



Universidad Autónoma del Estado de México

Facultad de Química

Programa Educativo

Química

Unidad de Aprendizaje

Materia, estructura y propiedades.

Diapositivas

Unidad II


Autor

Q. Frazzi Gómez Martínez

agosto de 2015

Presentación:

Este material fue elaborado con el propósito principal de indicar a los estudiantes de manera ilustrativa, clara y concreta los conceptos que requiere dominar para poder resolver el estudio de caso que se aplicará para evaluar las competencias desarrolladas durante esta parte del curso.

Se recomienda al estudiante revisar el presente material para elaborar sus notas, en algunas imágenes se incluyen textos en el idioma inglés, este hecho pretende familiarizarlo con los términos técnicos asociados a esta disciplina, encontrará algunos ejercicios o retos marcados con esta figura  en todos los casos habrá que revisar la solución o proponer una respuesta.

En el aula se realizarán ejercicios básicos y se resolverán las dudas de los estudiantes, finalmente a manera de repaso se sugiere leer minuciosamente los capítulos 3 y 4 de la bibliografía recomendada.

Recuerde que... Me lo contaron y lo olvidé, lo vi y lo entendí, lo hice y lo aprendí.



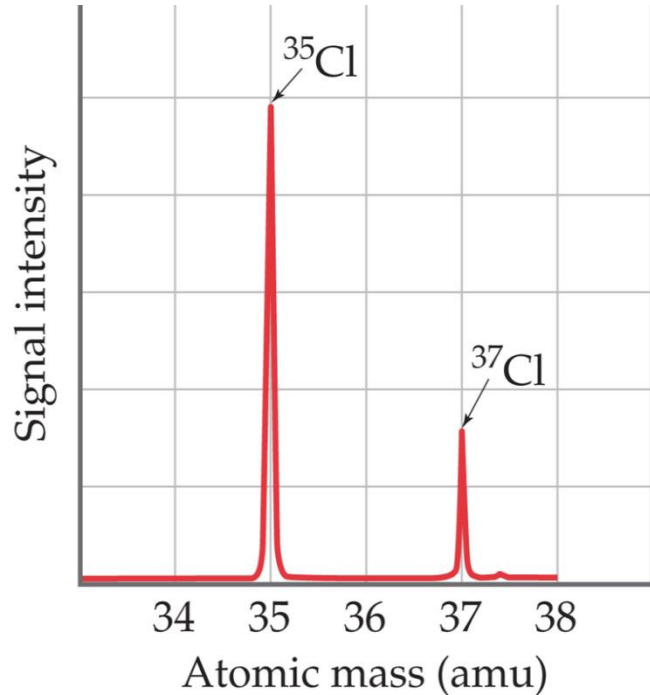
Unidad II

Estequiometría



2.1 Cálculos que involucran átomos y moléculas

Ahora se sabe que un elemento en estado natural puede ser una mezcla de isótopos, cada uno con su propia masa característica.



La masa atómica promedio o **masa atómica** se determina a partir de las masas isotópicas y las abundancias fraccionales.

$$\text{MA} = \sum m_i \cdot a_f$$

El litio en la naturaleza se encuentra como una mezcla de isótopos: 7.42% ${}^6\text{Li}$ (6.015 uma) y 92.58% ${}^7\text{Li}$ (7.016 uma). ¿Cuál es la masa atómica del litio?

$$MA = \sum m_i \cdot af$$

$$MA = \frac{7.42 \times 6.015 + 92.58 \times 7.016}{100} = 6.941 \text{ uma}$$



El cloro consiste de los siguientes isótopos Cl-35 34.96885 uma 75.771% y Cl-37 36.96590 uma 24.229%. ¿Cuál es la masa atómica del cloro?

En la tabla periódica se reportan las masas atómicas promedio de todos los elementos.

1 1A H 1.008	2 2A He 4.003											13 3A B 10.81	14 4A C 12.01	15 5A N 14.01	16 6A O 16.00	17 7A F 19.00	18 8A Ne 20.18												
3 Li 6.941	4 Be 9.012											11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3B	4B	5B	6B	7B	8 8B	9	10	11 1B Cu 63.55	12 2B Zn 65.39	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80												
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3												
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.9	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)												
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (257)	105 Ha (260)	106 Sg (263)	107 Ns (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110	111	112																		

24
Cr
52.00

Atomic number

Atomic mass

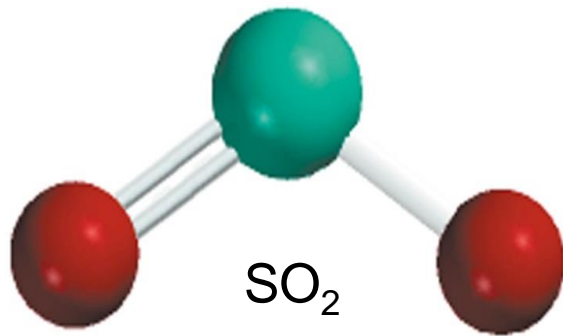
Metals

Metalloids

Nonmetals

58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (147)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (249)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lr (257)

La masa molecular (MM) es la suma de las masas atómicas de todos los elementos que conforman una molécula.



1 S	32.07 uma
2 O	31.98 uma
SO ₂	<hr/> 64.05 uma

Para los compuestos iónicos como NaCl que no contienen unidades moleculares discretas, se utiliza el término **masa fórmula (MF)**.



El método para determinar masas atómicas o moleculares es la espectrometría de masas.

Un **mol** se define como la cantidad de una sustancia dada que contiene tantas moléculas o entidades formulares como el número de átomos que hay exactamente en 12 gramos de carbono -12.

Al número de átomos en una muestra de 12 g de C-12 se le llama:

Número de Avogadro (N_A)

Las mediciones recientes de este número dan el valor de:

6.0221367×10^{23}



docena



par

Cuando se utiliza el término mol, es importante especificar siempre la fórmula.

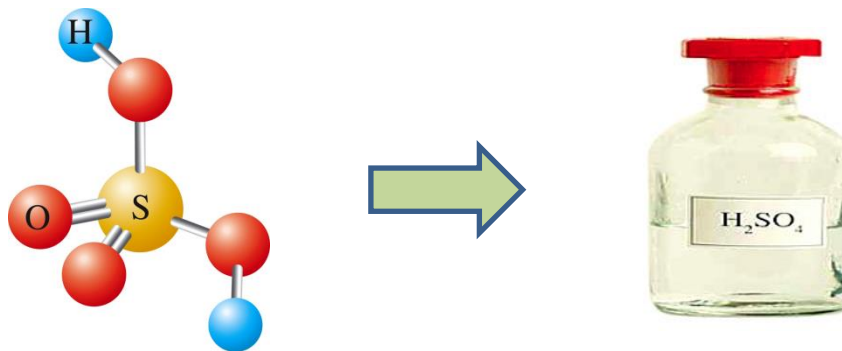
La masa molar es la masa de un mol de sustancia.

masa molecular (uma) = masa molar (g)

1 molécula $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98.07 \text{ uma}$

1 mol $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98.07 \text{ g}$

1 mol $\text{H}_2\text{SO}_4 = 6.022 \times 10^{23}$ moléculas



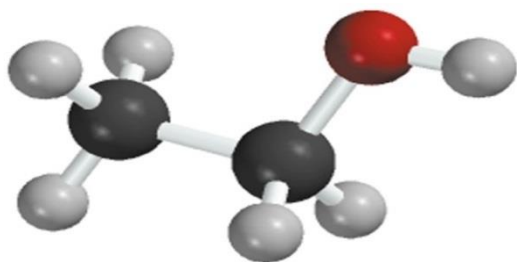
Para realizar cálculos de masa-mol a unidades-mol se utiliza el método del factor unitario .

La **composición porcentual** establece el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto.

$$\% = \frac{n \times \text{masa molar del elemento}}{\text{masa molar del compuesto}} \times 100$$



Determine la composición porcentual del etanol con fórmula $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$



$$\%C = \frac{2 \times 12.01 \text{ g}}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 52.14\%$$

$$\%H = \frac{6 \times 1.008 \text{ g}}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 13.13\%$$

$$\%O = \frac{1 \times (16.00 \text{ g})}{46.07 \text{ g}} \times 100\% = 34.73\%$$

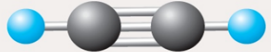
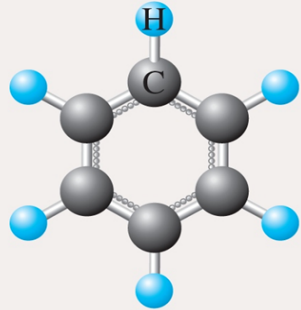
Una **fórmula empírica** es la fórmula de una sustancia escrita con los subíndices enteros más pequeños.

Para la mayoría de las sustancias iónicas la fórmula empírica es la fórmula del compuesto, con frecuencia este no es el caso para las sustancias moleculares.

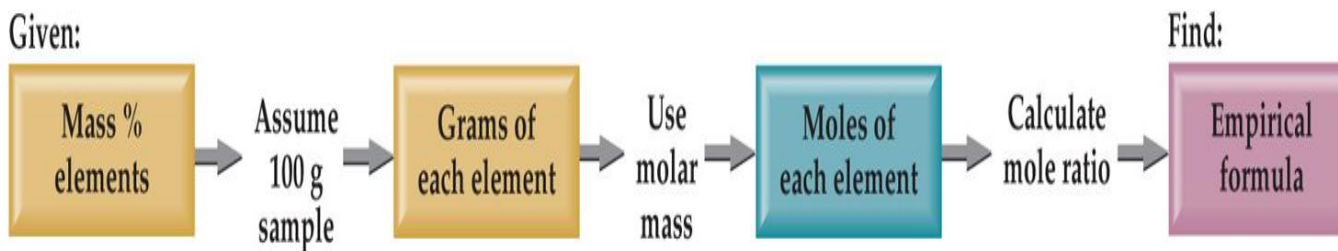
V.1

Molecular Models of Two Compounds That Have the Empirical Formula CH

Although benzene and acetylene have the same empirical formula, they do not have the same molecular formula or structure.

Compound	Empirical Formula	Molecular Formula	Molecular Model
Acetylene	CH	C_2H_2	
Benzene	CH	C_6H_6	

La composición porcentual de un compuesto conduce directamente a su fórmula empírica.



La fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula mínima.

La fórmula molecular se puede obtener entonces multiplicando los subíndices de la fórmula empírica por n .

$$n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa formular empírica}}$$



Determine la fórmula de un compuesto que tiene la siguiente composición porcentual en peso: 24.75 % K, 34.77 % Mn, 40.51 % O

$$24.75 \text{ g K} \times \frac{1 \text{ mol}}{39.10 \text{ g}} = 0.6330 \text{ mol K} \quad \frac{0.6330}{0.6329} \approx 1.0$$

$$34.77 \text{ g Mn} \times \frac{1 \text{ mol Mn}}{54.94 \text{ g Mn}} = 0.6329 \text{ mol Mn} \quad \frac{0.6329}{0.6329} = 1.0$$

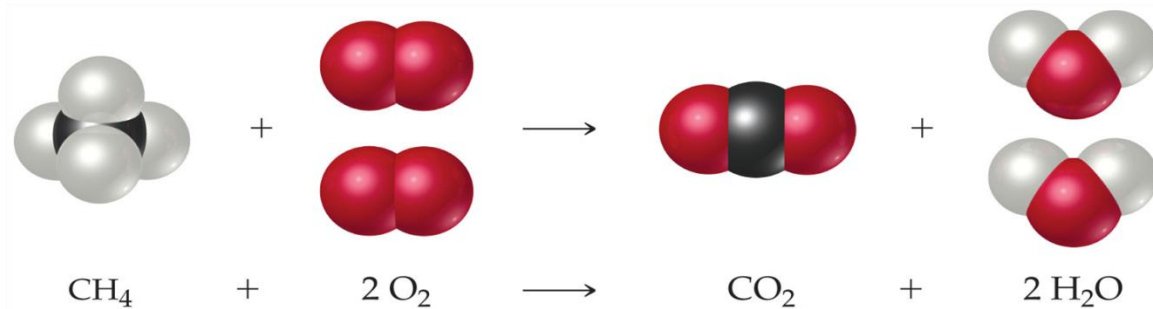
$$40.51 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 2.532 \text{ mol O} \quad \frac{2.532}{0.6329} \approx 4.0$$

Fórmula mínima = KMnO_4

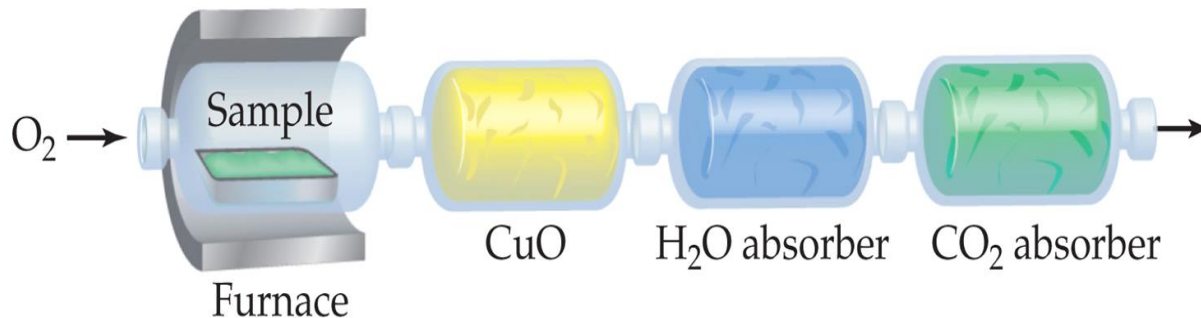


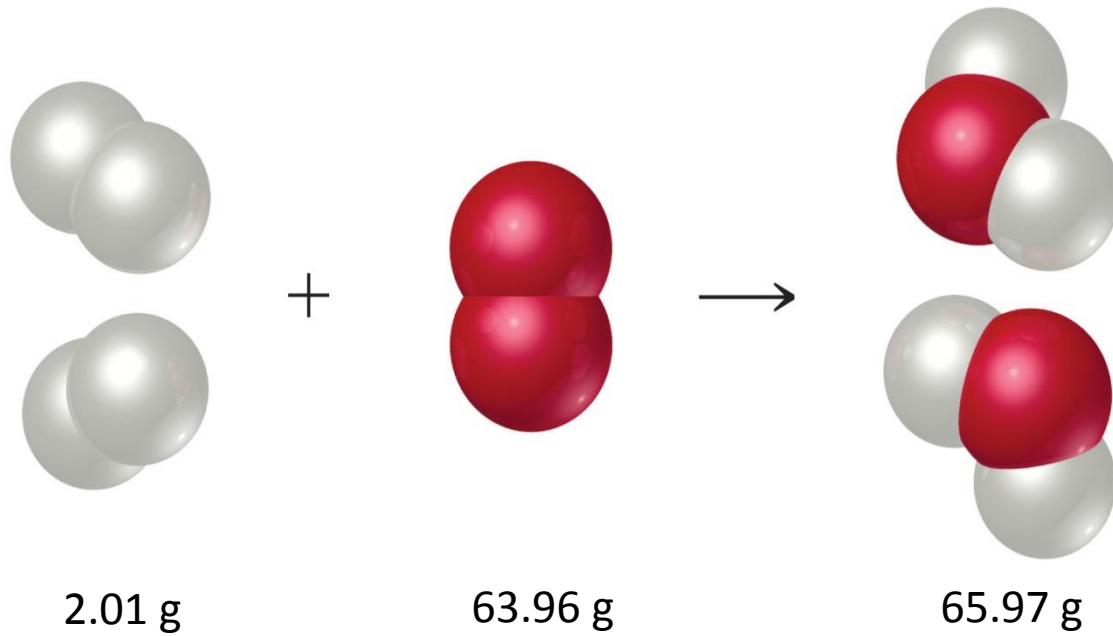
La composición porcentual del acetaldehído es 54.4% de C, 9.2% de H y 36.3% de O y su masa molecular es de 44 uma. Obtenga la fórmula molecular del acetaldehído.

Para obtener la composición de un compuesto que solo tiene C H y O se puede realizar un análisis elemental. Como resultado de la combustión cada mol de carbono en el compuesto termina como una mol de CO_2 y cada mol de hidrógeno se transforma en agua.



El agua es recolectada por un agente secante y el dióxido de carbono se recolecta por medio de la reacción con hidróxido de sodio.

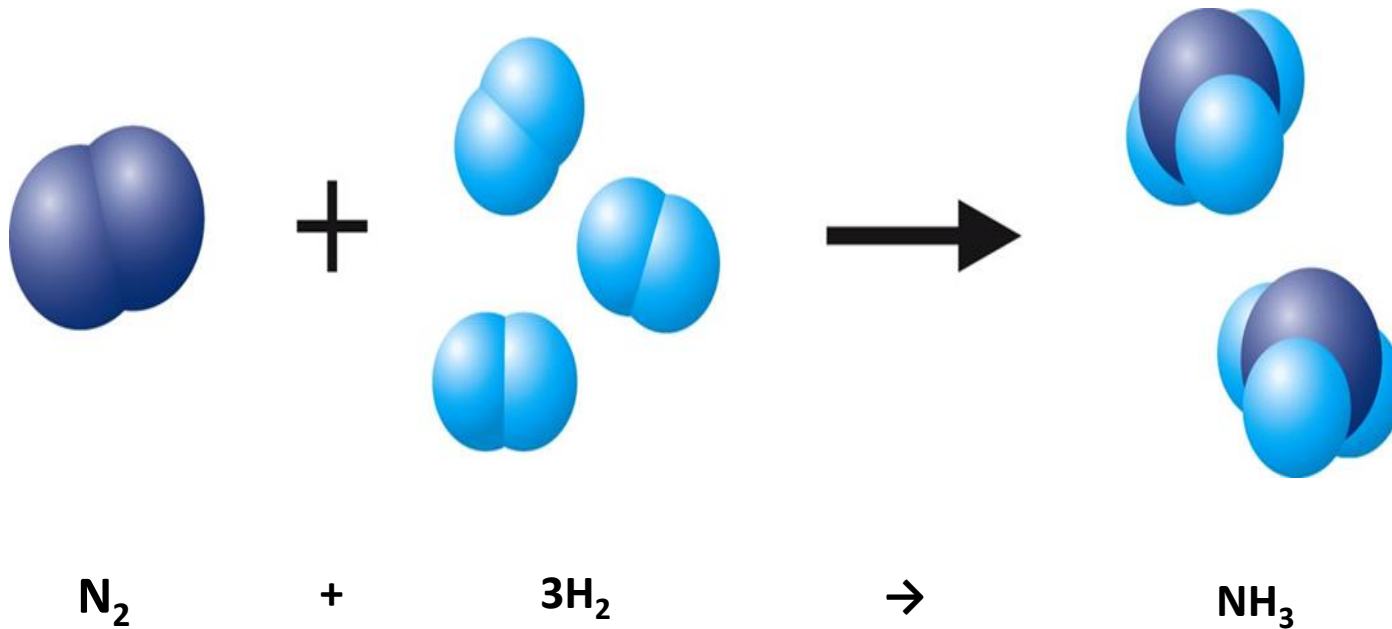




2.2 Cálculos de masa en las reacciones químicas

- La estequiometría es el cálculo de las cantidades de los reactivos y productos involucrados en una reacción química.
- Los cálculos estequiométricos son fundamentales en los trabajos cuantitativos.
- La estequiometría se basa en la ecuación química y en la relación entre la masa y la mol.
- El número de mol involucrados en una reacción es proporcional a los coeficientes en la ecuación balanceada.
- Dependiendo de las necesidades una ecuación química se puede interpretar en términos de moléculas (unidades formularias o iones), en términos de mol, o en términos de masa.

En el proceso Haber Bosch diseñado a principios del siglo XX para producir amoníaco, el nitrógeno reacciona con el hidrógeno a temperatura y presión altas.



Interprete de tres formas diferentes la ecuación anterior.

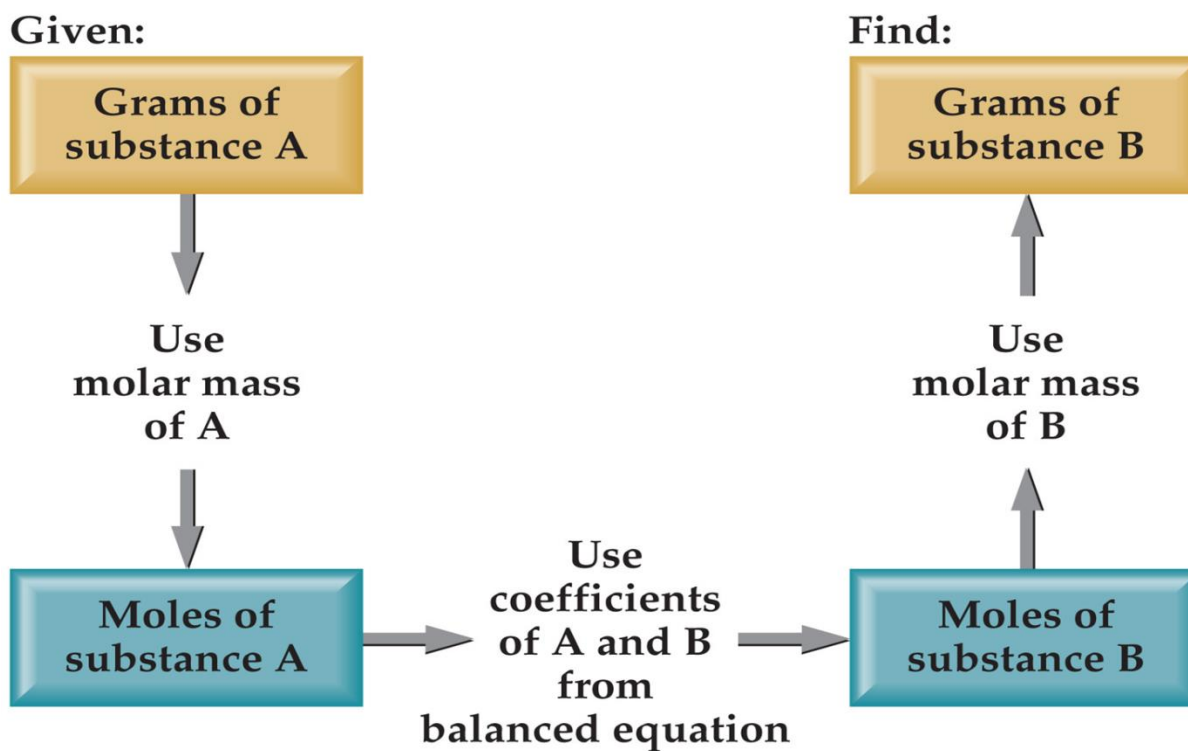
A partir de la ecuación balanceada se pueden relacionar las cantidades de reactivos y productos para hacer cálculos de tipo:

mol – mol

masa – mol

mol – masa

masa – masa



El Metanol hace combustión en el aire según la siguiente ecuación:



Si 209 g de metanol se consumen por combustión, ¿Qué masa de agua se produce?

gramos CH_3OH \longrightarrow moles CH_3OH \longrightarrow moles H_2O \longrightarrow gramos H_2O

$$209 \text{ g CH}_3\text{OH} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32.0 \text{ g CH}_3\text{OH}} \times \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol CH}_3\text{OH}} \times \frac{18.0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

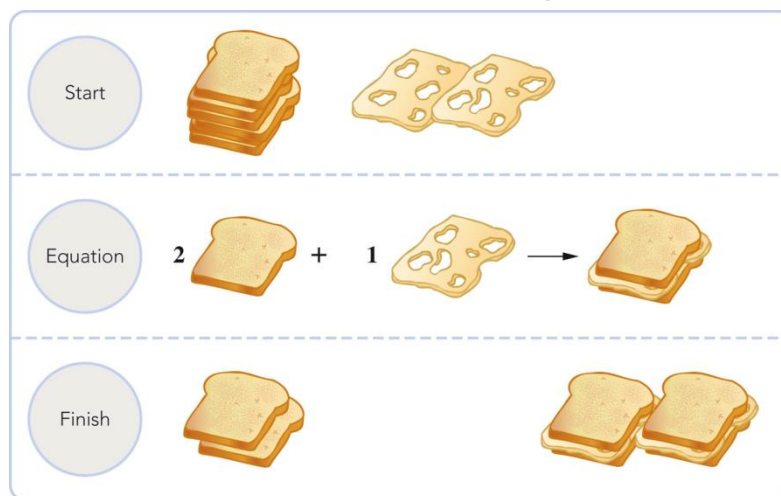
$$= 235 \text{ g H}_2\text{O}$$

Con frecuencia se añaden reactivos al recipiente de reacción en cantidades distintas a las proporciones molares dadas por la ecuación química.

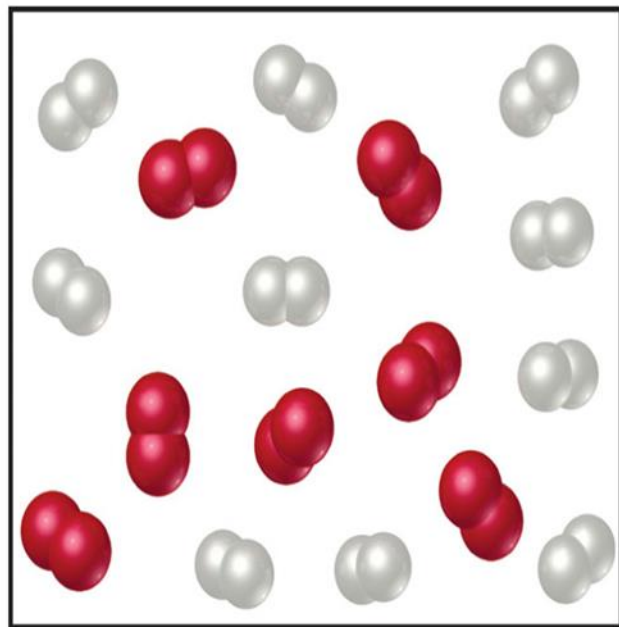
El reactivo limitante es la sustancia que se consume por completo cuando se completa una reacción.

Al reactivo que no se consume por completo durante la reacción se le conoce como reactivo en exceso.

Una deliciosa analogía



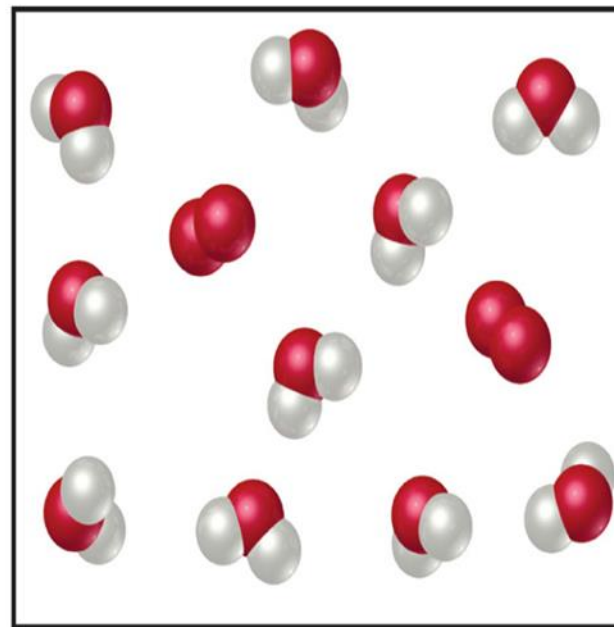
Before reaction



10 H₂ and 7 O₂



After reaction



10 H₂O and 2 O₂



Identifique al reactivo limitante y al reactivo en exceso.

El rendimiento teórico es la cantidad máxima de producto que puede obtenerse por medio de una reacción a partir de las cantidades dadas de los reactivos. (Las mol de producto siempre están determinadas por los mol iniciales de reactivo limitante)

El rendimiento porcentual es el rendimiento real (determinado de manera experimental) expresado como un porcentaje del rendimiento teórico (calculado).

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$



2.3 Disoluciones

En las disoluciones líquidas las moléculas reactivas son libres de moverse y por lo tanto las reacciones químicas se llevan a cabo a mayor velocidad.

El término **concentración** se refiere a la cantidad de soluto en una cantidad estándar de disolución.

Cualitativamente una disolución puede ser diluida o concentrada, estos términos se usan por lo general en sentido comparativo.

Las disoluciones comerciales indican la concentración de alguno de los solutos generalmente en términos de porcentaje.



La concentración **Molar M** se define como los mol de soluto disueltos en un litro de disolución.

$$M = \textit{molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

La ventaja de la molaridad como unidad de concentración es que relaciona la cantidad de soluto con el volumen de disolución.



Procedimiento para preparar una disolución acuosa:

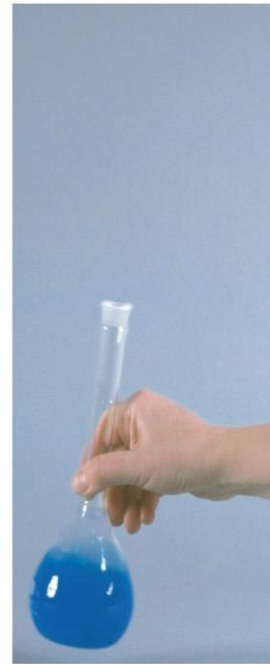
- a) Pesar la cantidad necesaria de soluto.
- b) Transferir al matraz volumétrico.
- c) Disolver completamente en agua.
- d) Agregar agua hasta la marca de aforo del cuello del matraz.



(a)



(b)

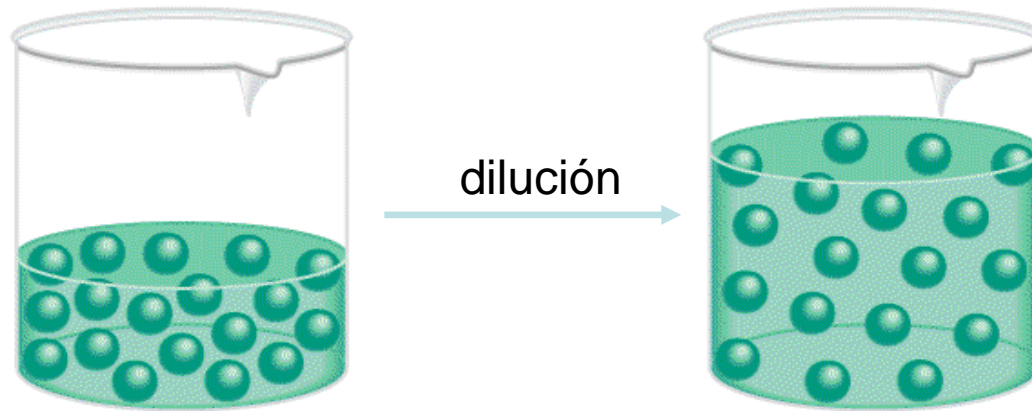


(c)



(d)

Dilución es el proceso mediante el cual se prepara una solución menos concentrada a partir de una solución más concentrada.



Durante la dilución el número de mol permanece constante.

$$M_i V_i = M_f V_f$$

Para preparar una disolución diluida a partir de una disolución concentrada se puede seguir el siguiente procedimiento:

- a) Tomar el volumen adecuado de disolución concentrada (alícuota)
- b) Transferir al matraz adecuado
- c) Agregar agua hasta la marca de aforo



(a)



(b)



(c)



¿Cuánta masa de KI se requiere para preparar 500 mL de disolución de KI a 2.80 M?

$$500 \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{2.80 \text{ mol KI}}{1 \text{ L sol}} \times \frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 232 \text{ g KI}$$

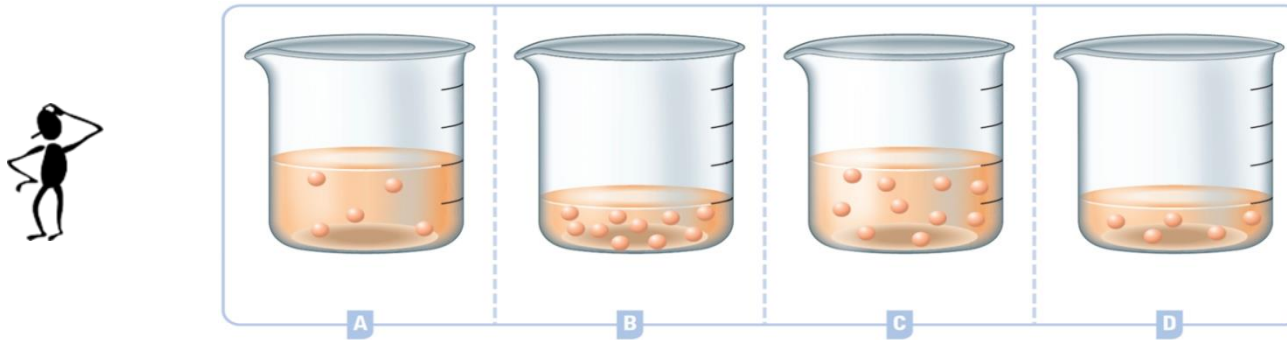


¿Cómo se prepararían 60.0 mL de HNO₃ 0.200 M, a partir de una reserva de solución de HNO₃ 4.00 M?

$$M_i V_i = M_f V_f \quad V_i = \frac{M_f V_f}{M_i} = \frac{0.200 \text{ M} \times 0.06 \text{ L}}{4.00 \text{ L}} = 0.003 \text{ L} = 3 \text{ mL}$$

3 mL de ácido + 57 mL de agua = 60 mL de solución

1.- Ordena las siguientes disoluciones en orden creciente de concentración.



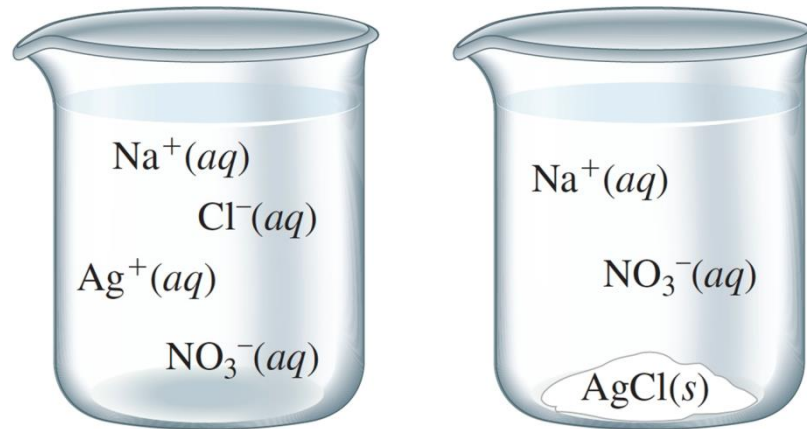
2.- Se coloca una muestra de Nitrato de Cobre (II) que pesa 0.678 g en un matraz volumétrico de 25 mL. Se agrega suficiente agua para disolver y después se afora. ¿Cuál es la molaridad de la disolución resultante?

3.- En el laboratorio se tiene una disolución de H_2SO_4 1.5 M. ¿Cuántos mililitros de este ácido necesita para preparar 100 mL de H_2SO_4 0.18 M.

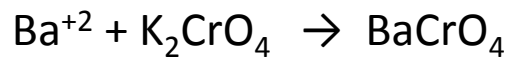
La Química Analítica tiene que ver con la determinación de la composición de los materiales.

El análisis cualitativo involucra la identificación de las sustancias o especies presentes en un material.

El análisis cuantitativo involucra la determinación de la cantidad de una sustancia o especie presente en el material.



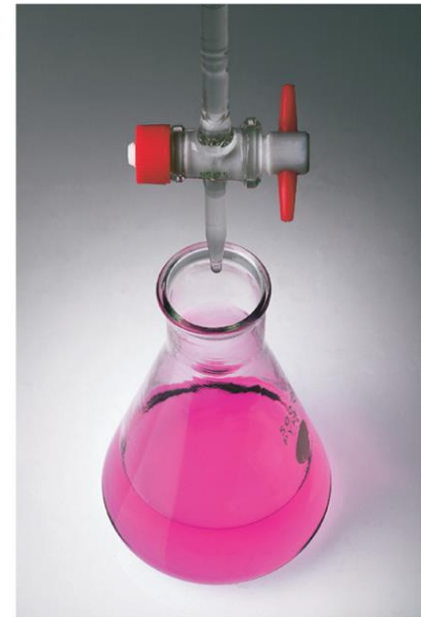
El análisis gravimétrico es un tipo de análisis cuantitativo en el que se determina la cantidad de una especie en un material convirtiendo la especie en un producto que puede aislarse por completo y pesarse.



filtración cuantitativa

El análisis volumétrico es un método de análisis basado en el procedimiento de la titulación.

En la titulación se añade a la sustancia A un volumen medido de concentración conocida de una disolución B hasta completar la reacción entre A y B.



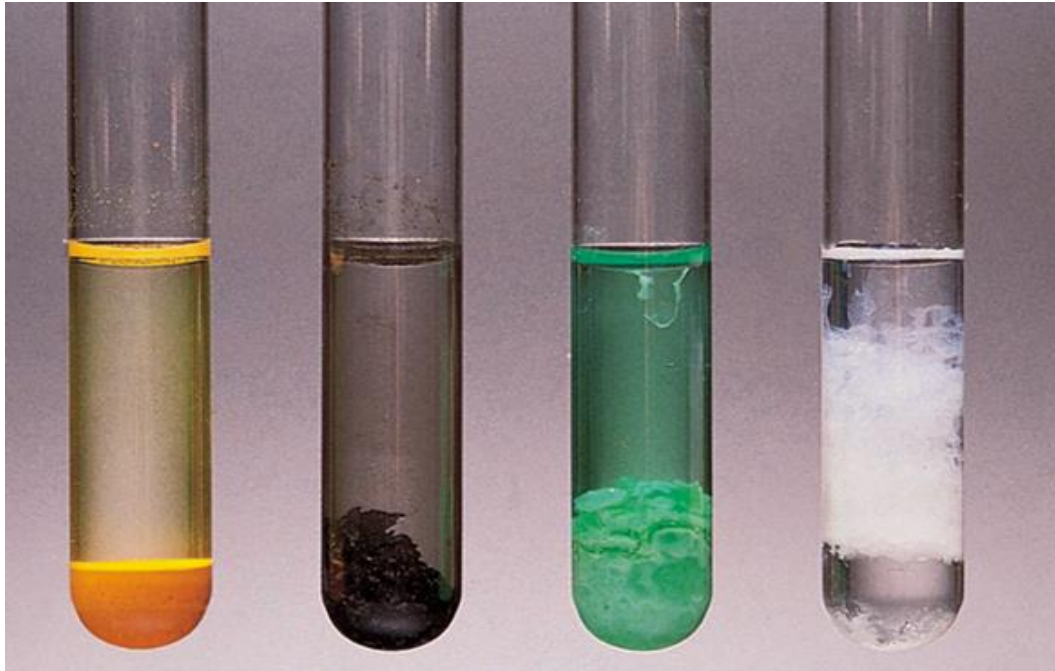
Un indicador es una sustancia que cambia de color en el punto de equivalencia.



¿Qué volumen de una solución de 1.420 M de NaOH se requiere para titular 25.00 mL de una solución 4.50 M de H₂SO₄?



$$25.00 \text{ mL} \times \frac{4.50 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL}} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1.420 \text{ mol NaOH}} = 158 \text{ mL}$$



2.4 Estequiometría de reacción en disolución acuosa

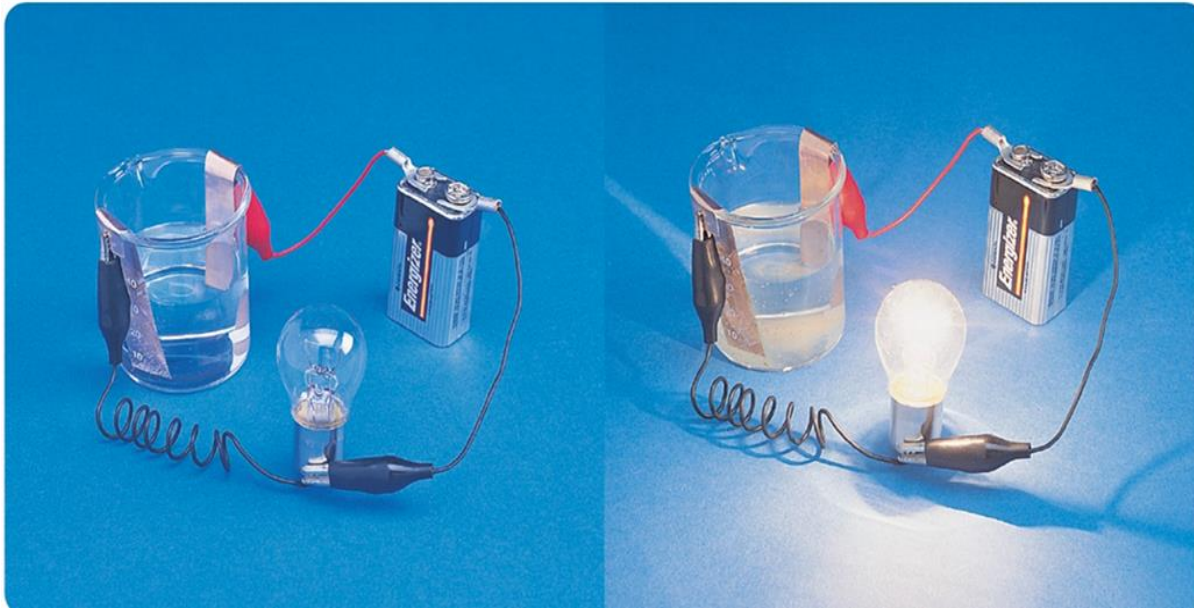
La mayoría de las reacciones químicas se llevan a cabo en disolución.

Una disolución es una mezcla homogénea de sustancias puras.

El soluto es la sustancia presente en menor proporción.

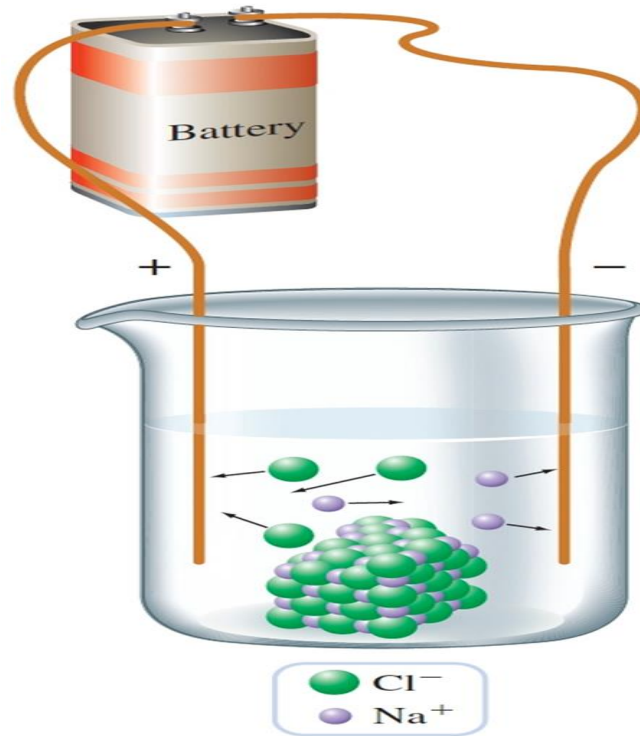
El disolvente es la sustancia presente en mayor proporción.

Solución	Disolvente	Soluto
Refresco	H_2O	$C_6H_{12}O_6$, CO_2
Aire	N_2	O_2 , Ar, CH_4
Soldadura	Pb	Sn



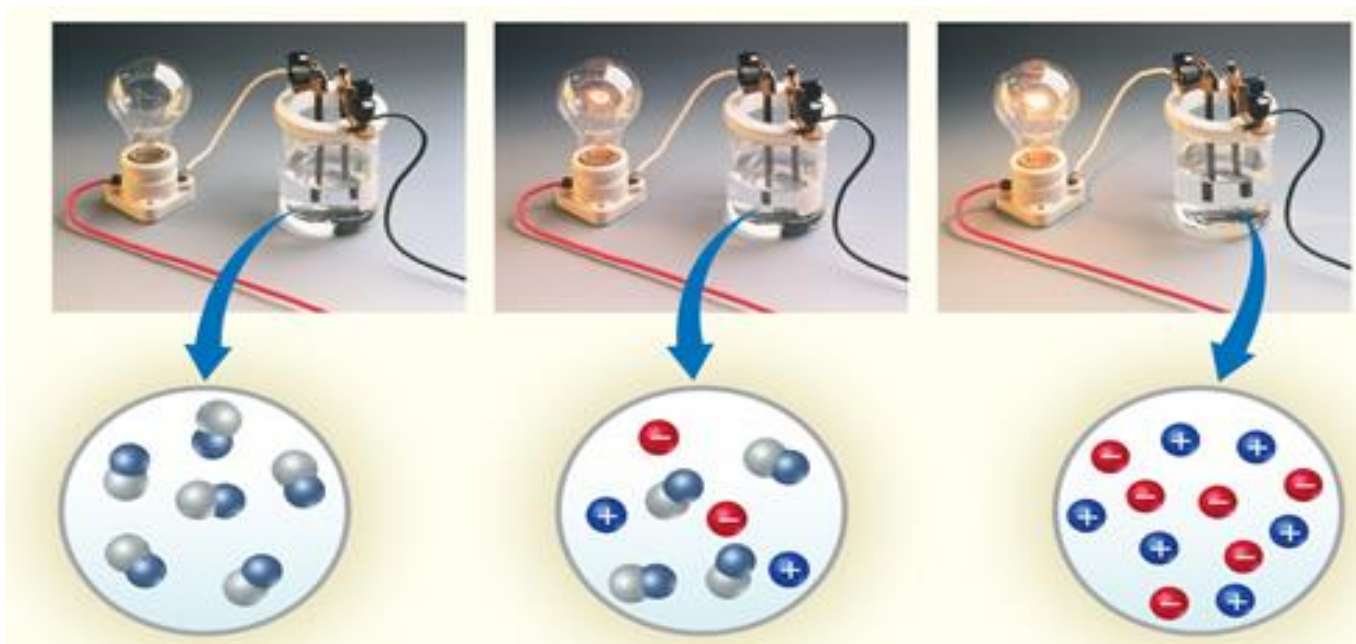
Un electrolito es una sustancia que se disuelve en agua para producir una disolución que conduzca la electricidad.

En general, los sólidos iónicos que se disuelven en agua son electrolitos, sin embargo no todos los electrolitos son sustancias iónicas.



En 1944 Svante Arrhenius propuso la teoría iónica de las disoluciones para explicar la conductividad de las disoluciones.

Ciertas sustancias producen iones que se mueven libremente cuando se disuelven en agua y conducen la corriente eléctrica en una disolución acuosa.



Un electrolito fuerte existe en disolución casi por completo la forma iónica.

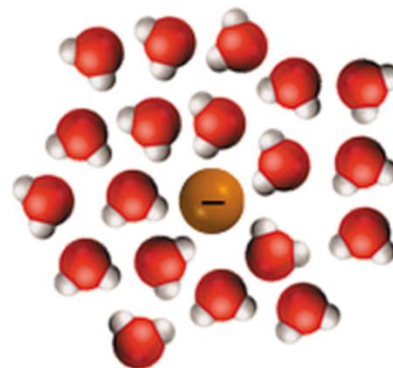
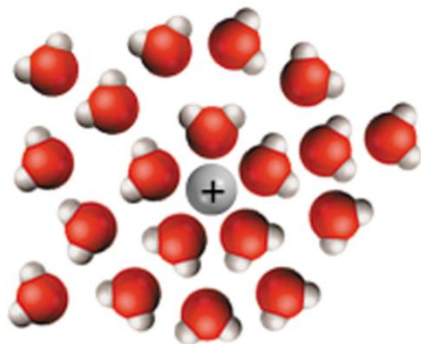


Un electrolito débil se disuelve en agua para dar un porcentaje relativamente pequeño de iones.



La mayoría de las sustancias moleculares solubles son no electrolitos o electrolitos débiles con excepción del gas HCl.

La **hidratación** es el proceso por el cual un ion es rodeado por moléculas de agua orientadas en una manera específica.



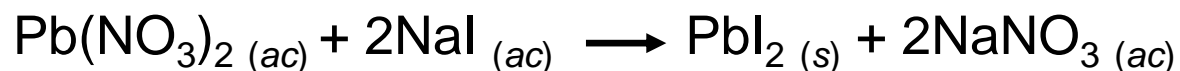
Tipos de reacciones Químicas

Un precipitado es un compuesto sólido formado durante una reacción química en disolución en la que se intercambian los iones.

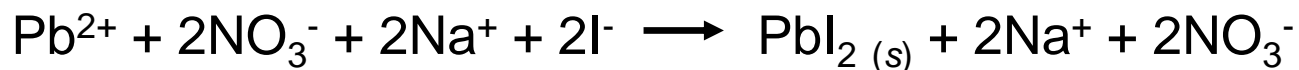


Una **reacción de intercambio** o de **metátesis** es una reacción que cuando se escribe como una ecuación molecular, parece involucrar el intercambio de partes entre los dos reactivos.

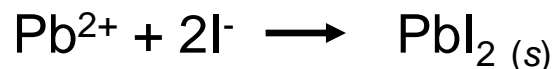
Una reacción de precipitación se puede representar por medio de una ecuación molecular, una ecuación iónica completa o una ecuación iónica neta.



Ecuación molecular



Ecuación iónica



Ecuación iónica neta



Na^+ y NO_3^- son los iones espectadores

Para predecir la solubilidad de los compuestos iónicos los químicos han desarrollado reglas de solubilidad.

V.2		Solubility Rules for Ionic Compounds	
Rule	Applies to	Statement	Exceptions
1	Li^+ , Na^+ , K^+ , NH_4^+	Group IA and ammonium compounds are soluble.	—
2	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$, NO_3^-	Acetates and nitrates are soluble.	—
3	Cl^- , Br^- , I^-	Most chlorides, bromides, and iodides are soluble.	AgCl , Hg_2Cl_2 , PbCl_2 , AgBr , HgBr_2 , Hg_2Br_2 , PbBr_2 , AgI , HgI_2 , Hg_2I_2 , PbI_2
4	SO_4^{2-}	Most sulfates are soluble.	CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , Ag_2SO_4 , Hg_2SO_4 , PbSO_4
5	CO_3^{2-}	Most carbonates are insoluble.	Group IA carbonates, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
6	PO_4^{3-}	Most phosphates are insoluble.	Group IA phosphates, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$
7	S^{2-}	Most sulfides are insoluble.	Group IA sulfides, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
8	OH^-	Most hydroxides are insoluble.	Group IA hydroxides, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$

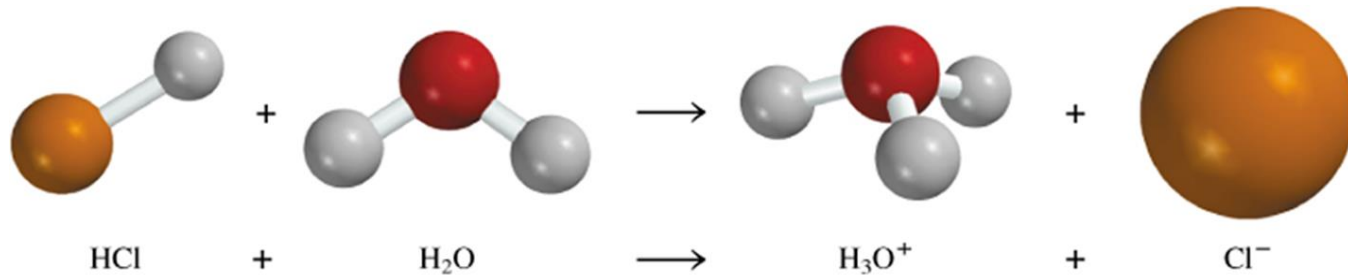
Los ácidos tienen sabor agrio, en soluciones acuosas conducen la electricidad y causan cambio de color con pigmentos vegetales.

Las bases tienen sabor amargo, son resbaladizas al tacto, en soluciones acuosas conducen la electricidad, causan cambio de color con pigmentos vegetales.

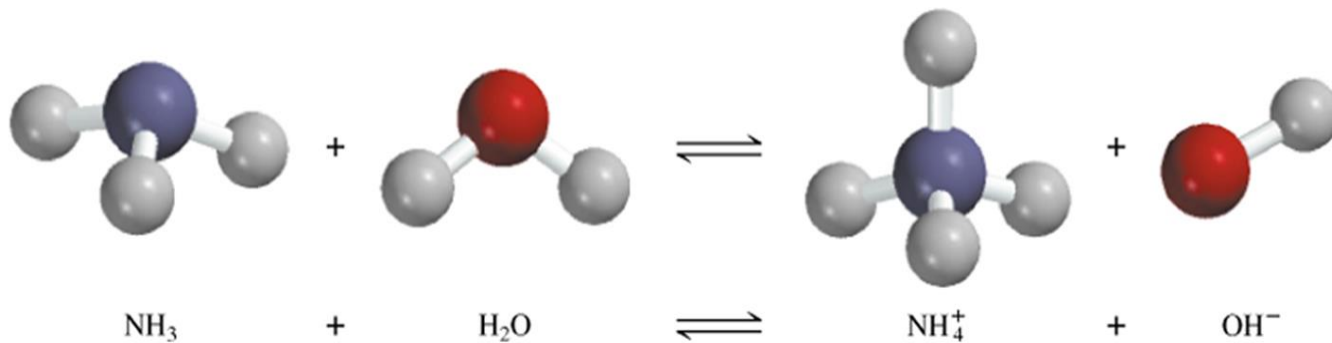
Un indicador ácido-base es un colorante usado para distinguir entre disoluciones ácidas y básicas por medio de un cambio de color.



Según Arrhenius, un ácido es una sustancia que produce iones H^+ (H_3O^+) en solución acuosa.

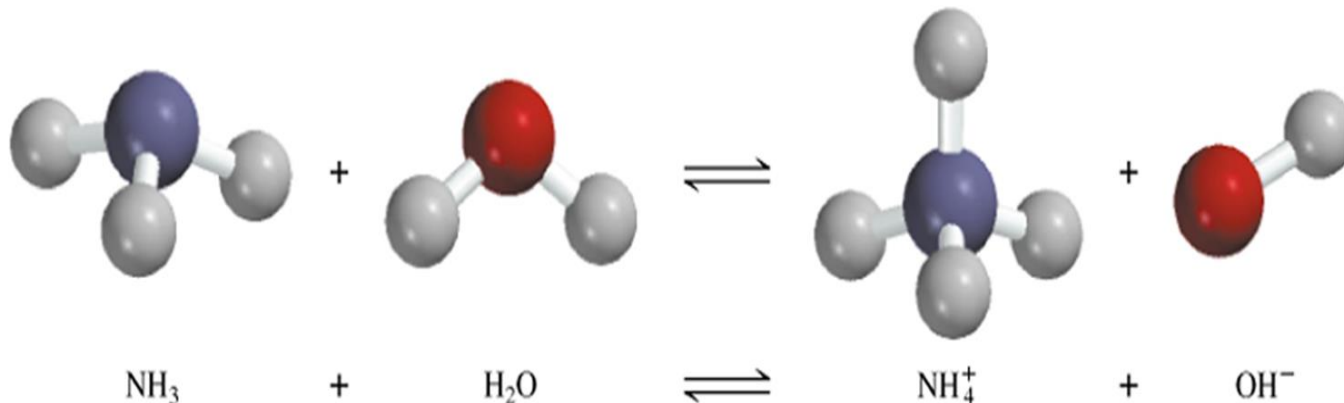


Una base, es una sustancia que produce OH^- en solución acuosa.



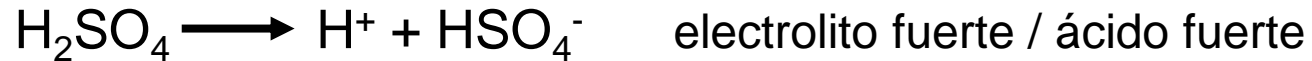
Aunque el concepto de ácido y base de Arrhenius es útil es poco limitado.

En 1923 Johannes N. Bronsted y Thomas M. Lowry observaron de manera independiente que varias reacciones involucran solamente la transferencia de un protón. Bronsted y Lowry definieron un ácido como la especie que dona un protón a otra y a una base como la especie que acepta el protón.



Los ácidos se pueden clasificar como monopróticos HCl, dipróticos H_2SO_4 o tripróticos H_3PO_4 .

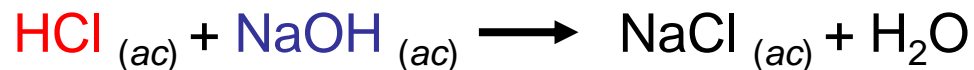
Los ácidos y bases se clasifican en fuertes y débiles dependiendo de si son electrolitos fuertes o débiles.



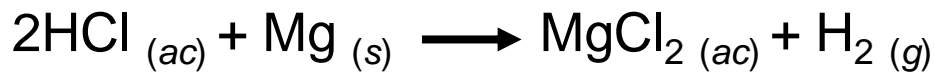
Algunos ácidos y bases se pueden encontrar en varios productos comerciales comunes.



Una reacción de neutralización ocurre entre ácido y una base resultando un compuesto iónico.



Los ácidos reaccionan con ciertos metales para producir hidrógeno.



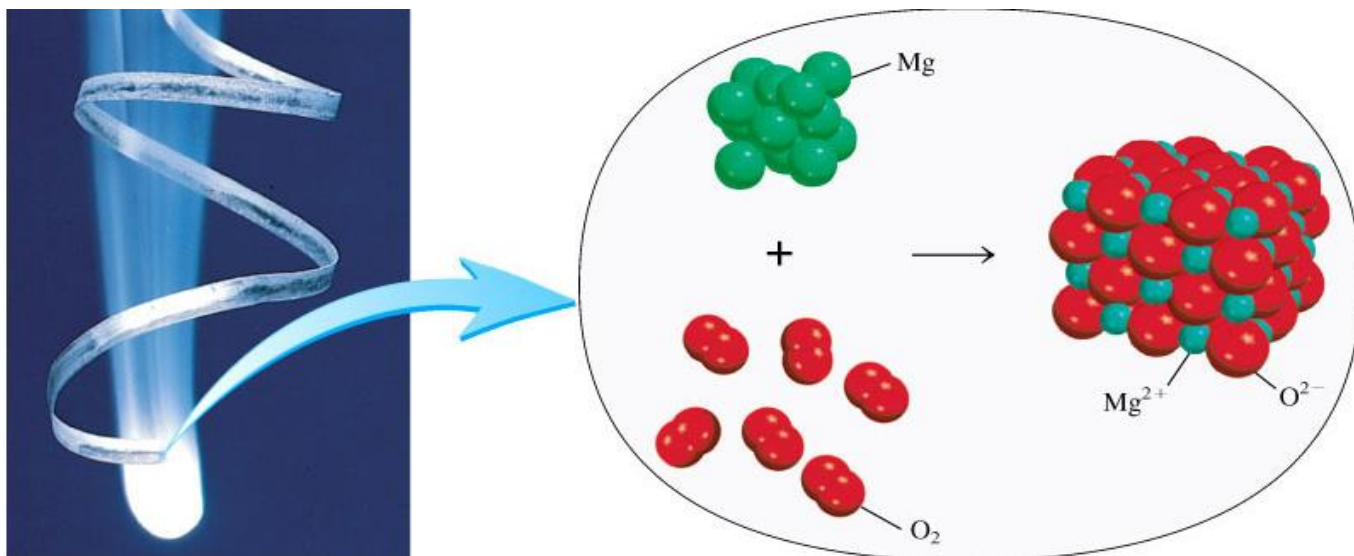
Los ácidos reaccionan con carbonatos y bicarbonatos para producir dióxido de carbono gaseoso.



Las reacciones de oxidación – reducción o redox es una reacción en la que se transfieren electrones entre las especies o en las que cambia el número de oxidación de los átomos.

El concepto número de oxidación fue desarrollado como una manera sencilla de considerar los electrones en una reacción.

Se define número de oxidación como la carga hipotética del átomo en la sustancia asignada por medio de reglas sencillas.



La **oxidación** es la media reacción en la que hay una pérdida de electrones por una especie o un aumento en el número de oxidación de un átomo.

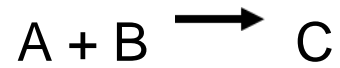


La **reducción** es la media reacción en la que hay una ganancia de electrones por una especie o una disminución en el número de oxidación de un átomo.

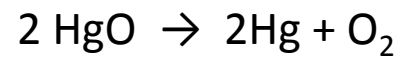


Muchas reacciones redox pueden describirse también como reacciones de combinación, descomposición, desplazamiento o combustión.

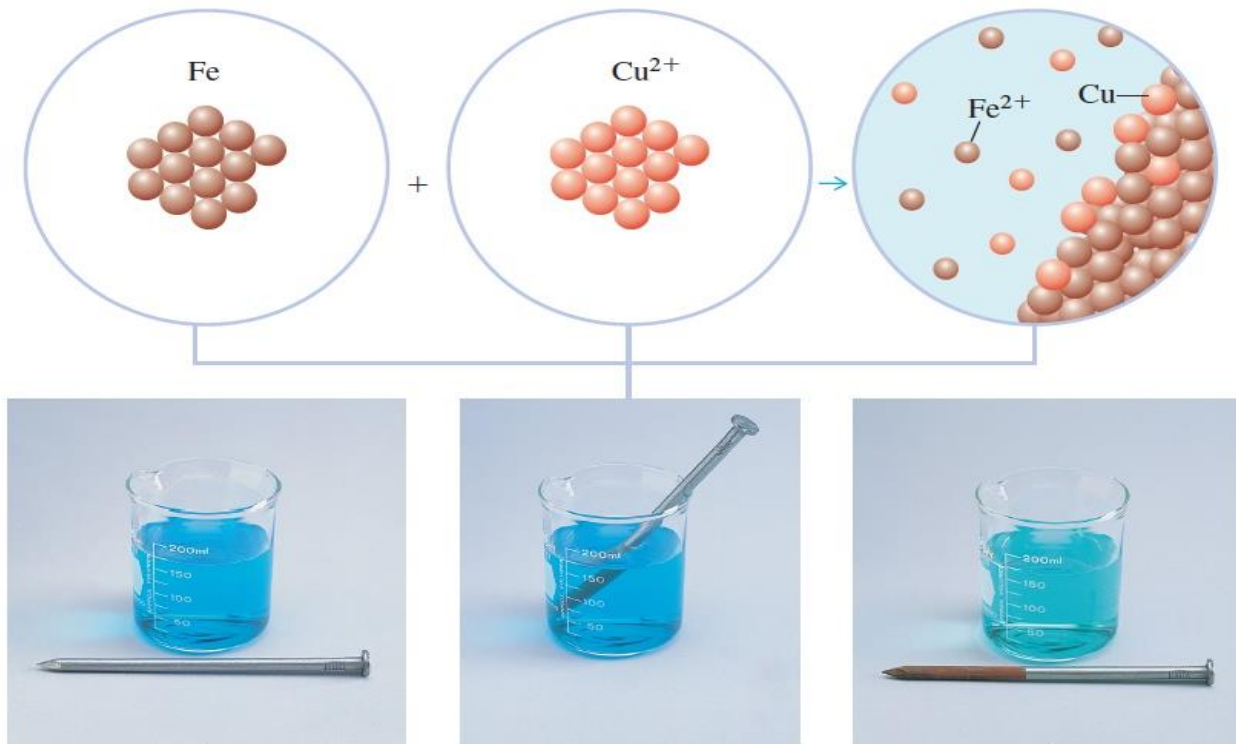
A) En una reacción de combinación o síntesis se combinan dos sustancias para formar una tercera.



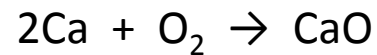
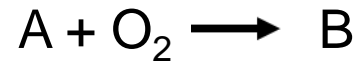
En una reacción de descomposición un solo compuesto reacciona para producir dos o mas sustancias.

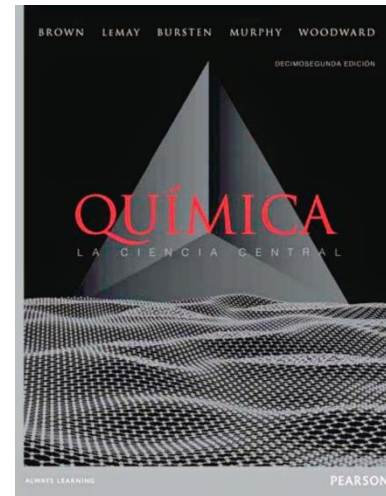
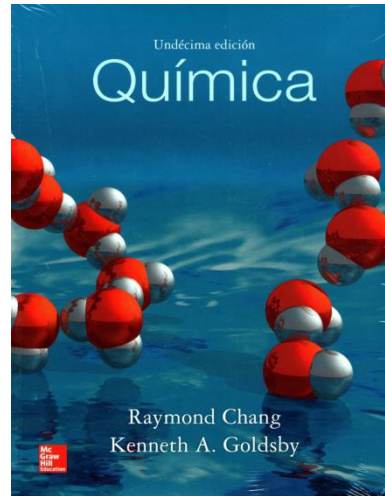
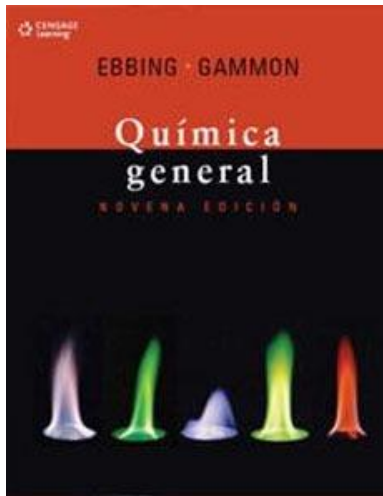


En una reacción de desplazamiento también conocida como de sustitución simple un elemento reacciona con un compuesto desplazando otro elemento de él.



En una reacción de combustión una sustancia reacciona con oxígeno, por lo general con la liberación rápida de calor para producir una llama.





Referencias Bibliográficas

- Ebbing, Gammon “Química General”
Cengage Learning, 9° edición, México 2010.
- Chang “Química”
Mc Graw Hill, 11° edición, México 2013.
- Brown, Lemay, Bursten, Murphy, Woodward “Química la ciencia central”
Pearson Educación, 12° edición, México 2014.