



INSTITUTO DE ENSEÑANZA SECUNDARIA
CLARA CAMPOAMOR

FÍSICA Y QUÍMICA
3º de E.S.O.

Curso 2007-2008

1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ÁTOMOS Y MOLÉCULAS.

1.1. DE DEMÓCRITO A DALTON. UNA VISIÓN HISTÓRICA.-

¿Hasta dónde podemos dividir una sustancia?

Tomamos un terrón de azúcar y lo partimos por la mitad. Elegimos una de las dos mitades y volvemos a partirla por la mitad. Suponiendo que pudiéramos seguir repitiendo esta operación indefinidamente (dividir en dos mitades, elegir una), ¿crees que llegaría un momento que el trocito que obtuviéramos ya no fuera azúcar?, es decir, ¿existiría una unidad mínima de azúcar?

Actividad A: ¿Qué opinas al respecto?

Demócrito (460 AC - 370 AC), filósofo griego fue el primero en pensar que la materia estaba constituida por partículas indivisibles a las que llamó “átomos” (que significa precisamente indivisible). Entonces no había métodos para poder demostrar su existencia, así que simplemente postuló dicha hipótesis. Tampoco diferenció entre átomos y moléculas. Pensaba que existían átomos de cada tipo de sustancia. Esta teoría era contraria a la imperante en el momento denominada de los cuatro elementos (tierra, aire, agua y fuego) que concebía cada sustancia como una mezcla particular de estos cuatro elementos.

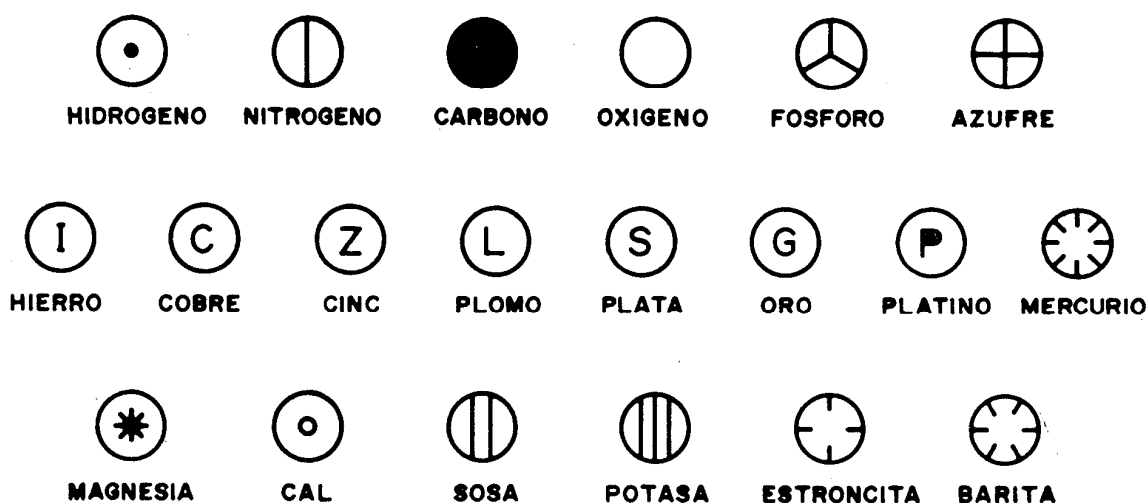
Pero durante muchos siglos los científicos no pudieron demostrar la existencia de los átomos. Hasta que en 1808, Dalton, químico inglés, publicó su libro “Un nuevo sistema de Filosofía Química”. En él expone su teoría sobre la constitución de la materia, que se basa en tres postulados:



JOHN DALTON

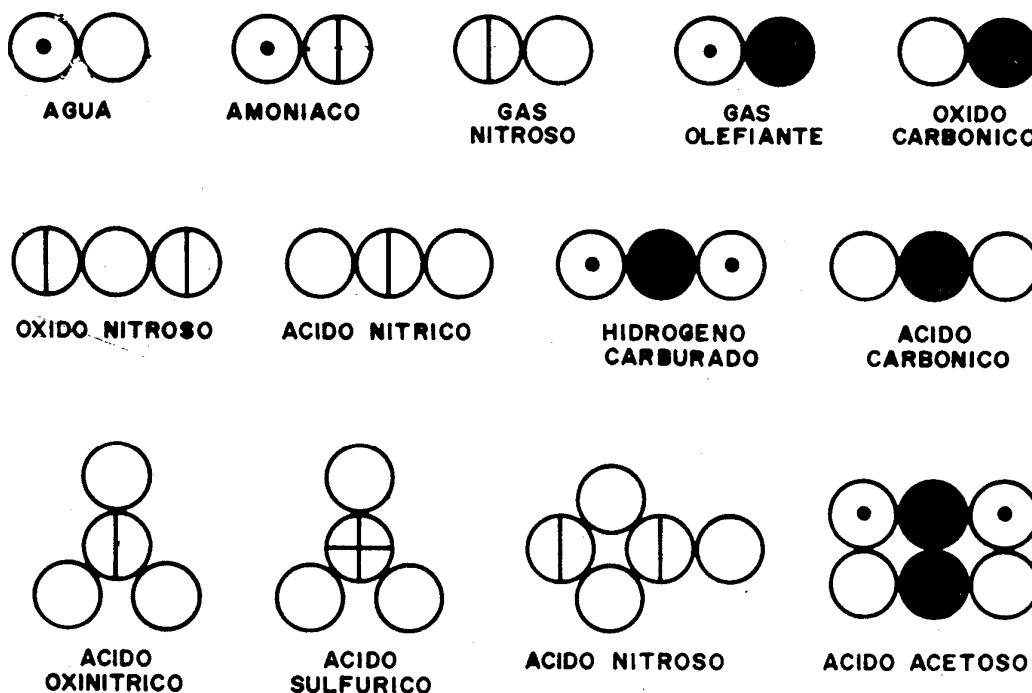
- 1.- Cada elemento químico está formado por partículas diminutas e indivisibles llamadas átomos. Dichos átomos permanecen inalterados en el proceso químico, es decir, son inmutables: no se pueden transformar unos en otros.
- 2.- Los átomos de un elemento tienen todos igual masa y las mismas propiedades; sin embargo, son distintos de los átomos de cualquier otro elemento.
- 3.- Los compuestos químicos están formados por uniones de átomos de “distintos” elementos que se llaman moléculas. La proporción numérica entre ellos es simple y constante. (Los elementos también pueden formar moléculas de dos o más átomos “iguales”).

ELEMENTOS



Diferentes elementos y su representación en la época de Dalton.

COMPUESTOS



Algunas moléculas de la época de Dalton

Estos postulados definen un modelo para la materia. Los elementos químicos son sustancias formadas por moléculas con un sólo tipo de átomos (aunque puede haber varios átomos iguales) y los compuestos son agrupaciones sencillas de átomos de distintos elementos.

Con los postulados de Dalton aparece un rechazo a la idea de continuidad en la materia, introduciendo el concepto de discontinuidad atómica. Contestar ahora la pregunta inicial es fácil, ya que conocemos el tamaño de los átomos: serían necesarios unos 90 cortes sucesivos para aislar a una sola partícula o molécula de azúcar. En realidad, ello no es posible, debido al pequeño tamaño de ésta y a la falta de herramientas para realizar un corte tan fino.

1.1.1. Símbolos, moléculas y fórmulas.

Actualmente, se utilizan los “**símbolos**” formados por una o dos letras para representar los diferentes tipos de átomos (elementos). En la Tabla Periódica vienen reflejados los símbolos de todos los elementos conocidos en la actualidad. Algunos de ellos son, por ejemplo: H (Hidrógeno), O (Oxígeno), N (Nitrógeno), C (Carbono), S (Azufre), Na (Sodio).

Molécula es la unidad fundamental de cualquier sustancia pura. Todas las moléculas de una misma sustancia pura son iguales entre sí.

Las moléculas están formadas por la unión de varios átomos.

- Si son iguales entre sí: Forman los **elementos**.
- Si son distintos: Forman los **compuestos**.

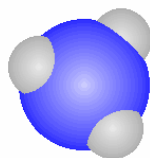
Para representar las moléculas tampoco se acude a pintar “bolas” como hacía Dalton, sino que se utilizan las “**fórmulas**”, en las que **se escriben los símbolos de los elementos** presentes en la molécula **y detrás un subíndice que indica el número de átomos de ese tipo que hay por molécula**.

Ejemplo:

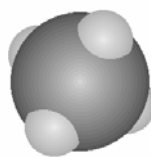
DIFERENTES MOLÉCULAS Y SUS FÓRMULAS



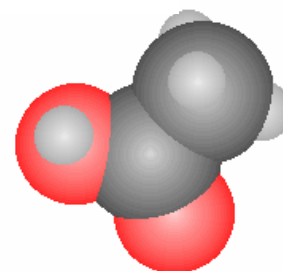
Agua
 H_2O



amoníaco
 NH_3



metano
 CH_4



ácido acético
 $C_2H_4O_2$

H_2O es la conocidísima fórmula del agua. En cada molécula existen 2 átomos de Hidrógeno (H) y 1 de Oxígeno (O).

H_2SO_4 es la fórmula del ácido sulfúrico. En cada molécula hay 2 átomos de Hidrógeno (H), 1 de Azufre (S) y 4 de Oxígeno (O).

Actividad B: a) ¿Cual sería la fórmula del carbonato de sodio, molécula compuesta por 2 átomos de sodio (Na), 1 átomo de carbono (C) y tres de oxígeno?; y la del ácido sulfúrico (1 átomo de azufre (S), 4 átomos de oxígeno (O) y dos de hidrógeno b) Dibujas las moléculas al estilo de Dalton.

Actividad C: Pon el nombre de los siguientes elementos **esta lista de nombres y símbolos es la que deberás aprender de memoria.**

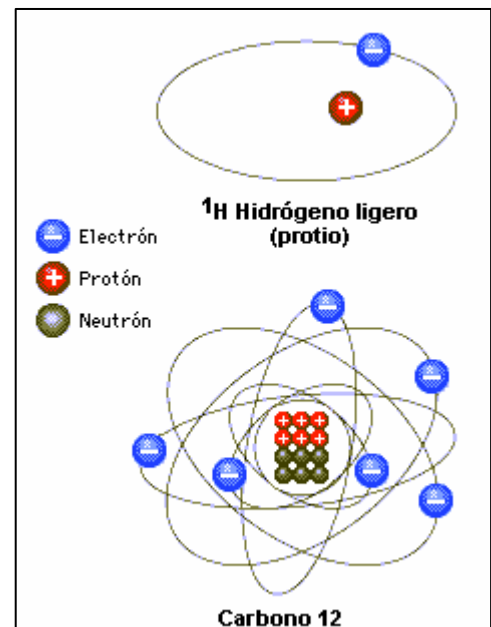
H	Li	Na	K	Rb
Cs	Be	Mg	Ca	Sr
Ba	Cr	Mn	Fe	Co
Ni	Pt	Cu	Ag	Au
Zn	Hg	B	Al	C
Si	Sn	Pb	N	P
As	Sb	O	S	Se
Te	F	Cl	Br	I

1.2. ESTRUCTURA ATÓMICA.

El átomo de Cloro es distinto del de Sodio; pero, ¿en qué se diferencia un átomo de otro?

Cada átomo se parece a un sistema solar en miniatura, con una zona central o **Núcleo ocupado por protones y neutrones** y una zona a su alrededor o **corteza donde se encuentran los electrones** en diferentes capas.

Unos elementos se diferencian de otros porque sus átomos tienen distinto número de protones, (aunque también puede variar el número de electrones y de neutrones). Así, por ejemplo, todos los átomos de hidrógeno (H) tienen 1 sólo protón, todos los de carbono tienen 6 protones, los de cloro (Cl) tienen 17 protones y los de sodio (Na) tienen 11 protones.



Átomos de hidrógeno y carbono

- Los **protones** son partículas de masa muy pequeña ($1 \text{ U.M.A.} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$) y con carga eléctrica positiva.
- Los **neutrones** no tienen carga (son neutros) y su masa es similar a la del protón.
- Los **electrones** poseen una carga eléctrica negativa y su masa es aún mucho menor que la de protones y neutrones (en la práctica se considera despreciable).

La carga eléctrica de protones y electrones es la misma, sólo que de diferente signo, de forma que los **átomos neutros (sin carga) tienen el mismo número de protones que de electrones.**

Actividad D: a) Dibuja un átomo con 4 protones, 5 neutrones y 4 electrones. b) ¿Cual será su masa? c) ¿y su carga?

Actividad E: a) Dibuja un átomo con 8 protones, 10 neutrones y 10 electrones. b) ¿Cual será su masa? c) ¿y su carga?

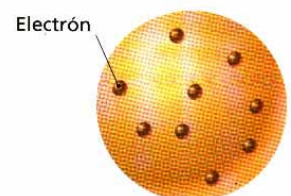
1.3. MODELOS ATÓMICOS.

La forma en la que nos imaginamos el átomo ha ido cambiando a lo largo de la historia. A esta representación mental es lo que se conoce como modelo atómico. Los modelos tienen que explicar las propiedades y los experimentos que se hacen con los átomos. Como se han descubierto nuevas características y se han hecho nuevos experimentos se ha visto necesario cambiar el modelo para que éste intenten adecuarse a dichas novedades.

Una vez demostrada su existencia por Dalton, se suponía que los átomos eran esferas rígidas de diferente tamaño según el elemento del que se tratara. Pero según se han ido conociendo características ha habido que ir modificando el modelo.

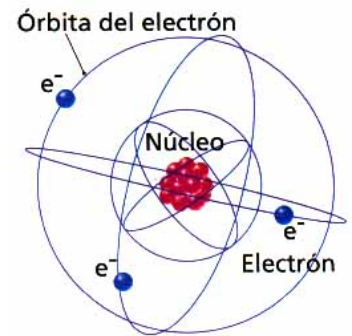
1.3.1. Modelo de Thomsom

Al descubrirse la electricidad, hubo que suponer que las partículas cargadas formaban parte de la materia, y por tanto, de todos los átomos. Así, Thomsom supuso que el átomo era una esfera cargada positivamente en la que estaban incrustados los electrones cargados negativamente.



1.3.2. Modelo de Rutherford.

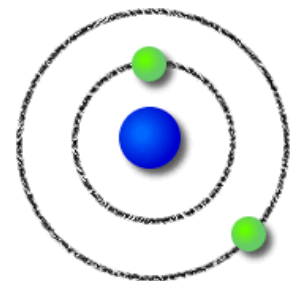
Cuando se supo que la materia es esencialmente hueca, Rutherford imaginó al átomo con casi toda la masa situada en un núcleo cargado positivamente, mientras los electrones negativos giraban en torno a éste.



1.3.3. Modelo de Bohr.

Otros experimentos, como el descubrimiento de los espectros atómicos, hicieron suponer a Bohr que los electrones, situados en la corteza, deberían estar situados por capas, con un número máximo de electrones en cada una de ellas, girando alrededor del núcleo.

Pues bien, se sabe que el número máximo de electrones que puede contener una capa es de $2n^2$, siendo “n” el número de la capa. Así, en la primera capa puede haber hasta 2 electrones, en la segunda hasta 8, en la tercera hasta 18... Este reparto de los electrones por capas tiene la limitación de que la última capa no puede contener más de 8 electrones (regla del OCTETO).



Por ejemplo, el Calcio (Ca) tiene 20 electrones distribuidos así: 2 electrones en la primera capa, 8 en la segunda, 8 en la tercera y 2 en la cuarta.

 Haz en el cuaderno los ejercicios 1 al 6, ambos incluidos.

1.4. NÚMERO ATÓMICO (Z).

El número de protones que tiene un elemento se denomina “**número atómico**”. Se representa por “Z” y también es igual al número de electrones que hay en la corteza de los átomos neutros. El número atómico es característico de cada elemento y según sea su valor el elemento se denominará con un nombre específico. En la Tabla Periódica los elementos están ordenados según su número atómico, de forma que si sabes el número atómico puedes consultar de qué elemento se trata, y viceversa.

$$\text{Número atómico (Z)} = \text{Número de protones.}$$

Por ejemplo, el número atómico del Hidrógeno (H) es “1” porque tiene 1 protón en su núcleo. El número atómico del sodio (Na) es “11” y el del Cloro (Cl) es “17” porque tienen 11 y 17 protones respectivamente.

Actividad F: ¿Cómo se llaman los elementos de las actividades D y E?

Actividad G: a) ¿Cómo están ordenados los elementos en la Tabla Periódica? b) Haz una lista de los nombres y símbolos de los elementos con números atómicos comprendidos entre 1 y 20.

1.5. NÚMERO MÁSCICO (A).

Es la suma del número de protones (Z) y del número de neutrones (N) que tiene el núcleo. Es, por tanto, **un número natural** (entero y positivo). Se representa por “A”. No debéis confundirlo con la masa atómica que viene en la Tabla Periódica.

$$A = Z + N$$

$$\text{Número másico} = N^{\circ} \text{ protones} + N^{\circ} \text{ neutrones}$$

Por tanto, el número de neutrones “N” de un átomo es “A – Z”. El número másico nos da idea de la masa de un átomo, ya que son los protones y neutrones las principales partículas subatómicas con masa significativa (los electrones a efectos prácticos los consideraremos sin masa).

La Unidad de Masa Atómica (UMA) es aproximadamente la masa de un protón o la masa de un neutrón (ambas masa muy parecidas), es decir, la masa de un átomo de Hidrógeno, ya que el átomo de Hidrógeno más abundante no tiene neutrones.

Actividad H: a) ¿Qué números másicos tendrán los átomos de las actividades D y E? b) ¿Cuántos neutrones tendrá un átomo de cloro cuyo número másico sea 37?

1.6. ISÓTOPOS.

Después de descubrirse la radiactividad se encontraron átomos que, aún teniendo el mismo número atómico que átomos ya conocidos (por lo que debían tratarse del mismo elemento), tenían, sin embargo, distinto número másico y, por lo tanto, distinta masa. Es decir, no todos los átomos de un mismo elemento son iguales. Existen átomos del mismo elemento que difieren en el número de neutrones del núcleo. A estos átomos se les llama "isótopos". Posteriormente, se descubrió que casi todos los elementos tenían más de un isótopo.

Por ejemplo, la mayor parte de los átomos del Carbono (C) tienen una masa atómica de 12 UMAs, es decir, tienen en su núcleo 6 protones y 6 neutrones. Sin embargo, existen átomos de Carbono que tienen 6 protones (por eso se siguen llamando Carbono) y 8 neutrones en el núcleo. En este caso, este átomo es un isótopo del Carbono que se denomina Carbono-14 y se representa por ^{14}C , que es radiactivo. El % de este isótopo en los materiales sirve para saber la antigüedad de éstos con bastante precisión.

- *Los isótopos de un mismo elemento tienen el mismo número atómico (Z), pero distinto número de neutrones (N) y, por lo tanto, distinto número másico (A).*

La masa atómica que viene en la Tabla Periódica no es sino una media ponderada (teniendo en cuenta los porcentajes) de las masas de cada uno de los isótopos que existen de dicho elemento.

Ejemplo:

De Hidrógeno existen tres isótopos cuyos números másicos son 1, 2 y 3, respectivamente. ¿Cuántos protones y neutrones tiene cada uno de dichos isótopos?

Si son isótopos de Hidrógeno, todos ellos tendrán $Z = 1$, es decir, todos tendrán 1 protón.

En cuanto al número de neutrones (N):

Isótopo 1: $N = A - Z = 1 - 1 = 0$ neutrones.

Isótopo 2: $N = A - Z = 2 - 1 = 1$ neutrones.

Isótopo 3: $N = A - Z = 3 - 1 = 2$ neutrones.

El isótopo 1 (el que tiene $A=1$) es el que existe en la naturaleza en más del 99 %.

Actividad I: ¿Cual serán los números másicos de tres isótopos del Uranio (U) que tienen 142, 143 y 146 neutrones respectivamente.

 Haz en el cuaderno los ejercicios desde el 7 al 13, ambos incluidos.

1.7. MASA ATÓMICA.

Si de cada elemento sólo existiera un isótopo, las masas atómicas de los mismos serían sus respectivos números másicos expresadas en UMAs, y por lo tanto, también serían números enteros como ocurre con el número atómico. Sin embargo, al existir varios isótopos de cada elemento y al estar todos mezclados y en cantidades desiguales, la masa atómica que se puede medir no es más que una media ponderada (teniendo en cuenta la proporción en que se encuentra cada uno) de las masas de los distintos isótopos.

Ejemplo:

¿Cual será la masa atómica del Cloro si sabemos que existen de él dos isótopos con 18 y 20 neutrones y que se encuentran en una proporción de un 77,5 % y un 23,5 % respectivamente?

Z para el cloro es 17, tal y como puedes ver en la Tabla Periódica. Los números másicos de los dos isótopos serán:

$$\text{Isótopo 1: } A = Z + N = 17 + 18 = 35$$

$$\text{Isótopo 2: } A = Z + N = 17 + 20 = 37$$

Masa atómica: $35 \text{ UMA} \times 0,775 + 37 \text{ UMA} \times 0,225 =$ **35,45 UMA**
que es el dato que aparece en la Tabla Periódica.

Es muy común utilizar masas atómicas relativas, que es las veces que la masa atómica del elemento es superior a la UMA. Viene determinado por el mismo número pero sin unidades. Así, la masa atómica relativa del cloro sería 35,45.

Habitualmente, suele predominar un isótopo, que es el que tiene el número másico más cercano a la masa atómica que aparece en la Tabla. Así, el isótopo mayoritario del hidrógeno es el 1 (^1H), del oxígeno es el 16 (^{16}O), del carbono el 12 (^{12}C)...

Actividad J: El magnesio tiene 3 isótopos estables: el ^{24}Mg mayoritario con un 78,6 %, el ^{25}Mg , con un 10,1 %, y el ^{26}Mg , con un 11,3 %, ¿Cuál será su masa atómica relativa?

Actividad K: Indica el número de protones, neutrones y electrones de los isótopos neutros más abundantes de los siguientes elementos: Fósforo, Níquel, Plata, Kriptón (Kr), Plomo.

1.8. IONES.

Ya hemos dicho que los átomos en estado normal son neutros, es decir, tienen el mismo número de protones y de electrones (cargas positivas y negativas). Sin embargo, en determinadas circunstancias los átomos pueden perder o ganar electrones, con lo que convierten en **átomos con carga o “iones”**, que pueden ser con carga negativa, si han adquirido algún electrón (“**aniones**”) o con carga positiva, si han perdido algún electrón (“**cationes**”).

Por ejemplo, el átomo de Sodio (Na) ($Z = 11$) en estado neutro tendrá 11 protones y 11 electrones. Cuando reacciona con otro elemento suele perder 1 electrón con lo que queda con 11 protones y 10 electrones, es decir, con una carga neta positiva. Se habrá formado el catión Sodio, que se representa normalmente como Na^+ .

Vemos, pues, que únicamente el número de protones (número atómico) es invariable en un elemento y es el responsable de su identificación.

Actividad L: a) ¿Cuántos electrones tendrán los siguientes iones: Ca^{2+} , Cl^- , Al^{3+} , O^{2-} .
b) Decide cuales de ellos son cationes y cuales aniones.

 Haz en el cuaderno los ejercicios desde el 14 al 18, ambos incluidos.

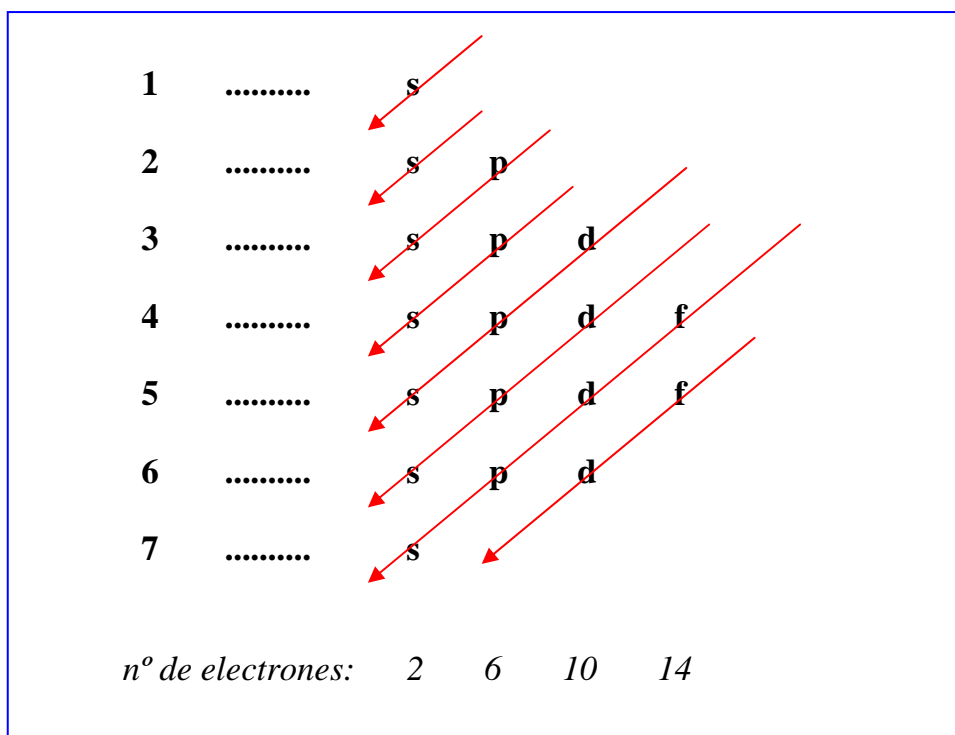
1.9. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. (NIVEL 2)

Ya sabemos que los electrones forman parte de la corteza del átomo. Éstos giran alrededor del núcleo formando capas con un número máximo de electrones por cada capa. Pues bien, el número máximo de electrones que puede contener una capa es de $2n^2$, siendo “n” el número de la capa. Así, en la primera capa puede haber hasta 2 electrones, en la segunda hasta 8, en la tercera hasta 18... Este reparto de los electrones por capas tiene la limitación de que la última capa no puede contener más de 8 electrones (regla del OCTETO).

Por ejemplo, el Calcio (Ca) tiene 20 electrones distribuidos así: 2 electrones en la primera capa, 8 en la segunda, 8 en la tercera y 2 en la cuarta. Sin embargo, la distribución de los electrones por capas no suele ser tan simple. Existen también subcapas dentro de las capas que se entremezclan entre unos niveles y otros, lo que obliga a seguir unas reglas a la hora de situar los electrones.

En la primera capa sólo existe un nivel (**“s”**) en el que caben dos electrones. La segunda capa contiene 2 niveles: uno **“s”** similar al de la primera capa (con cabida para 2 electrones) y uno **“p”** en el que caben 6 electrones, es decir, en total 8 electrones tal y como habíamos adelantado. En la tercera hay un nivel **“s”** (2 electrones), uno **“p”** (6 electrones) y uno **“d”** (10 electrones): en total 18 electrones. Y así sucesivamente, la cuarta capa tiene además un subnivel **“f”** (14 electrones)...

Pero a la hora de llenarse de electrones los átomos, llenan primero el nivel **4s** que el **3d** (si no, no se cumpliría la regla del OCTETO); igualmente ocurre en muchos más casos, por lo que conviene guiarse por el esquema de flechas siguiente que marca la prioridad en el llenado de electrones.



Fíjate que en la quinta capa no hemos añadido un nivel más. No es que no exista. Lo que pasa es que no hay átomo que tenga tantos electrones como para llenarlo, ya que se tendrían que llenar antes los niveles **“s”**, **“p”** y **“d”** de la sexta capa y el **“s”** de la séptima.

El orden de llenado de orbitales es pues: 1s → 2s → 2p → 3s → 3p → 4s → 3d → 4p → 5s → 4d → 5p → 6s → 4f → 5d → 6p → 7s → 5f → 6d ...

Ejemplo:

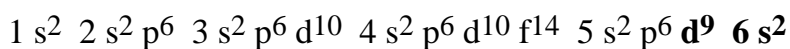
¿Cómo será la configuración electrónica del Oro (Au)?.

Lo primero es mirar en la Tabla Periódica y ver que su número atómico es 79. Eso significa que tiene 79 protones, y que en estado neutro debe tener también 79 electrones. Ahora procederemos a irlos colocando siguiendo el diagrama de las flechas hasta que sumen 79:

1s (2 electrones), 2s (2 electrones), 2p (6 electrones), 3s (2), 3p (6), 4s (2), 3d (10), 4p (6), 5s (2), 4d (10), 5p (6), 6s (2), 4f (14), 5d (9)

Vemos que, aunque en el nivel 5d cabrían 10 electrones (como en todos los “d”), ya sólo le restaban 9 para completar los 79 electrones de que disponía.

Normalmente, la configuración electrónica se representaría así:



Actividad M: Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos neutros e iones:

P
Ni
Ag
Kr
Pb
Ca²⁺
Cl⁻
Al³⁺
O²⁻



Haz en el cuaderno los ejercicios desde el 19 al 21, ambos incluidos.

1.10. LA TABLA PERIÓDICA.-

En los comienzos del siglo XIX algunos químicos estudiaron las propiedades de los elementos conocidos. Se dieron cuenta que había conjuntos de elementos que tenían propiedades químicas y físicas parecidas.

El ruso Mendelejev y el alemán Meyer, en 1870, publicaron su Tabla Periódica. Ordenaron todos los elementos químicos conocidos en la época (63 en total) en orden creciente de su masa atómica y los distribuyeron en filas y columnas. En dicha tabla los elementos de la misma columna tenían las mismas propiedades. El sistema

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ru = 104,4	Ir = 198
			Ni = Co = 59	Pd = 106,6	Os = 199
			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
			Zn = 65,2	Cd = 112	
			? = 68	Ur = 116	Au = 197?
			? = 70	Sn = 118	
			As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
			Se = 69,4	Te = 128?	
			Br = 80	J = 127	
			Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
			Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
			? = 45		
			?Er = 56	La = 94	
			?Yt = 60	Di = 95	
			?In = 75,6	Th = 118?	
H = 1					
	Be = 9,4	Mg = 24			
	B = 11	Al = 27,4			
	C = 12	Si = 28			
	N = 14	P = 31			
	O = 16	S = 32			
	F = 19	Cl = 35,5			
Li = 7	Na = 23	K = 39			
		Ca = 40			

Tabla periódica de Mendeleiev

funcionaba pero presentaba ciertas excepciones, pues había que colocar determinados elementos en orden distinto al de su masa atómica para que estuvieran situados en las columnas que sus propiedades les adjudicaban.

Por fin, en 1903, el joven físico inglés Moseley, cuando ya se conocía la estructura interna del átomo, introdujo como criterio de clasificación el número atómico "Z". Así se salvaron las irregularidades de la tabla anterior.

“La Tabla Periódica actual ordena los elementos en orden creciente de su número atómico”.

1.10.1. Grupos y periodos.

Según va aumentando el número atómico (Z), en los sucesivos elementos que constituyen la Tabla Periódica, también va aumentando el número de electrones que constituyen la corteza del átomo para igualar su número al de protones ya que todos los átomos en estado elemental son neutros.

- **Periodo:** Está constituido por los elementos que ocupan una misma fila del Sistema Periódico.

- **Grupo:** Está constituido por los elementos que ocupan una misma columna del Sistema Periódico.

Todos los elementos de un periodo tienen el mismo número de capas de electrones. Los elementos del periodo 1 (H, He) tienen una sola capa, los del periodo 2 (Li, Be, B, C...) tienen dos capas y así sucesivamente.

Los elementos de un mismo grupo poseen propiedades químicas semejantes y tienen el mismo número de electrones en su capa externa. Por ejemplo, los elementos del grupo 17 (halógenos) tienen 7 electrones en su capa externa (F, Cl, Br, I).

Los grupos intermedios (del 3 al 12) corresponden a los elementos de transición. Éstos no presentan con claridad propiedades análogas.

El Hidrógeno (H) no sigue estrictamente las propiedades de ningún grupo. Por eso se le debe situar por separado del resto de los elementos de la tabla.

1.10.2. Metales, no-metales y gases nobles.

En el lado izquierdo de la Tabla y en el centro (grupos 1 al 14) se encuentran los elementos que llamamos “**metales**”, a excepción de B, C y Si, que son “no-metales”. Todos ellos tienen unas características propias: brillo metálico, conductividad...

Siguiendo la Tabla Periódica hacia la derecha y hacia arriba nos encontramos con elementos que progresivamente van perdiendo el carácter metálico y se les denomina “**no metales**”(grupos 14 al 17).

Todos los elementos del último grupo (grupo 18) tienen completa la última capa: El Helio (He), como sólo posee una capa, tiene 2 electrones en ella y el resto (Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) tienen 8 electrones. A esta configuración electrónica completa se atribuye su nula actividad química: estos elementos no se combinan en condiciones habituales de laboratorio con ningún otro elemento químico. Por eso se llaman “**gases nobles**”.

Actividad N: Escribe el símbolo de todos los elementos: **a)** del periodo 4. **b)** del grupo 2.

Actividad Ñ: Clasifica los siguientes elementos: Ca, N, O, Ne, Fe, Be, Se, He, Mn, F, Kr según sean metales, no-metales o gases nobles.

Actividad O: Identifica las parejas de elementos dentro de la Tabla Periódica que no están colocados en orden creciente de masa atómica.

 Haz en el cuaderno los ejercicios 22, 23 y 24.

1.11. MASA MOLECULAR.

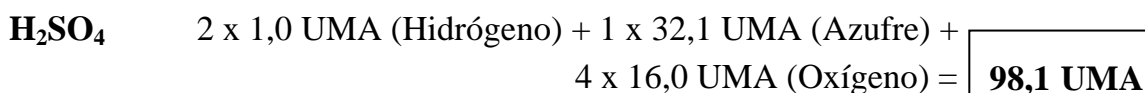
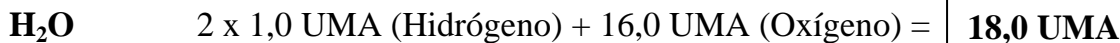
Es la masa total de una molécula. Se representa con la letra “M”. Se miden en U.M.A. (unidades de masa atómica) que suele representarse como “u”.

¿Cómo se calcula la masa de una molécula (**masa molecular**)?

Pues sumando la masa de todos los átomos que intervienen en ella al igual que hacía Dalton. Para ello, utilizaremos las masas atómicas que vienen en la Tabla Periódica.

Ejemplo:

Vamos a calcular las masas moleculares de los dos compuestos vistos en el ejemplo anterior.



Al igual que ocurre con la masa atómica, también suele utilizarse la masa atómica relativa, expresada por el mismo número pero sin unidades. Así, la masa molecular relativa del agua es 18,0 y al del ácido sulfúrico 98,1.

Actividad P: Utilizando las masas de la Tabla Periódica calcula la masa molecular de las siguientes moléculas:

SO₂:

NH₃:

CaCO₃:

H₃PO₄:

AlCl₃.

 Haz en el cuaderno los ejercicios 25 y 26.

AUTOEVALUACIÓN 1.1.

- B-1.** Explica con tus propias palabras los principales postulados que constituyen la teoría atómica de Dalton.
- B-2.** *a)* Nombra los siguientes elementos: H, Na, Cl, Co y Cu. *b)* Escribe el símbolo de los siguientes elementos: azufre, manganeso, yodo, aluminio y carbono.
- B-3.** ¿Puede haber dos elementos distintos con el mismo número atómico? Razona la respuesta.
- B-4.** ¿En que se diferencian número másico de masa atómica?
- B-5.** *a)* ¿Qué es un isótopo? *b)* ¿Qué es un ion? *c)* ¿Qué tipos de iones puede haber?
- B-6.** ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tienen los siguientes átomos neutros e iones (usa el isótopo que esté en mayor proporción): B, Ca^{2+} , Br^- y Ag. **b) 2** Escribe la configuración electrónica de dicho átomos neutros e iones.
- B-7.** *a)* Escribe todos los elementos del periodo del Ca. *b)* Escribe todos los elementos del grupo 15. *c)* Di cuales de ellos (apartados a) y b)) son metales, cuales no metales y cuales gases nobles.
- B-8.** Calcula la masa molecular de las siguientes sustancias químicas: N_2 , NH_3 , CaCO_3 y $\text{Al}(\text{OH})_3$.

1.12. ENLACES QUÍMICOS.-

Existen muchos tipos de sustancias con propiedades muy diferentes. La mayoría están conformadas por moléculas que se obtienen de la unión de los distintos tipos de átomos de la Tabla Periódica. Sólo los gases nobles presentan moléculas con un sólo átomo pues éstos no presentan ninguna tendencia a combinarse con otros átomos (ni siquiera con ellos mismos). Pero, ¿por qué se unen los átomos para formar moléculas y en una proporción determinada y no se quedan aislados o se unen en proporciones diferentes?

La razón es que todos los átomos buscan conseguir el estado de menor energía, lo que les da una mayor estabilidad. Y esto se consigue cuando se tiene una estructura electrónica similar a la que tienen los gases nobles, es decir, con la última capa completa (8 electrones: los 2 del orbital “s” y los 6 de los orbitales “p”).

Según sea la forma en que los átomos consiguen obtener 8 electrones en su última capa (regla del octeto), así será el tipo de enlace. A continuación, vamos a ver las características principales de los diferentes tipos de enlace interatómicos.

1.12.1. Enlace iónico.-

- *Se da siempre entre un átomo metálico y uno no metálico.*

Los metales tienen pocos electrones en su última capa (cuatro o menos) y pueden perder éstos con relativa facilidad (con poca energía). Por el contrario, los no-metales tienen la última capa casi llena de electrones (cuatro o más) y son los candidatos idóneos para capturar electrones.

Cuando un metal y un no-metal se unan, el metal cederá los electrones de su última capa al no metal convirtiéndose ambos átomos en “**iones**”, el metal en “**catión**” (cargado positivamente) y el no metal en “**anión**” (cargado negativamente).

- *El número de electrones cedidos o capturados por un átomo es lo que se conoce como “**valencia iónica**”.*

Los metales tienen valencia iónica positiva pues forman iones positivos al perder electrones. Los no-metales, en cambio, tienen valencia iónica negativa pues forman iones negativos al ganar electrones.

Actividad Q: ¿Qué es un catión?. ¿Cómo se forma? Pon algún ejemplo.

Actividad R: ¿Qué condición debe cumplirse para que pueda producirse un enlace iónico?

Actividad S: ¿Por qué los gases nobles no forman enlaces iónicos?

Actividad T: a) ¿Qué es valencia iónica? b) ¿Cuál es valencia iónica de los siguientes elementos: Li, S, Br y Ca?



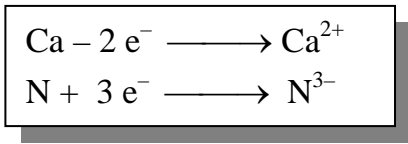
Haz en el cuaderno el ejercicio 27.

1.12.1.1. Reacciones de ionización ②

Cuando un átomo pierde (metal) o gana (no-metal) electrones se produce una “**reacción de ionización**”.

Ejemplo:

Escribir las reacciones de ionización del Ca (grupo 2) y del N (grupo 15).



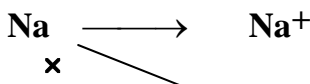
Actividad U: Escribe las reacciones de ionización de los citados elementos Li, S, Br y Ca.

Ejemplo:

Veamos cómo se unen el Sodio (Na) con el Cloro (Cl) para formar la sal Cloruro de Sodio.

Est. elect.

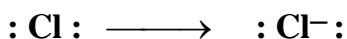
2-8-1



x

.

2-8-7

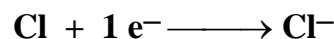
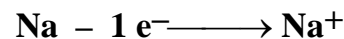


..

x.

..

Reacción de ionización



En esta representación se han dibujado con puntos o aspas exclusivamente los electrones de la última capa. Es lo que se conoce como “**representación de Lewis**”.

Una vez hecha esta cesión de electrones, cada catión Na^+ se rodea de 6 aniones Cl^- y viceversa formando la estructura del dibujo, por lo que en realidad no puede hablarse de molécula de NaCl sino que se forma una estructura gigante, pero en la que el número de iones Na^+ y Cl^- es el mismo por lo que su fórmula (empírica) será “**NaCl**”.



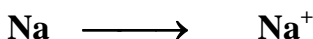
Actividad U: ¿Qué crees que debe ocurrir si el número de electrones que tiene el metal en su última capa no coincide con el número de electrones que le faltan al no metal para completar su última capa?

Ejemplo:

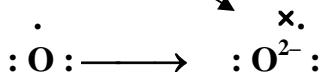
Veamos cómo se unen el Sodio (Na) con el Oxígeno (O) al que le faltan 2 electrones para completar su última capa para formar el óxido de Sodio.

Est. elect.

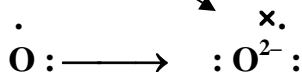
2-8-1



x

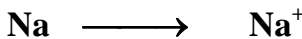


2-8-6

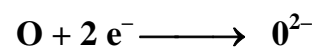
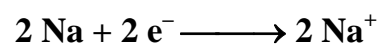


.

2-8-1



Reacción de ionización



Vemos que son necesarios 2 átomos de Na por cada uno de O, por lo que finalmente la estructura tendrá el doble número de cationes Na^+ que de aniones O^{2-} , lo que trae como consecuencia que la fórmula (empírica) sea " Na_2O ".

Actividad V: ¿Qué fórmula tendrán los compuestos iónicos formados por: a) K y N; b) Ca y F; c) Ca y O; d) Al y S?

 Haz en el cuaderno los ejercicios 28 y 29.

1.12.2. Enlace covalente.-

- Se da entre dos átomos no-metálicos.

Al no existir átomos que cedan electrones, la posibilidad que les queda a los no-metales para completar su última capa electrónica es “**compartir**” uno o varios de los electrones de esta última capa, con objeto de que pueda haber electrones que puedan ser contabilizados por ambos átomos.

- El número de electrones compartidos por un átomo se llama “**valencia covalente**” o “**covalencia**”.

Cuando se unen dos átomos no-metálicos puede ocurrir que sean iguales o distintos entre sí. Si se trata de dos átomos iguales hablaremos de enlace covalente “**puro**” y si los átomos que forman el enlace son distintos hablaremos de enlace covalente “**polar**”.

Ejemplo:

¿Cómo se unirán dos átomos de cloro (Cl) entre sí?

Como a ambos les falta “1 electrón” para completar su última capa (grupo VII), ninguno de los dos estará en disposición de ceder alguno de los “7 electrones” de ésta. Sin embargo, dos átomos de Cloro (Cl), compartiendo cada uno de ellos “1 electrón” de la última capa, podrán formar una molécula de Cloro (Cl₂).

Actividad X: ¿Pueden los gases nobles formar enlaces covalentes?

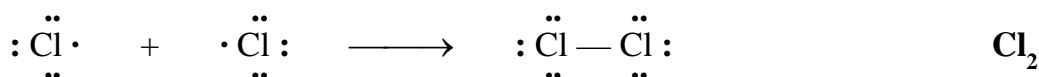
Actividad Y: a) ¿Qué es valencia covalente? b) ¿Cuál es valencia covalente de los siguientes elementos: S, Br, P, K y N?

 Haz en el cuaderno los ejercicios 30 y 31.

1.12.2.1. Representaciones de Lewis ②

Para abreviar, representaremos a partir de ahora únicamente los electrones de la última capa (que son los únicos que intervienen en el enlace) con puntos los no compartidos, y con un guión que une ambos átomos cada pareja de electrones compartidos (uno de cada átomo). Es lo que se conoce como representación de Lewis.

En el ejemplo anterior, la representación de Lewis será:



Ejemplo:

¿Cómo se formará la molécula de hidrógeno?

Los átomos de hidrógeno (H), pese a no tener más que un electrón son “no metales”, pues nunca va a perder ese único electrón que tienen. Como la primera capa electrónica se completa únicamente con dos electrones, dos átomos de hidrógeno podrán compartir su electrón siguiendo el esquema:

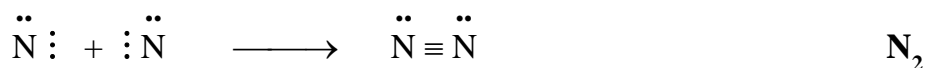
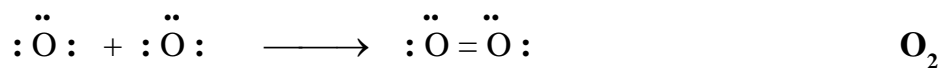
FÓRMULA

Actividad Z: Escribe la representación de Lewis de los siguientes átomos neutros: C, P, S, Br.

Actividad AA: ¿Cómo podría formarse un enlace covalente puro si al elemento no-metálico le faltara más de 1 electrón para completar su última capa?

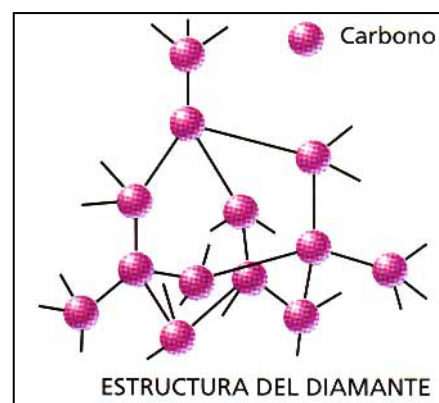
Ejemplo:

¿Cómo se unirán los átomos de oxígeno entre sí y los de nitrógeno entre si?

FÓRMULA

Podemos observar que en todos los casos vistos se forman moléculas dobles (con dos átomos) compartiéndose 2 parejas de electrones ($4 e^-$) en el primer caso, y 3 parejas de electrones ($6 e^-$) en el segundo caso, es decir, se comparten tantas parejas de electrones como electrones le falten para completar su última capa.

Sin embargo, esto no es siempre así. En algunos casos, se forman estructuras gigantes como en el caso del Carbono (diamante) y del cuarzo (SiO_2), tal y como observamos en la figura, dada la imposibilidad geométrica que tienen los átomos con 4 electrones en la última capa (C, Si) de formar enlaces cuádruples.

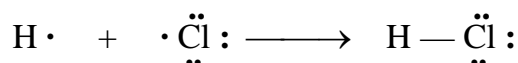


Existen otros enlaces covalentes en los que intervienen átomos diferentes en su formación, siempre que éstos sean ambos “no metales”:

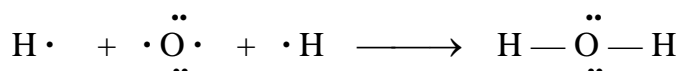
Ejemplo:

¿Cómo se formará el cloruro de hidrógeno (compuesto formado por cloro e hidrógeno) y el agua (compuesto formado por oxígeno e hidrógeno)?

a)

**FÓRMULA****HCl**

b)

**H₂O**

Actividad AB: Representa el enlace que se dará entre las siguientes parejas de átomos usando la representación de Lewis indicando la fórmula final del elemento o compuesto: a) Br y Br; b) O y F; c) N e H; d) C y Cl; e) C y O.

 Haz en el cuaderno los ejercicios 32 y 33.

1.13. NÚMERO DE AVOGADRO. CONCEPTO DE MOL.**1.13.1. Número de Avogadro.**

Ya sabemos que el tamaño de los átomos es muy pequeño. Su diámetro está comprendido entre 0,5 y 3 Å (1 metro = 10¹⁰ Å). Es decir, alineados cabrían diez mil millones de átomos en un metro.

En cuanto a la masa, la de un átomo de Hidrógeno (que es el más pequeño), es aproximadamente 1 UMA y 1 UMA equivale a 1/6,02 x 10²³ gramos.

$$1 \text{ g} = 6,02 \times 10^{23} \text{ UMA}$$

Ejemplo: ¿Cuántos átomos de Hidrógeno habrá en 1 gramo?

Está claro que muchísimos.

$$\text{Exactamente: } n = \frac{1 \text{ g}}{1 \frac{\text{UMA}}{\text{átomo}}} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ UMA}}{\text{g}} = \boxed{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}$$

es decir, alrededor de seiscientos mil trillones de átomos. Este número gigantesco se conoce normalmente como “**número de Avogadro**”.

$$\text{Número de Avogadro} = 6,02 \times 10^{23}$$

Ejemplo:

¿Qué masa de oxígeno (O_2) expresado en gramos habrá si cogemos un número de Avogadro de moléculas del mismo?

$$\begin{array}{l} 1 \text{ molécula } (O_2) \text{ ————— } 32 \text{ UMA} \\ 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas ————— } \mathbf{x} \end{array}$$

$$x = \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 32 \text{ UMA}}{1 \text{ molécula}} \times \frac{1 \text{ g}}{6,02 \times 10^{23} \text{ UMA}} = \mathbf{32 \text{ g}}$$

Como veis, el resultado es el mismo número de la masa de la molécula de O_2 pero expresado en gramos en vez de en UMAs. Siempre que cojáis un N_{Avogadro} de átomos o moléculas obtendréis el mismo número que su masa atómica o molecular, pero lógicamente, expresado en gramos en vez de en UMAs.

1.13.2. Concepto de mol.

Una vez definido el número de Avogadro, llamaremos:

$$\mathbf{MOL} \text{ a un } N_{\text{Avogadro}} \text{ de partículas}$$

Antiguamente, se hablaba de *átomo-gramo* para expresar un N_{Avogadro} de átomos (puesto que se trata de la masa atómica expresada en gramos) y de *molécula-gramo* si se trataba de un N_{Avogadro} de moléculas (puesto que se trata de la masa molecular expresada en gramos). Actualmente, llamamos **mol** a un N_{Avogadro} de cualquier tipo de partícula, sean átomos, moléculas, iones o electrones.

En el ejemplo anterior vimos que la masa molecular del O_2 era de 32 UMAs por cada molécula (UMAs/molécula) y que si cogíamos un N_{Avogadro} de moléculas (un mol) su masa era de 32 gramos. Por eso la **masa molecular** puede expresarse en **UMA/molécula** (UMAs que tiene de masa 1 molécula) y la **masa molar** en **g/mol** (gramos que tiene de masa 1 mol), según interese. Pero como ambos vienen dadas por el mismo número, en la práctica apenas se hace diferencia entre ambas y se llegan a confundir (de hecho muchos autores no diferencian ambos conceptos). En este caso, la masa

molecular del O_2 es 32 UMA/molécula y la masa molar 32 g/mol (que es la forma que más se suele utilizar).

- *Un mol también puede considerarse como la cantidad de átomos o moléculas cuya masa coincide con la masa atómica o molecular pero expresada en gramos.*

Para calcular el número de moles podemos usar la siguiente fórmula:

$$n(\text{mol}) = \frac{m}{M}$$

en donde M puede ser una masa atómica o molecular

Ejemplo:

a) ¿Qué masa tendrán 2 moles de Fe? b) ¿Cuántos átomos habrá?

a) $m = n \times M = 2 \text{ moles} \times 55,8 \text{ g/mol} = \mathbf{111,6 \text{ g}}$

b) $n(\text{átomos}) = 2 \text{ mol} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{1,2 \times 10^{24} \text{ átomos}}$

Ejemplo:

a) ¿Cuántos moles habrá en 29,4 g de H_2SO_4 ? b) ¿Cuántas moléculas?

$$M = 1 \text{ UMA} \times 2 + 32 \text{ UMA} + 16 \text{ UMA} \times 4 = 98 \text{ UMA}$$

a) $n(\text{mol}) = \frac{m}{M} = \frac{29,4 \text{ g}}{98,4 \text{ g/mol}} = \mathbf{0,3 \text{ moles}}$

b) $n_{\text{moléculas}} = 0,3 \text{ mol} \times 6 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \mathbf{1,8 \times 10^{23} \text{ moléculas}}$





Actividad AC: a) ¿Cuántos átomos habrá en 0,2 g de cobre (Cu)? b) ¿Cuántos moles habrá?

Actividad AD: a) ¿Qué masa en gramos será la equivalente a 0,5 moles de $CaCl_2$?
b) ¿Cuántas moléculas habrá?



Haz en el cuaderno los ejercicios 34 al 41.

AUTOEVALUACIÓN 1.2.

- B-9.** ¿Pueden dos elementos iguales formar un enlace iónico? ¿Por qué?
- B-10. a)** Di cual es la valencia iónica de los siguientes elementos: Mg, C, He, S, Br, N, Pb. **b)**  Escribe la reacción de ionización de los elementos del apartado a).
- B-11.**  Deduce basándote en las reacciones de ionización las fórmulas de los compuestos formados por: **a)** Mg y C (carburo de magnesio). **b)** Na y N (nitruro de sodio). **c)** Mg y O (óxido de magnesio). **d)** Al y N.
- B-12.**  Escribe la representación de Lewis de los siguientes átomos neutros: S, P, Si y F.
- B-13.**  Representa el enlace que se dará entre las siguientes parejas de átomos usando la representación de Lewis indicando la fórmula final del elemento o compuesto: **a)** Br e H; **b)** C y S; **c)** N y N; **d)** I y F; **e)** Cl y N; **f)** P y O.
- B-14.** ¿Qué masa en gramos y en UMAs habrá en 5,2 moles de KNO_3 ?
- B-15.** ¿Cuántos moles contendrán 5×10^{-2} g de hierro?
- B-16. a)** ¿Cuántos moles habrá en 80 g de agua?. **b)** ¿Cuántas moléculas?
- B-17.** ¿Qué masa en UMAs y en gramos tendrán 80 moléculas de cloruro de sodio (NaCl)?

Ejercicios para casa.

- 1) Escribe con tus propias palabras los principios fundamentales de la teoría atómica de Dalton
- 2) **a)** ¿Cuál sería la fórmula del nitrato de potasio, molécula compuesta por 1 átomos de potasio, 1 átomo de nitrógeno y tres de oxígeno?; **b)** y la del tetrahidruro de platino (1 átomo de platino y 4 átomos de hidrógeno).
- 3) **a)** Pon el nombre a los siguientes elementos: F, Se, Sr, Li, Au, Sb, Rb; **b)** escribe el símbolo de los elementos: cesio, manganeso, bromo, fósforo, plata, azufre, magnesio, cinc.
- 4) **a)** Dibuja un átomo con 5 protones, 5 neutrones y 2 electrones. **b)** ¿Cuál será su masa? **c)** ¿y su carga? **d)** ¿cómo se llama?
- 5) **a)** Dibuja un átomo con 15 protones, 16 neutrones y 18 electrones. **b)** ¿Cuál será su masa? **c)** ¿y su carga? **d)** ¿cómo se llama?
- 6) ¿Qué diferencia existe entre los modelos atómicos de Thomson y Rutherford y Bohr?
- 7) **a)** ¿Qué es el número atómico? ¿Y número másico? **b)** ¿Con que letras se expresa cada uno?
- 8) Indica el nombre y el número atómico de los siguientes elementos: Cu, Hg, Be, P, Si, Al, As, Sb, I, Cl, Ba, Cr, Mn.
- 9) **a)** ¿Qué son isótopos? **b)** Escribe el número de protones y el de neutrones de tres isótopos del mercurio ^{260}Hg , ^{262}Hg y ^{263}Hg .
- 10) Indica los números másicos de átomos con: **a)** 5 protones y 6 neutrones; **b)** 17 protones y 20 neutrones; **c)** ¿Cómo se escribiría cada isótopo?
- 11) Indica el número de neutrones de los siguientes isótopos: ^3H , ^{18}O , ^{127}I .
- 12) De Uranio existen fundamentalmente dos isótopos cuyas números másicos son 235 y 238, respectivamente. ¿Cuántos protones y neutrones tiene cada uno de dichos isótopos?
- 13) Indica el número de protones, neutrones y electrones de algún isótopo de cada uno de los siguientes elementos neutros: Magnesio, Bario, Oro, Uranio (U), Mercurio.
- 14) ¿Qué diferencia existe entre número másico y masa atómica?
- 15) **a)** Calcula la masa atómica de un elemento compuesto por tres isótopos cuyos números másicos son 20, 21, y 22 y cuyas abundancias son 91, 0,25 y 8,75 % respectivamente. **b)** ¿Podrías deducir de qué elemento se trata?
- 16) ¿Qué son iones?. Pon algunos ejemplos. Indica que tipos de iones existen.
- 17) **a)** ¿Cuántos electrones tendrán los siguientes iones: H^- , Br^- , Pb^{2+} , Ag^+ . **b)** Decide cuales de ellos son cationes y cuales aniones.
- 18) **a)** ¿Cómo escribirías un átomo de N con 10 electrones? **b)** ¿Y uno de Ca con 18 electrones?
- 19) ¿Cuál será la configuración electrónica de los elementos de los ejercicios 4 y 5? ②
- 20) ¿Cuál sería la configuración electrónica de un hipotético átomo con 140 electrones? ②
- 21) Escribe la configuración electrónica de todos los elementos e iones de los ejercicios 14 y 18. ②
- 22) Clasifica los siguientes elementos según sean, metales, no metales o

- gases nobles: Estroncio (Sr), Hierro (Fe), Flúor (F), Argón (Ar), Plata (Ag), Helio (He), Potasio (K), Azufre (S).
- 23)** Escribe todos elementos de grupo del Germanio (Ge). Escribe también los elementos del periodo de dicho elemento.
- 24)** Colorea en tu Tabla Periódica de un color los “no-metales” (B, C, Si, N, P, As, Sb, O, S, Se, Te, F, Cl, Br, I y At), de otro color los “gases nobles” (GRUPO 18) y de otro color diferente los “metales” (todos los demás).
- 25)** Utilizando las masas atómicas de la Tabla Periódica calcula la masa molecular de las siguientes moléculas: HCl, HNO₃, CH₄, H₃PO₄, Ca(OH)₂ y C₆H₁₂O₆.
- 26)** Un óxido de carbono (compuesto que contiene oxígeno y carbono) tiene de masa molecular 44. ¿Cual será su fórmula?
- 27)** ¿Cual será la valencia iónica de los siguientes elementos: Na, O, Cl, Mg, N?
- 28)** Escribe la reacción de ionización de los elementos anteriores. Ⓣ
- 29)** Justifica qué fórmula tendrán los compuestos iónicos formados por: **a)** S y Mg; **b)** Cl y Pb; **c)** P y Rb; **d)** F y Al. **e)** N y Sn. Ⓣ
- 30)** ¿Pueden los gases nobles formar un enlace covalente? ¿Y los metales?
- 31)** ¿Qué tipos de enlaces covalentes conoces?
- 32)** Escribe la representación de Lewis de los siguientes átomos neutros: Si, N, F, Se. Ⓣ
- 33)** Representa el enlace que se dará entre las siguientes parejas de átomos usando la representación de Lewis indicando la fórmula final del elemento o compuesto: **a)** S e H; **b)** Si y S; **c)** N y N; **d)** I y I; **e)** Cl y P; **f)** N y O. Ⓣ
- 34)** ¿Qué tendrá más masa: un mol de Fe o un mol de O₂?
- 35)** Qué es número de Avogadro? ¿Cuánto vale?
- 36)** ¿Dónde habrá más moléculas: en un mol de AlCl₃ o en un mol de H₂O?
- 37)** **a)** ¿Cuántos moles habrá en 1 kg de Mercurio (Hg)? **b)** ¿Cuántos átomos?
- 38)** **a)** ¿Cuántos átomos habrá en 2 moles de Cobre (Cu)? **b)** ¿Cual será su masa en gramos?
- 39)** **a)** ¿Cuántas moléculas habrá en 36 g de H₂O? **b)** ¿Cuántos moles?
- 40)** ¿Qué masa en gramos y en UMAs habrá en 7 moles de HNO₃?
- 41)** **a)** ¿Cuántos gramos habrá en 3×10^{25} moléculas de NH₃? **b)** ¿Cuántos moles?