

ELEMENTOS Y SUS COMPUESTOS

INDICE

Contenido

1	PARTÍCULAS DEL ÁTOMO.....	2
1.1	TEORÍA ATÓMICA DE DALTON	2
2	NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO MÁSICO.....	2
3	MODELO ATÓMICO.....	3
3.1	CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS.....	3
3.2	GRUPOS Y PERIODOS DE LA TABLA PERIÓDICA	4
4	ELEMENTOS Y SUS VALENCIAS	5
5	ENLACES QUÍMICOS.....	6
5.1	ENLACE IÓNICO	6
5.2	ENLACE COVALENTE	6
5.3	ENLACE METÁLICO.....	7

1 Partículas del átomo.

1.1 Teoría atómica de Dalton

La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos, que son indivisibles y no se pueden destruir.

Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen la misma masa e iguales propiedades.

Los átomos permanecen sin división, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.

Los átomos, al combinarse para formar compuestos, guardan relaciones simples de números enteros y pequeños.

Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto.

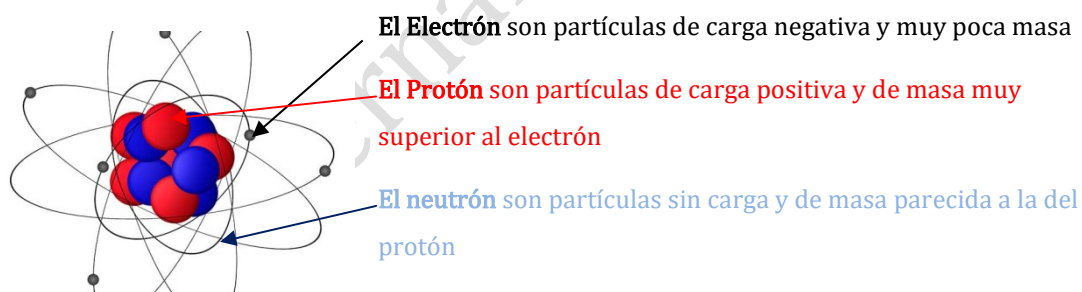
Los átomos pueden combinarse para formar compuestos químicos. Por ejemplo: los átomos de hidrógeno y oxígeno pueden combinarse y formar moléculas de agua (H_2O).

Los átomos se combinan para formar compuestos en relaciones numéricas simples. Por ejemplo: al formarse agua, la relación es de 2 a 1 (dos átomos de hidrógeno con un átomo de oxígeno).

Los átomos de elementos diferentes se pueden combinar en proporciones distintas y formar más de un compuesto. Por ejemplo: un átomo de carbono con uno de oxígeno forman monóxido de carbono (CO), mientras que dos átomos de oxígeno con uno de carbono, forman dióxido de carbono (CO_2).

Con el paso del tiempo se comprobó que el átomo está compuesto por diversas partículas más pequeñas

En el átomo se distinguen el **Núcleo** formado por **los protones y neutrones** y unas partículas libres que giran a su alrededor **electrones**



2 Número atómico y número másico

Un átomo en su estado natural es neutro y tiene un número igual de electrones y protones

Número atómico de un elemento es el número total de protones que tiene cada átomo de ese elemento.

El **Número másico** (masa atómica) nos indica el número total de partículas que hay en el núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones. Es el peso molecular expresado en gramos.

Número atómico	5	10.811	Masa atómica
		B	Símbolo
		Boro	Nombre del elemento

$$\text{número de másico (A)} = \text{número atómico (Z)} + \text{número de neutrones.}$$

$$A = Z + N$$

El número másico y el número atómico, está definido en la tabla periódica

3 Modelo atómico

Modelo atómico de Rutherford distingue entre el núcleo central y una nube de electrones a su alrededor.

Modelo atómico de Bohr indica que los electrones giraban en órbitas circulares.

Modelo atómico actual: El orbital atómico es la región y espacio energético que se encuentra alrededor del núcleo, y en el cual hay mayor probabilidad de encontrar un electrón, el cual realiza movimientos ondulatorios.

En cada orbital no puede haber más de dos electrones

No se pueden precisar las posiciones exactas de los electrones debido a sus movimientos ondulatorios, los cuales son estudiados a través de la ecuación de Schrödinger utilizando tres números cuánticos que permiten definir los tipos de orbitales atómicos que existen.

La letra “n” es el número cuántico principal e identifica el nivel de energía y el tamaño del orbital. Se representa como, n: 1, 2, 3,4. En cada nivel hay un número de subniveles de energía (s, p, d, f). que se diferencian por su forma y orientación en el espacio.

Así, hay 1 orbital tipo s, 3 orbitales p, 5 orbitales d y 7 del tipo f.

Orbital s se caracteriza por tener una forma esférica. En cada orbital s caben dos electrones.

Orbital p Consta de dos lóbulos que se proyectan a los largo de un eje, y todos tienen la misma forma y energía, pero con diferente orientación Posee tres orbitales. En el orbital p hay 6 electrones.

Orbital d Se caracteriza por tener múltiples formas. Existen 5 tipos de orbitales, por lo cual tiene 10 electrones.

Orbital f Este orbital tiene forma multilobular. Existen siete tipos de orbitales f, por lo que tiene 14 electrones.

3.1 Configuración electrónica de los elementos

La configuración electrónica es la distribución de los electrones en los subniveles y orbitales de un átomo. Los electrones se configuran en los subniveles de menos a mayor energía empezando por el nivel 1, 2...7

Para determinar la configuración electrónica de un elemento, basta con calcular cuántos electrones hay que acomodar y entonces distribuirlos en los subniveles empezando por los de menor energía e ir llenando hasta que todos los electrones estén distribuidos. Un elemento con número atómico mayor tiene un electrón más que el elemento que lo precede.

Niveles de energía	Subniveles			
1	1S			
2	2S	2P		
3	3S	3P	3D	
4	4S	4P	4D	4F
5	5S	5P	5D	5F
6	6S	6P	5D	
7	7S	7P		

Excepción configuración electrónica

Hay algunos elementos que no cumplen con esta ley Cr, Nb, Mo, Ru, Rh, Pd, Pt, Cu, Ag Au

Para el resto cumplirían la regla.

Hallar la configuración electrónica de Aluminio Al(Z13), Silicio Si(Z14) , Astatino At(Z85), Antimonio Sb (Z51)

SB(Z = 51) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4f^{10} 5p^3$; *sumamos los electrones = 51*;

Tabla periódica de los elementos

La tabla periódica de los elementos muestra la organización de los elementos químicos basándose en su número atómico y propiedades químicas. Se divide en bloques de configuración electrónica: s, p, d y f.

Propiedades de Hierro (Fe):

- Número atómico: 26
- Electronegatividad: 1.83
- Simbología: Fe
- Nombre: Hierro
- Configuración electrónica: $[Ar] 3d^6 4s^2$
- Estados de oxidación: +2, +3
- Clasificación: metal de transición

Legenda de propiedades:

- metaloideos
- metales
- halógenos
- gases nobles
- elementos desconocidos
- actínidos
- lantanidos
- metales alcalinos
- alcalinotérreos
- otros metales
- metales de transición

Propiedades de los elementos:

- masa atómica
- 1.º energía de ionización (en eV)
- simbología química
- número
- configuración electrónica

Diagrama de configuración electrónica:

El diagrama de configuración electrónica muestra la distribución de los electrones en los orbitales atómicos. Se representan los orbitales s, p, d y f, con los números atómicos correspondientes.

Notas:

- * Llanos de 140-145 eV
- * Datos de elementos transuránicos son estimados de la ley de periodicidad

Potasio grupo 1 => $K(Z = 19) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$;

Boro grupo 13 $\Rightarrow B(Z = 5) 1s^2 2s^2 2p^1$;

Aluminio grupo 13 $\Rightarrow Al(Z = 13) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;

Los grupos 1 y 2 son los alcalinos.

Los grupos del 3 al 13, marcados de amarillo, metales. (Color característico, buenos conductores de electricidad y calor).

Los grupos del 13 al 17 más el Hidrogeno, marcados de verde, morado y violeta, son elementos no metálicos y los semimetálicos.

El grupo 18 se constituye por los gases nobles.

2. Ejercicio

Escribir la configuración de los siguientes elementos Aluminio (AL), azufre, (Z) Neon(Ne) y determina grupo y periodo al que pertenecen

Solución

$Al(Z = 13) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; Grupo 3, nivel de valencia 3;

periodo $2 + 1 = 3$; periodo 13

$S(Z = 16) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ Grupo 3, nivel de valencia 6;

periodo $4 + 2 = 6$; periodo 16

$Ne(Z = 10) 1s^2 2s^2 2p^6$ Gas noble 8 electrones en la ultima capa. Grupo 2

periodo $2 + 6 = 8$; periodo 18

4 Elementos y sus valencias

Grupo 1: Hidrógeno (H), Litio (Li), Sodio (Na), Potasio (K), Rubidio (Rb), Cesio (Cs), Francio (Fr). Valencia 1. s^1 (tiende a perder 1 electrón)

Grupo 2: Berilio (Be), Magnesio (Mg), Calcio (Ca), Estroncio (Sr), Bario (Ba), Radio (Ra). Valencia 2. s^2 (tiende a perder los dos electrones)

Grupo 3: Escandio (Sc), Itrio (Y), Lantano (La), Actinio (Ac). Valencia 3.

Grupo 5: Vanadio (V) valencia 5

Grupo 13: Boro (B), Aluminio (Al), Galio (Ga), Indio (In), Talio (Tl). Todos tienen valencia 3.

Familia del Boro s^2p^1 (tiende a perder los 3 electrones)

Grupo 14: Carbono (C), Silicio (Si), Germanio (Ge), Estaño (Sn), Plomo (Pb). Todos tienen valencias 2 y 4. **Familia del Carbono s^2p^2**

Grupo 15: Nitrógeno (N), Fósforo (P), Arsénico (As), Antimonio (Sb), Bismuto (Bi). Todos tienen valencias 1, 3 y 5. **Familia del Nitrógeno s^2p^3**

Grupo 16: Oxígeno (O), Azufre (S), Selenio (Se), Teluro (Te), Polonio (Po). Todos actúan con valencias 2, 4 y 6. Menos el oxígeno que solo actúa con valencia 2. **Familia del Nitrógeno s^2p^4**

Grupo 17: Flúor (F), Cloro (Cl), Bromo (Br), Yodo (I), Astat (At). Todos actúan con valencias 1, 3, 5 y 7. Menos el flúor que solo actúa con valencia 1. **Alogenos s^2p^5**

Grupo 18: Helio (He), Neón (Ne), Argón (Ar), Kriptón (Kr), Xenón (Xe), Radón (Rn). Este es el grupo de los gases nobles y no interaccionan con ningún elemento porque ya poseen configuración estable

Para el resto de elementos hay que estudiar sus particularidades.

Los más comunes: Cr 2,3y6 ; Fe, Co, Ni 2 y 3; Cu 1 y 2; AG 1; Au 1 y 3 ; Hg 1 y 2;

5 Enlaces Químicos

Un enlace químico es el proceso químico responsable de las interacciones atractivas entre átomos y moléculas, y que confiere estabilidad a los compuestos químicos.

¿Cómo se forman los enlaces químicos?

Los enlaces químicos se forman ganando, cediendo o compartiendo electrones para alcanzar configuraciones electrónicas estables.

Regla del octeto

Se trata de la tendencia que tienen los átomos de completar su nivel energético con ocho electrones para alcanzar estabilidad. Hay algunas excepciones:

El oxígeno, el hidrógeno, el nitrógeno, el carbono, el aluminio, el berilio, el boro, el flúor, el fósforo y el azufre que se organizan de manera diferente para conseguir la estabilidad en sus compuestos.

5.1 Enlace Iónico

Se produce cuando se combinan un metal con un no metal. El no metal cede electrones y el metal los toma, formando una red iónica debido a la fuerza electrostática (cargas de distinto signo se atraen)

Ejemplo el cloruro sódico ClNa (sal común)

$\text{Cl}(Z = 17) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^5$ Necesita un electrón para ser estable, toma uno Cl^+

$\text{Na}(Z = 11) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^1$ Le sobra uno para ser estable, lo cede Cl^-

Se cumple la regla del ocho. En la última capa habrá 8 electrones

Ejemplo el fluoruro de magnesio $\text{F}_2 \text{Mg}$

$\text{F}(Z = 9) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^5$ Necesita un electrón para ser estable, toma uno F^+

$\text{Mg}(Z = 12) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2$ Le sobran dos para ser estable, lo cede Mg^{2-}

Se cumple la regla del ocho. En la última capa habrá 8 electrones

Un Mg se combina con dos F

Existen gran cantidad de compuestos iónicos CaCO_3 ; MgO ...

Propiedades:

Son sólidos a temperatura ambiente

Son solubles en agua (y se transforman en buenos conductores eléctricos)

En estado sólido no son conductores de la electricidad.

5.2 Enlace covalente

Se produce cuando se combinan dos elementos no metálicos. La unión no se realiza por cesión de electrones si no por la compartición de electrones.

Ejemplo 1.(Enlace simple) El cloro con el cloro formando una molécula de Cl_2

$\text{Cl}(Z = 17) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^5$

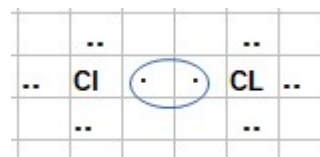
Necesita un electrón para ser estable

$\text{Cl}(Z = 17) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^5$

Necesita un electrón para ser estable

Lo que hacen es compartir un electrón y así es estable 8 electrones en la última capa cada uno.

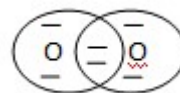
$\text{Cl} - \text{Cl}$ (los átomos comparten un par de electrones) Cl_2



Ejemplo 2. (Enlace doble) El Oxígeno O con el Oxígeno O formando una molécula de O_2

$O(Z = 8) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^4$ Necesita dos electrones para ser estable

Lo que hacen es compartir dos electrones y así es estable 8 electrones en la última capa cada uno.



$O = O$ (los átomos comparten dos pares de electrones) = O_2

Ejemplo 3. (Enlace triple) El Nitrógeno con otro Nitrógeno formando una molécula de N_2

$N(Z = 7) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^3$ Necesita tres electrones para ser estable

$N \equiv N$ (los átomos comparten tres pares de electrones) formando una molécula N_2

Sustancias covalentes moleculares Los átomos se agrupan formando moléculas.

Las fuerzas intermoleculares son fuerzas existentes entre moléculas de las sustancias covalentes

Propiedades:

En condiciones normales son gases, líquidos o sólidos (bajo puntos de fusión y ebullición)

No son solubles en agua pero si en disolventes

No conduce la electricidad ni estado puro ni en disolución.

5.3 Enlace metálico

Los enlaces metálicos son un tipo de unión química que se produce únicamente entre los átomos de un mismo elemento metálico. En este tipo de enlaces se unen los núcleos y se comparten los electrones dando lugar a unas estructuras sólidas, resistentes.

Propiedades:

Alto punto de fusión

Buenos conductores del calor y la electricidad.

Cuando se funden se mezclan formando aleaciones

3. Ejercicio

Indicar que tipo de enlace presentaran los compuestos formados por los siguientes elementos

F y Na; Cl e I; Au y Au

Solución

En la tabla vemos el número atómico = nº de electrones

$\left\{ \begin{array}{l} F(Z = 9) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^5 \text{ necesita un electrón para ser estable } F^- \\ Na(Z = 11) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^1 \text{ Le sobra uno para ser estable } Cl^- \end{array} \right.$ **FCl enlace Iónico**

$\left\{ \begin{array}{l} Cl(Z = 17) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^5 \text{ necesita 1 electrón} \\ I(Z = 53) \ 1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^6 \ 5s^2 \ 4d^{10} \ 5p^5 \text{ necesita 1} \end{array} \right.$ **ClI Covalente**

Au (Z = 79) $1s^2 \ 2s^2 \ 2p^6 \ 3s^2 \ 3p^6 \ 4s^2 \ 3d^{10} \ 4p^6 \ 5s^2 \ 4d^{10} \ 5p^6 \ 6s^2 \ 4f^{14} \ 5d^9$;

Dos metales enlace metálico