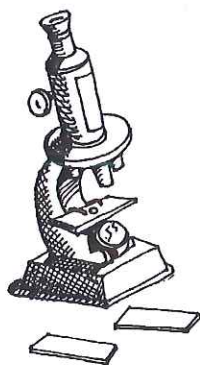


Tema 3: La materia por dentro.



¡¡Vamos a aprender todas estas cosas!!

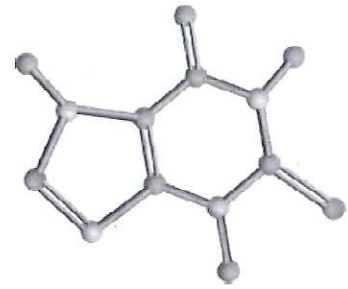
- 1.- LA MATERIA POR DENTRO.
- 2.- EL ÁTOMO POR DENTRO.
- 3.- LOS ISÓTOPOS.
- 4.- EL SISTEMA PERIÓDICO.
- 5.- LOS ELEMENTOS Y LOS COMPUESTOS.
- 6.- LAS REACCIONES QUÍMICAS.
- 7.- LAS ECUACIONES QUÍMICAS.

"Triste época la nuestra. Es más fácil desintegrar un átomo que superar un prejuicio."

Albert Einstein

1.- LA MATERIA POR DENTRO.

¿Qué ocurre cuando rompemos en dos partes iguales un folio de papel? Evidentemente el folio está roto y cada una de sus partes sigue siendo del mismo material que cuando estaba entero y por lo tanto, tiene las mismas propiedades. Pero, ¿y si seguimos dividiendo cada una de las partes en otras hasta que ya no podamos más? Imaginando que tuviéramos instrumentos que nos permitiesen dividir el papel aún siendo muy, muy pequeño, llegaría un punto en que no lo podríamos dividir más, porque si lo hiciéramos, las partes obtenidas no tendrían las mismas propiedades del papel. Ya no sería la misma materia.



Habríamos encontrado entonces una unidad que representaría la parte más pequeña de material de papel que existe, de forma que no puede descomponerse en otras unidades más pequeñas.

Esta unidad se conoce como **Átomo** y es la parte más pequeña en la que podemos dividir la materia sin que deje de ser la misma.

La teoría o modelo que explica la estructura interna de la materia es el **Modelo Atómico**, según el cual la materia está formada por unidades muy pequeñas, invisibles para el ojo humano, que llamamos **Átomos**.

Si toda la materia que conocemos está formada por átomos, ¿cómo crees que es posible que existan tantas sustancias diferentes? ¿Serán iguales los átomos que forman cada uno de los cuerpos que conocemos: reloj, ladrillo, pelota,...? ¿Cuántos átomos existen en realidad?

Para responder a estas preguntas debemos conocer la estructura de los átomos.

2.- EL ÁTOMO POR DENTRO.

El primer científico que pensó que la materia estaba formada por átomos fue **Dalton**, que dijo que **un átomo era la parte más pequeña de materia y por tanto indivisible**. Su teoría fue formulada en 1803 y publicada en 1808 en su libro "Un nuevo sistema de filosofía química"

La teoría de Dalton planteaba las siguientes hipótesis:

- ⇒ **La materia está formada por átomos indivisibles.**
- ⇒ **Es imposible crear o destruir un átomo de un elemento.**
- ⇒ **Los átomos de un mismo elemento son idénticos y diferentes a los de otro.**
- ⇒ **Los compuestos están formados por agrupaciones de átomos de distintos elementos llamados moléculas.**
- ⇒ **En una reacción química los átomos no se crean ni se destruyen, solamente cambian su distribución.**



Investigaciones posteriores llevaron al descubrimiento de que dentro del átomo había partículas más pequeñas, las partículas elementales. La primera partícula que se descubrió fue el **electrón (e⁻)** y tras su descubrimiento a finales del siglo XIX se empezó a pensar que los átomos tenían una estructura interna.

En la estructura interna se encuentran las siguientes partículas:

- ⇒ **Protones (p⁺):** partículas de **carga eléctrica positiva** y de masa 1 U (unidad de masa atómica).



- ⇒ **Electrones (e-):** partículas de carga eléctrica negativa y de masa muy pequeña comparada con la del protón. (1837 veces más pequeño). Se considera su masa despreciable.
- ⇒ **Neutrones (n):** partículas sin carga eléctrica y de masa igual que el protón.

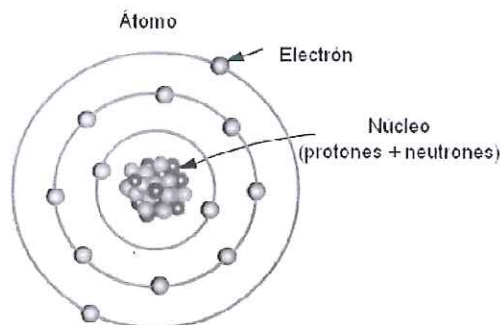
Distribución de las partículas elementales del átomo.

Existen dos Modelos Atómicos que explican la posición de las partículas elementales:

1. **Modelo de Rutherford**, que explica como las partículas se sitúan en dos partes diferenciadas de los átomos que son la **Corteza** donde están los electrones y el **Núcleo** donde están los protones y neutrones. Los electrones están constantemente girando como un sistema planetario.
2. **Modelo de Borh**, que posteriormente mejoró el modelo de Rutherford proponiendo que los electrones estaban distribuidos en capas circulares. Esta distribución sigue las siguientes reglas:
 - En la **1ª capa** caben **2** electrones como máximo.
 - En la **2ª capa** caben **8** electrones como máximo.
 - En la **3ª capa** caben **18** electrones como máximo.

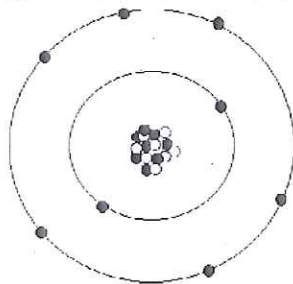


Aunque en la 3ª capa caben hasta 18 electrones, si al llenarla disponemos de menos de 18 electrones, se colocan 8 y el resto en las siguientes capas.



La distribución de los electrones de un átomo en las capas da lugar a la **configuración electrónica** del átomo, y es muy importante porque del número de electrones que el átomo tenga en la última capa dependerá su comportamiento y sus propiedades. La configuración electrónica de los átomos se escribe entre paréntesis, indicando entre comas el número de electrones en cada capa.

Por ejemplo: **Átomo de Oxígeno: (2, 6)** → 2 (-e) en la 1ª capa y 6 (-e) en la segunda.



Ya sabemos que el átomo está formado por protones y neutrones en el núcleo, electrones en la corteza y que el espacio intermedio está vacío. La pregunta ahora es:

¿Qué diferencia a unos átomos de otros?

Todos los átomos de un elemento dado tienen el mismo número de **Protones**. Los átomos de diferentes elementos se distinguen por el número de protones que llamamos **Número Atómico** y que representamos por la letra **Z**.

Por ejemplo:

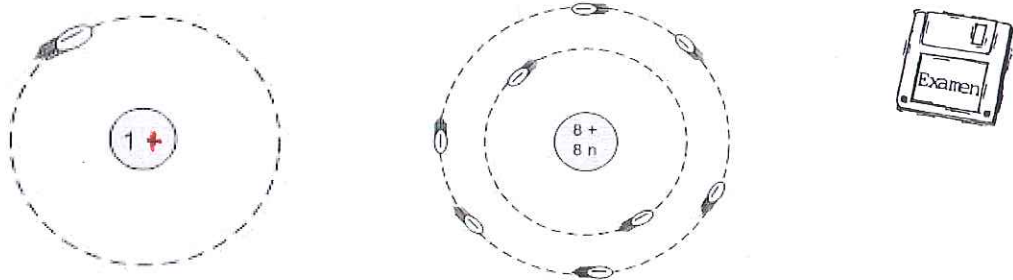
- ⇒ Todos los átomos del Hierro (Fe) tienen 26 protones por tanto su $Z=26$ (número atómico).
- ⇒ Todos los átomos del Oxígeno (O) tienen 8 protones por tanto su $Z=8$ (número atómico).

Por otro lado, como el átomo es Neutro en su conjunto, es decir no tiene carga eléctrica neta, el número de electrones (*carga negativa del átomo*) tendrá que ser necesariamente igual al número de protones (*carga positiva del átomo*). Por tanto,

• **NÚMERO ATÓMICO (Z) = número de protones = número de electrones**

Por ejemplo:

- El átomo de Hidrógeno (H) tiene 1 protones (p^+) por tanto tiene 1 Electrones (e^-).
- El átomo de Oxígeno (O) tiene 8 Protones (p^+) por tanto tiene 8 Electrones (e^-).



Fijaos como según el número de protones y electrones que tenga un átomo estamos hablando de un elemento u otro. Viendo estos dibujos pensarás que nos hemos olvidado de los **Neutrones** que deberían aparecer en el núcleo, pero resulta que, como veremos ahora, éstos no influyen en la diferenciación de los átomos, es decir, no hacen diferentes a 2 átomos su número de neutrones.

3.- LOS ISÓTOPOS.

¿Por qué los neutrones no se utilizan para diferenciar los átomos?

El **Núcleo** es muy pequeño comparado con el tamaño del átomo y es donde se encuentra concentrada toda su masa, por lo que la densidad del núcleo es muy grande.

La masa del átomo dependerá de la suma del número de protones (**Número Atómico Z**) y del número de neutrones **N** que tenga en su núcleo.

Esta suma se llama **Número Másico** y se representa por la letra **A**. Por tanto,

• **NÚMERO MÁSCICO (A) = número de protones (Z) + número de neutrones (N)**

Las propiedades de los elementos o compuestos dependen de la corteza del átomo, que es donde se encuentran los electrones. Por ello, el número de neutrones, que se encuentran en el núcleo, no hacen que un átomo sea distinto de otro.

2.- Completa la tabla siguiente:

ÁTOMOS	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES
Cloro (Z=17 ; A=36)	17	17	19
Plata (Z=47 ; A=108)	47	47	61
Potasio (Z=19 A=39)	19	19	20



3.- Se conocen tres isótopos del oxígeno (Z = 8) que son: 0-16, 0-17 y 0-18. ¿Cuántos neutrones tiene el átomo de cada uno de ellos?

$A = P + N$
 $N = A - P$

4.- Completa la tabla siguiente:

ÁTOMOS	Nº ATOM	Nº MÁSSICO	PROTONES	ELECTRONES	NEUTRONES
LITIO	3	7	3	3	4
POTASIO	19	39	19	19	20
NITROGENO	7	14	7	7	7
OXIGENO	8	16	8	8	8
CLORO	17	35	17	17	18



5.- Explica cómo están formados los átomos de los siguientes elementos:

- a) Azufre (Z = 16 A = 32) _____
 b) Fósforo (Z = 15 A = 31) _____
 c) Platino (Z = 78 A = 195) _____

6.- Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Los isótopos son átomos con diferente número de protones. _____
 b) Los isótopos son átomos del mismo elemento. _____
 c) Los isótopos son átomos con diferente masa. _____
 d) Los isótopos son átomos con el mismo número de protones y diferente número de neutrones. _____



7.- Identifica en la Tabla Periódica los elementos con Z igual a 4, 12 y 20.

a) Comenta si son metales o no metales.

b) ¿Qué tienen en común?

8.- Completa las frases siguientes:

- a) Cuando un átomo neutro pierde 1 electrón se transforma en un ión de carga _____ que se llama _____.
- b) Cuando un átomo neutro capta 1 electrón en su corteza se transforma en un ión de carga _____ que se llama _____.
- c) Un átomo neutro tiene igual número de _____ que de _____.



9.- Completa los datos de la tabla siguiente:

Elemento	Símbolo	Metal No Metal	Símbolo	Elemento	Metal No metal
Sodio	Na	metal	K	potasio	metal
Bromo			S		
Hierro			P		
Yodo			Sn		
Azufre			Al		
Cobalto			N		
Plomo			Cl		
Carbono			H		
Helio			Ca		

10.- Coloca las siguientes palabras en su definición correspondiente:

Protón, Neutrón, Electrón, Átomo, Cation, Anión, Metal, No Metal, Gas Noble, Isotopo

1. Están situados en la corteza del átomo.

2. El Argón es uno de ellos, ni gana ni pierde electrones.

3. Un elemento químico que tiende a ganar electrones en la última capa es un.

4. Todos los átomos de un mismo elemento químico tienen la misma cantidad y se encuentran en el núcleo.

5. Un átomo que ha perdido electrones es un ión.

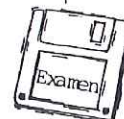
6. Son los elementos químicos situados a la izquierda de la tabla periódica.

7. Tienen la misma cantidad de protones pero distinta cantidad de neutrones.

8. Están situados en el núcleo pero no afectan a la carga del átomo.

9. Un átomo que ha ganado electrones es un ión.

10. Es la parte más pequeña de la materia sin que deje de ser ella misma.



4-. EL SISTEMA PERIÓDICO.

Hoy en día se conocen 118 elementos químicos diferentes de los cuales 74 son sólidos, 11 son gases, 5 son líquidos y los restantes son sintéticos, es decir no se encuentran en la naturaleza.

Los elementos químicos están formados por átomos que se representan por símbolos y aparecen ordenados y clasificados en una tabla llamada Tabla Periódica de los Elementos (TP).

Los átomos de los elementos se diferencian unos de otros por el número de protones (Z) que tienen en su núcleo.

En la tabla periódica los elementos aparecen colocados en orden creciente de su número atómico Z. La forma de la tabla se debe a que se han agrupado en 7 filas horizontales llamadas **periodos** y 18 columnas verticales llamadas **grupos**.

Los elementos formados por una configuración electrónica semejante se encuentran en el mismo grupo, y decimos que pertenecen a la misma familia. Tienen un comportamiento químico similar.

Los átomos de los elementos se representan de la siguiente manera en la tabla:

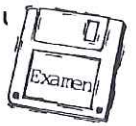


TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

PERIODO	GRUPO 1 IA												GRUPO 18 VIIIA						
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H 1,0079 HIÓGENO											He 4,0026 HELIO							
2	Li 6,941 LITIO	Be 9,0122 BERILIO											B 10,811 BORO	C 12,011 CARBONO	N 14,007 NITRÓGENO	O 15,999 OXÍGENO	F 18,998 FLUOR	Ne 20,180 NEÓN	
3	Na 22,990 SODIO	Mg 24,305 MAGNESIO											Al 26,982 ALUMINIO	Si 28,086 SILICIO	P 30,074 FÓSFORO	S 32,065 AZUFRE	Cl 35,453 CLORO	Ar 39,948 ARGÓN	
4	K 39,098 POTASIO	Ca 40,078 CALCIO	Sc 44,956 ESCANDIO	Ti 47,867 TITANIO	V 50,942 VANADIO	Cr 51,996 CROMO	Mn 54,938 MANGANESO	Fe 55,845 HIERRO	Co 58,933 COBALTO	Ni 58,693 NÍQUEL	Cu 63,546 COBRE	Zn 65,38 ZINC	Ga 69,723 GALIO	Ge 72,64 GERMANIO	As 74,922 ARSENICO	Se 78,96 SELENIO	Br 79,904 BROMO	Kr 83,798 KRIPTÓN	
5	Rb 85,468 RUBIDIO	Sr 87,62 ESTRONCIO	Y 88,906 ITRIO	Zr 91,224 ZIRCONIO	Nb 92,906 NIOBIO	Mo 95,96 MOLIBDENO	Tc (98) TECNICIO	Ru 101,07 RUTENIO	Rh 102,91 RODIO	Pd 106,42 PALADIO	Ag 107,87 PLATA	Cd 112,41 CADMIO	In 114,82 INDIO	Sn 118,71 ESTAÑO	Sb 121,76 ANTIMONIO	Te 127,60 TELURO	I 126,90 YODO	Xe 131,29 XENÓN	
6	Cs 132,91 CESIO	Ba 137,33 BARIO	La-Lu Lantánidos		Hf 178,48 HAFNIO	Ta 180,95 TANTALO	W 183,84 WOLFRAMO	Re 186,21 RENIÓ	Os 190,23 OSMIO	Ir 192,22 IRIDIO	Pt 195,08 PLATINO	Au 196,97 ORO	Hg 200,59 MERCURIO	Tl 204,38 TALIO	Pb 207,2 PLOMBO	Bi 208,98 BISMUTO	Po (209) POLONIO	At (210) ASTATO	Rn (222) RADÓN
7	Fr (223) FRANCIO	Ra (226) RADIO	Ac-Lr Actínidos		Rf (261) RUFENIO	Db (268) DUBNIO	Sg (271) SEABORGIO	Bh (277) BOHRIO	Hs (285) HASSIO	Mt (288) MEITNERIO	Ds (291) DARMSTADTIO	Rg (293) ROSGENIO	Cn (295) COOPERFENIO						
LANTANÍDOS																			
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71					
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
LANTANIO	CERIO	PRASEODIMIO	NEODIMIO	PROMETIO	SAMARIO	EUROPIO	GADOLINIO	TERBIO	DISPROSIO	HOLMIO	ERBIO	TULIO	YTERBIO	LUTECIO					
ACTÍNIDOS																			
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					
ACTINIO	TORIO	PROTACTINIO	URANIO	NEPTUNIO	PLUTONIO	AMERICIO	CURIO	BERKELIO	CALIFORNIO	ENSTENIO	FERMIO	MENDELEVIO	NOBELIO	LAWRENCIO					

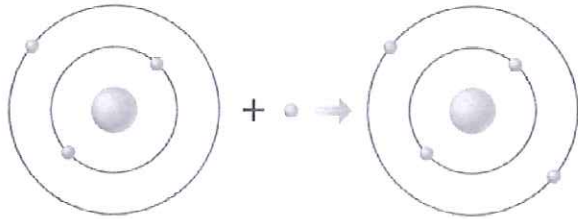
Los elementos, según las propiedades que presentan, suelen clasificarse en cuatro grandes grupos:

1. **Los Metales:** Son la mayoría y se encuentran colocados hacia la izquierda de la tabla. Los átomos metálicos tienden a perder electrones de su última capa y formar iones positivos llamados cationes. Los átomos de los que están formados los metales se unen unos a otros mediante un enlace químico que se llama **Enlace Metálico**, formando estructuras tridimensionales muy compactas como la del hierro. Los metales tienen las siguientes propiedades (Tema 1):

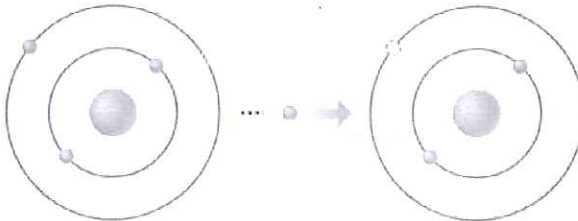
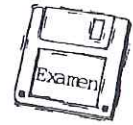


Sustancias iónicas. El **Enlace iónico** se produce entre un metal y un no metal donde la transferencia de electrones van del metal al no metal.

Veamos el ejemplo:



IÓN DE CARGA NEGATIVA: ANIÓN
ÁTOMO NEUTRO + ELECTRÓN

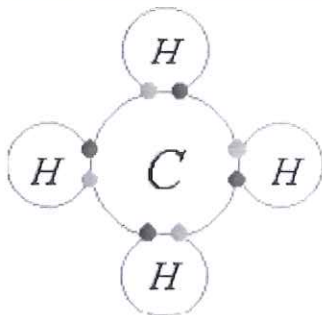


IÓN DE CARGA POSITIVA: CATION
ÁTOMO NEUTRO - ELECTRÓN

5.- LOS ELEMENTOS Y LOS COMPUESTOS.

Los elementos que encontramos en la tabla periódica se denominan **sustancias puras**, y son las más simples que podamos encontrar y por ello no pueden descomponerse en otras más sencillas. Los **elementos químicos** están formados por una sola clase de átomos y se combinan para formar **compuestos**. Los compuestos se representan con fórmulas que indican los átomos que los forman y su cantidad.

Los compuestos de los átomos pueden unirse a través de enlaces covalentes y formar **moléculas** entonces se denominan **Compuestos Moleculares**. Por lo general, están formados por elementos no metálicos y son binarios, es decir formado por 2 elementos.



Ejemplo: METANO.

Es un **Compuesto Molecular** que está formado por los elementos de hidrógeno y carbono.

Fórmula: **CH₄**

Tipo de Enlace: **COVALENTE.**

Podemos ver en el ejemplo del metano como los compuestos se escriben con fórmulas representando el símbolo de los elementos y unos subíndices que indica la cantidad que hay de cada uno de ellos.

A la hora de escribir las fórmulas o al contrario escribir el nombre de la sustancia, es importante conocer algunas reglas de nomenclatura como:

⇒ Primero se nombra el **segundo elemento** de la fórmula agregando el sufijo **-uro** y después el nombre del primer elemento. Por ejemplo:

- **HBr** → Bromuro de hidrógeno.



- NaCl → Cloruro Sódico.
- HCl → Cloruro de hidrógeno.
- CaCl_2 → Cloruro de calcio.

⇒ Es común que un par de elementos formen diversos compuestos. En estos casos se utilizan los prefijos que muestran el número de átomos del segundo elemento. Por ejemplo:



- CO → Monóxido de carbono.
- CO_2 → Dióxido de carbono.
- N_2O_4 → Tetróxido de dinitrógeno.

⇒ Algunos otros compuestos tienen nombres de uso común:



- H_2O_2 → Agua oxigenada.
- NH_3 → Amoníaco.
- CaO → Cal viva.

Ejercicios

11.- Observa estas fórmulas: CH_4 , Zn , Fe , Cu , H_2O_2 , AlCl_3 , S

a) Separa si la sustancia es un elemento o un compuesto.

- Elementos → Zn , Fe , Cu , S
- Compuestos → CH_4 , H_2O_2 , AlCl_3

b) En el caso de los compuestos, nombra los elementos que los forman.



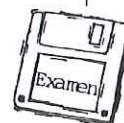
12.- Se analiza una muestra de aire y se encuentran en ella los siguientes gases: N_2 ; O_2 ; CO_2 ; Ar ; SO_2 ; N_2O_2 ; P_4 . Indica cuáles son:

- Sustancias simples (elementos): N_2 , O_2 , Ar , P_4
- Sustancias compuestas (compuestos): CO_2 , SO_2 , N_2O_2



13.- Une con flechas las siguientes sustancias y las correspondientes propiedades:

Fe	Ácido clorhídrico.
NaCl	Es el único metal que se encuentra en estado líquido.
CO_2	Agua oxigenada.
HF	Es conductor de la electricidad.
O_2	Fluoruro de hidrógeno.
Hg	H_2S (ac)
HCl (ac)	CaO
Oxido de calcio	Es soluble en agua.
Ácido sulfhídrico	Es gas a temperatura ambiente.
H_2O_2	Se encuentra en estado gaseoso a temperatura ambiente.



6-. LAS REACCIONES QUÍMICAS.

Como habrás observado en numerosas ocasiones, toda la materia que nos rodea está experimentando cambios y transformaciones continuamente.

A veces se trata de cambios físicos como por ejemplo el movimiento de los cuerpos, la rotura de algún objeto o los cambios de estado. Y en otras ocasiones se producen los cambios químicos como la oxidación de una verja de hierro, la quema de rastrojos o la fermentación de la leche.



Los **cambios químicos**, se llaman también **Reacciones químicas**, y se caracterizan por la transformación de una o más sustancias en otras sustancias diferentes en composición, estructura y propiedades.

El estudio de las reacciones químicas experimentó un giro espectacular a partir de los descubrimientos de **Lavoisier** hacia finales del siglo XVIII.

Hasta entonces no se tenía nada claro qué ocurría con la masa en las reacciones químicas, en ocasiones había una disminución o pérdida, como ocurre en todas las combustiones, mientras que en otras se notaba un aumento de la misma, como ocurre en la oxidación de los metales.

Antoine Lavoisier tuvo la idea de contar con los gases y por ello realizó las reacciones químicas en un recipiente cerrado, de manera que los gases que forman la reacción no podían escaparse. Además empleó la balanza para la medida de las masas de las sustancias que reaccionaban y las de los productos que se obtenían.

Con estos experimentos Lavoisier en 1798 anunció la **Ley de la Conservación de la Masa**, que dice:

"En toda reacción química, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos."

Así por ejemplo:



MASA DE LOS REACTIVOS = MASA DE LOS PRODUCTOS

Masa de los REACTIVOS = $2 + 16 = 18 \text{ g}$

Masa de los PRODUCTOS = 18 g



Como puedes ver en este ejemplo las sustancias de las que se parte o **sustancias iniciales** de una reacción se llaman **Reactivos**, y las **sustancias nuevas** que aparecen después de la transformación se llaman **Productos**.

Además hay que saber que en las reacciones químicas se producen cambios energéticos que permiten la clasificación de las reacciones químicas en dos tipos:

1. **Reacciones Exotérmicas:** que son aquellas reacciones en las que **se desprende** energía en forma de luz, calor, sonido o corriente eléctrica, etc. Por ejemplo, si se mezcla hidrógeno gas con oxígeno gas reaccionan vigorosamente para formar agua en estado de vapor, desprendiéndose gran cantidad de energía en forma de calor, que se aprovecha en un tipo de soplete para hacer soldadura.



2. **Reacciones Endotérmicas:** que son aquellas reacciones en las que **se produce** con absorción de energía, aplicando calor, luz, una corriente eléctrica, etc. Por ejemplo, al calentar óxido de mercurio (sólido de color rojo-pardo) se observa que se forma mercurio y se desprende un gas que es oxígeno.



La mayoría de las veces cuando se produce una reacción química se observan cambios como desprendimiento de gases, cambios de temperatura, formación o desaparición de sólidos, cambios de color,... etc. que son indicativos de que se está produciendo un cambio químico.

Tipos de reacciones químicas.

Las reacciones químicas se clasifican en los siguientes tipos:



⇒ **Reacciones de descomposición:** cuando una sustancia química se **transforma en dos o más sustancias más sencillas.**



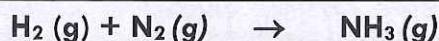
- **Por ejemplo:** Carbonato de calcio → óxido de calcio + dióxido de carbono.



⇒ **Reacciones de síntesis:** se utilizan para preparar compuestos a partir de sus **elementos constituyentes.**



- **Por ejemplo:** Hidrógeno + nitrógeno → Amoniaco.



⇒ **Reacciones de combustión:** cuando **una sustancia se quema en presencia de oxígeno se desprende dióxido de carbono, agua y energía en forma de luz y calor.** El objetivo principal de estas reacciones es la obtención y aprovechamiento de la energía que se desprende.



- **Por ejemplo:** Carbono + Oxígeno → Dióxido de carbono + agua

⇒ **Reacciones ácido-base (Neutralización):** cuando una sustancia ácida se une a una sustancia básica según su pH. Veamos las propiedades de los ácidos y las bases:

Propiedades de los ácidos: **pH menor de 7.**

- Sabor agrio o ácido.
- Reaccionan con metales desprendiendo H_2 gas.
- Reaccionan con mármol desprendiendo CO_2 .
- Forman disoluciones conductoras.

Propiedades de las bases: **pH mayor de 7.**

- Sabor amargo.
- Forman disoluciones conductoras.
- Anulan las propiedades de los ácidos.

Cuando reaccionan un ácido y una base en las cantidades apropiadas, se obtiene una disolución en la que ya no se aprecian ni propiedades básicas ni ácidas, tendrá pH 7 y el resultado es el siguiente siempre: **Ácido + Base → Sal + Agua**

- **Por ejemplo:** Ácido clorhídrico + Hidróxido de sodio → cloruro de sodio + agua

