

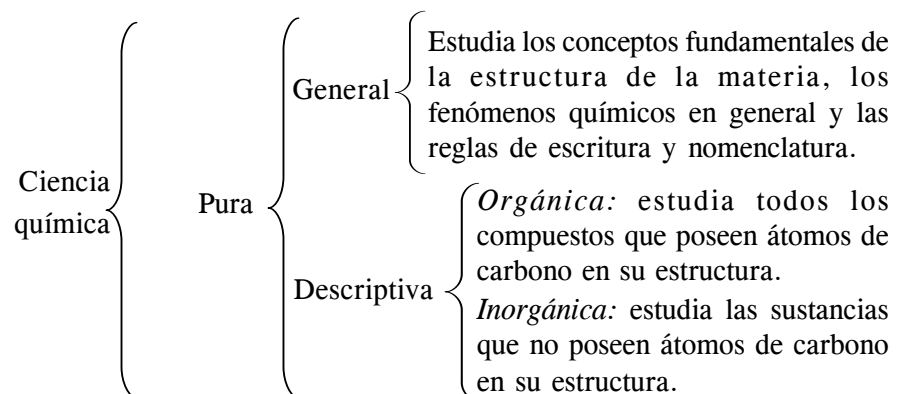
1. CONCEPTO

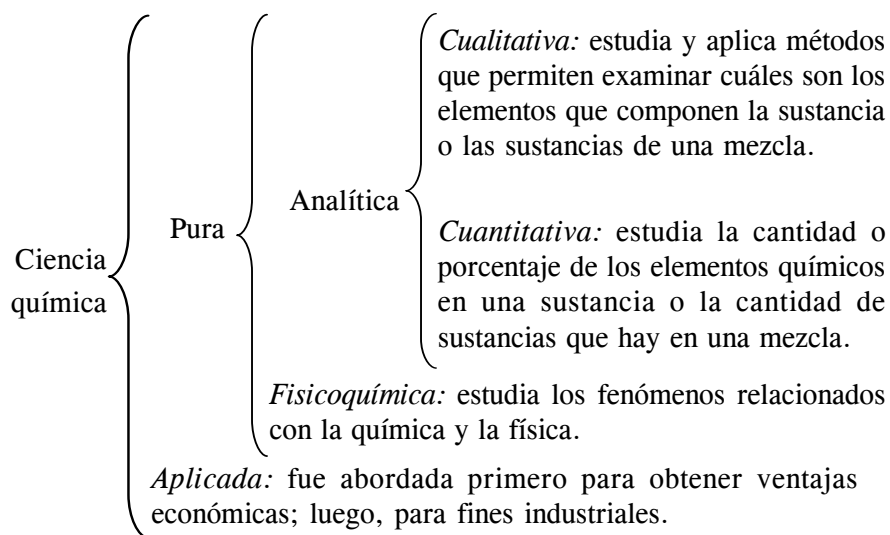
La ciencia química es una ciencia experimental que estudia distintos tipos de materia (las sustancias) desde los siguientes puntos de vista:

- a) sus propiedades (lo cual permite identificarlas);
- b) su formación;
- c) su composición;
- d) las transformaciones que las sustancias pueden sufrir y las leyes que rigen estas modificaciones.

2. CLASIFICACIÓN

Como toda ciencia, la ciencia química puede dividirse en distintos campos que son los siguientes:





3. CONCEPTO Y CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA

3.1 Materia

La materia es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, tiene cuerpo y no puede alterar su estado de reposo o movimiento por sí solo. Por ejemplo, el agua, la madera, el fierro, el papel, etcétera.

3.2 Sustancia

Es una especie de materia definida y determinada. Por ejemplo, el agua, la sal de cocina, el azúcar, etcétera.

Observación: según el tratamiento que reciba, la materia puede ser o no ser pura. Las sustancias que se encuentran en el mercado como

productos químicos técnicos, industriales o comerciales no son puras y están destinadas a fines industriales, al tratamiento de agua, etcétera.

Por ejemplo, la soda cáustica, el cloruro de sodio (generalmente, comprados a granel) y los productos que generalmente se utilizan en los laboratorios, con fines analíticos. Por lo tanto, el químico debe saber emplear unos y otros.

3.3 Muestra

Se llama *muestra* a una porción de materia que se considera separada del universo que es objeto de estudio.

3.4 Soluciones

Son mezclas homogéneas de sustancias simples o compuestas cuyos constituyentes son imposibles de separar mecánicamente y cuya composición puede variar de manera continua dentro de ciertos límites.

Por ejemplo, la sal diluida en agua, el sulfato de aluminio diluido en agua, el latón, etcétera.

4. SÍMBOLOS, NOMBRES Y NÚMEROS ATÓMICOS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS (SUSTANCIAS SIMPLES)

Los elementos químicos han recibido el nombre de su descubridor, una denominación arbitraria por lo general relacionada con alguna particularidad referente a su descubrimiento, a alguna de sus propiedades características o incluso en homenaje a una persona o en celebración de algún acontecimiento.

4.1 Símbolo

Para cada elemento se designó un símbolo gráfico representativo que corresponde a la primera letra (mayúscula) de su nombre y cuando es necesario, otra letra (minúscula) de su denominación. (Observe la tabla de elementos químicos.)

5. NOCIONES SOBRE EL ÁTOMO

El átomo (de la palabra griega equivalente a *indivisible*) es la menor partícula imaginable de un elemento químico, indivisible por procesos físicos y químicos, susceptible de alguna reacción.

A pesar de que el átomo es una partícula de dimensiones extremadamente reducidas, presenta una estructura bastante compleja. Está constituido por una serie de partículas de características distintas. Para el estudio de la química nos interesan, por el momento, las tres siguientes:

PARTÍCULAS	LOCALIZACIÓN	MASA MECÁNICA PROPORCIONAL	CARGA ELÉCTRICA	REPRESENTACIÓN
Protones	Núcleo atómico	1	Positiva	$\oplus$ o p
Neutrones	Núcleo atómico	$1 + \frac{1}{1.840}$	Cero	$\bigcirc$ o n
Electrones	Nube atómica	$\frac{1}{1.840}$	Negativa	$\ominus$ o e

Todo átomo está constituido por dos partes características, denominadas *núcleo* y *nube atómica*:

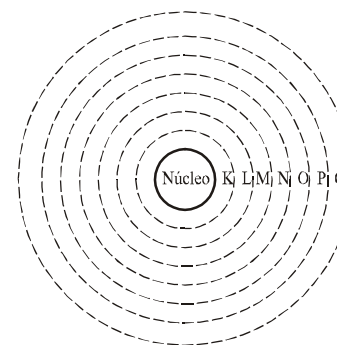
5.1 Núcleo

Es la parte central del átomo, en la cual se encuentran las partículas denominadas *protones* y *neutrones*.

5.2 Nube atómica

Es la parte que rodea al núcleo y en la cual gravitan las partículas llamadas *electrones*. El diámetro del núcleo atómico es por lo menos 10.000 veces menor que el diámetro total del átomo y en él se encuentra casi la totalidad de la masa del átomo. La nube atómica está constituida por capas electrónicas u órbitas electrónicas cuyo número puede variar de 1 a 7 y que convencionalmente se designan con las letras *K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P* y *Q*.

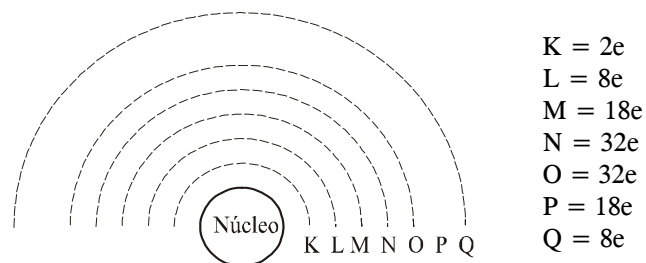
Figura 1



La distribución de los electrones en las distintas capas electrónicas u órbitas puede explicarse de una manera más sencilla con el postulado de Bohr.

a) El límite máximo de electrones en las distintas capas electrónicas y en cada una de ellas es el siguiente:

Figura 2



b) La última capa electrónica de cualquier átomo, en cualquiera de las capas (a excepción de las capas *K* y *L*), podrá tener un máximo de ocho electrones.

c) La penúltima capa electrónica de cualquier átomo (a excepción de las capas *K* y *L*) admitirá un máximo de 18 electrones.

d) Para los átomos que tengan más de tres capas electrónicas, si la penúltima capa no está completa (es decir, con 18 electrones), la última capa electrónica tendrá un máximo de dos electrones.

e) Para los átomos que tengan más de cinco capas electrónicas, si la antepenúltima capa no está completa (es decir, con 32 electrones), la penúltima capa tendrá un máximo de diez electrones.

Nota: la tabla de clasificación periódica de los elementos proporciona también el número de electrones de cada capa.

6. NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO DE MASA

Los átomos de los elementos se caracterizan por sus números atómicos. Se sabe que el átomo es una partícula eléctricamente neutra, pues el número de partículas positivas (protones) es necesariamente igual al de partículas negativas (electrones). El número de protones, que es

siempre igual al número de electrones, recibe el nombre de *número atómico*.

$$NA = n.^{\circ} \text{ atómico} = n.^{\circ} \text{ de protones} = n.^{\circ} \text{ de electrones}$$

El número de la masa del átomo de un elemento es la suma del número de protones con el número de neutrones.

$$NM = n.^{\circ} \text{ de masa} = n.^{\circ} \text{ de protones} + n.^{\circ} \text{ de neutrones}$$

Cuando se conocen los valores correspondientes a los números atómicos y al número de la masa de los átomos que conforman los elementos, es posible representar dichos átomos.

Ejemplos:

Hidrógeno

$$\text{H} \begin{cases} NA = 1 \\ NM = 1 \end{cases}$$

Oxígeno

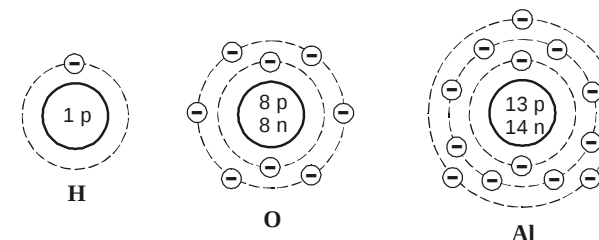
$$\text{O} \begin{cases} NA = 8 \\ NM = 16 \end{cases}$$

Aluminio

$$\text{Al} \begin{cases} NA = 13 \\ NM = 27 \end{cases}$$

Ilustración:

Figura 3



Ejercicio:

Ilustre los átomos de todos los elementos de la tabla.

6.1 Masa atómica

Es un número que indica cuántas veces el átomo del elemento es más pesado que la doceava parte del átomo del isótopo del carbono 12, tomada como patrón.

Por ejemplo, la masa atómica del aluminio (Al) es 26,9815 (casi 27) porque el átomo del aluminio es 27 veces más pesado que 1/12 del isótopo del carbono 12 (C); el sodio (Na) tiene masa atómica 22,9898 (casi 23) porque el átomo del sodio tiene masa atómica 23 veces el valor de 1/12 del isótopo del carbono 12.

6.2 Átomo gramo

Es la cantidad en gramos de un elemento, expresada con el valor numérico que nos indica la masa atómica.

Así, 22,9898 gramos de Na (sodio) equivale a un átomo gramo de Na; 15,994 gramos de oxígeno (O) indica un átomo gramo de oxígeno (O); 26,9815 gramos de aluminio (Al) indica un átomo gramo de aluminio (Al), etcétera.

7. CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

En general, podemos clasificar los elementos químicos en cuatro grandes grupos:

a) **Semimetales:** B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po (observe la tabla).

b) **No metales:** son los elementos colocados en la tabla, a la derecha de los semimetales.

c) **Metales:** son los elementos colocados en la tabla a la izquierda de los semimetales.

d) **Gases nobles o raros (fila 0 de la tabla):** son aquellos que siempre tienen la última capa electrónica completa; es decir, ocho electrones.

Observación: el elemento H (hidrógeno) ocupa un lugar separado.

7.1 Molécula

La molécula es la menor partícula imaginable de una sustancia, capaz de existir independientemente y de conservar todas las propiedades de aquella. Entonces, la menor partícula del agua que conserva todas sus propiedades representa la molécula del agua.

Observación: cuando los átomos de los elementos forman moléculas tienden a completar su capa electrónica más externa (capa de valencia) y adquieren una representación similar a la del gas noble más próximo (regla del octeto).

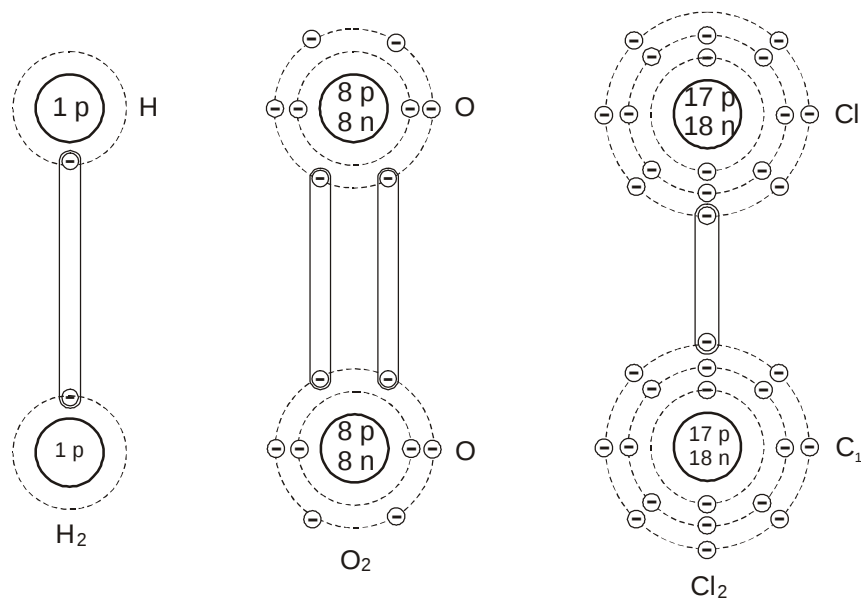
8. SUSTANCIAS SIMPLES O ESPECIES QUÍMICAS SIMPLES

Son las sustancias cuyas moléculas están formadas por átomos de idéntico número atómico.

Ejemplos: el gas hidrógeno (H₂), el oxígeno (O₂), el cloro (Cl₂), etcétera, presentan la molécula diatómica.

Hidrógeno	Oxígeno	Cloro
H $\left[\begin{array}{l} \text{NA} = 1 \\ \text{NM} = 1 \end{array} \right.$	O $\left[\begin{array}{l} \text{NA} = 8 \\ \text{NM} = 16 \end{array} \right.$	Cl $\left[\begin{array}{l} \text{NA} = 17 \\ \text{NM} = 35 \end{array} \right.$

Figura 4



Observación: por lo general, los metales presentan una molécula monoatómica (de un solo átomo) y se cristalizan o bien en una forma cúbica que toma como eje el centro o bien en una forma cúbica que toma como eje una de las caras.

El gas ozono (O_3) presenta una molécula triatómica.

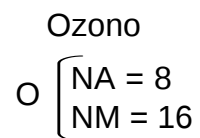
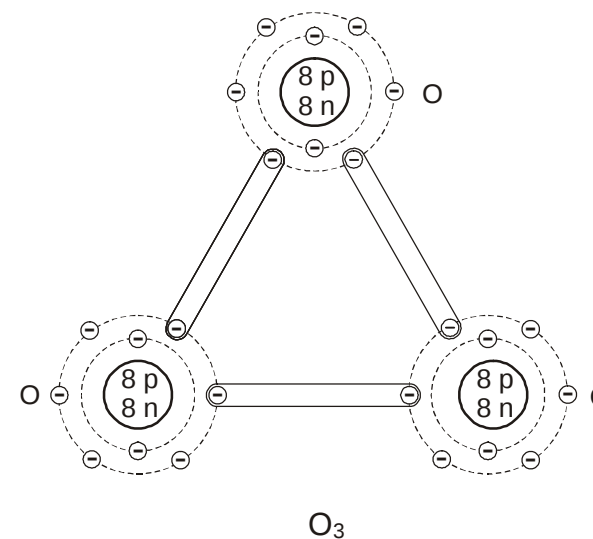


Figura 5



Ejercicio:

Represente las moléculas de los siguientes metales: Cu, Mg, Mn, K, Na y Ca; y de los siguientes no metales: N_2 , I_2 y Br_2 .

9. SUSTANCIAS COMPUESTAS

Son aquellas sustancias cuyas moléculas están formadas por átomos de elementos químicos diferentes.

Por ejemplo: la molécula del gas metano (CH_4) y la molécula del agua (H_2O).

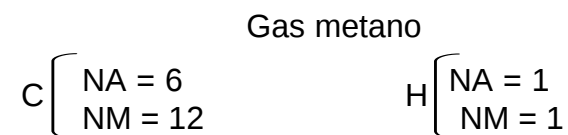
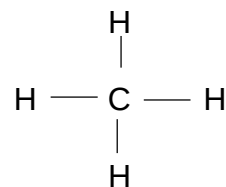
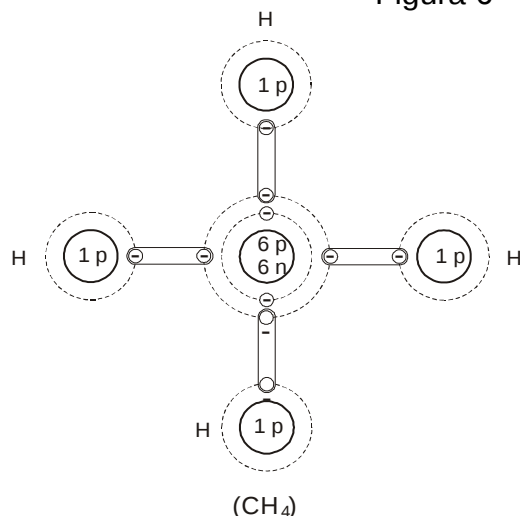
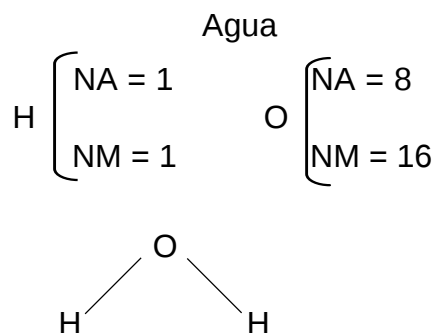
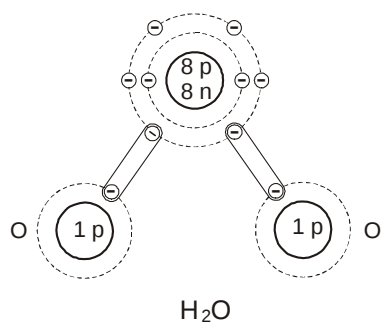


Figura 6



Fórmula estructural
de gas metano

Figura 7



Gas acetileno (C₂H₂)

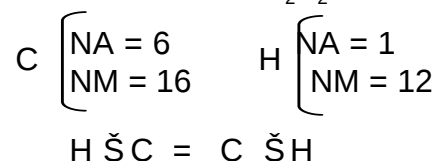
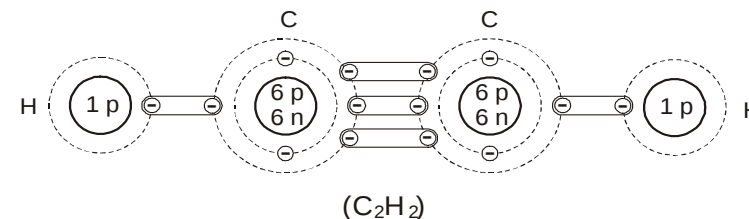


Figura 8



9.1 Covalencia

En los ejemplos anteriores, como podemos observar, el enlace entre los átomos se realiza por pares de electrones (uno de cada átomo), que giran simultáneamente alrededor de los dos núcleos. De esta manera, la última capa electrónica (u órbita) queda saturada. Cuando se trata de la capa K, dos electrones, y en las demás, ocho electrones, y adquieren la representación estable de los gases raros o nobles (observe la columna 0 de la tabla de clasificación periódica). Este tipo de enlace entre los átomos se llama **enlace covalente** y los compuestos formados de esta manera se llaman **compuestos moleculares**.

Molécula del fluoruro de litio

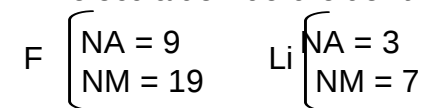
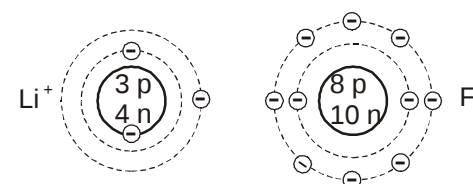


Figura 9

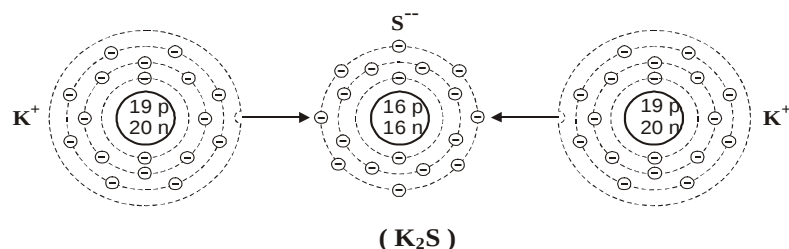


Observación a fin de que los átomos consigan una configuración electrónica estable (como dos gases raros), el átomo de litio (Li) cede un electrón que pasa a girar en la última órbita del flúor.

Molécula del sulfuro de potasio (K_2S)



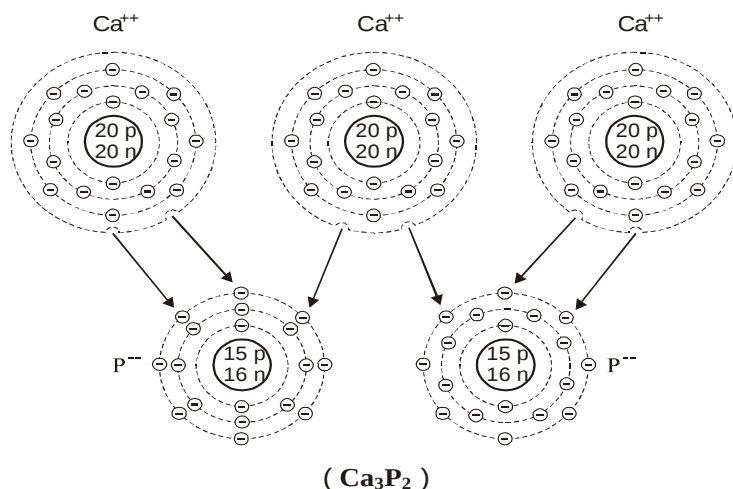
Figura 10



Molécula del fosforo de calcio (Ca_3P_2)



Figura 11



9.2 Electrovalencia

En los ejemplos anteriores, podemos observar que no hay unión entre los átomos sino que se produce una transferencia de electrones de un átomo a otro que forman partículas cargadas de electricidad negativa (llamadas *electrones*) y positivas (las que donan los electrones). Dichas partículas cargadas de electricidad se llaman *iones*. Los iones positivos reciben el nombre de *cationes* y los iones negativos, el de *aniones*.

Estos tipos de enlace se denominan *enlaces iónicos por electrovalencia* y los compuestos formados de esta manera reciben los nombres de *compuestos iónicos*.

Veamos el siguiente ejemplo de un compuesto que tiene enlaces por electrovalencia y por covalencia:

Molécula del hidróxido de calcio: $Ca(OH)_2$

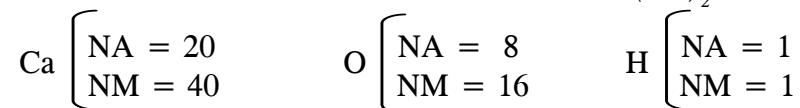
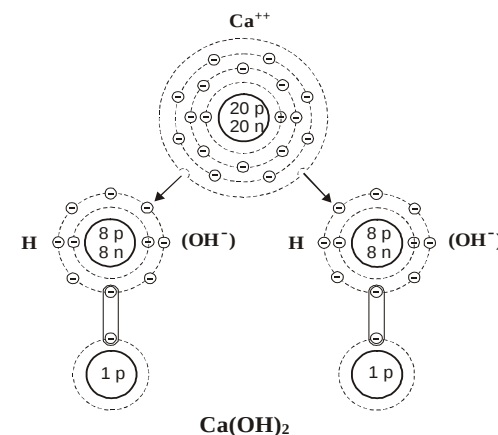


Figura 12



9.3 Valencia dativa

Se habla de *valencia dativa* o *valencia de coordinación* cuando el par electrónico de enlace pertenece a un átomo único que funciona en su última capa electrónica y en la última capa electrónica del átomo que recibe la donación.

Molécula del sulfato de calcio (CaSO)₄

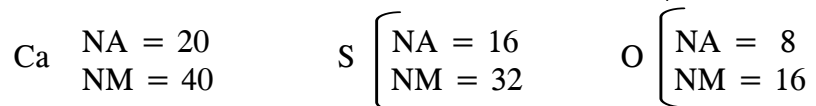
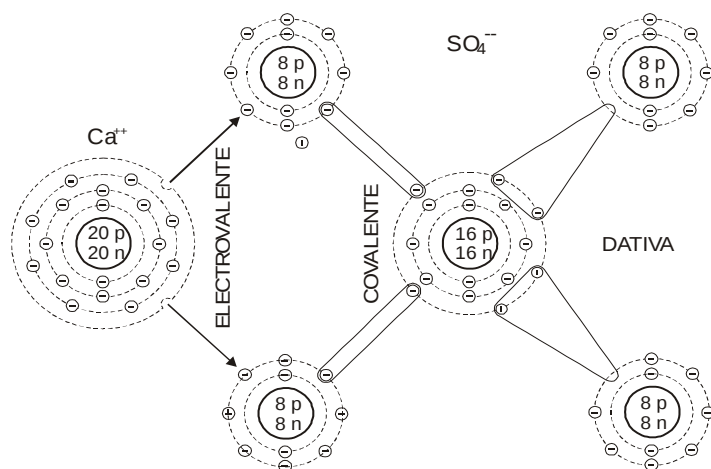
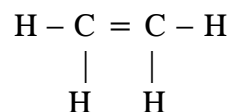


Figura 13



Ejercicio:

Represente electrónicamente la molécula del gas etileno (C₂H₄).



la molécula del hidróxido del litio (LiOH);
la molécula del hidróxido de aluminio Al (OH)₃;
la molécula del nitrato de potasio KNO₃.



10. PESO MOLECULAR

El peso molecular de una sustancia es la suma de los pesos atómicos (o masas atómicas) de los átomos de sus elementos.

Ejemplo: el peso molecular del agua es:

$$\begin{array}{lcl} \text{H}_2\text{O} & \text{H} = 1 & \text{O} = 16 \\ 2 \text{H} = 2 \times 1 = & 2 & \\ 1 \text{O} = 1 \times 16 = & 16 & \\ \text{Peso molecular} = & 18 & \end{array}$$

Ejercicio:

Determine el peso molecular de las siguientes sustancias:

- | | | | |
|--|---------------------|------------------------------------|-------------------------------------|
| a) Al ₂ (SO ₄) ₃ | 18 H ₂ O | d) Na ₂ CO ₃ | g) NaF |
| b) Ca(OH) ₂ | | e) Cl ₂ | h) Na ₂ SiF ₆ |
| c) CaO | | f) NaClO | |

Respuestas:

- | | | |
|--------|---------|--------|
| a) 666 | d) 106 | g) 42 |
| b) 74 | e) 71 | h) 188 |
| c) 56 | f) 74,5 | |

11. MOLÉCULA GRAMO O MOL

Es la cantidad en gramos de una sustancia, expresada por el mismo valor numérico que nos indica su peso molecular.

Ejemplo: la sal de cocina, cloruro de sodio (NaCl).

Pesos atómicos	Peso molecular
$Na = 23$	$1 \times Na = 23$
$Cl = 35,5$	$1 \times Cl = 35,5$
	$NaCl = 58,5 = \text{peso molecular}$

Molécula gramo o mol del NaCl = 58,5 gramos.

Ejercicios:

1) Dé el peso molecular y el mol de las siguientes sustancias:

a) $KMnO_4$ (permanganato de potasio);

b) $(NH_4)_2 C_2O_4$ (oxalato de amonio);

c) H_2SO_4 (ácido sulfúrico);

d) HCl (ácido clorhídrico)

2) ¿Cuántos gramos de azufre hay en dos moles de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?

3) ¿Cuántos moles de NaCl (cloruro de sodio) hay en 500 gramos de sal?

4) ¿Cuántos gramos de O (oxígeno) hay en 200 gramos de $KMnO_4$?

Respuestas:

a) $KMnO_4$ (permanganato de potasio)

$K = 39$	$Mn = 55$	$O = 16$
$1 K = 1 \times 39 = 39$		
$1 Mn = 1 \times 55 = 55$		
$4 O = 4 \times 16 = 64$		
Peso molecular		158

Molécula gramo o mol del $KMnO_4 = 158$ gramos.

b) $(NH_4)_2 C_2O_4$ (oxalato de amonio)

$N = 14$	$H = 1$	$C = 12$	$O = 16$
$2 N = 2 \times 14 = 28$			
$2 \times 4 H = 2 \times 4 \times 1 = 8$			
$2 C = 2 \times 12 = 24$			
$4 O = 4 \times 16 = 64$			
Peso molecular			124

Molécula gramo o mol del $(NH_4)_2 C_2O_4 = 124$ gramos.

c) H_2SO_4 (ácido sulfúrico)

$H = 1$	$S = 32$	$O = 16$
$2 N = 2 \times 1 = 2$		
$1 S = 1 \times 32 = 32$		
$4 O = 4 \times 16 = 64$		
Peso molecular		98

Molécula gramo o mol del $H_2SO_4 = 98$ gramos.

d) *HCl* (ácido clorhídrico)

$$\begin{array}{rcl} H & = & 1 \\ 1 H & = & 1 \\ 1 Cl & = & \underline{35,5} \\ \text{Peso molecular} & = & 36,5 \end{array} \quad Cl = 35,5$$

Molécula gramo o mol del HCl = 36,5 gramos.

2) *1 mol de H₂SO₄ tiene 32 gramos de azufre (1 átomo gramo)*

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \text{—} & 32 \text{ gramos} \\ 2 \text{ moles} & \text{—} & x \quad x = 32 \text{ gramos} \times 2 = 64 \text{ gramos} \\ 2 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 & \text{tienen} & 64 \text{ gramos de S.} \end{array}$$

3) *Molécula gramo o mol de NaCl = 58,5 gramos*

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol} & \text{—} & 58,5 \text{ gramos} \\ x & \text{—} & 500 \text{ gramos} \end{array} \quad x = \frac{500}{58,5} = 8,55 \text{ moles}$$

4) *1 mol de KMnO₄ = 158 gramos*

158 gramos de KMnO₄ tienen 64 gramos de O

200 gramos de KMnO₄ tienen x gramos de O

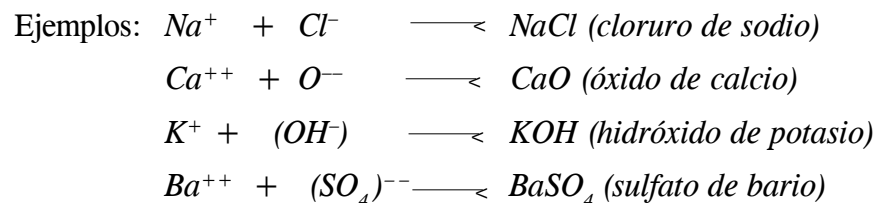
$$x = \frac{64 \times 200}{158} = 81 \text{ gramos de O}$$

12. IONES-CATIONES Y ANIONES

Cuando un átomo cede uno o más electrones (esto es, partículas con carga eléctrica negativa) se carga eléctricamente con carga positiva. El que recibe electrones, por el contrario, queda con carga negativa.

Dichas cargas eléctricas forman un campo de atracción entre las partículas (iones) que se unen para formar las moléculas. Por ejemplo, el sodio (Na) cede un electrón al cloro (Cl) y queda cargado positivamente como Na⁺; el cloro (Cl) recibe del sodio un electrón y queda con carga negativa (Cl⁻). Dichos iones (los positivos, llamados *cationes*, y los negativos, llamados *aniones*) se unen, por atracción electrostática, produciendo el cloruro de sodio (NaCl).

Hemos visto que en el enlace por electrovalencia, hay elementos cuyos átomos ceden más de un electrón, y quedan cargados por dos, tres o más cargas eléctricas, y ceden sus electrones no solo a otro átomo sino también a grupos de átomos (radicales) que también forman aniones.

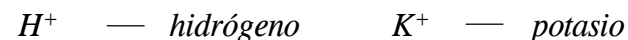


13. VALENCIA

Es el poder de combinación que presentan los átomos de los elementos químicos. Dicho poder de combinación está representado en los iones por los signos + o - según el número de electrones que cedan o reciban.

13.1 Algunos cationes principales

Valencia 1, monovalente



NH_4^+ — amonio Ag^+ — plata

Na^+ — sodio Au^+ — oro

Valencia 2, bivalente

Ca^{++} — calcio Zn^{++} — zinc

Mg^{++} — magnesio Cu^{++} — cobre

Ba^{++} — bario Fe^{++} — fierro

Valencia 3, trivalente

Al^{+++} — aluminio

Fe^{+++} — fierro

Cr^{+++} — cromo

Valencia 4, tetravalente

Sn^{++++} — estaño

Pt^{++++} — platino

13.2 Algunos aniones principales

Valencia 1, monovalente

H^- — hidrato

NO_2^- — nitrito

F^- — fluoruro

NO_3^- — nitrato

Cl^- — cloruro

OH^- — hidróxido

ClO^- — hipoclorito

Valencia 2, bivalente

CO_3^{--} — carbonato

S^{--} — sulfato

SO_4^{--} — sulfato

SO^{--} — sulfito

$C_2O_4^{--}$ — oxalato

SiF_6^{--} — fluosilicato

CrO_4^{--} — cromato

$Cr_2O_7^{--}$ — dicromato

Valencia 3, trivalente

N^{--} — nitrato

PO_4^{---} — ortofosfato

P^{--} — fósforo

AlO_3^{---} — aluminato

Valencia 4, tetravalente

$P_2O_7^{----}$ — pirofosfato

$[Fe(CN)_6]^{----}$ — ferrocianuro

14. ESCRITURA Y NOMENCLATURA DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

14.1 Escritura

Para dar fórmulas a los compuestos iónicos (una representación gráfica abreviada), se escribe la representación gráfica del anión, dando al catión un índice numéricamente igual al número de valencia del anión y al anión un índice numéricamente igual al número de valencia del catión. Cuando los índices permiten un divisor común se realiza la simplificación máxima posible.

Cationes

Fe^{++}	—	(fierro bivalente)
Fe^{+++}	—	(fierro trivalente)
Ca^{++}	—	(calcio bivalente)

Aniones

CO_3^{--}	—	(carbonato bivalente)
SO_4^{--}	—	(sulfato bivalente)
$P_2O_7^{----}$	—	(pirofosfato-tetravalente)
$Fe_2(CO_3)_2$	—	simplificando: $FeCO_3$

Fórmulas:

$Fe_2(SO_4)_3$ — no hay divisor común entre 2 y 3
 $Ca_4(P_2O_7)_2$ Como 4 y 2 son divisibles por 2,
simplificamos $Ca_2P_2O_7$

Observación: solamente se realiza la simplificación de los índices dados; los índices de los átomos que componen los cationes o los aniones no pueden simplificarse.

14.2 Nomenclatura

Se emplea el nombre del anión, seguido por la preposición *de* y por el nombre del catión y, en caso de ser necesario, se coloca un número romano para que indique la valencia del catión (en el caso de que tenga más de una valencia).

Ejemplo: carbonato de Fierro II; sulfato de Fierro III; Pirofosfato de calcio.

Cuando el catión es hidrógeno (H^+), se emplea una regla especial de nomenclatura que consiste en usar la palabra *ácido* seguida del nombre del anión, con la terminación apropiada.

Entonces

Cationes

H^+	+
H^+	+
H^+	+
H_2CO_3	—
HNO_2	—
HCl	—

Aniones

CO_3^-	(carbonato)
NO_2^-	(nitrito)
Cl^-	(cloruro)
	Ácido carbónico
	Ácido nitroso
	Ácido clorhídrico

Se reemplazan las terminaciones:

$\left. \begin{array}{l} -ato \\ -ito \\ -uro \end{array} \right\}$	respectivamente por	$\left\{ \begin{array}{l} -ico \\ -oso \\ -hídrico \end{array} \right.$
---	---------------------	---

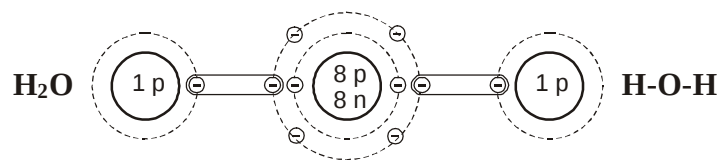
15. LA MOLÉCULA DEL AGUA

Según lo que hemos estudiado hasta este punto, queda implícito que cuando los átomos se unen para formar las moléculas lo hacen con el fin de completar sus últimas capas, lo cual les da estabilidad porque quedan en un estado de energía más bajo que aquel en el que estaban cuando eran átomos aislados.

Por ejemplo, la molécula de agua:

fórmula molecular	fórmula electrónica	fórmula estructural
----------------------	------------------------	------------------------

Figura 14



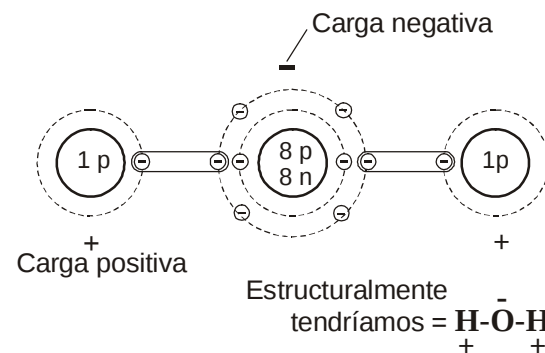
Sin embargo, esta distribución, en principio lógica y verdadera, no puede explicar innumerables propiedades del agua tales como el hecho de que su punto de ebullición sea mayor que el de otras sustancias con mayor peso molecular, así como la solubilidad de las sustancias iónicas.

Pero si observamos atentamente la fórmula electrónica del agua, podemos darnos cuenta con facilidad de que el oxígeno necesita ocho electrones en su última capa mientras que el hidrógeno requiere solamente dos. Debido a esta “necesidad” de más electrones, el oxígeno atraerá los dos pares electrónicos que lo unen a los átomos de hidrógeno lo más cerca de sí. En química, esa mayor “necesidad” de electrones se llama *electronegatividad*.

Como el átomo de oxígeno atrae lo más cerca de sí al par electrónico, sufre un desequilibrio en su carga eléctrica (hasta entonces neutra) y se vuelve ligeramente negativo debido a la proximidad del par electrónico. En consecuencia y por raciocinio análogo, el hidrógeno, al alejarse del par electrónico, se vuelve ligeramente positivo.

Por ejemplo:

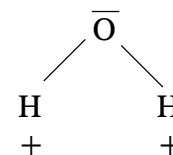
Figura 15



Ahora vamos a considerar a la molécula del agua como molécula *polar*; es decir, como una molécula con polos (puntas extremas) cargados eléctricamente.

Sabemos por física, en lo referente a electricidad, que si tenemos un sistema de cargas, estas buscarán, mediante fuerzas de atracción y repulsión, alcanzar un estado de equilibrio. Lo mismo sucede con la molécula del agua, que crea de esa manera una nueva forma en la disposición de los átomos, lo contrario de la forma lineal clásica.

Estructuralmente, tendríamos:



Gracias a la física, fue posible calcular el ángulo formado por los átomos en la molécula, lo cual llegó a ser comprobado más recientemente en la práctica mediante el uso de técnicas científicas modernas (rayos X). El ángulo es de $104^{\circ} 31'$.

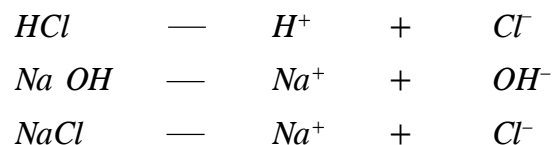
Desde entonces tenemos un nuevo concepto de la molécula del agua, que coincide con la realidad y puede explicar todos los fenómenos en los que esta interviene.

16. DISOCIACIÓN IÓNICA

Un gran número de productos químicos, al ser agregados al agua (solventes), sufren una difusión rápida y pierden su estado sólido, y el líquido permanece transparente, incoloro o coloro. Se dice que esa sustancia está en disolución (es un soluto). La solución pasa totalmente por el filtro sin producirse retención alguna de la sustancia.

Las soluciones en general se caracterizan por presentar una solución total o parcialmente bajo la forma de iones, que poseen cargas positivas (cationes) y cargas negativas (aniones). La molécula se divide, pero debe encontrar un equilibrio de cargas debido a la compensación de cargas positivas y negativas.

Ejemplos:



Las sustancias que se disocian en solución se llaman *electrolitos*, y la solución, *electrolítica*.

Existen sustancias que se disocian casi totalmente, y se llaman *electrolitos fuertes*.

Ejemplos: H_2SO_4 , $NaOH$, $NaCl$, etcétera.

Dichas sustancias permiten el paso de la corriente eléctrica por una solución (corriente fuerte).

Otras sustancias que se disocian poco se llaman *electrolitos débiles*.

Ejemplos: H_3CCOOH (ácido acético), NH_4OH , $Al(OH)_3$, que ofrecen cierta resistencia al paso de la corriente eléctrica (corriente débil).

17. ÁCIDOS

Son sustancias que, diluidas en agua, al disociarse forman específicamente cationes de hidrógeno (H^+).

Algunas propiedades:

Tienen sabor ácido, agrio, corrosivo o cáustico.

Tienen la propiedad de cambiar el color de determinadas sustancias llamadas *indicadores*:

INDICADORES	MEDIO ÁCIDO	MEDIO BÁSICO O ALCALINO
Fenolftaleína	Incoloro	Rojo
Anaranjado de metilo	Rosado fuerte	Amarillo
Tornasol	Rojo	Azul
Rojo de metilo	Rojo fuerte	Amarillo

Estas sustancias producen CO_2 (gas carbónico) al entrar en contacto con el carbonato.

Disuelven metales no nobles con desprendimiento de gas hidrogénico (H_2).

Actúan con las bases y producen sal y agua.

18. BASES O HIDRÓXIDOS

Son sustancias en solución acuosa que, por disociación iónica o electrolítica, liberan, específicamente en forma de anión, el anión hidróxido (OH^-), llamado también *hidroxilo*.

Algunas de sus propiedades son las siguientes:

Tienen un sabor denominado cáustico, corrosivo, básico o alcalino.

Reaccionan con indicadores.

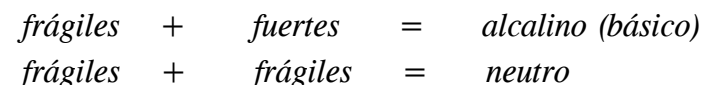
Actúan con los ácidos produciendo sal y agua.

19. SALES

Son sustancias que, en solución acuosa, producen cationes diferentes de H^+ y aniones diferentes de OH^- .

Hemos visto que si colocamos una sustancia en agua, pueden haber varios grados de disociación (fuerte o frágil). Según sea dicha disociación, los ácidos y las bases pueden ser fuertes o débiles. Las sales, a su vez, pueden tener carácter ácido, básico o neutro cuando se originan:

Ácidos		Bases		Sales (carácter)
<i>fuertes</i>	+	<i>fuertes</i>	=	<i>neutro</i>
<i>fuertes</i>	+	<i>frágiles</i>	=	<i>ácido</i>



En cada caso, hay un comportamiento distinto en el equilibrio de las reacciones, debido a la variación de la relación entre la concentración de iones de hidróxido en la solución.

Ejemplo: ácido fuerte + base fuerte = sal neutra



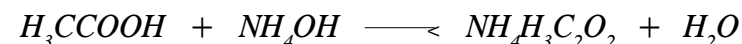
Ácido fuerte + base fuerte = sal ácida



Ácido débil + base fuerte = sal básica



Ácido débil + base débil = sal neutra



Observación: $Al_2(SO_4)_3$ es una sal de carácter ácido.

20. ÓXIDOS

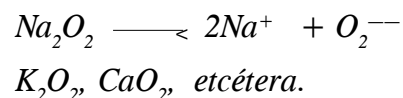
Son compuestos formados por oxígeno y por otro elemento. Se representan con la fórmula YO (considerados como procedentes del agua $[H_2O]$ debido a la sustitución de los H de esta última por átomos de otro elemento).

Ejemplo: CaO , Al_2O_3 , Fe_2O_3 , FeO , etc.

20.1 Peróxidos

Son óxidos considerados como originarios del agua oxigenada (H_2O_2) por sustitución de los H de esta última por átomos de otro elemento.

Ejemplos:



20.2 Polióxidos

Son los óxidos que se caracterizan por presentar en la formación de sus moléculas cuatro átomos de oxígeno unidos entre sí por covalencia (O_4^{2-}).

Ejemplo: Na_2O_4 , BaO_4 , etcétera.

21. REACCIONES QUÍMICAS

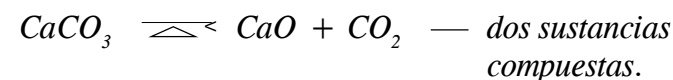
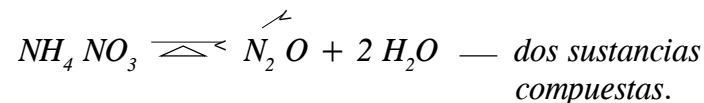
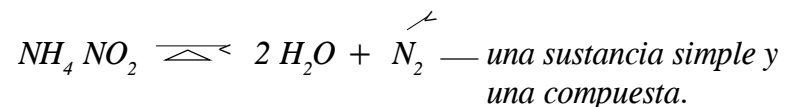
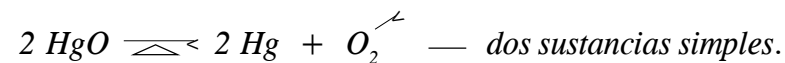
Se llama *reacción química* a todo fenómeno en el cual una o más sustancias se transforman y dan origen a la aparición de otra u otras. Se trata del fenómeno químico en sí.

Las reacciones químicas pueden ser las siguientes:

21.1 De análisis o descomposición

Ejemplo:

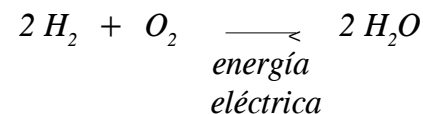
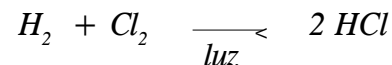
Descomposición térmica de una sustancia:



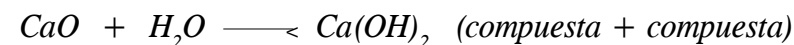
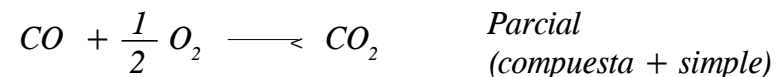
21.2 Síntesis

Es una reacción entre dos sustancias simples y puede ser total o parcial.

Ejemplo:



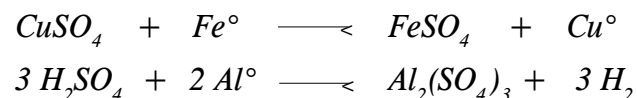
Total



21.3 Sustitución simple

Es la reacción entre una sustancia simple y una compuesta, en la cual la simple hace que un elemento de la compuesta cambie de lugar.

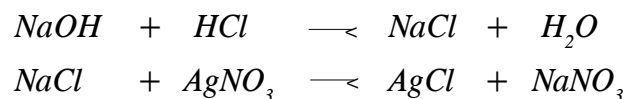
Ejemplo:



21.4 Sustitución doble

Es la reacción entre dos sustancias compuestas que intercambian elementos químicos o radicales.

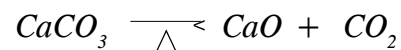
Ejemplo:



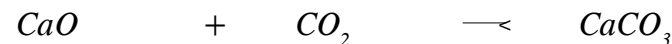
21.5 Reacción reversible

Es aquella reacción en la cual se procede en sentido opuesto simultáneamente.

Ejemplo: la descomposición térmica de CaCO_3 en un recipiente cerrado. Cuando la reacción se calienta, ocurre lo siguiente:



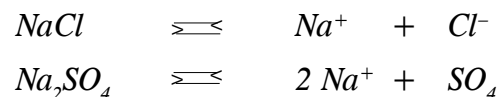
Debido a la presión provocada por la descomposición y por el calor, esta también actúa en sentido contrario.



La reacción reversible se expresa de la siguiente forma:



La disolución de sustancias iónicas en agua —por ejemplo, NaCl —, cuando hay disociación, se produce del siguiente modo:

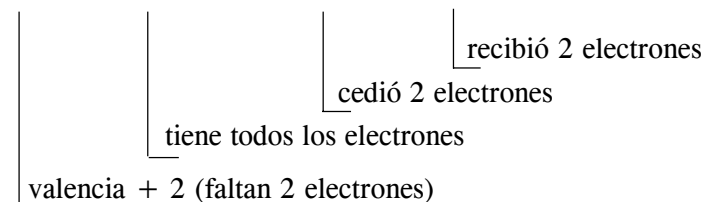
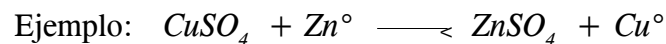


21.6 Óxido-reducción

Es la reacción que se realiza para ganar o perder electrones.

Cuando un elemento se oxida, se dice que cedió electrones. Cuando un elemento se reduce, se dice que los ganó.

No puede haber oxidación si no hay reducción.



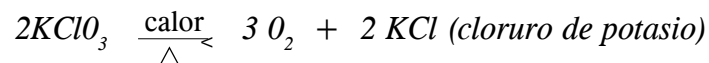
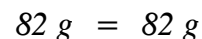
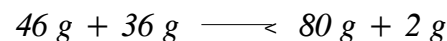
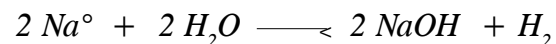
Zn es el elemento reductor $\longrightarrow$ *se oxidó*
Cu es el elemento oxidante $\longleftarrow$ *se redujo*

22. ECUACIÓN QUÍMICA

Los fenómenos o reacciones químicas pueden expresarse gráficamente mediante ecuaciones químicas. Una ecuación química debe traducir lo que ocurre en la práctica, cuantitativa y cualitativamente. Una ecuación química comprende esencialmente dos partes. En la primera parte, a la izquierda, se colocan los elementos que reaccionan y en la segunda, a la derecha —que se indica con una flecha—, los productos resultantes.

En cualquier reacción, la suma de las masas de las sustancias reactivas es igual a la suma de las masas de las sustancias resultantes, lo cual indica que el número de átomos de cada elemento en el primer miembro es necesariamente igual al número de átomos de ese mismo elemento en el segundo miembro.

Ejemplo:



23. TIPOS CLÁSICOS DE ECUACIONES QUÍMICAS

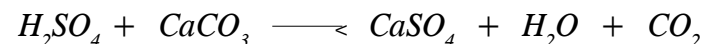
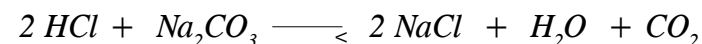
- a) Siempre que hacemos que un ácido actúe con una base, se forman la sal y el agua.

Ejemplo:



- b) Siempre que hacemos que un ácido actúe con un carbonato, se forman sal, agua y gas carbónico (CO_2).

Ejemplo:



- c) Siempre que hacemos que un ácido actúe con un metal no noble, se forman sal e hidrógeno.

Ejemplo:



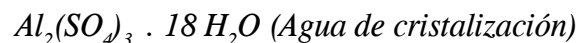
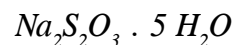
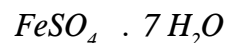
24. AGUA DE CRISTALIZACIÓN

Las sales, en la mayoría de los casos, son estables en forma cristalina, en la cual las moléculas de agua constituyen parte integrante del cristal.

Debido a este hecho, se encuentran reactivos químicos incluso en la forma p. a. (pura para análisis), que contienen agua de cristalización en la molécula.

La fórmula del producto indica el número de moléculas de agua.

Ejemplo:



25. SOLUCIONES

Se llama *soluciones* a las mezclas homogéneas de sustancias simples o compuestas de las cuales es imposible separar mecánicamente los constituyentes y cuya composición puede variar dentro de ciertos límites, de manera continua.

25.1 Componentes de una solución

En una solución, el dispersante recibe el nombre de *solute* o *disuelto* y el medio dispersante se llama *solvente* o *disolvente*.

Se llama *solvente* al componente de la solución que participa en mayor cantidad.

Se llama *solute* al componente de la solución que participa en menor cantidad.

25.2 Características de una solución

Las soluciones se caracterizan por lo siguiente:

- a) Tienen composición variable.
- b) Son de propiedades variables.
- c) No son resistentes a procesos físicos de fraccionamiento.
- d) No pueden ser representadas por fórmulas.

25.3 Clasificación de las soluciones

a) *soluciones sólidas*: el solvente es sólido; el soluto puede ser sólido, líquido o gaseoso.

Ejemplos:

aleaciones metálicas (latón, bronce, etcétera);
amalgama de cobre;
 H_2 disuelto en Pd (paladio) o Pt (platino).

b) *soluciones líquidas*: el solvente es líquido; el soluto puede ser sólido, líquido o gaseoso.

Ejemplo:

salmuera;
agua + alcohol;
 CO_2 disuelto en agua.

c) *soluciones gaseosas*: el solvente es un gas; el soluto puede ser sólido, líquido o gaseoso.

Ejemplo:

el aire, el polvo, el humo;
nubes (vapor de agua, humedad).

Las soluciones también pueden ser clasificadas de acuerdo con las relaciones entre soluto y solvente:

- a) soluciones diluidas;
- b) soluciones concentradas;
- c) soluciones saturadas;
- d) soluciones sobresaturadas.

Con respecto a la naturaleza de las partículas, las soluciones pueden ser del siguiente modo:

- a) soluciones iónicas;
- b) soluciones moleculares;
- c) soluciones atómicas (de gases raros o de metales);
- d) soluciones coloidales.

26. MEDICIÓN DE LAS SOLUCIONES

Como no es posible representar las soluciones mediante fórmulas, ha sido necesario definir las; es decir, indicar su composición.

Tenemos dos tipos de medidas:

- a) medidas de porcentaje
 - porcentaje en peso
 - fracción molar
- b) medidas de concentración
 - porcentaje en volumen
 - gramos por litro
 - normalidad
 - molaridad

26.1 Porcentaje en peso

Es el que nos indica la masa en gramos del soluto contenida en 100 gramos de solución. El porcentaje se calcula de la siguiente manera:

Siendo m la masa del soluto y
 m' la masa del solvente

Entonces, en $m + m'$ existen mg de soluto
en 100 existirá un % de soluto, donde

$$\% \text{ en peso} = \frac{100 m}{m + m'}$$

Ejercicio:

Se disolvieron 50 g de NaOH en 200 g de agua.
Calcular el porcentaje:

$$\begin{aligned} m &= 50 \text{ g} \\ m' &= 200 \text{ g} \end{aligned}$$

Por lo tanto,

$$\% = \frac{100 \times 50}{50 + 200} = \frac{5.000}{250} = 20\%$$

26.2 Porcentaje en volumen (composición centesimal de una solución)

Esta medida indica la masa del soluto en 100 mL de solución.

Siendo: m = la masa del soluto en g
 m' = es el volumen de la solución en mL

Si en m' mL de solución existen mg de soluto, en 100 mL de solución, ¿qué porcentaje en volumen existirá?

$$\% \text{ en volumen} = \frac{100 \times m}{m'}$$

Ejercicio:

Disolví 50 g de NaOH con agua para obtener 500 mL de solución. Calcule el porcentaje en volumen.

$$\begin{aligned}m &= 50 \text{ g} \\m' &= 500 \text{ mL}\end{aligned}$$

$$\% \text{ en volumen} = \frac{100 \times 50}{500} = 10\%$$

Este tipo de solución se utiliza en el servicio de agua. Así, para el tratamiento se preparan soluciones de sulfato de aluminio, cal, etcétera.

Ejercicio:

Un depósito de sulfato de aluminio contiene 6 m³ de solución. ¿Cuántos kilos de sulfato de aluminio debo colocar para obtener una solución de 5%?

$$\%_{\text{volumen}} = 5\%$$

$$m = ?$$

$$m' = 6.000.000 \text{ mL}$$

$$\% = \frac{100 \times m}{m'} \quad \text{luego, } 5 = \frac{100 \times m}{6.000.000}$$

$$5 \times 6.000.000 = 100 m$$

$$100 m = 30.000.000$$

$$m = 300.000 \text{ g}$$

$$\text{como } 1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g}$$

$$Y = 300.000 \text{ g}$$

$$y = \frac{1 \times 300.000}{1.000} = 300 \text{ kilogramos}$$

Ejercicio:

¿Cómo preparar 200 mL de solución acuosa con 1 % de sulfato de aluminio?

$$\begin{aligned}\%_{\text{volumen}} &= \frac{100 \times m}{m'} & m &= ? \\ & & m' &= 200 \text{ mL} \\ & & \% &= 1\%\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}1 &= \frac{100 \times m}{200} & \text{luego, } 1 \times 200 &= 100 m \\ & & 100 m &= 200 \\ & & m &= \frac{200}{100} = 2 \text{ g}\end{aligned}$$

Se toman 2 g de sulfato de aluminio, se los disuelve en agua y se eleva el volumen a 200 mL, con agua.

26.3 Concentración en gramos por litro (Cg/L)

Es el tipo de concentración que nos indica la masa en gramos de soluto contenida en un litro (o 1.000 mL) de solución.

dado m = masa del soluto

dado $V(L)$ = volumen en litros

$$Cg/L = \frac{m}{V(L)}$$

Ejercicio:

Disolví 50 gramos de NaCl en 500 mL de agua.

¿Cuál es el Cg/L de la solución?

$$Cg/L = \frac{m}{V(L)} \quad m = 50 \text{ g} \\ V(L) = 0,5 \text{ L}$$

$$Cg/L = \frac{50}{0,5} = 100 \text{ g/L}$$

26.4 Molaridad

Es el tipo de concentración que indica el número de moles o de moléculas gramo contenidas en un litro (ó 1.000 mL) de la solución.

Sea: m la masa del soluto en gramos;
 n el número de moles del soluto;
 M el mol (molécula gramo) del soluto;
 $V(L)$ el volumen de la solución en litros.

$$Molaridad = Mr = \frac{n}{V(L)}$$

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

$$Mr = \frac{m}{V(L)}$$

Luego:

$$Mr = \frac{m}{M \cdot V(L)}$$

Ejercicio:

Se disolvieron 66,6 g de sulfato de aluminio común en 500 mL de agua. ¿Cuál es la molaridad de la solución?

$$m = 66,6 \text{ g} \\ M = 666 \text{ g}$$

Si tomamos en cuenta que la fórmula de sulfato de aluminio es $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18 H_2O$, veremos que la molécula contiene:

peso atómico

$$\begin{array}{rclclclcl} 2 & \times & Al & - & 2 & \times & 27 & = & 54 \\ 3 & \times & S & - & 3 & \times & 32 & = & 96 \\ 30 & \times & O & - & 30 & \times & 16 & = & 480 \\ 36 & \times & H & - & 36 & \times & 1 & = & 36 \\ Mol & & & & & & & = & 666 \text{ g} \end{array}$$

$$V(L) = 0,5 \text{ L}$$

$$Mr = \frac{m}{M \times V(L)} \quad Mr = \frac{66,6}{666 \times 0,5} = \frac{66,6}{333} = 0,2 \text{ Mr}$$

26.5 Normalidad

Es un tipo de concentración que nos indica el número de equivalente gramo de soluto que contiene un litro de solución. Para calcular la normalidad de una solución, se relaciona el número de equivalente gramo de soluto con el volumen total de la solución expresada en litros.

Sea: m la masa del soluto en g
 Eq el equivalente gramo
 n_1 el número de equivalente gramo
 N la normalidad

$$N = \frac{n_1}{V(L)} \quad n_1 = \frac{m}{Eq} \quad \text{entonces,}$$

$$N = \frac{\frac{m}{Eq}}{V(L)} \quad \text{luego:} \quad \boxed{N = \frac{m}{Eq \times V(L)}}$$

26.6 Equivalente gramo

Se determina el equivalente gramo de elementos y sustancias iónicas no oxidantes y no reductoras.

a) *Equivalente gramo de un elemento*

$$Eq_{\text{elemento}} = \frac{\text{átomo gramo}}{\text{valencia del elemento}}$$

Ejemplos:

$$Eq_{Na} = \frac{23}{1} = 23 \text{ g}$$

$$Eq_{Ca} = \frac{40}{2} = 20 \text{ g}$$

$$Eq_{Ba} = \frac{137}{2} = 68,5 \text{ g}$$

$$Eq_{Al} = \frac{27}{3} = 9 \text{ g}$$

b) *Equivalente gramo de un ácido*

Para determinar el equivalente gramo de un ácido, se divide la molécula gramo (o Mol) del ácido entre el número de H ionizables que contiene.

Ejemplos:

$$Eq_{HCl} = \frac{36,5}{1} = 36,5 \text{ g}$$

$$Eq_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ g}$$

$$Eq_{H_3PO_4} = \frac{98}{3} = 32,66 \text{ g (ácido ortofosfórico)}$$

$$Eq_{H_4P_2O_7} = \frac{178}{4} = 44,5 \text{ g (ácido pirofosfórico)}$$

c) *Equivalente gramo de una base*

Se divide la molécula gramo (o Mol) de la base por el número de grupos OH de ella (o por la valencia del catión).

Ejemplos:

$$Eq_{NaOH} = \frac{40}{1} = 40 \text{ g}$$

$$Eq_{Ca(OH)_2} = \frac{74}{2} = 37 \text{ g}$$

$$Eq_{Al(OH)_3} = \frac{78}{3} = 26 \text{ g}$$

$$Eq_{Sn(OH)_4} = \frac{248}{4} = 62 \text{ g}$$

d) *Equivalente gramo de una sal simple*

Para determinar el equivalente gramo de una sal simple, se divide la molécula gramo (o mol) entre el número total de unidades de valencia del catión (o del anión).

Ejemplos:

$$Eq_{NaNO_3} = \frac{95}{1} = 95 \text{ g}$$

$$Eq_{K_2SO_4} = \frac{174}{2} = 87 \text{ g}$$

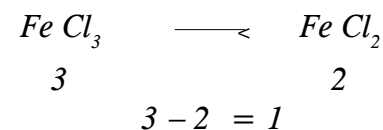
$$Eq_{FeCl_3} = \frac{162,5}{3} = 54,16 \text{ g}$$

$$Eq_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{342}{6} = 57 \text{ g}$$

e) *Equivalente gramo de sustancias oxidantes o reductoras*

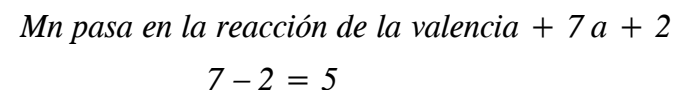
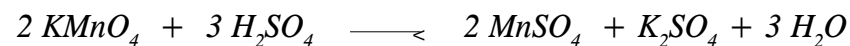
Para determinar el equivalente gramo de una sustancia oxidante o reductora, se divide la molécula gramo (o mol) de dicha sustancia entre la variación total de valencia que pueda sufrir el elemento de valencia variable existente en dicha sustancia.

Ejemplos:



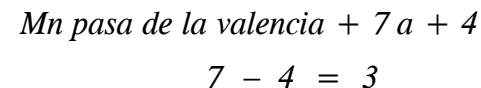
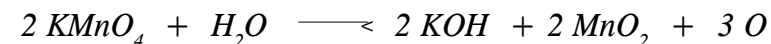
$$Eq_{FeCl_3} = \frac{162,5}{1} = 162,5$$

Equivalente del $KMnO_4$ en un medio ácido:



$$Eq_{KMnO_5} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ g (ácido)}$$

Equivalente del $KMnO_4$ en un medio básico



$$Eq_{KmnO_4} = \frac{158}{3} = 52,66 \text{ g (básico)}$$

Ejercicio:

Se disolvieron 12 g de NaOH en agua destilada y se completó el volumen hasta un litro con agua destilada. ¿Cuál es la normalidad de la solución?

$$N = \frac{m}{Eq \times V(L)}$$

$$m = 12 \text{ g}$$

$$Eq_{NaOH} = \frac{40}{1} = 40 \text{ g}$$

$$V(L) = 1$$

$$1 \times Na = 1 \times 23 = 23$$

$$1 \times O = 1 \times 16 = 16$$

$$1 \times H = 1 \times 1 = 1$$

$$Mol = 40$$

$$N = \frac{12}{40 \times 1} = 0,3 \text{ N}$$

Ejercicio:

Se disolvieron 9,8 g de H_2SO_4 en agua destilada y se completó el volumen hasta 2.000 mL con agua destilada. ¿Cuál es la normalidad de la solución?

$$m = 9,8 \text{ g}$$

$$Eq_{H_2SO_4} = \frac{98}{2} = 49 \text{ G}$$

$$V(L) = 2 \text{ L}$$

$$N = \frac{9,8}{49 \times 2} = 0,01 \text{ N}$$

Ejercicio:

Se preparó una solución de 0,1 N con 9,48 g de $KMnO_4$ para oxidar en medio ácido. ¿Cuántos litros de solución se prepararon?

$$m = 9,48 \text{ g}$$

$$Eq_{KMnO_4} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ g}$$

$$V(L) = ?$$

$$N = 0,1 \text{ N}$$

$$N = \frac{m}{Eq. V(L)} \quad 0,1 = \frac{9,48}{31,6 \times V(L)} \text{ entonces, } 3,16 \times V(L) = 9,48$$

$$V(L) = \frac{9,48}{3,16} = 3 \text{ litros}$$

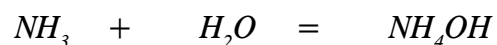
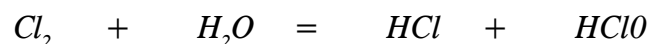
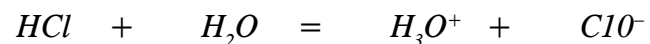
26.7 Factor de corrección

El factor de corrección se obtiene de la siguiente manera:

$$f_c = \frac{N. \text{ real}}{N. \text{ teóric}} = \frac{mL \text{ teóricos}}{mL \text{ real}} = \frac{\text{cantidad real del soluto}}{\text{cantidad teórica del soluto}}$$

27. DISOLUCIÓN CON O SIN REACCIÓN

En la práctica, muchas disoluciones se verifican mediante reacciones químicas.



etcétera.

Algunos ejemplos de disolución son los siguientes:

yodo en el tetracloruro sin reacción;

azufre en el sulfato de carbono;

grasas en el éter, etcétera.

Todos los ejemplos anteriores son de soluciones verdaderas, en las cuales las partículas de soluto dispersas en el solvente son menores a $0,001 \mu m$ (micrómetro) (μm = milésima parte del milímetro).

28. SUSPENSIÓN

Cuando hacemos hervir el gas carbónico (CO_2) en agua de cal, se produce una formación de pequeñas partículas de carbonato de calcio ($CaCO_3$). Dichas partículas permanecen suspendidas y dan al agua un aspecto lechoso (suspensión).

Las suspensiones pueden ser de los tipos siguientes:

28.1 Concentradas

En las suspensiones ordinarias las partículas pueden observarse a simple vista y, por lo tanto, tienen diámetro mayor a $0,1 \mu m$ (microscópicas y macroscópicas).

Ejemplo:

Se coloca un polvo fino e insoluble en un líquido y se agita.

28.2 Ultramicroscópicas

Se llama *ultramicroscópicas* a las partículas no visibles a simple vista, menores que $0,1 \mu m$.

SISTEMAS		DIMENSIÓN DE LAS PARTÍCULAS
1. Soluciones verdaderas		Menores que $0,001 \mu m$
2. Suspensiones	Ultramicroscópicas (coloidales)	$0,001 \mu m$ a $0,1 \mu m$
	Concentradas (microscópicas o macroscópicas)	Mayores que $0,1 \mu m$

Suspensiones coloidales (soluciones falsas) o soluciones coloidales son sistemas dispersos en que las partículas en suspensión varían entre $0,001 \mu m$ y $0,1 \mu m$; reciben el nombre de *coloides*.

Ejemplos de coloides:

a) Constituidos por una sola molécula (moléculas gigantes)

Ejemplo: las proteínas (como la clara de huevo).

b) Constituidos por agregados de átomos

Ejemplo: oro coloidal, plata coloidal, platino coloidal, etcétera.

c) Constituidos por conglomerados de moléculas

Ejemplo: mayonesa, sílice coloidal, aceite de hígado de bacalao, etcétera.

Observaciones: los sólidos dispersos en líquidos pueden dar como resultado la formación de líquidos o de sólidos.

Los líquidos reciben el nombre de *soles* y, cuando el dispersante es el agua, se conocen como *hidrosols*.

Ejemplos: tintas, gomas de almidón, etcétera.

Los sólidos reciben el nombre de *gel* y cuando el dispersante es el agua, se conocen como *hidrogel*.

Ejemplos: jaleas, gel sílico, hidróxido de aluminio, etcétera.

Cuando el líquido dispersante penetra en la misma estructura de la fase dispersa —es decir, cuando las partículas absorben el líquido dispersante y, en consecuencia, no pueden ser reconocidas en el microscopio— los coloides reciben el nombre de *emulsoides*.

29. SOLUCIÓN COLOIDAL

Cuando estudiamos las soluciones y las suspensiones quedó implícito que es posible distinguir fácilmente una solución (mezcla homogénea) de una suspensión (mezcla heterogénea). Sin embargo, esta distinción no es exacta, pues existen otros sistemas que no son claramente homogéneos ni heterogéneos. Tales sistemas son intermediarios y se conocen como *coloidales*.

Entre las suspensiones gruesas y las soluciones existe una región en la cual las partículas dispersas son tan pequeñas que no constituyen una fase nítidamente separada y, a la vez, no son lo suficientemente pequeñas como para formar una solución.

Las líneas limítrofes entre soluciones y coloides, y entre coloides y fases discretas no son rigurosamente fijas, puesto que siempre es posible una graduación del tamaño de las partículas. Definimos a la solución coloidal como un sistema disperso en el cual las partículas en suspensión varían entre los límites de 10^{-7} cm ($0,001\mu\text{m}$) y 10^{-4} cm ($0,1\mu\text{m}$).

29.1 Tipos de coloides

Aunque la solución coloidal se define en función del tamaño de las partículas, el tamaño no guarda relación con la constitución de las partículas; así, podemos tener partículas formadas por los siguientes elementos:

1) Moléculas aisladas (moléculas gigantes):
las proteínas (tales como la clara de huevo);
azúcares complejos (almidón).

2) Conglomerados de átomos:
oro, plata, platino coloidal.

3) Conglomerados de moléculas:
mayonesa;
sílice coloidal;
aceite de hígado de bacalao.

29.2 Tipos de soluciones coloidales

La clasificación de las soluciones coloidales se realiza sobre la base del estado de adición de las fases componentes, a pesar de que estas no puedan distinguirse a simple vista cuando el coloide está formado.

Según lo expuesto anteriormente, los coloides se clasifican del siguiente modo:

1) Soles

Un sólido es dispersado por un líquido, de manera que este forma la fase continua y los fragmentos de sólido (partículas), la fase discontinua.

2) Gel

Es un tipo no común de coloide en el cual un líquido contiene un sólido en un retículo fino que se dilata a través del sistema. Ambas fases, la sólida y la líquida, son continuas.

Ejemplos: jaleas, gelatinas, hidróxido de aluminio, etcétera.

3) Emulsiones

Son soluciones coloidales en las cuales un líquido está disperso en otro.

Ejemplo: la leche. La leche está formada por glóbulos de grasa en solución acuosa.

4) Aerosol

Es una solución coloidal que se obtiene de la dispersión de un sólido en un gas.

Ejemplo: el humo del cigarro (sólido + gas), pulverización de DDT (líquido + gas).

30. PROPIEDADES DEL ESTADO COLOIDAL

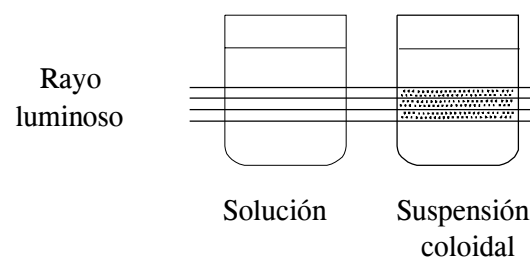
30.1 Difusión

Los coloides se obtienen de membranas porosas (pergamino animal o vegetal). Las sustancias disueltas atraviesan las membranas (diálisis); sin embargo, las partículas en suspensión quedan retenidas.

30.2 Efecto de Tyndall

Cuando se hace pasar un rayo luminoso a través de una solución verdadera y de una suspensión coloidal,

Figura 16



si se observa la dispersión coloidal de manera perpendicular a la luz y contra un fondo oscuro, se comprueba la existencia de puntos brillantes que resultan de la difusión luminosa en las partículas coloidales, lo contrario de lo que ocurre en la solución verdadera. Este fenómeno se conoce como *efecto de Tyndall*.

30.3 Movimiento browniano

Las partículas de los coloides están en constante movimiento debido al movimiento molecular del dispersante.

30.4 Propiedades eléctricas

Muchas partículas de los coloides, al absorber iones, quedan cargadas de electricidad. Estos coloides reciben el nombre de *coloides protegidos*.

31. PRECIPITACIÓN DE LOS COLOIDES. COAGULACIÓN

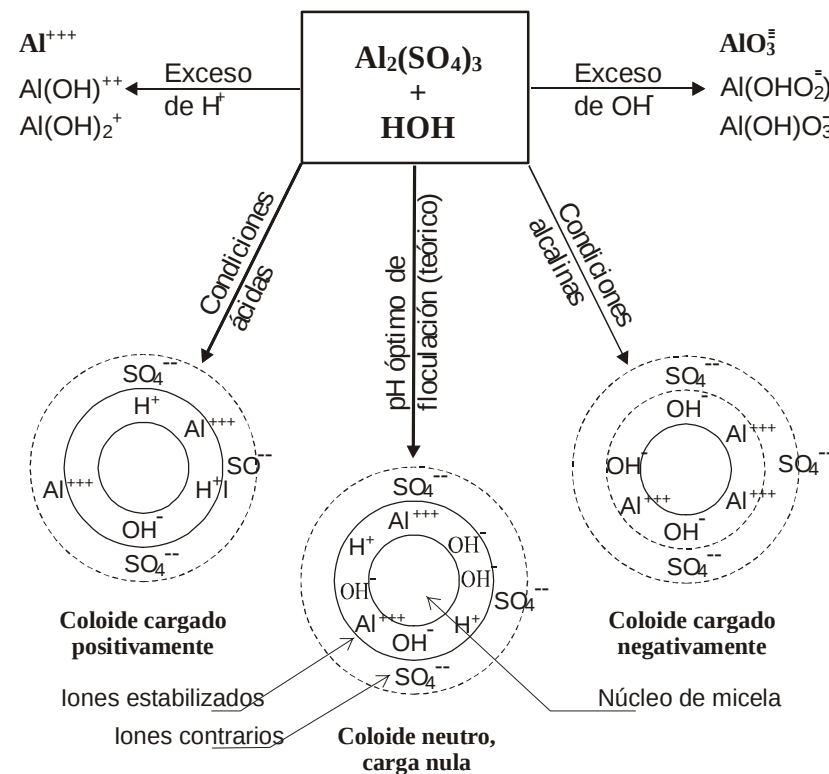
La adición de sustancias electrolíticas a los coloides puede neutralizar sus cargas eléctricas protectoras y, como consecuencia, las partículas se reúnen y dan como resultado la precipitación. Este fenómeno se llama *coagulación de coloide*.

Se debe remarcar que cuanto mayor sea carga eléctrica del ion neutralizador, mayor será la capacidad coagulante.

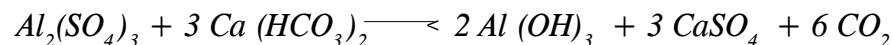
Esta es una de las razones por las cuales el sulfato de aluminio se utiliza como coagulante del agua.

32. TEORÍA DE LA COAGULACIÓN E IMPORTANCIA DEL pH ÓPTIMO DE FLOCULACIÓN

Figura 17



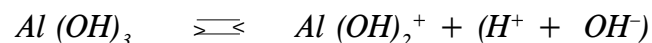
El sulfato de aluminio actúa con la alcalinidad propia (o agregada) del agua:



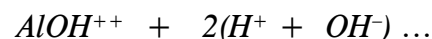
para producir así el hidróxido de aluminio, que es un hidróxido anfótero; es decir, que puede ionizar como un compuesto o un compuesto básico positivo, dependiendo principalmente de la concentración hidrogénica (pH).

Así, cuando el pH es muy bajo:

$[H^+] alta$



O bien

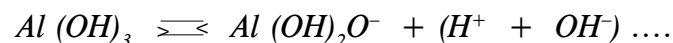


O bien

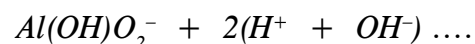


Cuando el pOH es muy bajo:

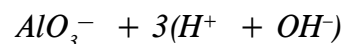
$[OH^-] alta$



O bien



O bien



En el primer caso, la acidez presente neutraliza el OH^- y forma sales de aluminio que disocian.

En el segundo caso, los aluminatos (AlO_3^-), solubles, se forman en zonas alcalinas.

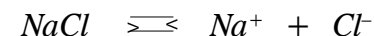
Por ello es importante el pH óptimo de floculación, que determina el campo isoelectrico (carga cero) del coágulo y la mayor posibilidad de reunión de los coágulos para formar el mejor flóculo.

33. pH. POTENCIAL DE HIDRÓGENO. INTRODUCCIÓN

En 1887, Swante Arrhenius observó que las soluciones cuyo comportamiento es anormal en relación con las leyes de Raoult y Vant-Hoff, a diferencia de las que obedecen a estas leyes, presentan también la particularidad de dejarse atravesar por la corriente eléctrica. A partir de ese hecho afirmó que las moléculas de las sustancias cuyas soluciones son conductoras de corriente eléctrica cuando están disueltas, sufren una separación y originan átomos o grupos de átomos dotados de carga eléctrica positiva y negativa.

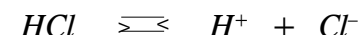
Arrhenius llamó a esta separación *disociación electrolítica* o *ionización* y a las partículas así formadas, *iones*.

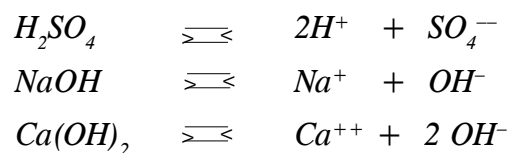
De acuerdo con esta teoría, la molécula del NaCl, por ejemplo, se descompone en iones positivos de Na^+ y en iones negativos de Cl^- cuando está en solución. Para representar la disociación electrolítica (o iónica) de la sal se escribe simplemente lo siguiente:



El signo $\rightleftharpoons$ representa la reversibilidad de la disociación.

Para otros electrolitos:



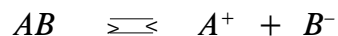


La propia agua experimenta, aunque en proporciones muy reducidas, una disociación que podríamos representar mediante la siguiente ecuación:



33.1 Equilibrio iónico

Utilicemos un electrolito AB binario cuyo equilibrio representaremos del siguiente modo:



La experiencia demuestra que si AB fuera un electrolito débil —es decir, si su grado de disociación fuera relativamente bajo—, la ley de Gildberg-Waage se podría aplicar en este equilibrio. Si aplicamos dicha ley tenemos:

$$\frac{[A^+][B^-]}{[AB]} = K$$

En las soluciones de electrolitos débiles, una vez que se ha alcanzado el estado de equilibrio $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$, la relación entre el producto de las concentraciones iónicas y la concentración del electrolito no disociado es constante.

(K = constante de disociación)

El examen de tal expresión revela que al aumentar la concentración de uno de los iones en equilibrio; por ejemplo,

$[B^-]$ a la ecuación reversible $AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$, habrá una reacción de derecha a izquierda y, en consecuencia, aumentará la concentración del electrolito no disociado.

En efecto, si K permaneciera constante en la relación

$$\frac{[A^+][B^-]}{[AB]} = K$$

cuando aumente $[B^-]$ también debería aumentar $[AB]$, lo cual solo es posible con la reacción



En otras palabras, cuando se agregan iones $[B^-]$ a una solución electrolítica de $[AB]$, las moléculas nuevas $[AB]$ se forman a expensas de una parte de $[A^+]$ ya existente en la solución.

Por lo tanto, cuando se agregan iones $[B^-]$ a la solución del electrolito $[AB]$, la ionización de $[AB]$ retrocede.

En resumen, se puede generalizar lo siguiente:

Cuando a la solución de un electrolito se le añade otro que tenga un ion común con el primero, este impide su ionización.

Y en conclusión:

Cuando a la solución de un electrolito se suma la concentración de uno de los iones en equilibrio, la concentración del otro debe disminuir.

- | | |
|--------------------------|---------------------------|
| 3) $\log_2 32 = y$ | 4) $\log_3 81 = y$ |
| 5) $\log_7 2.401 = y$ | 6) $\log_4 x = 3$ |
| 7) $\log_7 343 = y$ | 8) $\log_{25} x = -0,5$ |
| 9) $\log_{16} x = -0,25$ | 10) $\log_{81} x = -0,25$ |
| 11) $\log_a 64 = 2$ | 12) $\log_a 27 = 3$ |
| 13) $\log_a 625 = 4$ | 14) $\log_a 2 = 2$ |

12.3 Logaritmos decimales o logaritmos ordinarios

Se llaman logaritmos *decimales* u *ordinarios* o *de Briggs* a los logaritmos de base 10.

Se llaman *ordinarios* porque son los que se utilizan comúnmente.

Otro sistema de logaritmos, muy utilizado en Matemática superior, es el sistema de logaritmos neperianos o hiperbólicos o incluso naturales, creado por John Napier, el matemático escocés introductor de los logaritmos. Él les atribuye como base el siguiente número:

$$e = 2,7182818284590.....$$

CAPÍTULO 2

NOCIONES DE QUÍMICA