a perder estos electrones y quedar con la misma configuración electrónica que el gas noble que le precede en la Tabla Periódica.

En el caso de que estos átomos no estén en presencia de átomos capaces de captar electrones, es decir, de un no metal, se unen todos formando una estructura dotada de gran estabilidad; este tipo de unión constituye el enlace metálico.

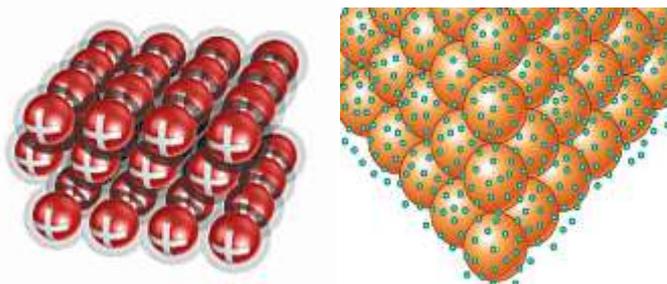
Aunque la naturaleza del enlace metálico no está bien determinada, existen varias teorías que tratan de dar explicación a la forma en la que están unidos los átomos de los metales, y así justificar las propiedades típicas de los mismos.

El modelo más sencillo que permite explicar este peculiar comportamiento es el denominado del **gas electrónico o del mar de electrones**.

Drude, en 1900, propone este modelo, en el que los metales están formados por una aglomeración de iones positivos, colocados en los nudos de una red, bañados por un mar de electrones o sumergidos en un gas electrónico.

Los electrones no pertenecen a los átomos individuales sino que todos ellos son comunes al conjunto de los átomos que forman la red. Esto explicaría su relativa facilidad de desplazamiento por la estructura metálica, lo que produce las elevadas conductividades observadas.

Es decir, si no hay átomos no metálicos, los metales **liberan sus electrones y forman una estructura de cationes**, rodeados por una **nube de electrones** que mantienen unidos los cationes; es decir, los electrones son compartidos por todos los núcleos. Cuantos más electrones haya en la nube, es decir, cuanto más a la derecha de la tabla se encuentre el metal, más fuerza tendrá el enlace metálico.



7.1 Propiedades de los metales

1. Los metales son **sólidos** a temperatura ambiente, excepto el mercurio que es líquido, y generalmente, los puntos de fusión y de ebullición suelen ser altos. Estas se deben a la gran estabilidad de la red cristalina.
2. Los metales son excelentes **conductores de la electricidad y del calor**. Esto se debe a la libertad de movimiento que tienen los electrones que forman la nube electrónica.
3. La **densidad** de los metales es **muy grande** ya que los átomos se disponen en la red cristalina muy próximos entre sí.
4. Los metales tienen una gran **maleabilidad** (capacidad para ser extendidos en láminas) y **ductilidad** (capacidad para ser estirados en forma de hilos) debido a que al aplicar cierta presión al metal los átomos se desplazan en capas que se deslizan unas sobre otras. La red cristalina de los metales no es una estructura rígida, mantenida por grandes fuerzas electrostáticas que impiden el desplazamiento de unos átomos respecto a otros, como ocurre en las redes de los compuestos iónicos, sino una estructura que debe su estabilidad a la deslocalización de los electrones de valencia, y esta estabilidad se mantiene a pesar de que los átomos experimentan grandes desplazamientos unos respecto a otros.
5. Presentan **brillo metálico**.

Hay que decir que ninguna sustancia tiene un único tipo de enlace, es decir, tendremos sustancias con enlace covalente como predominante, pero también puede tener cierto carácter iónico, más o menos marcado, debido a la diferencia de electronegatividad entre los átomos e incluso cierto carácter metálico.

8. ENLACES INTERMOLECULARES

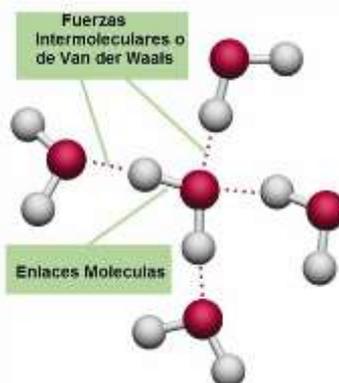
8.1 Enlace de Van der Waals

Son fuerzas intermoleculares de tipo electrostático cuya acción atractiva permite que sustancias compuestas por moléculas independientes se manifiesten en estado sólido o líquido. Las fuerzas de van der Waals son por tanto fuerzas de estabilización molecular (dan estabilidad a la unión entre varias moléculas), también conocidas como atracciones intermoleculares o de largo alcance y son las fuerzas entre moléculas (fuerzas entre molécula-molécula).

Son más débiles que las internas en una molécula ya que dependen exclusivamente del tamaño y forma de la molécula pudiendo ser de atracción o de repulsión. Son tan débiles que no se las puede considerar un enlace, como el enlace covalente o iónico, solo se las considera una atracción.

Para tener una idea de la poca fuerza que tienen, si un enlace covalente tuviera una fuerza de 100, las de van der Waals serían de valor 1 (100 veces menor).

De hecho, las fuerzas de van der Waals son las fuerzas atractivas o repulsivas entre moléculas (o entre partes de una misma molécula) distintas a aquellas debidas a un enlace (covalente, iónico o metálico). Incluyen a atracciones entre átomos, moléculas y superficies fuera de los enlaces normales.



Los enlaces de Van der Waals se dan tanto entre moléculas polares como apolares.

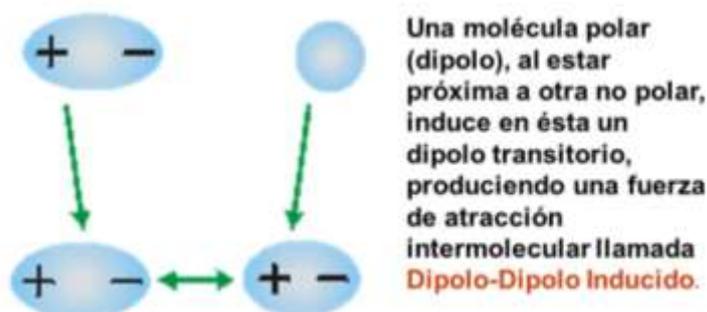
Fuerzas de Van der Waals en moléculas polares

La existencia de enlace de Van der Waals entre moléculas polares se da porque se produce una atracción electrostática entre los polos de signo contrario de las moléculas. Cuando dos moléculas polares (dipolo) se aproximan, se produce una atracción entre el polo positivo de una de ellas y el negativo de la otra. Se forma entre un dipolo positivo de una molécula polar con el dipolo negativo de otra polar. Una atracción dipolo-dipolo es una interacción no covalente entre dos moléculas polares. Las moléculas que son dipolos se atraen entre sí cuando la región positiva de una está cerca de la región negativa de la otra. Podríamos decir que es similar al enlace iónico pero mucho más débil. Esta fuerza de atracción entre dos dipolos es tanto más intensa cuanto mayor es la polarización de dichas moléculas polares.



Fuerzas de Van der Waals entre molécula apolar y molécula polar

En ciertas ocasiones, una molécula polar (dipolo), al estar próxima a otra no polar, induce en ésta un **dipolo transitorio**, produciendo una fuerza de atracción intermolecular llamada dipolo-dipolo inducido o interacción iónica. Son interacciones que ocurren a nivel de catión-anión, entre distintas moléculas cargadas, y que por lo mismo tenderán a formar una unión electrostática entre los extremos de cargas opuestas debido a la atracción entre ellas.

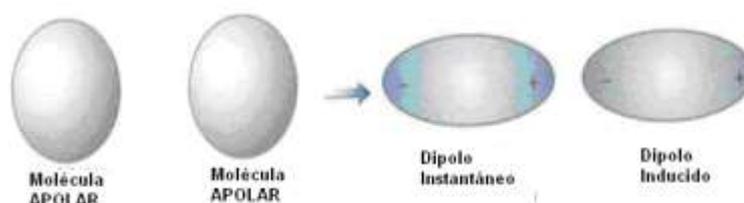


Fuerzas de Van der Waals en moléculas apolares

En el caso de las moléculas apolares nos encontramos que en un periodo infinitesimal de tiempo pueden moverse las cargas de la molécula y generarse lo que se conoce como dipolo instantáneo. Esto sólo se produce durante un periodo de tiempo muy pequeño, pero suficiente como para que le permita interactuar con otra molécula con dipolo instantáneo o inducido.

También en las moléculas no polares puede producirse transitoriamente un desplazamiento relativo de los electrones, originando un polo positivo y otro negativo (dipolo transitorio) que determinan una atracción entre dichas moléculas (el polo positivo de una molécula atrae al polo negativo de la otra, y viceversa). Son dipolos instantáneos, desaparecerán en muy poco tiempo.

Pensemos en una molécula como en algo no estático, sino en movimiento, pero además conteniendo electrones en constante movimiento. Es razonable pensar que en un determinado momento la distribución en esa molécula puede no ser perfectamente simétrica y aparecen entonces pequeños dipolos instantáneos en este momento.



Estas fuerzas de atracción son muy débiles y se denominan **fuerzas de London**. Las fuerzas de London se presentan en todas las sustancias moleculares. Son el resultado de la atracción entre los extremos positivo y negativo de dipolos inducidos en moléculas adyacentes.

Evidentemente, las fuerzas de Van der Waals entre moléculas polares son más fuertes que entre moléculas apolares.

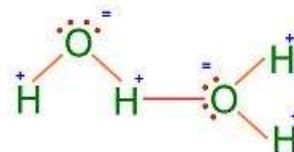
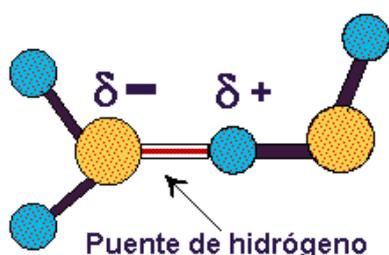
Los compuestos cuyas moléculas se unen por este tipo de fuerzas exclusivamente se caracterizan por tener bajos puntos de fusión y ebullición, pequeños calores de sublimación y vaporización, gran compresibilidad y elevado coeficiente de dilatación.

8.2 Enlace por Puente de Hidrógeno

Es una clase de **enlace molecular** de tipo electrostático que se produce a partir de la **atracción existente en un átomo de hidrógeno y átomos muy electronegativos** que tienen pares de electrones solitarios con los que pueden contribuir al enlace intramolecular, como son el átomo de **oxígeno, el flúor o el nitrógeno con carga negativa**.

Al estar el átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo, el par de electrones que comparten está muy atraído por éste, por lo que queda el hidrógeno casi desposeído de la carga eléctrica negativa, con lo que puede formar un enlace con un átomo muy electronegativo de otra molécula próxima.

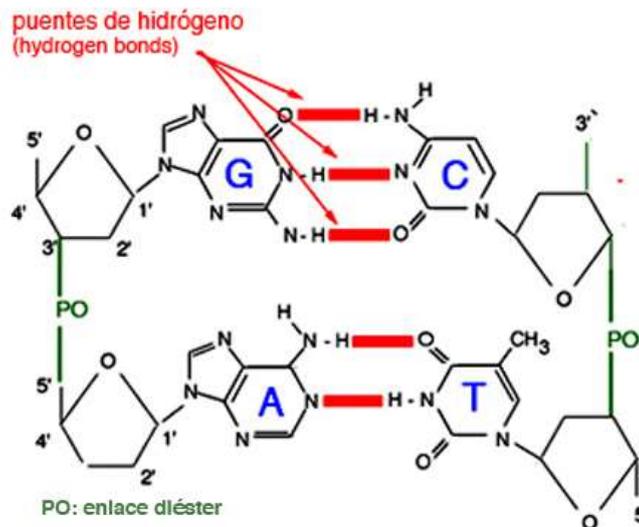
Un ejemplo de este tipo de enlace nos lo encontramos en el agua.



La atracción se conoce como interacción dipolo-dipolo y vincula el polo positivo de una molécula con el polo negativo de otra.

El átomo de hidrógeno, que cuenta con carga positiva, se conoce como **átomo donante**, mientras que el átomo de oxígeno, flúor o nitrógeno es el **átomo aceptor** del enlace.

Los puentes de hidrógeno aparecen también en el **ADN** y las **proteínas**, por ejemplo.



Debido a su existencia, se producen fenómenos de gran importancia, que incluso aparecen de manera cotidiana. El **punto de ebullición del agua**, la menor densidad del **hielo** respecto al agua líquida y la consistencia de la **glicerina** están vinculados a la presencia de puentes de hidrógeno en las moléculas.

Además de todo lo expuesto, merece la pena conocer a fondo otra serie de datos importantes acerca de los llamados puentes de hidrógeno:

- En la sustancia en la que resultan más efectivos es en el agua
- De entre todo el conjunto de fuerzas intermoleculares que existen, se considera que los puentes que estamos abordando son, sin lugar a dudas, los que tienen mayor entidad. Y es que su fuerza puede alcanzar hasta los 155 KJ por mol.

TEMA 6: ESTADOS DE LA MATERIA

Teoría cinético molecular. Gases. Interpretación molecular de la temperatura. Presión. Hipótesis de Avogadro. Difusión. Comportamiento de los gases. Leyes de los gases. Líquidos. Sólidos. Cambios de estado.

1. TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

A lo largo de la historia del pensamiento humano se ha elaborado un modelo acerca de cómo está constituida la materia, se conoce con el nombre de **modelo Cinético Molecular**. Esta teoría describe el comportamiento y las propiedades de la materia en base a cuatro postulados:

1. La materia está constituida por partículas que pueden ser átomos ó moléculas cuyo tamaño y forma característicos permanecen el estado sólido, líquido ó gas.
2. Estas partículas están en continuo movimiento aleatorio. En los sólidos y líquidos los movimientos están limitados por las fuerzas cohesivas, las cuales hay que vencer para fundir un sólido ó evaporar un líquido.
3. La energía depende de la temperatura. A mayor temperatura más movimiento y mayor energía cinética.
4. Las colisiones entre partículas son elásticas. En una colisión la energía cinética de una partícula se transfiere a otra sin pérdidas de la energía global.



La Teoría cinético-molecular nos describe el comportamiento y las propiedades de los gases de manera teórica. Se basa en las siguientes generalizaciones:

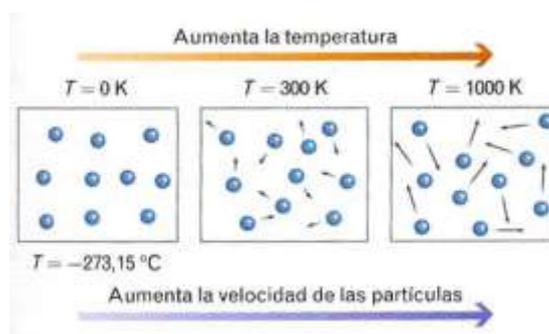
1. Todos los gases tienen átomos ó moléculas en continuo movimiento rápido, rectilíneo y aleatorio.
2. Los átomos ó moléculas de los gases están muy separados entre sí, y no ejercen fuerzas sobre otros átomos ó moléculas salvo en las colisiones. Las colisiones entre ellos o con las paredes son igualmente elásticas.

Los gases que cumplen estas condiciones se denominan *ideales*. En realidad estos gases no existen, pero los gases reales presentan un comportamiento similar a los ideales en condiciones de baja presión alta temperatura. En general los gases son fácilmente compresibles y se pueden licuar por enfriamiento ó compresión. Las propiedades y cantidades de los gases se explican en términos de presión, volumen, temperatura y número de moléculas, estos cuatro son los parámetros usados para definir la situación de un gas.

1.1 Teoría cinética y temperatura

La temperatura es una propiedad de la materia que está relacionada con la distribución de la energía calorífica entre la materia de un cuerpo. Normalmente la temperatura mide la energía cinética media de las partículas:

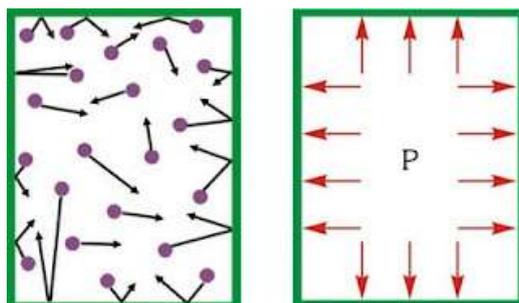
- A mayor energía cinética media (mayor movimiento de las partículas) mayor choque entre ellas, mayor temperatura.
- A menor energía cinética media (menor movimiento de las partículas) habrá menos choques entre ellas, menor temperatura.



1.2 Teoría cinética y presión

La presión que ejerce un gas sobre las paredes del recipiente que lo contiene es debida a los choques que tienen lugar entre las partículas del gas y dichas paredes. La variación de la presión de un gas encerrado en un recipiente puede tener lugar por alguna de estas razones:

1. Por una variación de la temperatura manteniendo constante el volumen del recipiente que contiene el gas:
 - Un aumento de la temperatura aumenta la energía cinética media de las partículas, lo que provoca una mayor velocidad de las mismas y una mayor intensidad en los choques contra las paredes: aumenta la presión del recipiente que contiene el gas.
 - Un enfriamiento disminuirá la energía cinética media y las partículas chocarán con menos intensidad contra las paredes: disminuye la presión del recipiente que contiene el gas.
2. Por una variación del volumen que contiene el gas manteniendo constante la temperatura:
 - Si disminuye el volumen, las partículas se concentran y chocan con más frecuencia contra las paredes del recipiente que las contiene: aumenta la presión sobre las paredes del recipiente.
 - Si aumenta el volumen, las partículas se separan, tienen más volumen donde moverse y habrá menos partículas que choquen con las paredes del recipiente que contiene el gas: disminuye la presión del recipiente.



1.3 Los estados de agregación y la teoría cinética

El estado de agregación de la materia nos indica la relación existente entre las partículas que integran la sustancia. Es decir, si las partículas se van a encontrar más cerca o más lejos en determinadas condiciones de presión o temperatura.

Por lo general, un aumento de la temperatura provoca un aumento de la energía cinética media (energía debida al movimiento) de las partículas que constituyen la materia. Este aumento de la energía cinética media se manifiesta:

- En los gases por un aumento de la velocidad media con que se mueven las partículas.
- En los sólidos y líquidos por un aumento de las vibraciones respecto a las posiciones más o menos fijas que adoptan las partículas:
 - En el estado de agregación líquido el movimiento de las moléculas se halla restringido en comparación con el estado gaseoso.
 - En el estado de agregación sólido, las moléculas ocupan posiciones fijas y su movimiento se reduce a vibraciones.

Un aumento de la energía cinética media por un aumento de la temperatura dificultará que las fuerzas de cohesión que existen entre las partículas puedan mantener la estructura que tenían.

Por el contrario una disminución de la temperatura disminuye la energía cinética media de las partículas que constituyen la materia, favoreciendo las fuerzas de cohesión y una mayor estructura.

1.4 La teoría cinética y los cambios de estado

¿Cómo se produce un cambio de estado? Los cambios de estado se pueden producir de dos formas:

1. Cambiando la temperatura a la que se encuentra una sustancia:

- a. Si calentamos damos energía y las partículas disminuyen sus fuerzas de cohesión, aumenta la energía de vibración y pierde fortaleza la estructura más o menos rígida que poseen. El conjunto de partículas que forman dicha sustancia se desordena: cambios de estado progresivos (fusión, vaporización, sublimación).

mayor temperatura → mayor energía de vibración de las partículas → mayor movilidad de las partículas → más desordenada la estructura

- b. Si enfriamos quitamos energía y las partículas se mantienen más cerca, aumentan sus fuerzas de cohesión y el sistema se ordena: cambios de estado regresivos (condensación, solidificación, sublimación regresiva).

menor temperatura → menor energía de vibración de las partículas → menor movilidad de las partículas → más ordenada la estructura



2. Cambiando la presión a la que se encuentra una sustancia:
- Si disminuimos la presión el sistema tiende a desordenarse ya que no se favorece el acercamiento de las partículas, disminuyen las fuerzas de cohesión y se favorece un cambio de estado progresivo (fusión, vaporización, sublimación).
 - Si aumentamos la presión se favorece el acercamiento de las partículas lo que produce un aumento de las fuerzas de cohesión y una tendencia a los cambios de estado regresivos (condensación, solidificación, sublimación regresiva).

Cuando se te pregunte cómo explica la teoría cinética el cambio de estado, bien debido a la temperatura o a la presión, deberás responder utilizando la palabra partículas, la relación entre ellas y qué les ocurre:

- Un(a) aumento / disminución de la temperatura, provoca un(a) disminución / aumento de las fuerzas de cohesión al aumentar / disminuir la energía cinética media de las partículas. Al aumentar / disminuir la temperatura las partículas se alejarán / acercarán provocando un(a) disminución / aumento del orden; es decir favorecerá un cambio de estado progresivo / regresivo.
- Un(a) aumento / disminución de la presión, provoca un(a) mayor / menor acercamiento de las partículas que componen la sustancia y, por tanto, un(a) aumento / disminución del orden; es decir, favorecerá un cambio de estado regresivo / progresivo.

2. LEYES DE LOS GASES

Los postulados de la Teoría Cinético-molecular, aplicados a los gases son los siguientes:

1. Los gases están constituidos por partículas que se mueven en línea recta y al azar.
2. Este movimiento se modifica si las partículas chocan entre sí o con las paredes del recipiente.
3. El volumen de las partículas se considera despreciable comparado con el volumen del gas.
4. Entre las partículas no existen fuerzas atractivas ni repulsivas.
5. La E_c media de las partículas es proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Las leyes de los gases son las siguientes:

2.1 Ley de Avogadro

Esta ley, descubierta por Avogadro a principios del siglo XIX, establece la relación entre la cantidad de gas y su volumen cuando se mantienen constantes la temperatura y la presión. Recuerda que la cantidad de gas la medimos en moles.

El volumen es directamente proporcional a la cantidad de gas: si aumentamos la cantidad de gas, aumentará el volumen, si disminuimos la cantidad de gas, el volumen disminuye.

$$V = k \cdot n$$

donde V es el volumen que ocupa el gas, k la constante de proporcionalidad y n el número de moles de gas que tenemos.

2.2 Ley de Boyle

La ley de Boyle establece que *la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura es constante.*

Es decir, el volumen es inversamente proporcional a la presión: cuando la presión aumenta, el volumen disminuye y viceversa.

Esto se debe a que al aumentar el volumen, las partículas (átomos o moléculas) del gas tardan más en llegar a las paredes del recipiente y por lo tanto chocan menos veces por unidad de tiempo contra ellas. Esto significa que la presión será menor ya que ésta representa la frecuencia de choques del gas contra las paredes.

Cuando disminuye el volumen la distancia que tienen que recorrer las partículas es menor y por tanto se producen más choques en cada unidad de tiempo: aumenta la presión.

Lo que Boyle descubrió es que si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, el producto de la presión por el volumen siempre tiene el mismo valor

La expresión matemática de esta ley es: $P \cdot V = k$

Es decir, el producto de la presión por el volumen es constante.

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una presión P_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

que es otra manera de expresar la ley de Boyle.

Ejemplo: 4.0 L de un gas están a 600.0 mmHg de presión. ¿Cuál será su nuevo volumen si aumentamos la presión hasta 800.0 mmHg?

Solución: Sustituimos los valores en la ecuación

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

$$600 \cdot 4 = 800 \cdot V_2$$

Si se despeja V_2 se obtiene un valor para el nuevo volumen de 3L.

Nota: al aplicar esta fórmula, las dos presiones deben estar expresadas en la misma unidad (pueden ser las dos atm, mmHg, bar, etc)

2.3 Ley de Charles

En 1787, Jack Charles estudió por primera vez la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante y observó que cuando se aumentaba la temperatura el volumen del gas también aumentaba y que al enfriar el volumen disminuía.

Esta ley se enuncia: *el volumen de un gas, a presión constante, es directamente proporcional a la temperatura del gas.*

Es decir, si la temperatura aumenta, el volumen que ocupa es gas aumenta y viceversa.

Esto se debe a que cuando aumentamos la temperatura del gas las moléculas se mueven con más rapidez y tardan menos tiempo en alcanzar las paredes del recipiente. Esto quiere decir que el número de choques por unidad de tiempo será mayor. Es decir se producirá un aumento (por un instante) de la presión en el interior del recipiente y aumentará el volumen (el émbolo se desplazará hacia arriba hasta que la presión se iguale con la exterior).

Lo que Charles descubrió es que si la cantidad de gas y la presión permanecen constantes, el cociente entre el volumen y la temperatura siempre tiene el mismo valor.

Matemáticamente podemos expresarlo así:

$$\frac{V}{T} = k$$

Es decir, el cociente entre el volumen y la temperatura es constante.

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la temperatura cambiará a T_2 , y se cumplirá:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Esta ley se descubre casi ciento cuarenta años después de la de Boyle debido a que cuando Charles la enunció se encontró con el inconveniente de tener que relacionar el volumen con la temperatura Celsius ya que aún no existía la escala absoluta de temperatura. Esta ley sólo se puede utilizar con la escala de temperaturas de °K.

Ejemplo: Un gas tiene un volumen de 2.5 L a 25 °C. ¿Cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10 °C?

Solución: Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = (10 + 273) \text{ K} = 283 \text{ K}$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow \frac{2,5}{298\text{K}} = \frac{V_2}{283\text{K}}$

Si despejas V_2 obtendrás un valor para el nuevo volumen de 2.37 l.

NOTA: Recuerda que en estos ejercicios siempre hay que usar la escala Kelvin.

2.4 Ley de Gay-Lussac

Establece la relación entre la presión y la temperatura de un gas cuando el volumen es constante. Fue enunciada por Joseph Louis Gay-Lussac a principios de 1800.

Nos dice que *a volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura*.

Así, tenemos que si aumentamos la temperatura, aumentará la presión y viceversa.

Esto se debe a que al aumentar la temperatura las moléculas del gas se mueven más rápidamente y por tanto aumenta el número de choques contra las paredes, es decir aumenta la presión ya que el recipiente es de paredes fijas y su volumen no puede cambiar.

Gay-Lussac descubrió que, en cualquier momento de este proceso, el cociente entre la presión y la temperatura siempre tenía el mismo valor:

$$\frac{P}{T} = k$$

Es decir, el cociente entre la presión y la temperatura es constante.

Supongamos que tenemos un gas que se encuentra a una presión P_1 y a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos la temperatura hasta un nuevo valor T_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

que es otra manera de expresar la ley de Gay-Lussac.

Esta ley, al igual que la de Charles, está expresada en función de la temperatura absoluta. Al igual que en la ley de Charles, las temperaturas han de expresarse en Kelvin.

Ejemplo:

Cierto volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25.0°C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

Solución: Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

$$\frac{970\text{mmHg}}{298\text{K}} = \frac{760\text{mmHg}}{T_2}$$

Si despejas T_2 obtendrás que la nueva temperatura deberá ser 233.5 K o lo que es lo mismo -39.5 °C.

2.5 Ley de los gases ideales

Las características de un gas se describen en base a n , P , T , V , como hemos visto en las leyes anteriores. Hasta ahora hemos visto cómo varía una variable en función de otra cuando se mantienen constantes las otras dos. Sin embargo, nos podemos encontrar que todas las variables cambian.

Si combinamos las leyes anteriores y reordenamos obtenemos:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Que es la ley de los gases ideales en la que:

- P es la presión del gas.
- V es el volumen que ocupa el gas.
- N es el número de moles de gas que tenemos.
- R es la constante universal que toma distintos valores en función de las unidades que utilicemos (utilizaremos en general 0'082)

$$8,314472 \frac{J}{K \cdot mol} \quad 0,08205746 \frac{L \cdot atm}{K \cdot mol}$$

$$8,2057459 \cdot 10^{-5} \frac{m^3 \cdot atm}{K \cdot mol}$$

$$8,314472 \frac{L \cdot kPa}{K \cdot mol} \quad 62,3637 \frac{L \cdot mmHg}{K \cdot mol} \quad 62,3637 \frac{L \cdot Torr}{K \cdot mol}$$

$$83,14472 \frac{L \cdot mbar}{K \cdot mol} \quad 1,987 \frac{cal}{K \cdot mol} \quad 10,7316 \frac{ft^3 \cdot psi}{^\circ R \cdot lbmol}$$

RESUMEN DE LAS LEYES DE BOYLE, CHARLES Y GAY-LUSSAC

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \quad \leftarrow \text{Ecuación general}$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad \leftarrow \text{Si la temperatura es constante, desaparece de la ecuación}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \leftarrow \text{Si la presión es constante, desaparece de la ecuación}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \leftarrow \text{Si el volumen es constante, desaparece de la ecuación}$$

2.6 La ecuación de Estado para gases reales

Haciendo una corrección a la ecuación de estado de un gas ideal, es decir, tomando en cuenta las fuerzas intermoleculares y los volúmenes de los átomos y moléculas, se obtiene la ecuación para gases reales, también llamada **ecuación de Van der Waals**:

$$\left(P + \frac{a \cdot n^2}{V^2}\right) \cdot (V - nb) = n \cdot R \cdot T$$

Donde:

- P = presión del gas ideal
- V = volumen del gas ideal
- n = moles de gas.
- R = constante universal de los gases ideales
- T = temperatura.
- a y b = son constantes determinadas por la naturaleza del gas con el fin de que haya la mayor congruencia posible entre la ecuación de los gases reales y el comportamiento observado experimentalmente.

2.7 Mezcla de gases. Ley de Dalton de las presiones parciales

Los gases que no reaccionan pueden mezclarse entre sí en cualquier proporción para dar lugar a mezclas homogéneas. La relación que explica la presión de los gases en estas mezclas es la ley de Dalton de las presiones parciales. La presión parcial, de un gas en una mezcla gaseosa, es la presión que el gas ejercería si estuviera presente él sólo en el recipiente a la misma temperatura que está en la mezcla.

La ley de Dalton nos dice que la presión total de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de cada elemento:

$$P_T = \sum P_i$$

Donde P_T es la presión total de la mezcla, \sum es la suma de todas las presiones parciales de cada uno de los gases, y P_i es cada una de las presiones parciales de los gases de la mezcla.

2.8 Relación entre las presiones parciales y las fracciones molares

Debido a que el número de moles es proporcional al número de moléculas, la fracción molar de cualquier gas en una mezcla es igual a la fracción de moléculas de ese gas. La **fracción molar**, X , de cualquier componente es la relación de moles de ese componente entre el total de moles de la mezcla:

$$\text{Fracción molar del componente 1} = x_1 = \frac{n_1}{n_t}$$

donde n_1 son los moles del gas 1 de la mezcla y n_t es el total de moles de la mezcla de gases.

Se puede relacionar las fracciones molares con las presiones parciales.

Así, si hacemos el cociente de la presión del componente 1 de una mezcla de gases entre la presión total de la mezcla de gases tenemos:

$$P_1 = \frac{n_1 \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} \quad \frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1 \cdot R \cdot T / V}{n_t \cdot R \cdot T / V} \quad \frac{P_1}{P_t} = \frac{n_1}{n_t} = x_1 \quad P_1 = x_1 \cdot P_t$$

Es decir, la presión parcial de un gas en una mezcla de gases viene dada por el producto de la fracción molar de dicho gas y la presión total de la mezcla de gases.

2.9 Ley de Graham de la difusión y efusión

La difusión es el fenómeno por el que un gas se dispersa en otro, dando lugar a una mezcla. La mezcla gradual de las moléculas de un gas con las del otro, en virtud de sus propiedades cinéticas constituye una demostración directa del movimiento aleatorio de las moléculas.

A pesar de que las velocidades moleculares son muy elevadas, el proceso de difusión requiere bastante tiempo, debido al elevado número de colisiones que experimentan las moléculas en movimiento. Graham encontró que las velocidades de difusión de las sustancias gaseosas son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus pesos moleculares cuando P y T son constantes.

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{\sqrt{\delta_2}}{\sqrt{\delta_1}}$$

Es decir, a P y T constantes la velocidad de efusión de un gas será mayor cuanto menor sea su peso molecular.

La efusión es el proceso por el cual un gas bajo presión escapa de un recipiente al exterior a través de una pequeña abertura. Se ha demostrado que la velocidad de efusión es directamente proporcional a la velocidad media de las moléculas.

Se pueden medir los tiempos necesarios para que cantidades iguales de gases efundan en las mismas condiciones de presión y temperatura, demostrándose que dichos tiempos son inversamente proporcionales a sus velocidades.

Así, cuanto más pesada es la molécula más tardará en efundir.

TEMA 7: REACCIONES QUÍMICAS

1. ECUACIONES QUÍMICAS

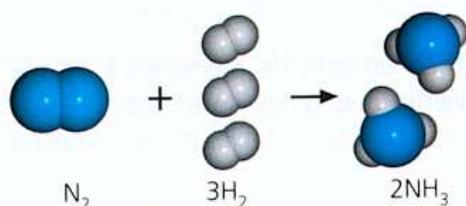
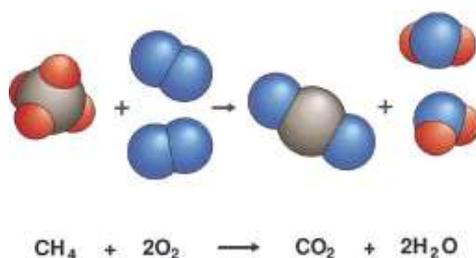
Una **reacción química** es un proceso en el cual una sustancia (o sustancias) se transforman y se forman una o más sustancias nuevas.

Las ecuaciones químicas son el modo de representar a las reacciones químicas. Por ejemplo el hidrógeno gas (H_2) puede reaccionar con oxígeno gas (O_2) para dar agua (H_2O). La ecuación química para esta reacción se escribe:



El "+" se lee como "reacciona con". La flecha significa "produce".

Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida denominadas **reactivos**. A la derecha de la flecha están las fórmulas químicas de las sustancias producidas denominadas **productos**. Los números al lado de las fórmulas son los coeficientes (el coeficiente 1 se omite).



Interpretación de las ecuaciones químicas:

- ✓ La materia de la que se parte en la reacción son los reactivos y lo que se obtienen los productos.
- ✓ Debemos conocer el tipo de reacción que vamos a llevar a cabo.
- ✓ Saber la cantidad de reactivos necesito, y qué cantidad de productos voy a obtener.
- ✓ La ley de la conservación de la masa nos ayudará a entender el ajuste estequiométrico.

2. ESTEQUEOMETRÍA DE UNA REACCIÓN QUÍMICA: AJUSTE DE REACCIONES

Ahora estudiaremos la **estequiometría**, es decir la medición de los elementos).

Las transformaciones que ocurren en una reacción química se rigen por la **Ley de la conservación de la masa: *Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química.***

Entonces, el mismo conjunto de átomos está presente antes, durante y después de la reacción. Los cambios que ocurren en una reacción química simplemente consisten en una reordenación de los átomos.

Por lo tanto ***una ecuación química ha de tener el mismo número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha.*** Se dice entonces que la ecuación *está balanceada*.





Ajuste de reacciones. Método de tanteo

- 1) Se determina cuáles son los reactivos y los productos.
- 2) Se escribe una ecuación no ajustada usando las fórmulas de los reactivos y de los productos.
- 3) Se ajusta la reacción determinando los coeficientes que nos dan números iguales de cada tipo de átomo en cada lado de la flecha de reacción, generalmente números enteros.

Ejemplo 1:

Consideremos la reacción de combustión del metano gaseoso (CH₄) en aire.

Paso 1:

Sabemos que en esta reacción se consume (O₂) y produce agua (H₂O) y dióxido de carbono (CO₂).

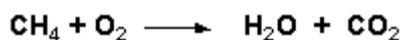
Luego:

los **reactivos** son **CH₄** y **O₂**, y

los **productos** son **H₂O** y **CO₂**

Paso 2:

la ecuación química sin ajustar será:



Paso 3:

Ahora contamos los átomos de cada reactivo y de cada producto y los sumamos:

REACTIVOS		PRODUCTOS
$\text{CH}_4 + \text{O}_2$	\longrightarrow	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Átomos de C: 1

átomos de C:1

Átomos de H:4

átomos de H:2

Átomos de O:2

átomos de O:3

Como podemos observar tenemos solamente ajustados los átomos de C.

Para ajustar los demás, voy a considerar que tengo dos moléculas de O_2 y dos moléculas de H_2O , es decir, voy a poner un coeficiente 2 delante de cada fórmula mencionada:



Átomos de C: 1

átomos de C:1

Átomos de H:4

átomos de H:4

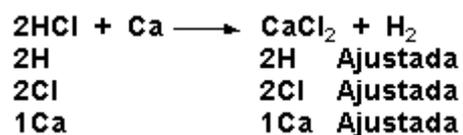
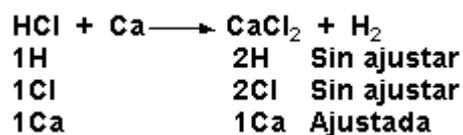
Átomos de O:4

átomos de O:4

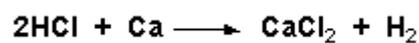
Entonces, podemos decir que: **Una molécula de metano reacciona con dos moléculas de oxígeno para producir dos moléculas agua y una molécula de dióxido de carbono.**

O bien: **Un mol de metano reacciona con dos moles de oxígeno para producir dos moles de agua y un mol de dióxido de carbono.**

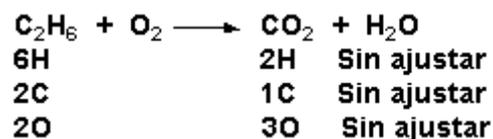
Ejemplo 2:



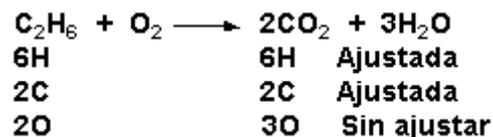
Ecuación balanceada



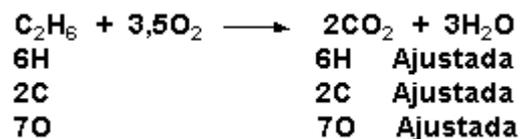
Ejemplo 3:



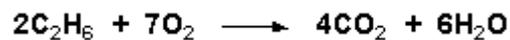
Ajustar primero la molécula mayor



Ahora ajustamos el O.

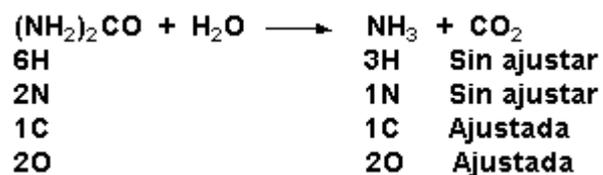


Multiplicamos por dos:

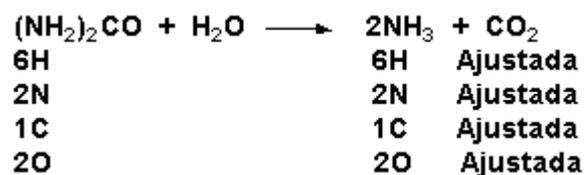


Ejemplo 4:

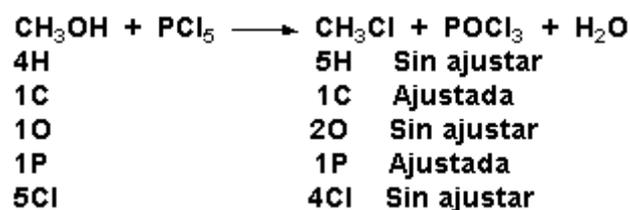
Descomposición de la urea:



Para balancear únicamente duplicamos NH_3 y así:



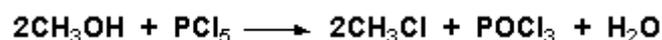
Ejemplo 5:



Necesitamos más cloro en la derecha:



Se necesita más C en la izquierda, duplicamos CH_3OH .



ya está ajustada.

Ajuste de reacciones. Método matemático

Vamos a aprender a utilizar el **método matemático**. Vamos a aprenderlo con un ejemplo, para ajustar la reacción $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$. Dicho método consiste básicamente en lo siguiente:

- a) Asigna **una letra** a cada coeficiente estequiométrico. (Conviene asignarlas por orden alfabético de izquierda a derecha)



- b) Cogemos el **primer elemento** de la izquierda y planteamos la ecuación que representa el balance de átomos de dicho elemento, sabiendo que:

Nº de átomos del elemento en la izquierda = Nº de átomos del elemento en la derecha

En el ejemplo, el primer elemento es el hidrógeno. A la izquierda tenemos hidrógeno en el compuesto H_2 por lo que multiplicamos el coeficiente del elemento en el compuesto, que es 2, por la variable que precede al compuesto, que es a. A la derecha tenemos hidrógeno en el compuesto H_2O , por lo que multiplicamos el subíndice del hidrógeno en ese compuesto, 2, por la variable que le precede, que es c. Por tanto, igualando los átomos que hay en reactivos y producto, queda:

$$\mathbf{H: 2 \cdot a = 2 \cdot c}$$

- c) Realizamos el mismo proceso, para plantear otras ecuaciones, una por cada elemento diferente. De esta forma tendremos el balance de átomos de todos los elementos diferentes que existen en la reacción química.

En el ejemplo, solo hay otro elemento, el oxígeno. A la izquierda tenemos oxígeno en el compuesto O_2 por lo que multiplicamos el coeficiente del elemento en el compuesto, que es 2, por la variable que precede al compuesto, que es b. A la derecha tenemos oxígeno en el compuesto H_2O , por lo que multiplicamos el subíndice del oxígeno en ese compuesto, que al no tener es 1, por la variable que le precede, que es c. Por tanto, igualando los átomos que hay en reactivos y producto, queda:

$$\mathbf{O: 2 \cdot b = 1 \cdot c}$$

En este caso, obtenemos dos ecuaciones:

$$\mathbf{H: 2 \cdot a = 2 \cdot c \text{ y } O: 2 \cdot b = 1 \cdot c}$$

- d) Asignamos el valor 1 (o cualquier otro) a la letra (incógnita) que queramos. Preferiblemente, asignamos $a=1$, y en función de ese valor, vamos resolviendo todas las ecuaciones que hagan falta hasta obtener los valores de todos los coeficientes.

Como $a=1$, sustituyendo en la ecuación del hidrógeno $2 = 2c \rightarrow c = 1$

Como $c=1$, sustituyendo en la ecuación del oxígeno $2b = 1 \rightarrow b = 1/2$

- e) Si en los resultados tenemos decimales o fracciones, debemos multiplicar todas las incógnitas por un mismo número de tal forma que desaparezcan. En concreto:

- Si solo hay un número fraccionario, o varios con el mismo denominador, debes multiplicar todos los coeficientes por el denominador de esa fracción.

$$a = 1 \quad \times 2 \quad \rightarrow 2$$

$$b = 1/2 \quad \times 2 \quad \rightarrow 1$$

$$c = 1 \quad \times 2 \quad \rightarrow 2$$

Por tanto, la ecuación será: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

- Si hay varias fracciones con denominadores distintos, debes multiplicar todos los coeficientes por el mínimo común múltiplo de los denominadores de las fracciones.

Ejemplo:

Si tenemos que $a = 1$, $b = 1/2$ y $c = 1/4$, calculamos $m.c.m(2, 4) = 4$, y por tanto:

$$a = 1 \times 4 = 4$$

$$b = 1/2 \times 4 = 2$$

$$c = 1/4 \times 4 = 1$$



EJEMPLO 1. Ajustar la siguiente ecuación y calcular la suma de los coeficientes de los reactivos.



- 1) Contamos los átomos de cada componente para ver si está balanceada.

Reactivos: C = 8, H = 8, O = 4 - **Productos:** C = 1, H = 2, O = 3

No está balanceada

- 2) Asignamos una letra a cada coeficiente.



- 3) Realizamos las ecuaciones. $a \text{ C}_8\text{H}_8\text{O}_2 + b \text{ O}_2 \rightarrow c \text{ CO}_2 + d \text{ H}_2\text{O}$

$$\text{C: } 8a = 1c$$

$$\text{H: } 8a = 2d$$

$$\text{O: } 2a + 2b = 2c + 1d$$

- 4) Asignamos valor uno a una de las variables y resolvemos

$$\text{Si } a = 1 \text{ en C } \rightarrow c = 8$$

$$\text{Como } a = 1 \rightarrow \text{en H } d = 4$$

Como tenemos a, c y d, despejamos b en O.

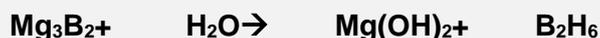
$$2b = 2c + 1d - 2a \rightarrow 2b = 2 \cdot 8 + 1 \cdot 4 - 2 \cdot 1 \rightarrow$$

$$2b = 18 \rightarrow b = 18/2 = 9$$

- 5) Colocamos los resultados en la ecuación y contamos los átomos de cada componente para comprobar que está balanceada.



EJEMPLO 2. Ajustar la siguiente ecuación. ¿Cuál es la suma de los coeficientes de los reactivos y productos?



- 1) Contamos los átomos de cada componente para ver si está balanceada. Contamos los átomos de cada componente para ver si está balanceada. En los componentes entre paréntesis se multiplican los átomos de cada componente por el número que acompaña al paréntesis.

Reactivos: Mg = 3, B = 2, H = 2, O = 1 - **Productos:** Mg = 1, B = 2, H = 8, O = 2

No está balanceada

2) Asignamos una letra a cada coeficiente.



3) Realizamos las ecuaciones



$$\text{Mg: } 3a = 1c$$

$$\text{B: } 2a = 2d$$

$$\text{H: } 2b = 2c + 6d$$

$$\text{O: } 1b = 1c$$

4) Asignamos valor uno a una de las variables y resolvemos

$$\text{Mg: } 3a = 1c \quad \text{Si } a = 1 \text{ en Mg } \rightarrow c = 3$$

$$\text{B: } 2a = 2d \quad \text{Como } a = 1 \rightarrow \text{ en B } d = 1$$

$$\text{H: } 2b = 2c + 6d$$

$$\text{O: } 1b = 2c \quad \text{Como } c = 3 \rightarrow \text{ en O } b = 6$$

5) Colocamos los resultados en la ecuación y contamos los átomos de cada componente para comprobar que está balanceada.



EJEMPLO 3. Ajustar la siguiente ecuación y calcular la suma de los coeficientes de los reactivos.



1) Contamos los átomos de cada componente para ver si está balanceada. En los componentes entre paréntesis se multiplican los átomos de cada componente por el número que acompaña al paréntesis.

Reactivos: C = 2, H = 8, N = 4, O = 4 - **Productos:** C = 1, H = 2, N = 2, O = 3

No está balanceada

2) Asignamos una letra a cada coeficiente.



3) Realizamos las ecuaciones

$$\text{C: } 2a = 1c$$

$$\text{H: } 8a = 2d$$

$$\text{N: } 2a + 2b = 2e$$

$$\text{O: } 4b = 2c + 1d$$

4) Asignamos valor uno a una de las variables y resolvemos

$$\begin{array}{ll} \text{Si } a = 1 \text{ en C} \rightarrow c = 2 & \\ \text{C: } 2a = 1c & \text{Como } a = 1 \rightarrow d = 4 \\ \text{H: } 8a = 2d & \text{Como tenemos c y d, despejamos b en la O.} \\ \text{N: } 2a + 2b = 2e & 4b = 2 \cdot 2 + 1 \cdot 4 \rightarrow b = 8/4 = 2 \\ \text{O: } 4b = 2c + 1d & \text{Como tenemos a y b, despejamos e en la N.} \\ & 2e = 2a + 2b \rightarrow 2e = 2 \cdot 1 + 2 \cdot 2 \rightarrow 2e = 6 \rightarrow e = 6/2 = 3 \end{array}$$

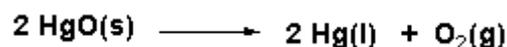
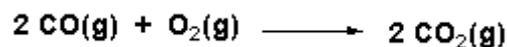
5) Colocamos los resultados en la ecuación y contamos los átomos de cada componente para comprobar que está balanceada.



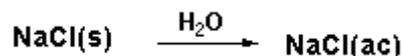
3. ESTADO FÍSICO DE REACTIVOS Y PRODUCTOS

El estado físico de los reactivos y de los productos puede indicarse mediante los símbolos **(g)**, **(l)** y **(s)**, para indicar los estados gaseoso, líquido y sólido, respectivamente.

Por ejemplo:



Para describir lo que sucede cuando se agrega cloruro de sodio (**NaCl**) al agua, se escribe:



donde **ac** significa disolución acuosa. También se puede representar por **aq**. Al escribir **H₂O** sobre la flecha se indica el proceso físico de disolver una sustancia en agua, aunque algunas veces no se pone, para simplificar.

El conocimiento del estado físico de reactivos y productos es muy útil en el laboratorio. Así, cuando reaccionan el bromuro de potasio (**KBr**) y el nitrato de plata (**AgNO₃**) en medio acuoso se forma un sólido, bromuro de plata (**AgBr**).



Si no se indican los estados físicos de los reactivos y productos, una persona no informada podría tratar de realizar la reacción al mezclar **KBr** sólido con **AgNO₃** sólido, que reaccionan muy lentamente o no reaccionan.

4. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Hay muchos tipos de reacciones químicas y varias formas de clasificar una reacción en función de en qué nos fijemos. Algunas de estas reacciones son las siguientes.

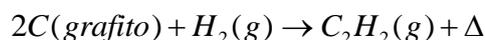
4.1 Reacción endotérmica

Es aquella que necesita calor para que se lleve a cabo:



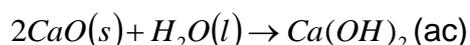
4.2 Reacción exotérmica

Es aquella en la que se desprende calor cuando se produce:



4.3 Reacción de composición, combinación o síntesis

Es aquella en la que dos o más sustancias se unen para formar un único producto:



4.4 Reacción de descomposición

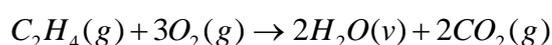
Es aquella en la que los reactivos se separan para dar los productos:



4.5 Reacción de combustión

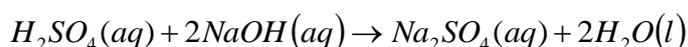
Es aquella que se basa en la reacción química exotérmica de una sustancia (o una mezcla de ellas) denominada *combustible*, con el oxígeno (comburente). Como consecuencia de la reacción de combustión se tiene la formación de una llama. Dicha llama es una masa gaseosa incandescente que emite luz y calor.

Un tipo de reacción de combustión es aquella en la que sólo están implicados compuestos orgánicos, compuestos por H, C y O. En este caso los únicos productos que se obtienen son CO₂ y H₂O:



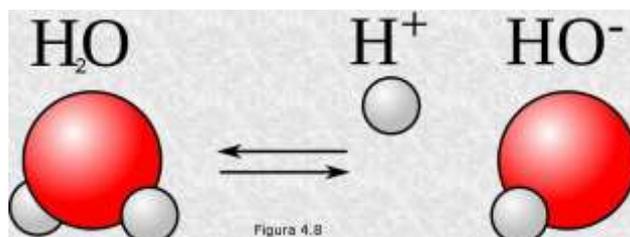
4.6 Reacción de neutralización

En este tipo de reacción un ácido reacciona con una base para formar una sal y desprender agua:

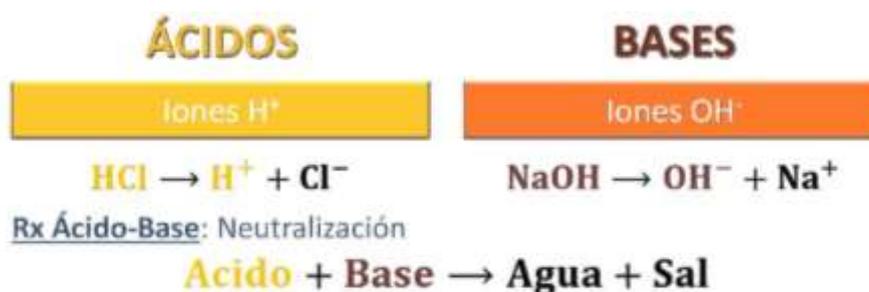


Cuando en una solución la concentración de iones hidrógeno (H⁺) es mayor que la de iones hidróxilo (OH⁻), se dice que es ácida. En cambio, se llama básica o alcalina a la solución cuya concentración de iones hidrógeno es menor que la de iones hidróxilo.

Una solución es neutra cuando su concentración de iones hidrógeno es igual a la de iones hidróxilo. El agua pura es neutra porque en ella [H⁺] = [OH⁻].



Cuando reaccionan un ácido y una base, se produce una reacción de neutralización, en la que se produce agua y una sal.



Ejemplos de ácidos:

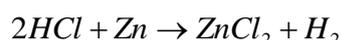
ÁCIDO CLORHÍDRICO (jugos gástricos)	HCl
ÁCIDO SULFÚRICO (pilas)	H ₂ SO ₄
ÁCIDO ACÉTICO (vinagre)	HC ₂ H ₃ O ₂
ÁCIDO ACETILSALICÍLICO (aspirina)	HC ₉ H ₇ O ₄
ÁCIDO ASCÓRBICO (Vitamina C)	H ₂ C ₆ H ₆ O ₆

Ejemplos de bases:

JABÓN (potasa)	KOH
SOSA CAÚSTICA	NaOH
AMONIACO	NH ₃
HIDRÓXIDO DE CALCIO (CAL)	Ca(OH) ₂

4.7 Reacción de desplazamiento

Las reacciones de desplazamiento son reacciones en el cual átomos de un elemento reemplazan a átomos de otro elemento en un compuesto:

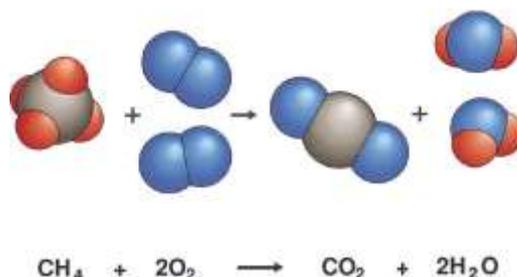


5. INTERPRETACIÓN DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS AJUSTADAS

Cuando se ha ajustado una ecuación, los coeficientes representan el número de cada elemento en los reactivos y en los productos. También representan el número de moléculas y de moles de reactivos y productos.

Además, se podría sacar la masa de reactivos y productos, multiplicando el coeficiente en la ecuación balanceada, que determina el número de moles, por la masa molar del compuesto.

Por ejemplo, para la siguiente reacción balanceada:



Proporción de moles de la reacción

El número de moles que reaccionan de cada compuesto sería el que nos dicen los coeficientes estequiométricos delante de cada compuesto en la fórmula, esto es, 1 mol de CH_4 reacciona con 2 moles de O_2 , dando como productos 1 mol de CO_2 y 2 moles de H_2O .

Proporción de moléculas de la reacción

El número de moléculas que reaccionan de cada compuesto sería también el que nos dicen los coeficientes estequiométricos delante de cada compuesto en la fórmula, esto es, 1 molécula de CH_4 reacciona con 2 moléculas de O_2 , dando como productos 1 molécula de CO_2 y 2 moléculas de H_2O .

Proporción de gramos de la reacción

Para determinar la masa, habría que calcular las masas molares, para lo que previamente hay que calcular la masa molecular a partir de los números atómicos, como sigue:

- **Masa molar del CH_4 :** como el carbono tiene un número atómico de 12 u, y el hidrógeno de 1u, la masa molecular del CH_4 es $12 + 1 + 1 + 1 + 1 = 16\text{u}$. Por tanto, su masa molar será el mismo número expresado en gramos, 16 gramos/mol.
- **Masa molar del O_2 :** como el oxígeno tiene un número atómico de 16u, la masa molecular del O_2 es $16 + 16 = 32\text{u}$. Por tanto, su masa molar será el mismo número expresado en gramos, 32 gramos/mol.



- **Masa molar del CO₂:** como el carbono tiene un número atómico de 12 u, y el oxígeno de 16u, la masa molecular del CO₂ es 12 + 16 + 16 = 44u. Por tanto, su masa molar será el mismo número expresado en gramos, 44 gramos/mol.
- **Masa molar del H₂O:** como el oxígeno tiene un número atómico de 16u, y el hidrógeno de 1u, la masa molecular del H₂O es 16 + 1 + 1 = 18u. Por tanto, su masa molar será el mismo número expresado en gramos, 18 gramos/mol.

Ahora, a partir de esas masas molares, si las multiplicamos por los coeficientes de la reacción ajustada, que nos dicen los moles que participan, podemos sacar los gramos de cada compuesto que intervienen en la reacción.

$$\text{CH}_4 \rightarrow 1 \text{ mol} \times 16 \text{ gramos/mol} = 16 \text{ gramos}$$

$$\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ moles} \times 32 \text{ gramos/mol} = 64 \text{ gramos}$$

$$\text{CO}_2 \rightarrow 1 \text{ mol} \times 44 \text{ gramos/mol} = 44 \text{ gramos}$$

$$\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ moles} \times 18 \text{ gramos/mol} = 36 \text{ gramos}$$

Es decir, 16 gramos de CH₄ reaccionan con 64 gramos de O₂, originando 44 gramos de CO₂ y 36 gramos de H₂O. Observa que los reactivos suman 16+64 = 80 gramos, y los productos 44 + 36 = 80 gramos, con lo que se cumple la Ley de la conservación de la masa.

A partir de estos valores, podríamos responder a distintas preguntas como las siguientes:

- a) **¿Cuántos moles de metano CH₄ harán falta para obtener 7 moles de dióxido de carbono?**

Según la pregunta: x moles CH₄ ----- 7 moles de CO₂
 Según la ecuación: 1 mol CH₄ ----- 1 mol de CO₂
 Por tanto, $x = \frac{1 \cdot 7}{1} = 7 \text{ moles de CH}_4$

- b) ¿Cuántos gramos de oxígeno O₂ harán falta para obtener 20 gramos de dióxido de carbono?

Según la pregunta: x gramos de O₂ ----- 20 gramos de CO₂

Según la ecuación: 64 gramos de O₂ ----- 44 gramos de CO₂

$$\text{Por tanto, } x = \frac{64 \cdot 20}{44} = 29,09 \text{ gramos de O}_2$$

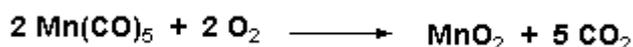
- c) ¿Cuántos moles de oxígeno O₂ harán falta para obtener 56 gramos de dióxido de carbono?

Según la pregunta: x moles de O₂ ----- 56 gramos de CO₂

Según la ecuación: 2 moles de O₂ ----- 1 mol = 44 gramos de CO₂

$$\text{Por tanto, } x = \frac{56 \cdot 2}{44} = 2,54 \text{ moles de O}_2$$

En la siguiente reacción, el carbonilo del metal, Mn(CO)₅, sufre una reacción de oxidación. Observar que el número de cada tipo de átomos es el mismo a cada lado de la reacción. En esta reacción, 2 moléculas de Mn(CO)₅ reaccionan con 2 moléculas de O₂ para dar 2 moléculas de MnO₂ y 5 moléculas de CO₂. Esos mismos coeficientes también representan el número de moles en la reacción.



Ejemplo: ¿Qué frase es falsa en relación con la siguiente reacción ajustada?

(Pesos Atómicos: C = 12.01, H = 1.008, O = 16.00).



- La reacción de 16.0 g de CH₄ da 2 moles de agua.
- La reacción de 16.0 g de CH₄ da 36.0 g de agua.
- La reacción de 32.0 g de O₂ da 44.0 g de dióxido de carbono.
- Una molécula de CH₄ requiere 2 moléculas de oxígeno.
- Un mol de CH₄ da 44.0 g de dióxido de carbono.

- a) **VERDADERA:** Un mol de CH_4 da 2 moles de agua. Un mol de $\text{CH}_4 = 16.0$ g.
- b) **VERDADERA:** Un mol de CH_4 da 2 moles de agua. Un mol de $\text{CH}_4 = 16.0$ g, y un mol de agua = 18.0 g.
- c) **FALSA:** 2 moles de O_2 dan 1 mol de CO_2 . 2 moles de $\text{O}_2 = 64.0$ g, pero 1 mol de $\text{CO}_2 = 44.0$ g.
- d) **VERDADERA:** Un mol de moléculas de CH_4 reacciona con 2 moles de moléculas de oxígeno (O_2), de modo que una molécula de CH_4 reacciona con 1 molécula de oxígeno.
- e) **VERDADERA:** Un mol de CH_4 da 1 mol de CO_2 . Un mol de $\text{CH}_4 = 16.0$ g, y un mol de $\text{CO}_2 = 44.0$ g.

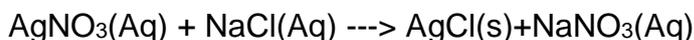
6. REACTIVO LIMITANTE

El *reactivo limitante* es aquel que en una reacción química (donde existen reactivos y productos), se acaba antes y determina la cantidad de producto o productos obtenidos. La reacción depende del reactivo limitante, pues, según la ley de las proporciones definidas, los demás reactivos no reaccionarán cuando uno se haya acabado.

Cuando una ecuación está ajustada, la estequiometría se emplea para saber las moles de un producto obtenidas a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre reactivo y producto se obtiene de la ecuación ajustada. A veces se cree equivocadamente que en las reacciones se utilizan siempre las cantidades exactas de reactivos. Sin embargo, en la práctica lo normal suele ser que se use un exceso de uno o más reactivos, para conseguir que reaccione la mayor cantidad posible del reactivo en menor cantidad.

EJEMPLO:

Imaginemos que disolvemos 1 g de nitrato de plata , $AgNO_3$, y 2 g de cloruro de sodio, $NaCl$. Dado que el cloruro de plata es muy insoluble se producirá la siguiente reacción:



¿Cuál es reactivo limitante?

Primero comprobamos si la reacción está ajustada y observamos que sí lo está.

A continuación procederíamos a obtener los moles de cada uno de los reactivos. Para ello, previamente debo calcular las masas moleculares:

$$1 \text{ mol } AgNO_3 = 108 + 14 + 3 \times 16 \text{ g} = 170 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ mol } NaCl = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

Los moles que tengo de cada reactivo son:

$$n(AgNO_3) = \frac{m}{M} = \frac{1g}{170g/mol} = 5,88 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$$

$$n(NaCl) = \frac{m}{M} = \frac{2g}{58,5g/mol} = 0,034 \text{ moles}$$

Por tanto, como la reacción me dice que 1 mol de nitrato de plata reacciona con 1 mol de cloruro de sodio el reactivo limitante es el nitrato de plata ya que tengo menos moles.

CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE.

Hacemos reaccionar 4,6 g de Na (23 u) con 4 g de S (32 u) para formar Na_2S .
 ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál el excedente?

2 Na	+	S	→	Na_2S
2 mol de Na		1 mol de S		
2·23 = 46 g de Na		32 g de S		
4,6 g de Na		m g de S		

Vemos a calcular la masa de S que reacciona con 4,6 g de Na y el resultado lo comparamos con 4 g.

$$\frac{32 \text{ (g de S)}}{46 \text{ (g de Na)}} = \frac{m \text{ (g de S)}}{4,6 \text{ (g de Na)}} \implies m = \frac{32 \cdot 4,6}{46} = 3,2 \text{ g de S}$$

Hemos averiguado que con 4,6 g de Na reaccionan 3,2 g de S, pero como de S había 4 g, se deduce:

reactivo limitante: Na
reactivo en exceso: S

7. REDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

Se cree equivocadamente que las reacciones progresan hasta que se consumen totalmente los reactivos, o al menos el reactivo limitante, pero eso no es cierto ya que en un laboratorio ocurren situaciones como:

- que no todos los productos reaccionen.
- que haya reacciones laterales que no lleven al producto deseado.
- la recuperación del 100% de la muestra es prácticamente imposible.

La cantidad real obtenida del producto, dividida por la cantidad teórica máxima que puede obtenerse (100%) se llama **rendimiento**.

Vamos a obtener la fórmula que nos recoge lo dicho anteriormente.

Rendimiento teórico: Es la cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción.

Rendimiento de la reacción: Es la cantidad de producto realmente formado.

Es evidente que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad:

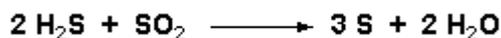
Rendimiento de la reacción < rendimiento teórico

Una expresión que relaciona el rendimiento de la reacción con el rendimiento teórico se le llama **rendimiento porcentual o % de rendimiento** y se define así:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento de la reacción}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100$$

Ejemplo:

La reacción de 6.8 g de H₂S con exceso de SO₂, según la siguiente reacción, produce 8.2 g de S. ¿Cuál es el rendimiento? (Pesos Atómicos: H = 1.008, S = 32.06, O = 16.00).



En esta reacción, 2 moles de H₂S reaccionan para dar 3 moles de S.

1) Se usa la estequiometría para determinar la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6.8 g de H₂S.

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{m}{M} = \frac{6.8}{34} = 0.2 \text{ moles}$$

Mediante una regla de tres:

2 moles de H₂S \longrightarrow 3 moles de S

0.2 moles de H₂S \longrightarrow x

$$x = \frac{0.2 \cdot 3}{2} = 0.3 \text{ moles de S se obtendrán.}$$

Si lo pasamos a gramos:

$$m(\text{S}) = n \cdot M = 0.3 \cdot 32 = 9.6 \text{ g de S se obtienen de forma teórica.}$$

2) Se divide la cantidad real de S obtenida por la máxima teórica, y se multiplica por 100.

$$(8.2/9.6) \times 100 = 85.4\%$$

Y este será el rendimiento de la reacción.

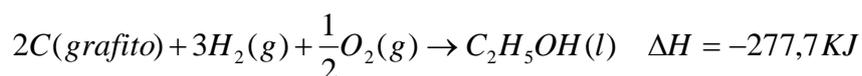
8. ENERGÍA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS. ENTALPÍA

Las transformaciones materiales que se producen en una reacción química siempre van acompañadas de intercambios de energía con el medio, es decir, en toda reacción química se produce un desprendimiento (reacción exotérmica) o una absorción (reacción endotérmica) de energía. Esto se debe a que tipo de molécula posee una energía que depende principalmente de los enlaces entre sus átomos. Como la energía de los reactivos nunca es igual a la de los productos de reacción, esta diferencia de energía tiene que ser intercambiada con el medio. Esta energía normalmente se manifiesta en forma de calor.

Para el estudio de estos intercambios energéticos en las reacciones químicas existe una rama de la Química denominada **Termoquímica**. En la Termoquímica se definen una serie de variables denominadas funciones de estado que nos sirven para describir distintas situaciones de una reacción. Nosotros nos vamos a centrar en la única variable de estado que nos interesa en este momento: **la entalpía**. La entalpía se define como la cantidad de calor puesta en juego en un proceso que se realiza a presión constante. Se representa por H, aunque realmente lo que se puede medir son variaciones de entalpía y nos lo encontraremos como ΔH . La unidad de medida será la misma que para el calor: julios (J) o calorías (cal).

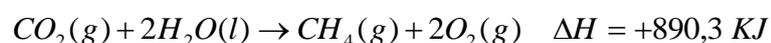
El hecho de que nos fijemos en procesos (reacciones) que se llevan a cabo a presión constante se debe a que la mayoría se producen a presión atmosférica en los laboratorios.

Si una reacción es exotérmica o endotérmica queda reflejado en la entalpía mediante un signo. Por ejemplo:



Esta sería una reacción exotérmica.

Un ejemplo de reacción endotérmica sería:



8.1 Entalpía de formación

Se define la entalpía de formación de una sustancia (ΔH°_f) como la cantidad de calor absorbida o desprendida en la formación de un mol de dicha sustancia, a partir de sustancias simples, estables a 25 °C y a 1 atm.

La entalpía de formación de las sustancias simples en estado natural es nula. Por ejemplo, la entalpía de formación del O₂ es cero.

Estos datos de entalpías se encuentran recogidos en tablas como las siguientes:

Compuestos inorgánicos	ΔH°_f(KJ/mol)	Compuestos orgánicos	ΔH°_f(KJ/mol)
H ₂ O(g)	-241,8	Metano	-74,9
H ₂ O(l)	-285,8	Etano	-84,7
HF(g)	-268,6	Atileno	+52,3
HCl(g)	-92,3	Etino	+226,8
NaCl(s)	-411,0	Propano	-103,8
CaO(s)	-635,1	n-Butano	-124,7
CaCO ₃ (s)	-1206,9	n-Hexano	-167,2
CO(g)	-110,5	Benceno	+49,0
CO ₂ (g)	-393,5	Metanol	-238,6
NO(g)	+90,4	Etanol	-277,6
NH ₃ (g)	-46,2	Ac. Fórmico	-409,2
SO ₂ (g)	-296,1	Ac. Acético	-487,0
SO ₃ (g)	-395,2	Cloroformo	-131,8

Conociendo las entalpías de formación de los compuestos presentes en una reacción podemos determinar la variación de entalpía de una reacción química utilizando la expresión siguiente:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$$

Si la suma de las entalpías de los productos es mayor que la de los reactivos la reacción será endotérmica y si es al contrario será exotérmica.

Ejemplo:

Determina la variación de entalpía para la combustión del amoníaco:



datos:

$$\Delta H_f(\text{NH}_3) = -46.1 \text{ KJ/mol}, \Delta H_f(\text{NO}) = 90.2 \text{ KJ/mol}, \Delta H_f(\text{O}_2) = 0 \text{ KJ/mol},$$

$$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) = -285.8 \text{ KJ/mol}$$

Aplicamos la fórmula anterior:

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$$

$$\Delta H_r = 4 \cdot \Delta H_f \text{NO} + 6 \cdot \Delta H_f \text{H}_2\text{O} - 4 \cdot \Delta H_f \text{NH}_3 - 5 \cdot \Delta H_f \text{O}_2 = 4 \cdot 90,2 + 6 \cdot (-285,8) - 4 \cdot (-46,1) - 5 \cdot 0$$

$$\Delta H_r = -1169,6 \text{ KJ}$$

9. LEY DE HESS

La **ley de Hess**, establece que la variación del calor en una reacción es la misma independiente del número de etapas. La ley de Hess se utiliza para predecir el cambio de entalpía en una reacción ΔH_r .

El cambio de entalpía de una reacción química que transforma los reactivos en productos es el mismo independientemente de la ruta escogida para la reacción. Esto se llama la función de estado. Es decir, el cambio de entalpía que va desde los reactivos a los componentes intermedios A y luego hasta los productos es el mismo que el cambio cuando se va de los mismos reactivos a los componentes intermedios B y luego a los mismos productos.

La suma de ecuaciones químicas puede llevar a la ecuación neta. Si la energía se incluye para cada ecuación y es sumada, el resultado será la energía

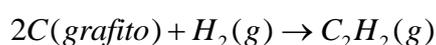
para la ecuación neta. La ley de Hess dice que los cambios de entalpía son aditivos.

$$\Delta H_{\text{neta}} = \Sigma \Delta H_r.$$

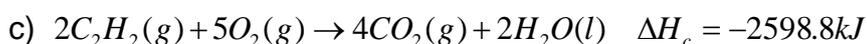
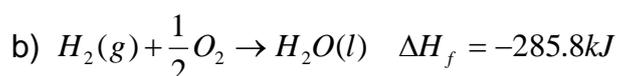
Dos reglas:

- Si la ecuación química es invertida, el signo de ΔH se invierte también.
- Si los coeficientes son multiplicados, multiplicar ΔH por el mismo factor.

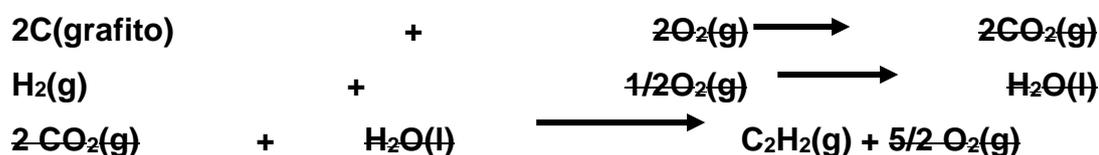
EJEMPLO: La reacción de síntesis del acetileno, C_2H_2 , es :



Calcula su variación de entalpía a partir de las siguientes ecuaciones:



Necesitamos obtener una ecuación que contenga sólo C y H_2 en el primer miembro y C_2H_2 en el segundo, por lo que es preciso eliminar O_2 , CO_2 y H_2O . Dicha ecuación puede obtenerse a partir de la relación: $2 \cdot a + b - 1/2 \cdot c$. Llevamos a cabo las operaciones indicadas y sumamos las ecuaciones intermedias y sus entalpías:



La variación de entalpía de la reacción es:

$$\Delta H_r = 2 \cdot \Delta H_a + \Delta H_b - \frac{1}{2} \Delta H_c = 226.6kJ$$

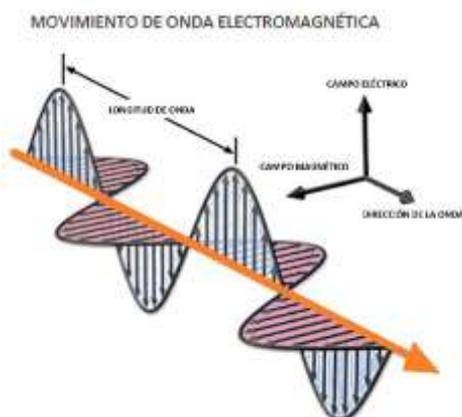
TEMA 8: CONCEPTOS BÁSICOS DE FÍSICA CUÁNTICA

1. INTRODUCCIÓN

A principios del siglo XX, los trabajos de Max Planck, Niels Bohr, Albert Einstein y otros, proporcionaron una nueva imagen de la naturaleza. Esta nueva imagen afecta tanto a la Física, como a la Química, la Biología e incluso a las Matemáticas. Veremos una serie de conceptos incluidos en la Física Cuántica que con la Física Clásica no tenían explicación.

2. ONDAS ELECTROMAGNÉTICAS

Una onda es una perturbación que se propaga en el espacio (luz, sonido, etc) inducida por un campo eléctrico y uno magnético. Son aquellas ondas que no necesitan un medio material para propagarse. Incluyen, entre otras, la luz visible y las ondas de radio, televisión y telefonía.



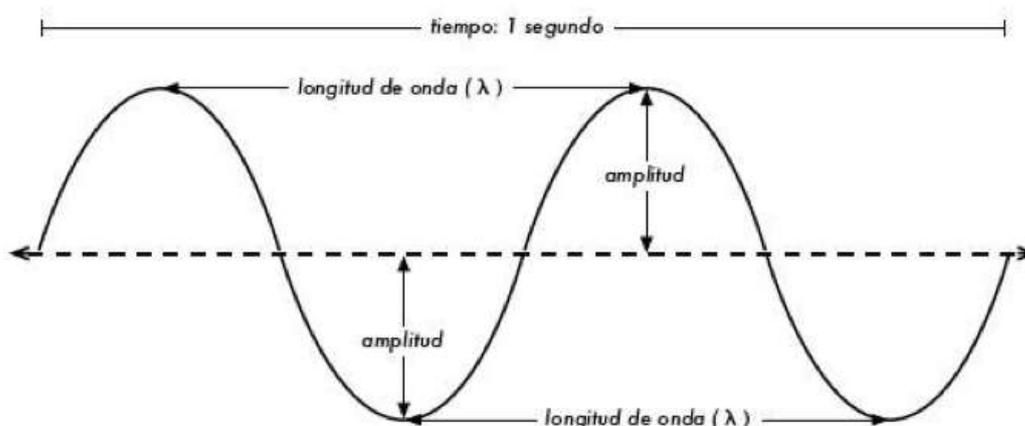
Todas se propagan en el vacío a una velocidad constante, muy alta (300 000 km/s) pero no infinita. Gracias a ello podemos observar la luz emitida por una estrella lejana hace tanto tiempo que quizás esa estrella haya desaparecido ya. O enterarnos de un suceso que ocurre a miles de kilómetros prácticamente en el instante de producirse.

La fuente natural más conocida de ondas electromagnéticas es el Sol, aunque a través del espacio nos llegan rayos cósmicos de diferente naturaleza según el origen de los mismos. Sin embargo, es el hombre quien manipula una amplia gama de ondas electromagnéticas, principalmente en el campo de la radiocomunicación.

La denominación electromagnética se debe a que esta clase de ondas está formada por un campo eléctrico y un campo magnético asociados y la propagación se hace a frecuencias mucho más elevadas que las del sonido sin que sea necesario un soporte material para las mismas. Las ondas electromagnéticas por su propia naturaleza que lleva asociadas, materia y energía, pueden propagarse a través del aire e incluso del vacío; es más, no necesitan transmitirse como una vibración de las moléculas del aire ya que los propios impulsos de las ondas, "paquetes de ondas", se empujan unos a otros para recorrer los diferentes medios o los espacios vacíos.

Cualquier tipo de onda viene definida por dos parámetros: Frecuencia (ν): y longitud de onda (λ). La frecuencia tiene una relación inversa con la longitud de onda, a mayor frecuencia menor longitud de onda y viceversa. La frecuencia f es igual a la velocidad v de la onda dividido por la longitud de onda λ (lambda):

$$f = \frac{v}{\lambda}$$



En el caso especial de ondas electromagnéticas en el vacío, se tiene que $v = c$, siendo c la velocidad de la luz en el vacío, y por tanto se tiene:

$$f = \frac{c}{\lambda}$$

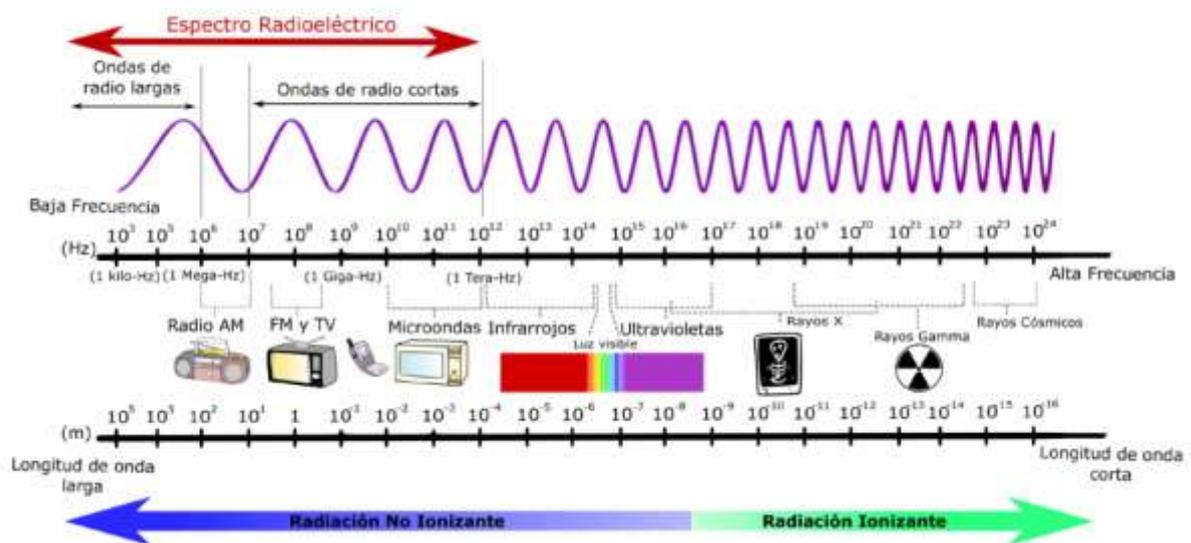
Lo que diferencia unas ondas electromagnéticas de otras es precisamente su frecuencia o su longitud de onda, ya que la velocidad de propagación es la misma en todas ellas: 300.000.000 metros por segundo aproximadamente.

3. EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

El conjunto de todas las ondas electromagnéticas constituye el espectro electromagnético. La tabla agrupa las ondas electromagnéticas estableciendo un paralelismo entre su frecuencia y su longitud de onda, acompañándola de la naturaleza de estas ondas

*A menos frecuencia
más longitud de onda*

*A más frecuencia
menos longitud de onda*



Banda	Longitud de onda (m)	Frecuencia (Hz)	Energía (J)
Rayos gamma	< 10 pm	> 30,0 EHz	> $20 \cdot 10^{-15}$ J
Rayos X	< 10 nm	> 30,0 PHz	> $20 \cdot 10^{-18}$ J
Ultravioleta extremo	< 200 nm	> 1,5 PHz	> $993 \cdot 10^{-21}$ J
Ultravioleta cercano	< 380 nm	> 789 THz	> $523 \cdot 10^{-21}$ J
Luz Visible	< 780 nm	> 384 THz	> $255 \cdot 10^{-21}$ J
Infrarrojo cercano	< 2,5 μ m	> 120 THz	> $79 \cdot 10^{-21}$ J
Infrarrojo medio	< 50 μ m	> 6,00 THz	> $4 \cdot 10^{-21}$ J
Infrarrojo lejano/submilimétrico	< 1 mm	> 300 GHz	> $200 \cdot 10^{-24}$ J
Microondas	< 30 cm	> 1 GHz	> $2 \cdot 10^{-24}$ J
Ultra Alta Frecuencia - Radio	< 1 m	> 300 MHz	> $19.8 \cdot 10^{-26}$ J
Muy Alta Frecuencia - Radio	< 10 m	> 30 MHz	> $19.8 \cdot 10^{-28}$ J
Onda Corta - Radio	< 180 m	> 1,7 MHz	> $11.22 \cdot 10^{-28}$ J
Onda Media - Radio	< 650 m	> 650 kHz	> $42.9 \cdot 10^{-29}$ J
Onda Larga - Radio	< 10 km	> 30 kHz	> $19.8 \cdot 10^{-30}$ J
Muy Baja Frecuencia - Radio	> 10 km	< 30 kHz	< $19.8 \cdot 10^{-30}$ J

4. HIPÓTESIS DE PLANCK

Esta hipótesis nos dice que la energía emitida por un cuerpo negro (aquel que es capaz de absorber todas las radiaciones que llegan a él y, por tanto, de emitir todas las longitudes de onda) no es continua sino que está compuesta de unas partículas pequeñas que portan la energía a las que llamó cuantos o fotones.

La energía transportada por cada fotón se puede obtener de:

$$E = h \cdot \nu,$$

donde h vale $6.63 \cdot 10^{-34}$ Js. Esta energía se obtiene el Julios (J).

La energía de cada fotón dependerá de la frecuencia (ν).

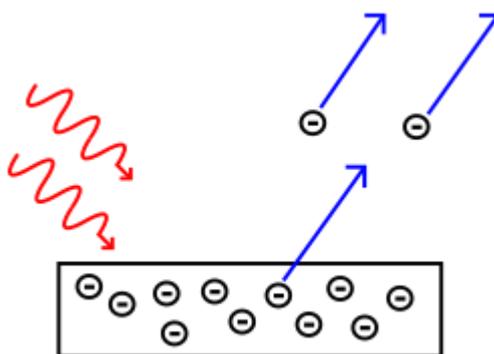
frecuencia de radiación escrita a veces como f,
dando la expresión $E = hf$.

$E = h\nu$ Energía cuántica
de un fotón.

h = constante de Planck = $6,626 \times 10^{-34}$ Julios · seg = $4,136 \times 10^{-15}$ eV · s

5. EFECTO FOTOELÉCTRICO

Es la emisión de electrones que experimenta un metal al ser sometido a la acción de una luz.



Esta emisión se caracteriza por varios hechos experimentales:

- ❖ Para cada metal existe una frecuencia mínima de la radiación luminosa, llamada *frecuencia umbral*, por debajo de la cual no se produce el efecto fotoeléctrico.
- ❖ El número de electrones emitidos es proporcional a la intensidad de la radiación luminosa.
- ❖ Es un fenómeno instantáneo que aparece y desaparece con la radiación.
- ❖ La velocidad de los electrones de salida sólo depende la frecuencia, no de la intensidad.

6. HIPÓTESIS DE DE BROGLIE

A toda partícula en movimiento (electrón, protón, átomo, molécula,...) le corresponde una onda, cuya longitud de onda es inversamente proporcional al momento lineal de esa partícula:

$$\lambda = \frac{h}{p} = \frac{h}{m \cdot v}$$

7. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

Este principio nos dice que no es posible conocer simultáneamente y con exactitud la posición de una partícula y su velocidad y esto se refleja de la siguiente forma:

$$\Delta x \cdot \Delta m \cdot v \geq \frac{h}{2\pi} \text{ o bien } \Delta E \cdot \Delta t \geq \frac{h}{2\pi}$$

donde:

Δx es la posición que ocupa la partícula en un momento dado.

Δmv es la velocidad que lleva la partícula en un momento dado.

ΔE es la energía de la partícula.

Δt es el tiempo de observación.



8. ESPECTROS ATÓMICOS

Cuando se excitan los átomos de un elemento en estado gaseoso al suministrarle energía, emiten radiación electromagnética, parte de ella en forma de luz visible. Si se analiza la radiación emitida con un espectroscopio, se obtienen una serie de rayas que corresponden a las diferentes longitudes de ondas que integran la radiación analizada. A este conjunto de líneas se le denomina espectro y es característico y único para cada sustancia.

BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA

- M^a.L. CALATAYUD, J. HERNÁNDEZ, J. PAYÁ, A. VILCHES (2003), **Química 2º Bachillerato**, Riiala-Octaedro, Valencia
- J. QUILEZ, S. LORENTE, F. SENDRA, F. CHORRO, E. ENCISO (2003), **Química 2º Bachillerato**, Ecir, Valencia.
- ASIMOV (1999), **Breve historia de la química**, Alianza, Madrid
- K. WITTEN, K. GAILEY **Química General**, McGraw-Hill 1ª edición en español, USA, 1994. R. DAVIS
- Paul A. Tipler y Gene Mosca. **Física** (Volumen 2) quinta edición, Reverté S.A. (2005)