

UNIVERSIDAD CENTRAL DE VENEZUELA
FACULTAD DE AGRONOMÍA
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA Y TECNOLOGÍA
CATEDRA DE QUÍMICA

GUIA DE ESTUDIO DEL PROPEDEÚTICO DE QUÍMICA

TEMA 1: NOMENCLATURA DE ACIDOS, BASES Y SALES INORGANICOS

El lenguaje en el ser humano ha sido de vital importancia para la comunicación con su entorno, de esta forma le ha permitido expresar sus ideas de forma clara y sencilla hacia su comunidad. En el ámbito científico, el lenguaje químico ha buscado unificar criterios que nos permitan comunicarnos sin importar fronteras; los símbolos, fórmulas y nombres químicos han sido globalizados bajo los mismos criterios que han facilitado la globalización del conocimiento científico.

La química posee un lenguaje universal cuyo significado trasciende los idiomas y culturas en el mundo, por medio de símbolos, fórmulas y ecuaciones químicas nos permiten expresar los fenómenos químicos, que pueden ser interpretados por cualquiera que maneje su lenguaje.

En este sentido, la nomenclatura adquiere una gran importancia, como tema inicial, ya que nos proporcionará las reglas necesarias para poder expresarnos en este lenguaje científico tan particular.

Nomenclatura química

La nomenclatura se encarga de asignar nombres a los compuestos químicos, dependiendo de su función química, a través de ciertas reglas. Las reglas van a depender del sistema de nomenclatura que se emplee, los más comunes son:

- Nomenclatura tradicional
- Nomenclatura de Stock
- Nomenclatura sistemática o de base estequiométrica.

Nomenclatura Tradicional:

De acuerdo a este sistema, la valencia del elemento metálico o no metálico se indica por medio de prefijos **HIPO** o **PER** y sufijos **OSO** e **ICO**.

Elemento con una valencia:

Raíz griega del nombre del elemento **ICO**

Elemento con dos valencias:

1^{ra} valencia Raíz griega del nombre del elemento **OSO**

2^{da} valencia Raíz griega del nombre del elemento **ICO**

Elemento con Tres valencias

1^{ra} valencia **HIPO** Raíz griega del nombre del elemento **OSO**

2^{da} valencia Raíz griega del nombre del elemento **OSO**

3^{ra} valencia Raíz griega del nombre del elemento **ICO**

Elemento con cuatro valencias

1^{ra} valencia **HIPO** Raíz griega del nombre del elemento **OSO**

2^{da} valencia Raíz griega del nombre del elemento **OSO**

3^{ra} valencia Raíz griega del nombre del elemento **ICO**

4^{ta} valencia **PER** Raíz griega del nombre del elemento **ICO**

Nomenclatura Stock o IUPAC:

De acuerdo a este sistema, la valencia del elemento metálico o no metálico, se indica al final del nombre del elemento, encerrado entre paréntesis y en **números romanos**. Si el elemento solo posee una valencia, ésta no se debe indicar.

Nomenclatura Sistemática:

Este sistema indica el número de átomos de cada elemento en el compuesto usando prefijos numéricos.

Mono	1	Penta	5
Di	2	Hexa	6
Tri	3	Hepta	7
Tetra	4	Octa	8

Nomenclatura de Cationes:

Un Cation es un átomo o molécula con carga eléctrica positiva; para nombrarlos usaremos la nomenclatura tradicional o la de Stock.

Nomenclatura de cationes monoatómicos:

Nomenclatura tradicional
Ion Raíz griega del nombre del metal (**OSO, ICO**)

Nomenclatura Stock
Ion Nombre del metal (**valencia**)

Veamos algunos ejemplos:

Formula del ión	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock
Fe^{+2} (valencias del hierro: 2 y 3)	Ión FerrOSO	Ión Hierro (II)
Ca^{+2} (valencia del calcio: 2)	Ión CalcICO	Ión Calcio
Cr^{+3} (valencias del cromo: 1 y 3)	Ión CromICO	Ión Cromo (III)

Nomenclatura de aniones:

Un anión es un átomo o molécula con carga eléctrica negativa.

Nomenclatura de aniones monoatómicos:

Ion Nombre del No metal**URO**

Ejemplos: S^{-2} ión Sulf**URO**
 Br^{-} ión Brom**URO**

Nomenclatura de aniones poliatómicos:

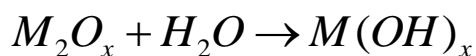
Los nombres de los iones poliatómicos se encuentran enlistados en la tabla de aniones que se muestra a continuación:

FORMULA DEL ANION	NOMBRE	FORMULA DEL ANION	NOMBRE
CN^-	Ion Cianuro	$Cr_2O_7^{-2}$	Dicromato
OH^-	Hidróxido	ClO^-	Hipoclorito
CO_3^{-2}	Carbonato	ClO_2^-	Clorito
SO_4^{-2}	Sulfato	ClO_3^-	Clorato
SO_3^{-2}	Sulfito	ClO_4^-	Perclorato
$S_2O_3^{-2}$	Tiosulfato	IO_3^-	Iodato
NO_2^-	Nitrito	BrO_3^-	Bromato
NO_3^-	Nitrato	SiO_3^{-2}	Silicato
PO_4^{-3}	Fosfato	HCO_3^-	Hidrógeno Carbonato
BO_3^{-3}	Borato	HSO_4^-	Hidrógeno Sulfato
CH_3COO^-	Acetato	HPO_4^{-2}	Hidrógeno Fosfato
AsO_4^{-3}	Arseniato	$H_2PO_4^-$	Dihidrógeno fosfato
MnO_4^-	Permanganato	$Fe(CN)_6^{-3}$	Hexaciano ferrato (III)
CrO_4^{-2}	Cromato		

Nomenclatura de hidróxidos o bases:

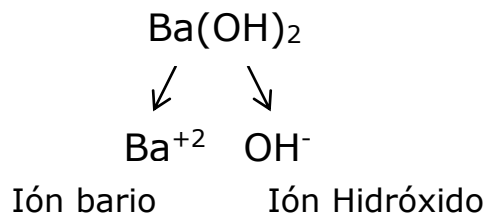
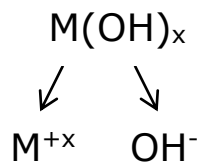
Los **hidróxidos** son compuestos ternarios (contienen por tres elementos) que se obtienen al hacer reaccionar un óxido básico con el agua, de acuerdo a la siguiente reacción:

Oxido Básico + Agua \rightarrow Hidroxidos



Formula General: $M(OH)_x$
M: Metal.
x: Valencia de metal.

En estos compuestos, el elemento metálico es el catión, con carga +x, y el OH es el anión con carga -1.



Para nombrarlos podemos usar cualquier sistema de nomenclatura, de acuerdo a las siguientes reglas:

Nomenclatura tradicional
Hidróxido Raíz griega del nombre del metal (**OSO, ICO**)

Nomenclatura de Stock
Hidróxido de Nombre del metal (**valencia**)

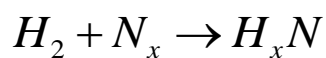
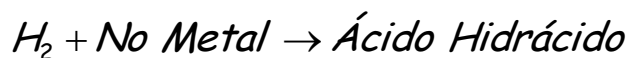
Nomenclatura Sistemática
*prefijo***Hidróxido** de Nombre del metal

Ejemplos:

Fórmula del compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Sistemática
Fe(OH) ₃	Hidróxido ferrICO	Hidróxido de Hierro (III)	TriHidróxido de Hierro
Ca(OH) ₂	Hidróxido CálcICO	Hidroxido de calcio	DiHidróxido de calcio

Nomenclatura de ácidos hidrácidos:

Los ácidos hidrácidos son compuestos binarios (contienen dos elementos) que se forman al reaccionar un no metal con el hidrógeno, de acuerdo a la siguiente reacción:

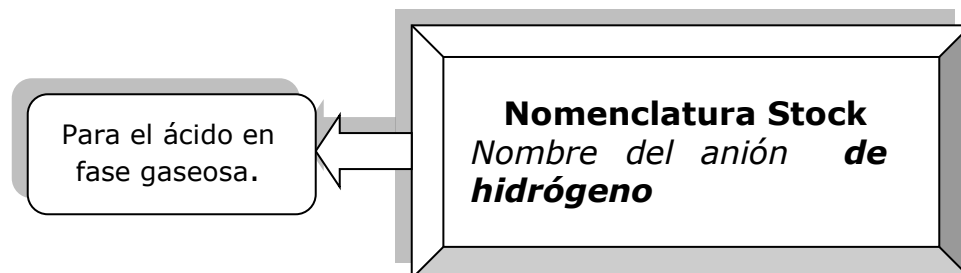


Formula General: H_xN
 N: No metal
 x: Valencia del no metal.(su menor valencia)

Para nombrar estos compuestos empleamos los sistemas de nomenclatura tradicional y Stock.

Nomenclatura tradicional
Ácido Raíz griega del nombre del no metal **hídrico**

Para el ácido en solución acuosa.

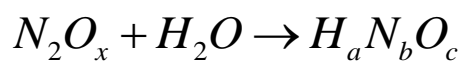
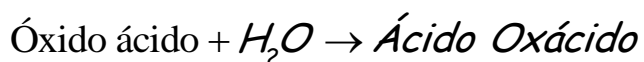


Veamos algunos ejemplos:

Formula del compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
H ₂ S	Ácido Sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
HBr	Ácido Bromhídrico	Bromuro de hidrogeno

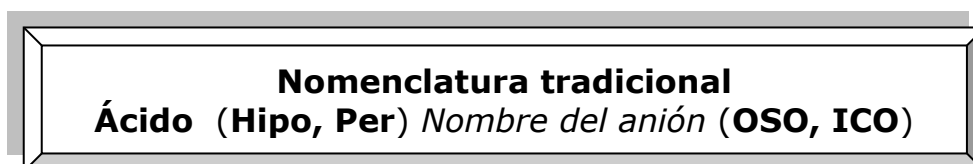
Nomenclatura de ácidos oxácido:

Los ácidos oxácidos son compuestos ternarios que se forman cuando se hace reaccionar un óxido ácido con agua, según la siguiente ecuación química:



Formula General: H_aN_bO_c
 H: Hidrógeno
 N: No metal
 O: Oxígeno

Para nombrar estos compuestos usaremos la nomenclatura tradicional, que es la más común para nombrar los ácidos oxácidos



Es importante resaltar que la terminación “ato o ito” del nombre del anión debe ser reemplazado por “ico u oso”, tal como se muestra en los siguientes ejemplos:

Fórmula del compuesto	Anión (fórmula y nombre)	Nombre del ácido
H ₂ SO ₄	SO ₄ ⁻² : Sulfato	Ácido Sulfúrico
HClO ₂	ClO ₂ ⁻ : Clorito	Ácido Cloroso

Ato → *Ico*
Ito → *Oso*

Nomenclatura de sales binarias:

Son compuestos formados por la reacción entre un ácido hidrácido y una base, la ecuación es la siguiente:



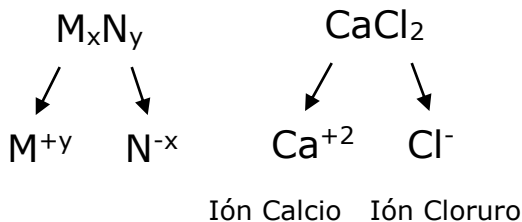
Formula General: M_xN_y

N: No metal

M: metal

X: valencia del metal

Y: Valencia de no metal



Para nombrar a estos compuestos emplearemos los tres sistemas de nomenclatura:

Nomenclatura tradicional

No metal**URO** Raíz griega del nombre del metal (**OSO, ICO**)

Nomenclatura de Stock

No metal**URO** de *Nombre del metal*(**valencia**)

Nomenclatura Sistemática

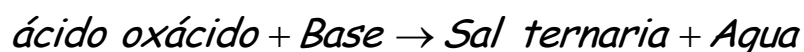
*Prefijo*No metal**URO** de *Nombre del metal*

Ejemplos:

Fórmula del compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Sistemática
FeCl ₃	Clor URO Ferr ICO	Clor URO de hierro (III)	Tri cloruro de Hierro
CaBr ₂	Brom URO Calc ICO	Brom URO de Calcio	DI Brom URO de Calcio

Nomenclatura de sales ternarias:

Son compuestos formados por la reacción entre un ácido oxácido y una base, la ecuación es la siguiente:



Fórmula General: $M_x(N_aO_b)_y$

N: No metal

M: metal

O: Oxígeno

x: n° de Hidrógenos liberados por el oxácido.

y: Valencia del metal.

Estos compuestos, están constituidos por un catión monoatómico y su respectivo anión poliatómico, tal como se indica a continuación:



Para nombrar a estos compuestos comúnmente se emplea la nomenclatura tradicional o la de stock:

Nomenclatura tradicional

Nombre del anión Raíz griega del nombre del metal (**OSO, ICO**)

Nomenclatura de Stock
Nombre del anión de Nombre del metal(valencia)

Ejemplos:

Fórmula del compuesto	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock
Na_3PO_4	Fosfato sod ICO	Fosfato de sodio
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Sulfato Ferr ICO	Sulfato de hierro (III)

Ejercicios:

1-. Asigne los nombres a los siguientes cationes, empleando la nomenclatura tradicional y la de stock

Formula del ión	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura de Stock
Fe^{+3}		
K^{+}		
Cr^{+2}		
Cu^{+}		
Co^{+3}		
Mg^{+2}		
Na^{+}		
H^{+}		
NH_4^{+}		

2-. Formule los siguientes cationes:

Nombre del catión	Fórmula
Ión litio	
Ión cúprico	
Ión cobalto (II)	
Ión cinc	
Ión níquelico	
Ión plata	
Ión níquel (II)	
Ión mercurio (I)	
Ión plumboso	

3-. Asigne el nombre a los siguientes aniones:

Formula del anión	nombre
F ⁻	
OH ⁻	
CO ₃ ⁻²	
Cl ⁻	
SO ₃ ⁻²	
PO ₄ ⁻³	
ClO ₂ ⁻	
NO ₃ ⁻	
CN ⁻	

4-. Formule los siguientes aniones

Nombre del anión	Fórmula
Ión fluoruro	
Ión nitrato	
Ión borato	
Ión hipoclorito	
Ión iodato	
Ión sulfuro	
Ión sulfato	
Ión clorito	
Ión hidrógeno carbonato	

5-. Asigne el nombre a los siguientes ácidos binarios:

Fórmula del ácido	N. Tradicional	N. Stock
HBr		
HCl		
HI		
HF		
H ₂ S		

6-. Asigne el nombre de los siguientes ácidos ternarios:

Fórmula del ácido	Fórmula del anión y nombre	Nombre del ácido
H ₂ SO ₄	SO ₄ ⁻² : Sulfato	Ácido sulfúrico
H ₂ CO ₃		
HNO ₂		
H ₃ PO ₄		
HClO ₄		

H ₃ BO ₃		
HClO		
CH ₃ COOH		

7-. Formule los siguientes ácidos:

Nombre del ácido	Fórmula
Ácido clorhídrico	
Ácido clórico	
Ácido nitroso	
Bromuro de hidrógeno	
Ácido fosfórico	
Ácido sulfúrico	
Ácido cloroso	
Sulfuro de hidrogeno	
Ácido carbónico	
Ácido nítrico	
Ácido hipocloroso	
Ácido acético	
Ácido Fluorhídrico	

8-. Nombre cada una de las siguientes bases:

Fórmula	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura Stock	Nomenclatura sistemática
LiOH			
Cu(OH) ₂			
Fe(OH) ₃			
Pb(OH) ₄			
NaOH			
HgOH			
Ni(OH) ₃			
Ca(OH) ₂			
Mg(OH) ₂			
Cr(OH) ₃			
Au(OH) ₃			
Pb(OH) ₂			
Sr(OH) ₂			
Al(OH) ₃			
Ni(OH) ₂			
CuOH			
Zn(OH) ₂			
Co(OH) ₃			

9-. Formule cada una de los siguientes nombres de bases:

Nombre de la base	Formula
Hidróxido de sodio	
Hidróxido de plomo (IV)	
Trihidroxido de cobalto	
Hidróxido mercúrico	
Hidróxido de cinc	
Hidróxido ferroso	
Hidróxido crómico	
Hidróxido de níquel (II)	
Hidróxido cuproso	
Hidróxido de calcio	
Hidróxido de cobre (I)	

10-. Nombre cada una de las siguientes sales:

Formula de la sal	Formula y nombre del catión	Formula y nombre del anión	Nombre de la sal
NaCl	Na ⁺ :ión sodio	Cl ⁻ : Ion cloruro	Cloruro de sodio
FeBr ₃			
K ₂ S			
NiF ₂			
FeS			
PbI ₄			
CoCl ₂			
PbS ₂			
CaF ₂			
Cr ₂ S ₃			
Na ₂ CO ₃			
MgSO ₄			
Fe ₂ (SO ₃) ₃			
Ni ₂ (SO ₄) ₃			
K ₃ PO ₄			
CuClO			
Co(NO ₃) ₃			
Cr(ClO ₄) ₂			
Zn ₃ (BO ₃) ₂			
CaSO ₄			

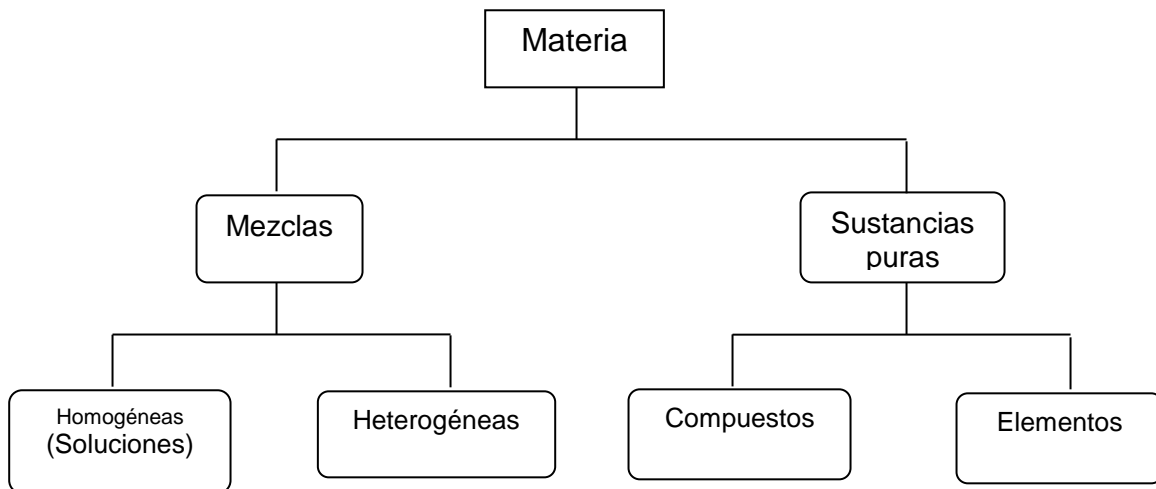
11-. Formule las siguientes sales:

Nombre de la sal	Formula
Sulfato de hierro (III)	
Cloruro níquelico	
Hipoclorito de sodio	
Sulfuro de cobre (II)	
Nitrato potásico	
Tiosulfato de sodio	
Carbonato cobaltoso	
Fluoruro de cinc	
Perclorato de plomo (IV)	
Bromuro crómico	
Dicloruro de calcio	
Nitrito de cobalto (III)	
Tribromuro de aluminio	
Fosfato plúmbico	
Clorato cuprico	
Tetracloruro de plomo	
Cloruro de sodio	

TEMA 2: SOLUCIONES

En la naturaleza podemos distinguir diferentes formas de materias según su composición y propiedades. La clasificación de la materia comprende las sustancias, las mezclas, los elementos y los compuestos. A continuación se muestra la clasificación general de la materia:

Figura 1
Clasificación de la materia



Antes de entrar en el tema de soluciones es necesario definir algunos términos que aparecen en la figura 1.

La materia es cualquier cosa que ocupa un espacio y que tiene masa. La materia la podemos conseguir en forma de mezcla y de sustancias puras. **Las sustancias puras** son formas de materias que tienen una composición definida (es decir constante) y propiedades características. Si combinamos dos a más sustancias obtenemos **las mezclas**, cuya característica resaltante es que cada componente conserva sus propiedades

Las mezclas homogéneas son aquellas cuya composición y propiedades son constantes en toda su extensión, por lo que se dice que son uniformes y sus componentes no pueden observarse a simple vista.

Las mezclas heterogéneas son aquellas cuya composición no es constante en toda su extensión y sus componentes pueden ser distinguibles a simple vista.

Los compuestos son sustancias formadas por átomos de dos a más elementos unidos químicamente en proporciones definidas y que pueden ser separados en los elementos constituyentes por métodos químicos. **Los elementos** son sustancias que no se pueden separar en sustancias más simples y constituyen las unidades fundamentales con las que se construyen los compuestos.

De acuerdo a la figura 1, podemos definir **las soluciones** como mezclas homogéneas formadas por dos o más sustancias, el término homogéneo lo confiere a las soluciones la cualidad de que su composición y propiedades sean constantes en toda su extensión, sin ser observables sus componentes, pero conservando cada uno de ellos su identidad química, por lo que es posible separarlos a través de métodos físicos de separación.

Las soluciones más sencillas son aquellas que contienen dos componentes, *el soluto* y *el solvente*, a este tipo de soluciones se les conoce como *soluciones binarias*. **El soluto** es la sustancia que se encuentra presente en menor cantidad y disperso en el solvente, mientras que **el solvente** es la sustancia que está en mayor cantidad y es quien dispersa al soluto.

Clasificación de las soluciones:

a-. De acuerdo al estado físico:

En la naturaleza podemos encontrar las soluciones en los tres estados de las materias: sólidos, líquido y gaseoso. El estado físico de la solución va a depender del estado del solvente, tal como se muestra en el siguiente cuadro:

Tabla 1. Estado físico de las soluciones

<i>Soluto</i>	<i>Solvente</i>	<i>Solución</i>	<i>Ejemplo</i>
Sólido	Líquido	Líquido	La sal en agua.
Líquido	Líquido	Líquido	El alcohol en agua
Gas	Líquido	Líquido	El CO ₂ en agua
Sólido	Sólido	Sólido	El cobre en cinc (el bronce)
Gas	Gas	Gas	Oxígeno en nitrógeno (el aire)
Gas	Sólido	Sólido	Aire en hielo

b-. De acuerdo a la cantidad de componentes:

Las soluciones pueden tener dos o más componentes, en función a esto se clasifican en:

a-. Soluciones Binarias: Dos componentes.

- b-. Soluciones Ternarias: Tres componentes.
- c-. Sistemas multicomponentes: Cuatro o más componentes.

c-. De acuerdo al grado de saturación:

- a- *Soluciones insaturadas*: Son aquellas que contienen una cantidad de soluto disuelto **menor** a la máxima cantidad que se puede disolver en el solvente, a una temperatura determinada.
- b- *Soluciones saturadas*: Son aquellas que **contienen disuelto la máxima cantidad** de soluto que se puede disolver en el solvente, a una temperatura determinada.
- c- *Soluciones Sobresaturadas*: Son aquellas que contienen una cantidad de soluto **mayor** a la máxima cantidad que se puede disolver en el solvente, a una temperatura determinada.

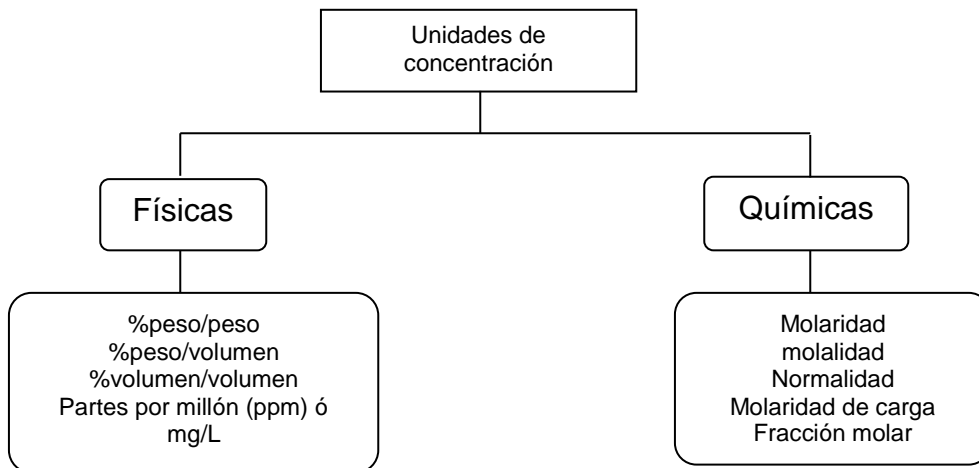
d-. De acuerdo a la conducción de electricidad:

- a- *Soluciones electrolíticas*: Son aquellas soluciones que son buenas conductoras de la corriente eléctrica.
- b- *Soluciones no electrolíticas*: son aquellas soluciones que no conducen la corriente eléctrica.

La concentración y sus unidades:

El estudio cuantitativo de una solución requiere que se conozca su **concentración**, la cual se define como una relación que expresa la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de solución. Podemos expresar la concentración empleando dos sistemas de unidades de concentración, la figura 2 muestra las unidades existentes:

Figura 2: Clasificación de las unidades de concentración



Cuadro 2. Unidades físicas y químicas

UNIDADES FÍSICAS				
Nombre	Definición	Formula	Unidades	Interpretación
%peso/peso (%p/p)	Expresa la masa de soluto que se encuentra disuelto en 100 g de solución.	$\% p/p = \frac{m_{sto}}{m_{sol}} * 100$		20% p/p: Expresa que en 100 g de sol se encuentran disueltos 20 g sto.
%volumen/volumen (%v/v)	Expresa el volumen de soluto que se encuentra disuelto en 100 ml de solución.	$\% v/v = \frac{v_{sto}}{v_{sol}} * 100$		30% v/v: Expresa que en 100 ml de sol se encuentran disueltos 30 ml sto.
%peso/volumen (%p/v)	Expresa la masa de soluto que se encuentra disuelto en 100 ml de solución.	$\% p/v = \frac{m_{sto}}{v_{sol}} * 100$		15% p/v: Expresa que en 100 ml de sol se encuentran disueltos 15 g sto.
Partes por millón (ppm)	Expresa los miligramos de solutos disueltos en 1 L de sol	$ppm = \frac{mg_{sto}}{L_{sol}}$	mg/L ó ppm	4.4 ppm: Expresa que en 1 L sol se encuentran disueltos 4.4 mg sto.
Partes por billón (ppb)	Expresa los microgramos de solutos disueltos en 1 L sol.	$ppb = \frac{\mu g_{sto}}{L_{sol}}$	µg/L ó ppb	12 ppb: Expresa que en 1 L sol se encuentran disueltos 12 µg sto.
UNIDADES QUÍMICAS				
Molaridad (M)	Expresa los moles de soluto que se encuentran disueltos en 1 L de solución	$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}}$	$\frac{mol}{L} = M = Molar$	1.5 M: Expresa que en 1 L sol se encuentran disueltos 1.5 moles sto.
Molalidad (m)	Expresa el número de moles de solutos disueltos en 1 Kg de ste.	$m = \frac{n_{sto}}{Kg_{ste}}$	$\frac{mol}{Kg} = m = molal$	0.5 m: Expresa que en 1 Kg de solvente hay disueltos en 0,5 moles de sto.
Nombre	Definición	Formula	Unidades	Interpretación
Normalidad (N)	Expresa el número de equivalentes de sto disueltos en 1 L de sol.	$N = \frac{n_{eq\ sto}}{V_{sol}}$	$\frac{eq}{L} = N = normal$	0.75 N: Expresa que en 1 L sol se encuentran disueltos 0.75 eq sto.

Molaridad de carga (Mc)	Expresa el número de moles de carga de sto disueltos en 1 L sol.	$Mc = \frac{n_{c\ sto}}{V_{sol}}$	$\frac{molc}{L} = M_c$	0.25 Mc: Expresa que en 1 L sol se encuentran disueltos 0.25 moles de carga sto.
Fracción molar (X)	Expresa la relación entre el número de moles de un componente en particular y el total de moles presentes.	$X_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{sto} + n_{ste}}$ $X_{sto} + X_{ste} = 1$	Adimensional (no posee unidades)	X _a = 0.25, esto solo nos indica que el 25% de la mezcla pertenece al componente a.

Simbología:

m_{sto}: masa de soluto, g.

m_{sol}: masa de solución, g.

v_{sto}: volumen de soluto, ml.

V_{sol}: volumen de solución, ml.

mg_{sto}: miligramos de soluto, mg.

L_{sol}: litros de solución, L.

μg_{sto}: microgramos de soluto, μg.

n_{sto}: número de moles de soluto, mol.

n_{ste}: número de moles de solvente, mol.

n_{eq sto}: número de equivalentes de soluto, eq.

n_{c sto}: número de moles de carga de soluto, molc

Una variable muy importante que hay que tomar en cuenta cuando se trabajan con soluciones es la **densidad**, la cual se define como la masa de una sustancia por cada unidad de volumen. Su fórmula es la siguiente:

$$d = \frac{m}{V}$$

Donde m es la masa expresada en gramos y V el volumen expresados en mililitros (ml), por lo tanto, las unidades de la densidad es g/ml.

Cálculos básicos usando las unidades de concentración:

Los cálculos básicos que involucran unidades de concentración los podemos resumir en las siguientes categorías:

- a-. Cálculo de concentración, a partir de la información de soluto, solvente y/o solución.
- b-. Cálculo de la cantidad de soluto, partiendo de la concentración y volumen de la solución.
- c-. Cálculos relacionados con la transformación de unidades de concentración.
- d-. Cálculos relacionados con la preparación de soluciones:
 - d.1-. A partir de un sólido.
 - d.2-. A partir de soluciones madres (dilución)
 - d.3-. A partir de soluciones concentradas comerciales.

Este curso solo tiene previsto el manejo de las unidades de concentración: molaridad, molalidad, normalidad, molaridad de carga y ppm, por lo tanto los ejercicios estarán orientados hacia estas unidades de concentración.

Veamos algunos ejemplos:

a-. Cálculo de concentración, a partir de la información de soluto, solvente y/o solución.

1-. Calcule la molaridad de carga de una solución que contiene 15.6 g de sulfuro de sodio (Na_2S , $\text{PM}=78 \text{ g/mol}$) en 100 ml de solución.

Paso 1: Organización de los datos y planteamiento de la incógnita del problema

$$m_{\text{sto}} = 15.6 \text{ g}$$

$$V_{\text{sol}} = 100 \text{ ml}$$

$$\text{PM}_{\text{sto}} = 78 \text{ g/mol}$$

Mc =?

Paso 2: Planteamiento de la formula que permite determinar la incógnita

Lo que se requiere determinar es la molaridad de carga de la solución, su formula aparece en el cuadro 2:

$$? \quad Mc = \frac{n_{c \text{ sto}}}{V_{\text{sol}}}$$

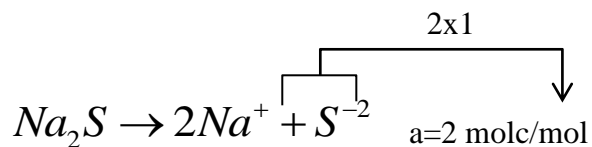
Es necesario determinar previamente los moles de carga del soluto, y expresar el volumen de solución en litros.

Paso 3: Determinar los moles de carga del soluto ($n_{c \text{ sto}}$)

Se transforman la masa de soluto a moles de carga, empleando el peso molecular de carga del soluto:

$$n_{c \text{ sto}} = \frac{g_{\text{sto}}}{PM_c}$$

El peso molecular de carga se calcula por la siguiente formula $PM_c = \frac{PM}{a}$, donde el factor “a”, por tratarse de una sal, representa la carga total positiva por cada mol de sal que se disocia. Al disociar la sal nos queda:



Por lo tanto el PMc es:

$$PM_c = \frac{78 \frac{g}{mol}}{2 \frac{molc}{mol}} = 38 \frac{g}{molc}$$

Sustituyendo en la fórmula para calcular $n_{c \text{ sto}}$:

$$n_{c \text{ sto}} = \frac{15.6 \cancel{g}}{38 \frac{g}{molc}} = 0.41 \text{ molc}$$

La fórmula para calcular Mc exige que el volumen de solución este expresado en litros, por lo tanto procedemos a transformar los 100 ml sol a litros, por medio una simple regla de tres:

$$\begin{array}{l} 1L \quad \text{————} \quad 1000 \text{ ml} \\ X \quad \text{————} \quad 100 \text{ ml} \end{array}$$

$$x = 0.1L \text{ sol}$$

Finalmente, sustituimos $n_{c \text{ sto}}$ y V_{sol} en la formula de M_c :

$$M_c = \frac{0.41 \text{ molc}}{0.1L} = 4.1 \frac{\text{molc}}{L} = 4.1M_c$$

b-. Calculo de la cantidad de soluto, a partir de la concentración y volumen de solución.

2-. Calcule los gramos de cloruro de amonio (NH₄Cl) que se necesitan disolver en 100 ml de agua para obtener una concentración 0.05 m. Densidad del agua 0.99 g/ml. PM del NH₄Cl = 53 g/mol

Paso 1: Organización de los datos y planteamiento de la incógnita del ejercicio

El soluto viene representado por el cloruro de amonio y el solvente es el agua, que al ser mezclado da como resultado una solución de cloruro de amonio, los datos del problema quedarían de la siguiente manera:

$$g_{\text{sto}} = ? \quad PM_{\text{sto}} = 53 \text{ g/mol}$$

$$V_{\text{ste}} = 100 \text{ ml}$$

$$\text{Conc. Sol} = 0.05 \text{ m (molalidad)}$$

$$d_{\text{ste}} = 0.99 \text{ g/ml}$$

Paso 2: Planteamiento de la formula que permite determinar la incógnita

Planteando la formula de la molalidad:

$$m = \frac{n_{\text{sto}}}{Kg_{\text{ste}}}$$

De la formula anterior conocemos la molalidad (m) y empleando el volumen y su densidad del agua podemos determinar los Kg_{ste}. De esta manera se puede despejar n_{sto} y luego transformarlos a gramos.

$$\text{Al despejar } n_{\text{sto}} \text{ nos queda: } n_{\text{sto}} = m * Kg_{\text{ste}}$$

Paso 3: Calculo de los Kg_{ste}

Con la formula de densidad despejamos la masa del solvente:

$$\checkmark \quad d_{ste} = \frac{m_{ste}}{V_{ste}} \quad \Rightarrow \quad m_{ste} = d_{ste} * V_{ste}$$

Sustituyendo

$$m_{ste} = 0.99 \frac{g}{ml} * 100 ml = 99 g \text{ ste}, \text{ transformándolo a kg:}$$

$$\begin{array}{r} 1Kg \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 1000 \text{ g} \\ X \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 99 \text{ g} \\ x = 0.99 \text{ Kg ste} \end{array}$$

Con los Kg ste y la molalidad se procede a determinar los n_{sto} sustituyendo en la fórmula del paso2:

$$n_{sto} = 0.05 \frac{mol_{sto}}{kg_{ste}} * 0.99 kg_{ste} = 0.00495 mol_{sto}$$

Paso 5: Transformación de los moles sto a gramos

El problema nos pide la cantidad de soluto expresada en gramos, por lo tanto transformamos, por medio del peso molecular, los moles de soluto a gramos:

$$g_{sto} = n_{sto} * PM_{sto} \quad \Rightarrow \quad g_{sto} = 0.00495 mol * 53 \frac{g}{mol} = 0.262 g$$

c-. Cálculos relacionados con la transformación de unidades de concentración.

Cuando trabajamos con las concentraciones de las soluciones, es muy común transformar la normalidad (molaridad de carga) a molaridad o viceversa, existe una expresión matemática que permite efectuar ese cambio en las unidades, a continuación se mostrará su deducción:

Supongamos que se requiere transformar de Molaridad a normalidad, sabemos que la normalidad se expresa según la siguiente fórmula:

$$N = \frac{n_{eq\ sto}}{V_{Sol}} \quad (1)$$

El $n_{eq\ sto}$ se determina mediante de la siguiente forma:

$$n_{eq\ sto} = \frac{g_{sto}}{PE_{sto}} \quad (2)$$

Sustituimos (2) en (1):

$$N = \frac{\frac{g_{sto}}{PE_{sto}}}{V_{Sol}} \quad \Rightarrow \quad \frac{g_{Sto}}{PE_{Sto} * V_{Sol}} \quad (4)$$

El peso equivalente viene expresado por la siguiente fórmula:

$$PE_{Sto} = \frac{PM_{Sto}}{a} \quad (5)$$

Al sustituir (5) en (4) nos queda:

$$N = \frac{\frac{g_{Sto}}{\frac{PM_{Sto}}{a} * V_{Sol}}}{a} \quad \Rightarrow \quad \frac{a * g_{Sto}}{PM_{Sto} * V_{Sol}} \quad (6)$$

De esta última expresión, se sabe que $\frac{g_{Sto}}{PM_{Sto}} = n_{Sto}$, por lo tanto la expresión se transforma en:

$$N = \frac{a * n_{Sto}}{V_{Sol}} \quad (7)$$

El cociente entre n_{Sto} y V_{Sol} es lo que se conoce como molaridad (M), finalmente la expresión (7) se reduce a:

$$N = a * M$$

Esta última expresión relaciona la normalidad y la molaridad, y es muy útil para hacer transformaciones entre esas dos unidades de concentración.

De manera análoga se puede llegar a la misma expresión empleando la molaridad de carga:

$$M_C = a * M$$

Veamos el siguiente ejemplo de aplicación:

3-. Se tiene 0.25 L de solución de H₃PO₄ 0.75 N, se requiere calcular los moles de H₃PO₄ presentes en la solución.

Paso 1: Organización de los datos y planteamiento de la incógnita del ejercicio

$$V_{sol} = 0.25 \text{ L}$$

$$\text{Conc. Sol} = 0.75 \text{ N} = 0.75 \text{ eq/L}$$

$$n_{sto} = ?$$

El problema plantea determinar la cantidad de soluto, expresado en moles, que existe disuelto en la solución. La unidad de concentración que relaciona moles de soluto es la molaridad, sin embargo la concentración está expresada en normalidad, por lo tanto se debe efectuar un cambio de unidades de concentración de normalidad a molaridad, como una vía para resolver el problema de una manera sencilla.

Paso 2: Planteamiento de la formula que permite determinar la incógnita

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sol}} \quad \checkmark \quad ? \quad \checkmark \quad \Rightarrow \quad n_{sto} = M * V_{sol}$$

La Molaridad se puede determinar usando la fórmula para transformación de unidades.

Paso 3: Transformación de N a M

$$N = a * M \quad \checkmark \quad ? \quad \checkmark \quad \Rightarrow \quad \frac{N}{a}$$

Para el H₃PO₄, el factor “a” representa el número de iones hidronio que puede ceder el ácido:

$$a = 3 \frac{eq}{mol}$$

Sustituyendo nos queda:

$$M = \frac{0.75 \frac{eq}{L}}{3 \frac{eq}{mol}} = 0.25 \frac{mol}{L} = 0.25M$$

Con la concentración, expresada en molaridad, procedemos a calcular los moles de soluto empleando la fórmula del paso 2:

$$n_{Sto} = 0.25 \frac{mol}{L} * 0.25L \quad \Rightarrow \quad = 0.0625 \text{ moles}$$

En algunos casos se requiere transformar una unidad física, como lo es el % peso/peso, a unidades químicas, la secuencia de cálculo es bastante sencilla, veamos el siguiente ejemplo:

4. Una solución de ácido sulfúrico concentrado (H₂SO₄) al 98%p/p tiene una densidad de 1.8 g/mL. Expresa su concentración en molaridad. Peso molecular del H₂SO₄ = 98 g/mol.

Paso 1: Organización de los datos y planteamiento de la incógnita del ejercicio

Conc. Sol = 98 %p/p

d_{sol} = 1.8 g/mL

PM_{sto} = 98 g/mol

M = ?

La solución es de ácido sulfúrico, por lo tanto ese compuesto representa nuestro soluto; nuestro objetivo es poder expresar la concentración en molaridad.

Paso 2: Planteamiento de la fórmula que permite determinar la incógnita

La fórmula de la molaridad viene dada por la siguiente fórmula:

$$M = \frac{n_{Sto}}{V_{Sol}}$$

Para determinar la molaridad requerimos los moles de soluto y el volumen de solución, sin embargo, el problema no proporciona esa información. La clave para solventar esta situación es el %p/p, que vamos a interpretar a continuación:

Paso 3: interpretación del %p/p

De acuerdo a lo interpretación del %p/p mostrado en el cuadro 2, una solución al 98%p/p expresa que:

Cada 100 g de sol contiene disuelto 98 g de sto

↙

$$m_{sol} = 100 \text{ g}$$

↘

$$m_{sto} = 98 \text{ g}$$

Ahora disponemos de dos datos adicionales: la masa de la solución y la masa de soluto, con esta información podemos determinar el volumen y los moles respectivamente.

Paso 4: Cálculo del volumen de la solución

Con la masa de la solución y su densidad podemos determinar el volumen de la solución:

$$\checkmark_{sol} = \frac{m}{V_{sol}} \quad \Rightarrow \quad \boxed{V_{sol}} = \frac{m_{Sol}}{d_{Sol}}$$

Sustituyendo ? queda:

$$V_{sol} = \frac{100\cancel{g}}{1.8\frac{g}{mL}} = 55.55 \text{ mL} \quad \Rightarrow \quad \boxed{V_{sol} = 0.05555 \text{ L}}$$

Paso 5: Calculo de los moles de soluto

Con la masa de soluto y su PM se puede determinar los moles de solutos.

$$n_{sto} = \frac{g_{sto}}{PM_{sto}} \quad \Rightarrow \quad \boxed{n_{sto}} = \frac{98g}{98\frac{g}{mol}}$$

$$\mathbf{n_{sto} = 1 \text{ mol}}$$

Finalmente calculamos la molaridad empleando la fórmula planteada en el paso 2, usando el V_{sol} y n_{sto} :

$$M = \frac{1 \text{ mol}}{0.05555 \text{ L}} = 18 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 18M$$

d-. Cálculos relacionados con la preparación de soluciones:

d.1-. A partir de un sólido con porcentaje de pureza

**5-. Calcule los gramos de cloruro de amonio (NH₄Cl) que se necesitan para preparar 100 ml de solución al 0.8 M. Conociendo que la pureza del cloruro de amonio es de 90%.
PM del NH₄Cl = 53 g/mol**

Paso 1: Organización de los datos y planteamiento de la incógnita del ejercicio

$g_{sto} = ?$ $PM_{sto} = 53 \text{ g/mol}$

$V_{Sol} = 100 \text{ ml} = 0.1 \text{ L}$

Conc. Sol = 0.8 M

% pureza del NH₄Cl = 90%

Paso 2: Planteamiento de la fórmula que permite determinar la incógnita

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{Sol}} \quad \checkmark \quad \Rightarrow \quad n_{sto} = M * V_{Sol}$$

Sustituyendo nos queda:

$$n_{sto} = 0.8 \frac{\text{mol}}{\cancel{\text{L}}} * 0.1 \cancel{\text{L}} = 0.08 \text{ mol}$$

Paso 3: Transformación de moles sto a gramos

$$g_{sto} = n_{sto} * PM_{sto} \quad \Rightarrow \quad g_{sto} = 0.08 \text{ mol} * 53 \frac{\cancel{\text{g}}}{\cancel{\text{mol}}} = 4.24 \text{ g}$$

Paso 4: Interpretación del porcentaje de pureza

El 90 %pureza significa que por cada 100 g del compuesto hay 90 g puros, con esta relación podemos establecer una regla de tres y determinar la cantidad del compuesto que debemos pesar.

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ g del compuesto} & 90 \text{ g puros} & \\ X & 4.24 \text{ g} & \end{array}$$

$$X = 4.71 \text{ g (lo que realmente se debe pesar)}$$

Al pesar 4.71 g del compuesto estamos garantizando que contiene los 4.24 g son de NH_4Cl puros necesario para preparar la solución, el resto representan impurezas (0.47 g de impurezas)

d.1-. A partir de un sólido hidratado puro y con porcentaje de pureza.

6-. Se requiere preparar 100 mL de solución de CuSO_4 2 M (PM del CuSO_4 = 160 g/mol) a partir de:

a-. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (PM = 249.68 g/mol)

b-. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (PM = 249.68 g/mol) con una pureza del 95%

Para resolver la parte a del problema procedemos de la siguiente manera:

Paso 1: Organización de los datos y planteamiento de la incógnita del ejercicio

$$V_{\text{sol}} = 100 \text{ mL} = 0.1 \text{ L}$$

$$\text{Conc. Sol.} = 3 \text{ M}$$

$$\text{PM del } \text{CuSO}_4 = 160 \text{ g/mol}$$

$$\text{Gramos de la sal a pesar}=?$$

La solución que se requiere preparar es de CuSO_4 , pero disponemos es de la sal hidratada $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, hay que determinar cuántos gramos de esta sal hay que pesar que contenga los gramos necesario de CuSO_4 para preparar la solución con la concentración indicada. **En este caso nuestro soluto es el CuSO_4 .**

Paso 2: Planteamiento de la formula que permite determinar la incógnita

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{Sol}} \quad \Rightarrow \quad n_{sto} = M * V_{Sol}$$

Sustituyendo nos queda:

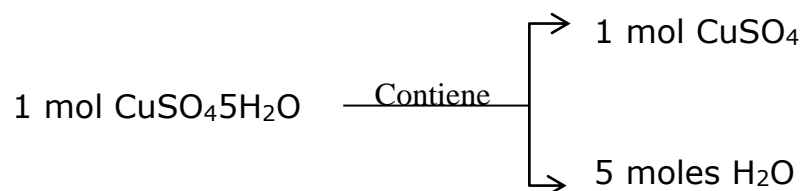
$$n_{sto} = 3 \frac{mol}{L} * 0.1 L = 0.3 mol CuSO_4$$

Paso 3: Transformación de moles sto a gramos

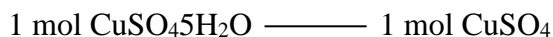
$$g_{sto} = n_{sto} * PM_{sto} \quad \Rightarrow \quad = 0.3 mol * 160 \frac{g}{mol} = 48g CuSO_4$$

Paso 4: Relaciones en moles y gramos entre CuSO₄5H₂O y CuSO₄:

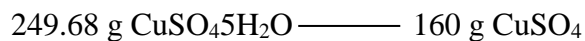
Al observar el compuesto CuSO₄5H₂O, podemos concluir que:



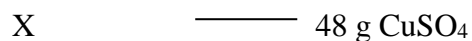
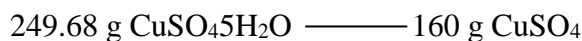
Por lo tanto la relación que nos interesa es:



En gramos nos quedaría (transformando con el PM):



Con esta relación, determinaremos las masa de CuSO₄5H₂O que contiene los 48 g de CuSO₄ obtenidos en el paso 3.



X = 74.9 g de g CuSO₄5H₂O (esto representa lo que se necesita pesar)

Para resolver el problema considerando que la sal hidratada tiene un porcentaje de pureza, realizamos los pasos del 1 al 4, e incorporamos un paso adicional correspondiente a la interpretación del porcentaje de pureza:

Paso 5: Interpretación del % de pureza

El 95% de pureza significa que:

100 g del compuesto ——— 95 g puros

X ——— 74.9 g

X = 78.8 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

d.2-. A partir de soluciones madres (dilución)

La dilución es un procedimiento para preparar soluciones menos concentradas a partir de una más concentrada, esto se logra aumentando la proporción de solvente.

Al efectuar un proceso de dilución, conviene aclarar que al agregar más solvente a una cantidad dada de solución concentrada, su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de moles de soluto presentes en la solución, por lo tanto:

Moles de soluto en la sol conc. = Moles de soluto en la sol diluida

$$n_c = n_d$$

Los moles “n”, se pueden obtener de la molaridad y el volumen de la solución:

$$n = M \cdot V$$

En consecuencia

$$M_c V_c = M_d V_d$$

De manera análoga se obtienen expresiones con Normalidad y molaridad de carga:

$$N_c V_c = N_d V_d$$

$$M_c V_c = M_d V_d$$

7-. Determine el volumen de una solución de FeCl_3 0.1 M que son necesario para preparar 85 mL de solución al 0.088 N.

Paso 1: Organización de los datos y planteamiento de la incógnita del ejercicio

Es importante diferenciar la información de la solución concentrada y de la diluida.

Sol. Concentrada

Sol. Diluida

$V_C = ?$

$V_d = 85 \text{ mL}$

$M_C = 0.1 \text{ M}$

$M_d = 0.088 \text{ N}$

Fíjese que en los datos las concentraciones vienen en unidades diferentes, y que en las formulas para dilución las concentraciones deben venir expresadas en las mismas unidades, por lo tanto hay que efectuar transformaciones de unidades.

Paso 2: Planteamiento de la formula que permite determinar la incógnita

Para un proceso de dilución se debe cumplir que:

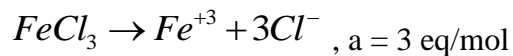
$$N_c V_c = N_d V_d$$

Como las concentraciones deben venir expresadas en las mismas unidades, procedemos a transformar la M_C a N_C

Paso 3: Transformación de unidades

Para la transformación de M_C a N_C usaremos la siguiente formula vista en ejercicios anteriores:

$$N_C = a * M_C$$



$$N_C = 3 \frac{\text{eq}}{\text{mol}} * 0.1 \frac{\text{mol}}{L} = 0.3 \frac{\text{eq}}{L} = 0.3N$$

Con la normalidad de la solución concentrada podemos determinar su volumen, empleando la fórmula del paso 2:

$$V_C = \frac{N_d V_d}{N_C} = \frac{0.088N * 85ml}{0.3N} = 24.9mL$$

d.3-. A partir de soluciones concentradas comerciales

En muchas ocasiones las soluciones comerciales sus concentraciones vienen expresadas en %p/p, tal es el caso de los ácidos comerciales, por lo tanto para realizar los cálculos es recomendable efectuar un cambio de unidades de concentración, de físicas a químicas, para poder emplear la formula de dilución. El siguiente ejemplo ilustra este caso.

8-. ¿Cuántos mL de ácido sulfúrico (H₂SO₄) de 98% p/p y densidad igual a 1.8 g/mL se necesitan para preparar 2 L de solución 3M? PM del H₂SO₄ = 98 g/mol

Paso 1: Organización de los datos y planteamiento de la incógnita del ejercicio

Sol. Concentrada

Sol. Diluida

V_c = ?

V_d = 2 L

Conc. = 98 %p/p

M_d = 3 M

d = 1.8g/mL

PM del H₂SO₄ = 98 g/mol

Es importante destacar que la concentración de la solución concentrada viene expresada en %p/p y para poder emplear las formulas de dilución las concentraciones debe venir en unidades químicas, por lo tanto es necesario realizar una conversión de unidades de concentración.

Paso 2: Planteamiento de la formula que permite determinar la incógnita

Para un proceso de dilución se debe cumplir que:

$$M_c M_c = M_d V_d$$

Paso 3: Transformación de unidades de concentración

El procedimiento para la transformación de %p/p a M se describió en el problema 4, aquí no se detallará el procedimiento:

$$M = \frac{n_{Sto}}{V_{Sol}}$$

De acuerdo a la interpretación del %p/p mostrado en el cuadro 2, una solución al 98%p/p expresa que:

Cada 100 g de sol contiene disuelto 98 g de sto

$$m_{sol} = 100 \text{ g}$$

$$m_{sto} = 98 \text{ g}$$

Cálculo del volumen de la solución

$$\overset{\checkmark}{d}_{sol} = \frac{\overset{\checkmark}{m}_{sol}}{V} \quad \Rightarrow \quad V_{Sol} = \frac{m_{Sol}}{d_{Sol}}$$

Sustituyendo nos queda:

$$V_{Sol} = \frac{100 \cancel{g}}{1.8 \frac{g}{mL}} = 55.55 \text{ mL} \quad \Rightarrow \quad V_{Sol} = 0.05555 \text{ L}$$

Calculo de los moles de soluto

$$n_{sto} = \frac{g_{sto}}{PM_{sto}} \quad \Rightarrow \quad n_{sto} = \frac{98 \cancel{g}}{98 \frac{g}{mol}}$$

$$n_{sto} = 1 \text{ mol}$$

Finalmente calculamos la molaridad de la solución concentrada:

$$M = \frac{1 \text{ mol}}{0.05555 \text{ L}} = 18 \frac{mol}{L} = 18 \text{ M}$$

Finalmente, con la Molaridad de la solución concentrada podemos aplicamos la fórmula del paso 2:

$$V_C = \frac{M_d V_d}{M_C} = \frac{3M * 2L}{18M} = 0.3333L = 333.3 \text{ mL}$$

A continuación se presentaran una serie de ejercicios sobre soluciones y sus unidades de concentración:

- 1-. ¿Cuál será la concentración en ppm de una solución acuosa que contiene 2,2 mg de iones fluoruro (F^-) en 500 mL? R: 4,4 ppm
- 2-. Calcular la Molaridad de una solución que contiene 15,6 g de sulfuro de sodio ($PM=78$ g/mol) en 100 mL de solución. R: 2 M
- 3-. Calcular la Normalidad de una solución que contiene 3 g de $BaCl_2$ en 200 mL de solución. $PM BaCl_2= 208,34$ g/mol. R: 0,144 N
- 4-. Calcular la Molaridad de carga de una solución que contiene 5 g de $NaNO_3$ en 500 mL de solución.
- 5-. Los compuestos de mercurio que se ingieren, se acumulan en el organismo, por lo que la reglamentación internacional establece un límite máximo de Hg en los alimentos de 0,5 ppm. Si se analizan 25 g de un alimento enlatado y se encuentra que contiene 15 μg de Hg. Diga si el alimento debe ser confiscado. Fundamente su respuesta
R: 0,6 ppm >0,5ppm; SI debe ser confiscado
- 6-. Se disuelven 3.5 g de $NaCl$ en 500 mL de agua. Determine la molalidad de la solución. Densidad del agua = 1g/mL.
- 7-. ¿Cuántos gramos de cloruro de amonio se necesita disolver en 100 mL de agua a fin de obtener una solución 0,05 m a 20°C? $PM NH_4Cl =53,59$ g/mol. R: 0,268 g
- 8-. Determinar el número de equivalentes de soluto que están presentes en 200 ml de solución 0,2M de $Ca(OH)_2$. R = 0,08 eq
- 9-. Determinar el número de moles de cargas de soluto que están presentes en 0,5 l de solución 0,1M de $Al_2(SO_4)_3$ R = 0,3 molc.
- 10-. Determinar los moles de soluto que están presentes en 250 ml de solución 1.2 N de H_3PO_4 .
- 11-. Durante la preparación de un Licor de Fehling para ser utilizado en la determinación de azúcares en un jugo de frutas, se disuelven 35 g de $CuSO_4$ en agua suficiente para hacer 500 ml de solución. Calcule la Molaridad y la Normalidad de la solución.
 $PM CuSO_4 = 159,5$ g/ mol R: 0,44 M; 0,88 N
- 12-. Para ser utilizado en la descontaminación de sorgo con aflatoxinas, se prepara una solución de hidróxido de calcio, disolviendo 1,2 g de $Ca(OH)_2$ en agua suficiente para obtener 3 litros de solución. Calcule la Molaridad y la Normalidad de la solución.
 $PM Ca(OH)_2 = 74$ g/mol R: $5,41 \times 10^{-3}$ M ; $1,08 \times 10^{-2}$ N
- 13-. ¿Cuál será la Normalidad de una solución de hidróxido de amonio (NH_4OH) 4M? R: 4 N
- 14-. ¿Cuál es la molaridad de una solución de $FeCl_2$ al 0.75 Mc?
- 15-. Cuál será la molaridad de una solución de H_3BO_3 0.85 N?
- 16-. Se tiene un ácido sulfúrico (H_2SO_4) al 96% y $d=1,589$ g/mL. Expresar su concentración en:
a) Molaridad
b) Normalidad y Molaridad de carga.
R: a) 15,56 M; b) 31,12 N y 31,12 Mc

17-. Calcule la Molaridad y la Normalidad de una solución de H_3PO_4 de 89% de pureza y $d= 1,75$ g/mL. $\text{PM H}_3\text{PO}_4 = 98$ g/ mol.

R: 15,9 M; 47,7 N

18-. Una solución acuosa al 40% p/p de sulfato de amonio $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ tiene una densidad de 1,23 g/mL. Calcule la molaridad de carga $\text{PM } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4=132$ g/mol.

19-. En un laboratorio se encuentra un recipiente que contiene una solución de H_2SO_4 . La etiqueta de dicho recipiente dice: Ácido sulfúrico al 33% en peso y Densidad = 1,25 g/mL. Exprese la concentración de dicha solución en normalidad. R = 8.42 N

20-. En un laboratorio de análisis de alimentos se dispone de un frasco de ácido sulfúrico (H_2SO_4) que tiene en su etiqueta la siguiente información: $d \text{ H}_2\text{SO}_4=1,27$ g/mL, conc.=36% p/p y $\text{PM}=98$ g/mol. Determine la Molaridad de carga R: 4,66 Mc

21-. Se quiere preparar 100 mL de NH_4SCN 1 M a partir de NH_4SCN 98% p/p ($\text{PM}= 76,12$ g/mol). Calcular el peso de dicho compuesto necesario para tal fin.

21-. Una solución acuosa al 40% p/p de sulfato de amonio tiene una densidad de 1,13 g/mL. Calcule la Molaridad y la Molaridad de carga de la solución. $\text{PM } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 =132$ g/mol R: 3,42 M y 6,84 Mc

22-. Calcular la cantidad de NaNO_2 sólido, de 90% de pureza, que se necesita para preparar 500 mL de solución de NaNO_2 0,25M. $\text{PM NaNO}_2= 69$ g/ mol R: 9,6 g

23-. Se dispone de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ cuya pureza es del 95% p/p ($\text{PM} = 249,68$ g/mol) y se quiere preparar 100 mL de solución de CuSO_4 3M. ¿Cuánto se debe pesar de la sal hidratada? R: 78,8 g

24-. Se dispone de $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($\text{PM}=169$ g/mol) al 89% de pureza y se requiere preparar 250 mL de solución de MnSO_4 2 M. determine cuanto se debe pesar de la sal hidratada.

25-. Cuantos gramos de cloruro de amonio (NH_4Cl) se necesita disolver para obtener 100 mL de una solución 0,05 Mc ?. $\text{PM NH}_4\text{Cl} = 53,5$ g/ mol. R: 0,27 g

26-. ¿Qué volumen de HNO_3 6,00 M se requiere para preparar 500 mL de HNO_3 0,1 N?. $\text{PM HNO}_3= 63$ g/mol. R: 8,3 mL

27-. Calcule el volumen de solución de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 4 M que necesita medir para preparar 100 mL de una solución de $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 3Mc. $\text{PM Fe}(\text{NO}_3)_3 = 242$ g/mol. R: 25 mL

28-. Calcule el volumen de solución de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ 0,35M que es necesario medir para preparar 125 mL de solución de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ 0,08N. R: 14,3 mL

29-. Calcule el volumen de HNO_3 de 65% y $d=1,4$ g/mL que necesita para preparar 250 mL de solución de HNO_3 1,5M. $\text{PM HNO}_3= 63$ g/mol. R: 25,8 mL

30-. Sea una solución de HCl concentrado que contiene 32,2% p/p de HCl y su densidad es 1,16 g/mL. Calcular el volumen de esta solución que se requiere para preparar 3 litros de una solución 2M de dicho ácido. R: 586,5 mL

31-. Para la digestión de materia orgánica con fines de determinación de metales pesados en una muestra de arroz, se necesitan 200 ml de solución de H_2SO_4 3N. Si se dispone de ácido sulfúrico de 40% y $d=1,3$ g/mL, ¿Qué volumen de ácido concentrado debe medirse para preparar la solución? $\text{PM H}_2\text{SO}_4= 98$ g/mol. R: 56,6 mL

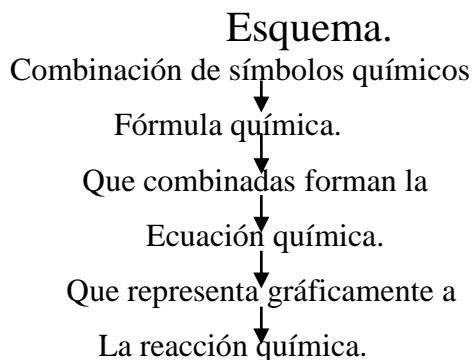
32-. Para la determinación de celulosa en un cereal, se necesitan 500 mL de ácido acético 0,2Mc. ¿Qué volumen de CH_3COOH de 80% y $d= 1,4$ g/mL debe medirse para preparar la solución?. $\text{PM CH}_3\text{COOH} = 60$ g/mol. R: 5,3 mL

33-. ¿Cuántos mL de ácido clorhídrico (HCl) comercial (98% p/p y $d=1,8$ g/mL) se necesitan para preparar 2 litros de una solución 3M?. $\text{PM HCl} =36,5$ g/mol

Tema 3: Reacciones químicas.

Contenido: Reacciones químicas y tipos de reacciones químicas según el reacomodo de los átomos.

Contenido de entrada sugerido --- conceptos de: *Símbolo químico. Fórmula química. Ecuación química. Reacción química.*



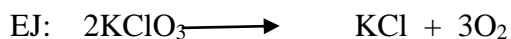
Se considera pertinente escoger entre muchas clasificaciones de las reacciones químicas aquella caracterizada por el reacomodo de los átomos durante la ocurrencia del cambio químico.

De este modo las reacciones se clasifican en:

Combinación: Es una variedad del cambio químico en la cual los átomos de las dos sustancias simples o compuestas reaccionan para formar un único compuesto.



Descomposición: Es una variedad del cambio químico en la cual una sustancia compuesta reacciona para dar origen a dos o más sustancias simples o compuestas pero de menor complejidad estructural que la que le dio origen.



Sustitución o desplazamiento simple: Es una variedad del cambio químico en el cual una sustancia simple más activa, metal o halógeno, desplaza a otra de un determinado compuesto.

Para la comprensión de este tipo de cambio químico es necesario tener presente el orden de actividad de los elementos, el cual ha sido establecido de modo experimental.

Actividad de los metales: Li > Na > Ba > Ca > Mg > Al > Mn > Zn > Fe > Ni > Sn > Pb > Cu > Ag > Hg > Pt > Au

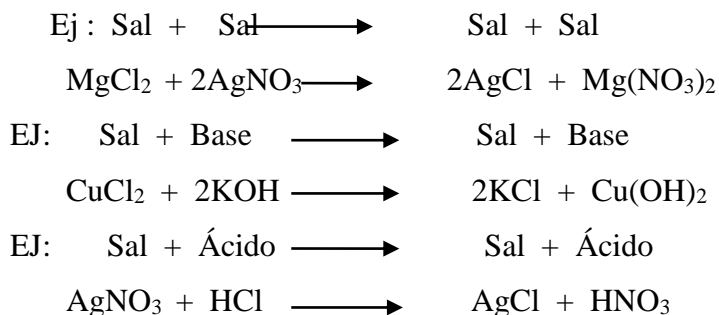
Ej: $\text{Zn} + \text{FeSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Fe}$; el Zn es más activo que el Fe y lo desplaza.

Actividad de los halógenos: F > Cl > Br > I

Ej: $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$; el Cl_2 es más activo que el Br_2 y lo desplaza.

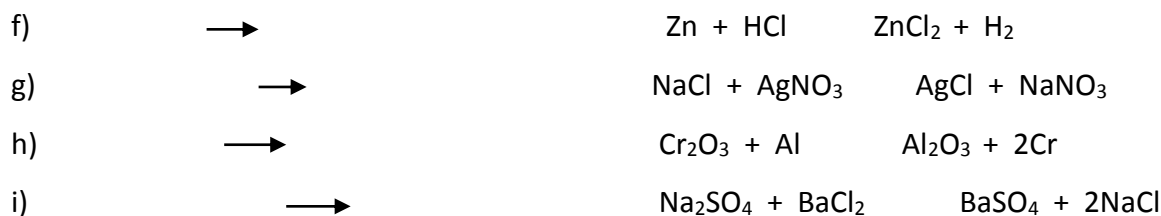
Doble sustitución o doble desplazamiento:

Es una variedad del cambio químico en la cual dos sustancias compuestas reaccionan dando origen a otras dos nuevas sustancias compuestas, con un conjunto de propiedades diferentes aunque esos productos son compuestos químicamente análogos a los reactivos.



Atendiendo a la variedad del cambio químico, ¿Cómo clasificarías las siguientes reacciones?

- a) $\longrightarrow \text{KOH} + \text{HCl} \quad \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\longrightarrow 2\text{K} + \text{O}_2 \quad 2\text{K}_2\text{O}$
 c) $\longrightarrow 2\text{Mg} + 2\text{HCl} \quad 2\text{MgCl} + \text{H}_2$
 d) $\longrightarrow 2\text{HgO} \quad 2\text{Hg} + \text{O}_2$
 e) $\longrightarrow 2\text{Mg} + \text{O}_2 \quad \text{MgO}$



Tema 4: Estequiometría.

Contenido: Estequiometría, estequiometría de soluciones, titulación, punto final y punto de equivalencia.

Contenido de entrada sugerido ----- conceptos de:

Mol. Masa o peso molecular. Conversiones de unidades de capacidad. Conversiones de unidades de masa. Notación científica. Volumen molar.

Estequiometría: Es la parte de la Química en la que se realizan cálculos matemáticos relativos a las cantidades de las sustancias involucradas en la reacción.

Para realizar cálculos estequiométricos es necesario comenzar con el balanceo de ecuaciones químicas sencillas, para lo que se recomienda el siguiente orden:

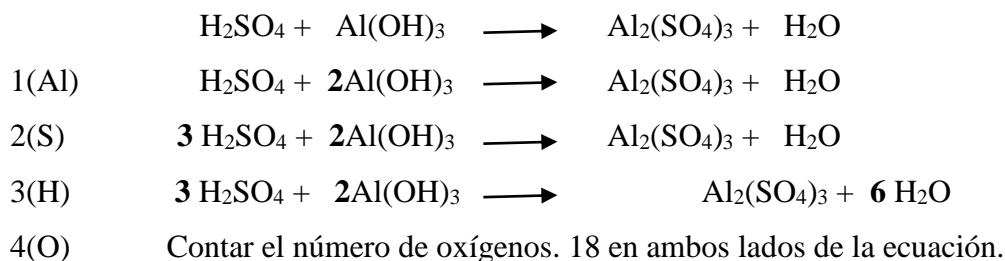
1ro) Balancear el o los metales.

2do) Balancear el o los no metales distintos del Hidrógeno y el Oxígeno.

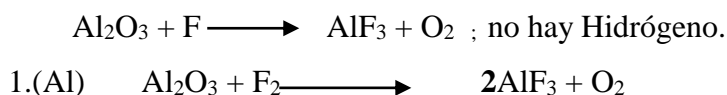
3ro) Balancear el Hidrógeno.

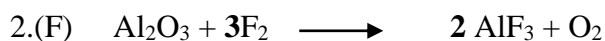
4to) Balancear el Oxígeno.

Ejemplo:

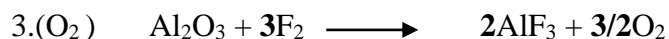


No todo el tiempo están presentes los cuatro tipos de elementos señalados en el orden anterior, en estos casos se sigue la misma regla saltando el paso correspondiente a la clase de elemento que no esté, por ejemplo:





En este caso el 3er paso corresponde al balanceo del Oxígeno. También está el problema de igualar 3 átomos del lado de los reactivos con 2 del lado de los productos, es decir un número par con otro impar, cuando esto ocurre se puede usar una fracción como coeficiente de aquella especie biatómica que esté sin combinar, el O_2 .

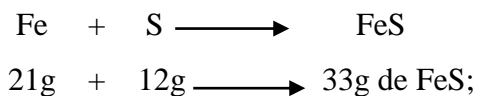


También se requiere conocer los casos básicos del cálculo estequiométrico:

Cálculo estequiométrico, 1er caso: Si se menciona de modo directo la ley ponderal que rige ese cambio químico.

a) Si ambos reactivos reaccionan totalmente.

Ejemplo: sabiendo que la relación estequiométrica entre el Hierro y el Azufre es 7:4 ¿Cuántos g de sulfuro de hierro se obtienen al reaccionar 21g de Fe pulverizado con 12g de S?



La reacción es completa, es decir ambas sustancias reaccionan completamente porque las cantidades dadas son múltiplos de la relación estequiométrica 7:4.

b) Si ambas sustancias no reaccionan totalmente.

Ejemplo: Se hacen reaccionar 20g de hierro con 80g de azufre; si el hierro y el azufre se combinan en la relación 7:4 para formar sulfuro de hierro (II), ¿Qué cantidad de FeS se obtendrá?



Cantidad de azufre que reacciona = 11,43g ;

Cantidad de producto formado: 20g + 11,43g = 31,43g

En este tipo de problema comienza a notarse la existencia de un reactivo sobrante y otro consumido completamente, en estos casos suele preguntarse ¿Cuánto sobra del reactivo en exceso?

Cálculo estequiométrico, 2do caso: Cuando las condiciones descritas en la redacción del problema da a entender cuál sustancia está limitando el proceso.

Con frecuencia se observan afirmaciones como “se combina o se hace reaccionar la cantidad xxxx de cierta sustancia A con suficiente sustancia B”.... Aquí se puede interpretar suficiente como que de esa sustancia solo se toma lo necesario aunque haya más de ella, es decir B es el reactivo en exceso, en consecuencia A es el reactivo límite y con el debemos establecer el cálculo de la(s) cantidad(es) de producto pedidas en el problema.

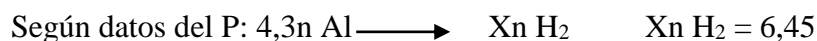
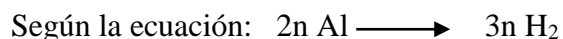
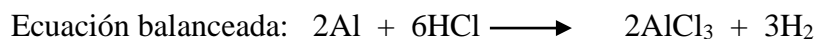
Un aspecto fundamental en la comprensión del cálculo estequiométrico es el conocimiento del concepto de **reactivo límite**.

Las sustancias reaccionantes no tienen porqué consumirse completamente a razón de la cantidad que exige la otra según las dadas en el problema. Puede suceder que una de ellas se acaba primero y detiene el curso de la reacción, a ésta se le conoce como **límite o limitante**, y a la que sobra se le conoce como **reactivo en exceso**. Debiendo realizarse los cálculos estequiométricos a partir del reactivo limitante.

Ejemplo: ¿Cuántos moles de Hidrógeno se desprenden al reaccionar 4,3 moles de Aluminio con suficiente ácido clorhídrico acuoso?



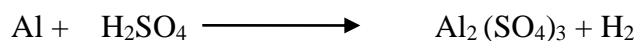
Decir “suficiente ácido clorhídrico ” indica exceso de él, por lo tanto el Al es el limitante, además este es el único del que se conoce la cantidad.



Cálculo estequiométrico, 3er caso: Si entre las cantidades de sustancias dadas no se conoce cuál es el reactivo límite.

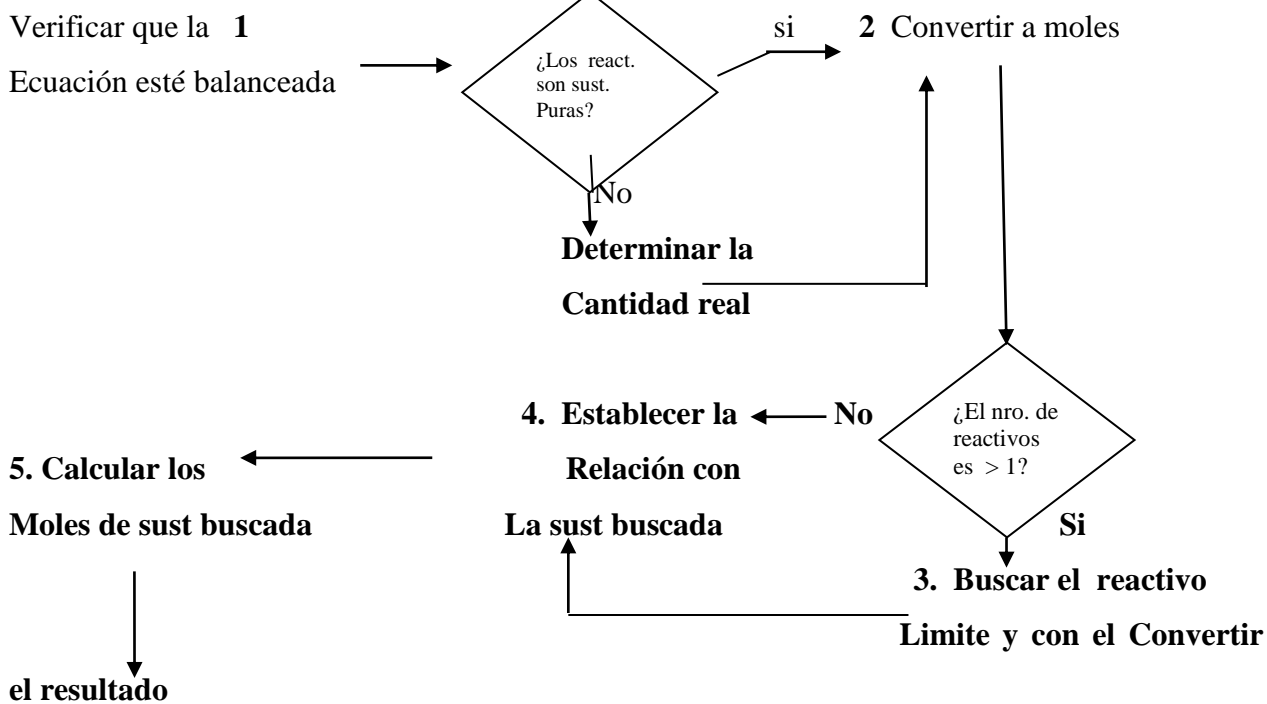
En este caso se observa que el número de reactivos es mayor que 1; por otra parte no se conoce mediante la redacción del problema la relación estequiométrica exacta entre ellos (caso 1), cuál se encuentra limitando el proceso.

Ejemplo: ¿Cuántos g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ se pueden obtener cuando se ponen a reaccionar 270 g de Al con 490 g de H_2SO_4 ?



A partir de este punto se recomienda el uso del siguiente recurso para organizar el aprendizaje:

ALGORITMO



A las unidades pedidas

Explicación:

1ro.- Revisar el balanceo: $2 \text{ Al} + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{ H}_2$

2do. Conversión a mol: $\text{Al} = 270 \text{ g}/27\text{g}\cdot\text{mol} = 10n$; $\text{H}_2\text{SO}_4 = 490/98\text{g}\cdot\text{mol} = 5n$

Recordar la fórmula madre de la cual se desprende el nro. de moles: $P_m = g/n$

3ro.- Establecer el reactivo límite:

Según la ecuación: $2 \text{ Al} + 3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3 \text{ H}_2$

Ec 2 moles de Al *requieren* 3 moles de H_2SO_4 ; pero en el problema hay:

Problema 10 moles de Al \longrightarrow X moles de H_2SO_4 ;

Del cálculo anterior se concluye que 10n de Al requieren 15n de ácido, se pregunta ¿se dispone de 15n de ácido? No, solo hay 5n, entonces este es el reactivo limitante.

4to.- Se establece la relación del R.L. con la sust. buscada y 5to.- cálculo de n de sust. buscada

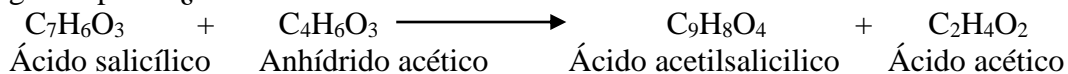
5. ¿Qué sustancia es limitante y cual es exceso al hacer reaccionar 20 g de cloro con 3 moles de Aluminio para formar cloruro de Aluminio? ¿Cuál es la cantidad que sobra en gramos del reactivo en exceso?



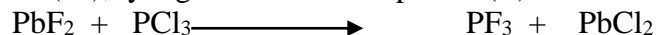
6. ¿Cuántos g de H₂ se requieren para formar 3g de cloruro de Hidrógeno (HCl)?



7) Al reaccionar 50 g de ácido salicílico y un exceso de anhídrido acético se obtuvieron 44,6 g de aspirina ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?



8) ¿Cuántos g de Cloruro de Plomo (II), puede obtenerse a partir de la reacción entre 4 g de Cloruro de fosforo (III), y 9 g de Fluoruro de plomo (II)?



9) Con base en la siguiente ecuación:

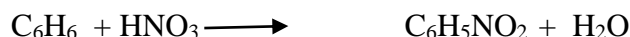


Se pregunta:

a-. Cuántos moles de NO reaccionan con $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de HNO₃?

b-. ¿Cuántos moles de Ag serán necesarios para obtener 3 moles de H₂O?

11-. ¿Cuál es la cantidad de benceno que debe consumirse para que el rendimiento sea de 32,5 % si la cantidad de dinitrobenceno (C₆H₅NO₂) que se obtuvo fue de 10 g?



12-. Dada la siguiente reacción.



Si reaccionan 10,4 g de Fe con 22 ml de ácido sulfúrico del 98 % de pureza y de densidad 1,89 g/ml.

Indica:

a-. Cuánto sobra del reactivo en exceso?

b-. ¿Cuál es la relación molar entre los reactantes y los productos?

c-. Cuanto Hidrógeno se produciría si la reacción tuviera un 30 % de rendimiento?

13-. ¿Cuál será el rendimiento de la reacción, si 49 g de una solución del 98 % de H₂SO₄ reaccionan con un mol de moléculas de HBr y se obtienen $2,65 \times 10^{23}$ moléculas de Bromo?



Estequiometria de soluciones.

El trabajo de laboratorio difícilmente se lleva a cabo mezclando tantos gramos de una sustancia con otros tantos de x compuesto directamente, lo que sí es habitual es mezclar volúmenes de soluciones de las diferentes sustancias en atención a la reacción que se desea observar. Por esta razón el estudio del cálculo estequiométrico se hará considerando ese contexto.

En soluciones, el cálculo estequiométrico ofrece la ventaja de determinar la concentración de algún reactivo mediante el conocimiento del volumen y concentración del otro a través de un procedimiento muy útil llamado **Titulación**.

Titulación: Es un procedimiento utilizado para la determinación de la concentración de una sustancia mediante la adición controlada de reactivo para producir un cambio de color, reducción, oxidación o formación de complejos. Este cambio observado en las titulaciones se detecta a través del uso de una tercera sustancia que no participa en la reacción sino que como consecuencia de ésta experimenta un cambio e indica que el proceso ocurrió de allí que su nombre sea **Indicador**.

Punto de equivalencia: Es el momento de la titulación en el que los equivalentes del titulante se igualan con los equivalentes de la sustancia titulando. Vale la pena señalar que esto ocurre a nivel molecular y que por lo tanto no es apreciable de modo exacto por nuestros sentidos.

Titulante: Es el reactivo que se adiciona con una bureta para que reaccione con la sustancia a la que se quiere analizar.

Sustancia titulada: Es la sustancia problema la cual se desea analizar.

Por equivalente se conoce al número de unidades de reacción que aporta una sustancia en el proceso y depende del tipo de reacción, es decir, si es del tipo ácido-base, o del tipo rédox u otra.

Si se trata de una reacción ácido-base las unidades de reacción son el H^+ y el OH^- responsables del carácter de acidez y basicidad respectivamente. En el caso de las reacciones rédox las unidades de reacción son los electrones cedidos por el reductor o los captados por el oxidante.

Punto final: Es el punto en el cual el experimentador detecta el final de la reacción atendiendo al cambio del indicador bien sea por los sentidos o por otro medio indirecto.

Como consecuencia de la imposibilidad del observador para detectar con verdadera exactitud el punto máximo de reacción entre equivalentes, se origina una diferencia de medida entre el punto final y el punto de equivalencia, a esta diferencia se le conoce como **error de titulación**.

En atención a lo dicho anteriormente trataremos dos tipos de problemas para la estequiometría de soluciones:

a-. Los que presenten reacciones ácido- base, que se harán con balanceo y sin balanceo de la ecuación.

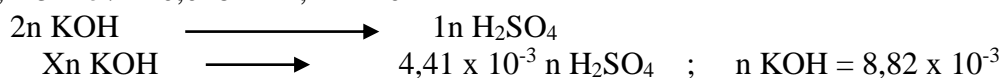
b-. Los que presentan reacciones de óxido reducción que se harán únicamente sin balanceo de la ecuación.

En Rx ácido-base:

Ejemplo: Cuántos ml de una solución 0,5 M de KOH se requieren para neutralizar completamente 18 ml de una disolución 0,245 M de H₂SO₄?

1ro. Balanceando la Ec: $2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$

$$n\text{H}_2\text{SO}_4 = 0,245 \text{ mol/l} \times 0,018 \text{ l} = 4,41 \times 10^{-3}$$



$$M = \frac{n}{V} ; \quad V = \frac{n}{M}$$

$$V = 8,82 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \qquad V = 0,01764 \text{ l}$$

$$V = 17,64 \text{ ml}$$

2do. Sin balancear la Ec: $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Nos guiamos por los equivalentes, por lo que es necesario convertir de M a N

$$M \text{ H}_2\text{SO}_4 = 0,245 \quad N = M \times a ; \quad N_a = 0,245 \times 2 = 0,49 \text{ eq/L} ;$$

$$M \text{ KOH} = 0,5 \quad N = M \times a ; \quad N = 0,5 \times 1 = 0,50 \text{ eq/L} ;$$

$$y \quad N = \text{eq/v} \qquad \text{eq} = N \times V$$

$$\text{Eq a} = \text{Eq b}$$

$$N_a \times V_a = N_b \times V_b \quad ; \quad V_b = \frac{N_a \times V_a}{N_b}$$

$$V_b = \frac{0,49 N \times 18 \text{ ml}}{0,50 N} \quad ; \quad V_b = 17,64 \text{ ml}$$

Ejercicios.

- 1) Se requieren 45,7 ml de H₂SO₄ 0,500 M para reaccionar totalmente con una muestra de 20 ml de solución de NaOH



Calcule la concentración de la solución de NaOH

- 2-. Calcule la molaridad de una solución de NaOH si se requieren 48,0 ml para neutralizar 35,0 ml de H₂SO₄ 0,144 M.

3-. ¿Qué volumen de solución 0,115 M de HClO_4 se requiere para neutralizar 50,00 ml de NaOH 0,0875 M?

4-. ¿Qué volumen de HCl 0,128 M se requiere para neutralizar 2,87 g de Mg(OH)_2 ?

5-. Si se requieren 45,3 ml de una solución 0,108 M de HCl para neutralizar una solución de KOH ¿Cuántos g de KOH deben estar presentes en la solución?

6-. ¿Cuántos ml de HCl 0,155 M se necesitan para neutralizar totalmente 35,0 ml de una solución 0,101 M de Ba(OH)_2 ?

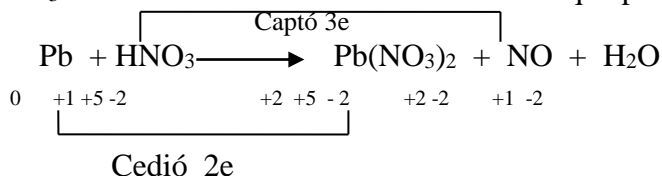
7-. ¿Cuántos ml de H_2SO_4 2,50 M se requieren para neutralizar 75,0 g de NaOH ?

8-. Si se requieren 37,5 ml de una solución 0,250 M de HCl para neutralizar una solución de Ca(OH)_2 ¿Cuántos g de Ca(OH)_2 hay en una solución?

Rx rédox:

Conocimiento previo: *Estados de oxidación, saber establecer el estado de oxidación, Establecer el agente reductor y el agente oxidante, cálculo de peso equivalente en reacciones rédox.*

Ejemplo: ¿Cuántos ml de HNO_3 2M reaccionan con una muestra de Pb que pesa 2 g?



Agente reductor Pb , peso equivalente = $207,9/2 = 103,95$

Agente Oxidante HNO_3 , peso equivalente = $63/3 = 21$; $\text{N oxid} = 2 \times 3 = 6$

Eq Oxidante = Eq Reductor

$\text{N Oxidante} \times \text{V Oxidante} = \text{m Reductor} / \text{peq Reductor}$

$\text{N Oxidante} \times \text{V Oxidante} = 2\text{g} / 103,95\text{g/eq}$

$\text{N Oxidante} \times \text{V Oxidante} = 0,019 \text{ eq}$

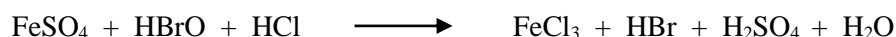
$\text{V Oxidante} = 0,019 \text{ eq reductor} / \text{N Oxidante}$

$\text{V Oxidante} = 0,019 \text{ eq reductor} / 6 \text{ eq oxidante} / \text{L}$

$\text{V Oxidante} = 3,20 \times 10^{-3} \text{ L} = 3,20 \text{ ml}$

Ejercicios

1-. ¿Cuántos g de agente oxidante reaccionan con 37,5 ml de agente reductor 2,5 N de acuerdo a la siguiente ecuación:



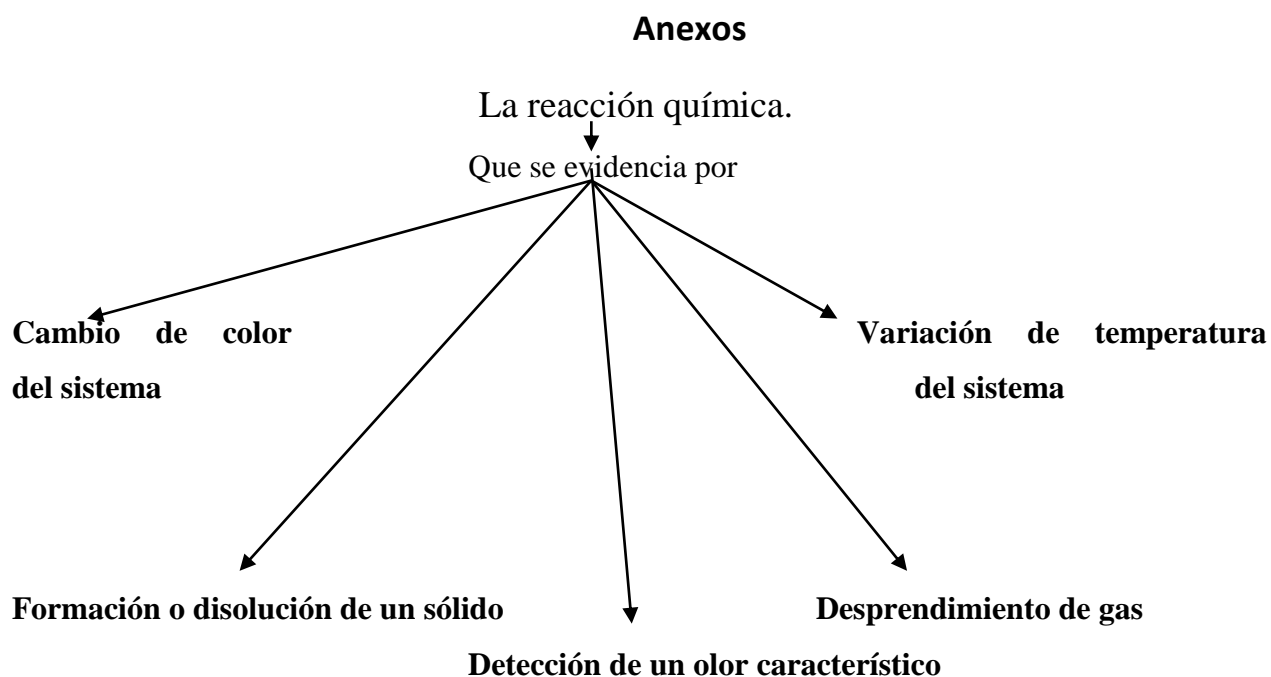
2-. El volumen de agente reductor 0,5 N necesario para reaccionar con 0,60 g del agente oxidante según la siguiente ecuación:



3-. Calcule el volumen de solución de agente reductor 0,26 N que reaccionan con 30g de agente oxidante de acuerdo a la siguiente ecuación:



4-. ¿Cuántos g de agente oxidante reaccionan con 26 ml de agente reductor 0,9 N de acuerdo a la siguiente ecuación:



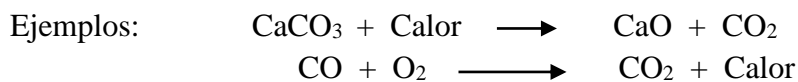
- a) Cambio de color: En algunos procesos de transformación de la materia se puede evidenciar el cumplimiento de la reacción a través de un cambio de color, lo cual se da por las modificaciones en las configuraciones electrónicas que tienen lugar durante la transformación de reactivos en productos y como éstas afectan la región del espectro de luz en la cual absorben la radiación.

Usualmente hay otra sustancia en el proceso además de los reactivos que se encarga de “anunciar” que ocurrió la reacción mediante un cambio de su coloración original, el *indicador*.

En otros casos uno de los reactivos es el encargado de indicar el cumplimiento de la reacción porque el mismo cambia de color.

Ej.: en la reacción: $\text{HCl} + \text{NaOH} + \text{Indicador} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$; ocurrirá un cambio de color del **crystalino** \longrightarrow **rosado** según el orden en que se mezclen las sustancias.

- b) Variación de temperatura: Mediante el tacto podemos notar dos posibles efectos del cumplimiento de la reacción, uno es que el recipiente se caliente (reacción exotérmica) y el otro es que el recipiente se enfríe (reacción endotérmica).



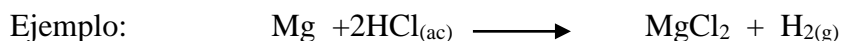
Investigue el concepto de **reacción exotérmica y reacción endotérmica**.

- c) Formación o disolución de un sólido: Otra evidencia de que la reacción se completó es cuando de la interacción entre dos soluciones acuosas resulta un sólido. Esto se debe a que uno de los productos formados durante la reacción es menos soluble que los reactivos en ese solvente a las condiciones de presión y temperatura a las cuales está ocurriendo la reacción.

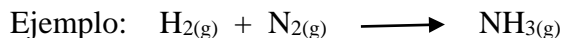


Investigue el concepto de **solubilidad**.

- d) Desprendimiento de gas: Algunas reacciones se evidencian por la formación de un gas, el cual se caracteriza porque sus unidades estructurales (moléculas) tratan de moverse con mucha libertad y en consecuencia escapan del seno del líquido del sistema acuoso.



- e) Detección de un olor característico: El desprendimiento de gas durante una reacción química puede ir acompañado de un olor si éste es una de las características de las unidades estructurales desprendidas.



Cuando ocurre una reacción química lo que pasa a nivel molecular es la ruptura y formación de enlaces químicos. Estos enlaces son los que mantienen unidos a los átomos al estar formando los compuestos y se dan por uniones o transferencias de electrones, luego la modificación de esos enlaces son los que producen los efectos antes señalados y que captamos por nuestros sentidos. Un **cambio de color** se debe al movimiento de los electrones y la disposición espacial de los átomos, la **variación de temperatura** es por el cambio de la estabilidad energética de las moléculas y que se relaciona con sus estructuras; los **cambios de estado** se dan por el vencimiento o afianzamiento de las uniones de las unidades estructurales dentro de las moléculas. En fin todo tiene que ver con la forma como se distribuyen y se unen los

átomos (enlazados mediante electrones) dentro de una misma molécula y como se intercambian los mismos entre moléculas.

TEMA 5 EQUILIBRIO QUÍMICO

El equilibrio es un estado en el que no se observan cambios durante el tiempo transcurrido, por lo tanto el equilibrio químico se puede definir como un estado donde las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes con respecto al tiempo y esto se logra cuando las velocidades de reacción directa e inversa se igualan. Las características generales del estado de equilibrio químico son:

- Solo se da en reacciones reversibles
- Las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes.
- Es dinámico, a nivel molecular existen un gran actividad debido a que las moléculas de reactivos siguen formando productos, y éstas a su vez reaccionan para formar moléculas de reactivos.
- La condición de equilibrio se puede alcanzar a partir de: los reactivos, de los productos o de una mezcla de ambos.
- La velocidades de reacción directa e inversa se igual en el equilibrio.

Ley de acción de masa: la constante de equilibrio

La ley de acción de masa, propuesta por los químicos Cato Gulderberg y Peter Waage establece que:

Para una reacción química reversible en estado de equilibrio y a temperatura constante el producto de las concentraciones molares de las sustancias que se forman, dividido por el producto de las concentraciones molares de las sustancias que reaccionan, cada una elevada a su coeficiente estequiométrico, es constante (K).

Sea la siguiente reacción hipotética:



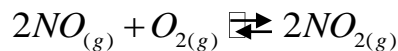
La expresión matemática de la constante de equilibrio viene dada por:

$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Es importante resaltar que los corchetes ($[]$) representan la concentración molar del compuesto cuando se alcanza el equilibrio, es decir, son concentraciones en el equilibrio.

Equilibrios homogéneos

Las reacciones reversibles homogéneas son aquellas en donde todas las especies involucradas están en la misma fase. Ejemplo:



Observe que todas las especies químicas están en la misma fase, es decir, todas están en fase gaseosas, por lo tanto, la expresión de la constante de equilibrio viene expresada de la siguiente manera:

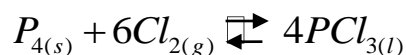
$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 [O_2]}$$

Es importante observar que al escribir la expresión de la constante de equilibrio:

- La ecuación química debe estar balanceada.
- No se indica la fase en que se encuentra la especie en la expresión de la constante.

Equilibrios heterogéneos

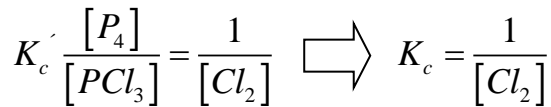
Las reacciones reversibles heterogéneas son aquellas en donde las especies involucradas están en distintas fase. Ejemplo:



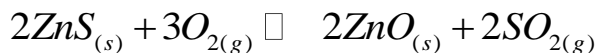
La constante viene expresada por:

$$K_c = \frac{[PCl_3]^4}{[P_4] \cdot [Cl_2]^6}$$

La concentración de las especies sólidas y líquidas permanecen constantes ya que su densidad tampoco varía con la cantidad de la especie formada, por lo tanto la concentración de PCl_3 y P_4 la podemos pasar al lado izquierdo de la expresión y por ser constantes, pueden ser combinados con la constante de equilibrio:



Veamos otro ejemplo:



$$K_c = \frac{[SO_2]^2}{[O_2]^3}$$

Importante:

De aquí en adelante las especies **sólidas y líquidas** no se tomarán en cuenta al escribir la constante de equilibrio.

Predicción de la dirección de una reacción química

Supongamos que tenemos la siguiente reacción: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$, la condición de equilibrio se puede alcanzar a partir de tres formas distintas, sin alterar el valor de la constante de equilibrio a temperatura constante:

- A partir de los reactivos, en este caso cuando coloca en un recipiente cerrado H_2 y I_2 , el sentido de la reacción se desplaza hacia los productos.
- A partir de los productos, si se coloca en un recipiente cerrado HI la reacción comienza desplazándose hacia los reactivos.
- A partir de una mezcla de de todas las especies, si colocamos en un recipiente cerrado H_2 , I_2 y HI, valdría la pena preguntarnos hacia dónde se desplazaría la reacción. Para responder a esta interrogante hay de introducir una nueva definición, el **cociente de reacción**.

El cociente de reacción (Q), es una relación de las concentraciones de los productos entre las concentraciones de reactivos, cada uno elevada a su coeficiente estequiométrico, similar a constante de equilibrio, pero con la diferencia que las concentraciones son punto antes de que se alcance el equilibrio.

Cociente de reacción
 $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

$$Q_c = \frac{[C]_o^c \cdot [D]_o^d}{[A]_o^a \cdot [B]_o^b}$$

[]_o : Concentración **antes** del equilibrio

los

la

en un

El cálculo de Q_c permite conocer el sentido hacia donde procederá la reacción neta para llegar al equilibrio, el criterio es el siguiente:

- 1 $Q_c > K_c$ La reacción comenzara desplazándose hacia la izquierda.
- 2 $Q_c < K_c$ La reacción comenzara desplazándose hacia la derecha.
- 3 $Q_c = K_c$ La reacción está en equilibrio.

Veamos un ejemplo de aplicación:

1-. En un recipiente de 3.5 L y a 375 °C, se colocan 0.249 moles de N_2 , 3.21×10^{-2} moles de H_2 y 6.42×10^{-4} moles de NH_3 . Si la constante de equilibrio para la reacción $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ es 1.2 a 375 °C, determine si el sistema está en equilibrio y en caso contrario en qué dirección procederá la reacción neta.

Datos iniciales

Moles $N_2 = 0.249$ moles

Moles $H_2 = 3.21 \times 10^{-2}$ moles

Moles $NH_3 = 6.42 \times 10^{-4}$ moles

$V = 3.5$ L

$K_c = 1.2$ a $375^\circ C$

Para poder determinar si la reacción está en equilibrio o hacia donde procederá la reacción neta, es necesario calcular el **coeficiente de reacción** (Q_c) y compararlo con el valor de K_c utilizando los criterios vistos anteriormente.

Planteamos la formula de Q_c :

$$Q_c = \frac{[NH_3]_o^2}{[N_2]_o \cdot [H_2]_o^3}$$

Esta expresión requiere el cálculo de las concentraciones antes del equilibrio, en nuestro caso las iniciales, de cada una de las especies participante. Las concentraciones iniciales se

calculan a partir de los datos de moles y volumen

$$[N_2]_o = \frac{n_{N_2}}{V} = \frac{0.249 \text{ moles}}{3.5 \text{ L}} = 0.0711 \text{ M}$$

$$[H_2]_o = \frac{n_{H_2}}{V} = \frac{3.21 \times 10^{-2} \text{ moles}}{3.5 \text{ L}} = 9.17 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[NH_3]_o = \frac{n_{NH_3}}{V} = \frac{6.42 \times 10^{-4} \text{ moles}}{3.5 \text{ L}} = 1.83 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Sustituyendo en la expresión de Q_c :

$$Q_c = \frac{(1.83 \times 10^{-4})^2}{(0.0711)(9.17 \times 10^{-3})^3} = 0.611$$

Comparamos el valor obtenido con K_c y podemos concluir que como $Q_c < K_c$ el sistema no **está en equilibrio**, y la reacción neta procederá **hacia la derecha**, aumentando la concentración de NH_3 y disminuyendo las concentraciones de N_2 y H_2 .

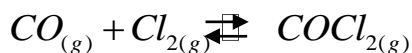
Cálculos básicos en equilibrio químico

Existen dos cálculos básicos referidos al equilibrio químico:

- Cálculo de K_c a partir de datos en la condición de equilibrio.
- Cálculo de las concentraciones en equilibrio, a partir de las concentraciones iniciales y de K_c .

Cálculo de K_c a partir de datos de equilibrios:

2-. Se analizó 1 L de una mezcla **en equilibrio** y se encontró que contenía 0.3 moles de CO, 0.2 moles de Cl_2 y 0.5 moles de $COCl_2$. Calcule el valor de la constante de equilibrio para la reacción:



Datos

$$V = 1 \text{ L}$$

$$\text{En el equilibrio} \left\{ \begin{array}{l} \text{Moles CO} = 0.3 \text{ moles} \\ \text{Moles } Cl_2 = 0.2 \text{ moles} \\ \text{Moles } COCl_2 = 0.5 \text{ moles} \end{array} \right.$$

$$K_c = ?$$

Planteamos la expresión matemática para calcular la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO] \cdot [Cl_2]}$$

Las concentraciones que requiere la expresión anterior son cuando **se alcanzan el equilibrio**, el problema plantea que se conocen el número de moles de cada especie en el equilibrio, por lo tanto es posible calcular sus concentraciones:

$$[COCl_2] = \frac{n_{COCl_2}}{V} = \frac{0.5 \text{ moles}}{1L} = 0.5 M$$

$$[CO] = \frac{n_{CO}}{V} = \frac{0.3 \text{ moles}}{1L} = 0.3 M$$

$$[Cl_2] = \frac{n_{Cl_2}}{V} = \frac{0.2 \text{ moles}}{1L} = 0.2 M$$

Sustituyendo en la expresión de K_c :

$$K_c \frac{0.5}{(0.3)(0.2)} = \frac{0.5}{0.06} = 8.33$$

Calculo de las concentraciones en el equilibrio:

3-. Inicialmente se tiene una mezcla que contiene H_2 y I_2 con una concentración de 0.5 M y 0.4 M respectivamente, a 430 °C. La constante de equilibrio para la reacción $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ es 54.3 a esta temperatura. Determine la concentración de todas las especies cuando se alcanza el equilibrio.

Datos

$$\text{Inicialmente} \left\{ \begin{array}{l} [H_2]_o = 0.5 M \\ [I_2]_o = 0.4 M \end{array} \right.$$

$$K_c = 54.3 \text{ a } 430^\circ C$$

$$[H_2]_{eq} = ?$$

$$[I_2]_{eq} = ?$$

$$[HI]_{eq} = ?$$

Planteamos la expresión matemática de la constante de equilibrio:

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Las concentraciones que exige la expresión tienen que ser en el equilibrio, por lo tanto procedemos de la siguiente manera:

Sea “x” la disminución de la concentración tanto del H_2 y I_2 para alcanzar el equilibrio, según la estequiometría cuando reacciona 1 mol de H_2 se producen 2 moles de HI, por lo tanto cuando reaccionan “x” moles H_2 se generan “2x” moles HI:

	+	H ₂	I ₂	⇌	2HI
Inicial (M)		0.5	0.4		0
Cambio (M)		-x	-x		+2x
Equilibrio (M)		(0.5-x)	(0.4-x)		2x

De lo anterior se tiene que las concentraciones en el equilibrio son:

$$[H_2]_{eq} = 0.5 - x$$

$$[I_2]_{eq} = 0.4 - x$$

$$[HI]_{eq} = 2x$$

Se sustituye las concentraciones de equilibrio en la expresión de K_c:

$$K_c = \frac{(2x)^2}{(0.5-x)(0.4-x)} = 54.3$$

Procedemos a calcular el valor de "x", para ello se linealiza la ecuación:

$$(2x)^2 = 54.3(0.5-x)(0.4-x)$$

Resolvemos las operaciones indicadas:

$$4x^2 = 54.3(0.2 - 0.5x - 0.4x - x^2)$$

$$4x^2 = 54.3(0.2 - 0.9x - x^2)$$

$$4x^2 = 10.86 - 48.87x - 54.3x^2$$

Reordenando la expresión en el lado izquierdo de la igualdad:

$$4x^2 + 54.3x^2 + 48.87x - 10.86 = 0$$

$$58.3x^2 + 48.87x - 10.86 = 0$$

Los valores de los coeficientes son a = 58.3, b = 48.87 y c = -10.86

Resolviendo la ecuación de 2do. Grado:

$$x = \frac{-48.87 \pm \sqrt{(48.87)^2 - 4(58.3)(-10.86)}}{2(58.3)}$$

$$x = \frac{-48.87 \pm \sqrt{2388.27 + 2532.55}}{116.6}$$

$$x = \frac{-48.87 \pm \sqrt{4920.82}}{116.6}$$

Ecuación general de 2do.

Grado:

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-48.87 \pm 70.14}{116.6} \left\{ \begin{array}{l} x_1 = \frac{-48.87 + 70.14}{116.6} = \frac{21.27}{116.6} = 0.18 \\ x_2 = \frac{-48.87 - 70.14}{116.6} = \frac{-119.01}{116.6} = -1.02 \end{array} \right.$$

Se descarta el valor de $x_2 = -1.02$ ya que es físicamente imposible, debido a que no existe concentraciones negativas.

Finalmente, con el valor de $x_1 = 0.18$ se sustituye en las expresiones de las concentraciones de equilibrio:

$$[H_2]_{eq} = 0.5 - 0.18 = 0.32M$$

$$[I_2]_{eq} = 0.4 - 0.18 = 0.22M$$

$$[HI]_{eq} = 2x = 2(0.18) = 0.36M$$

Factores que afectan el equilibrio químico: Principio de Le Chatelier

Las alteraciones que sufren los equilibrios pueden resumirse en el principio de Le Chatelier que predice la dirección del desplazamiento de un equilibrio químico y se puede expresar de la siguiente manera:

*Si un sistema químico en equilibrio se somete a cualquier cambio, que modifica la condición de equilibrio, el sistema se desplaza (reacciona) en **sentido que contrarreste** el efecto del cambio, hasta alcanzar una nueva condición de equilibrio.*

Los cambios que se pueden hacer a un sistema en equilibrio químico son:

- Cambios de concentración.
- Cambios de presión y/o volumen.
- Cambios de temperatura.
- Efecto de un catalizador.

Cambios de concentración:

- Si un sistema en equilibrio **añadimos de una de las especies química** (aumentamos su concentración) la reacción se desplaza en **sentido de consumir** la especie añadida, de forma tal de alcanzar nuevamente el equilibrio.
- Si un sistema en equilibrio **extraemos una de las especies química** (disminuimos su concentración) la reacción se desplaza en **sentido de producir** la especie extraída, de forma tal de alcanzar nuevamente el equilibrio.

Ejemplo:

4-. Para el sistema: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$, indique hacia donde se desplaza el equilibrio si:

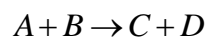
- Se añade N_2O_4 .
- Se extrae N_2O_4
- Se añade NO_2

a-. Si se **añade** N_2O_4 , la reacción se desplaza en **sentido de consumir** la especie añadida, es decir, se desplaza hacia la derecha.

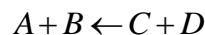
b-. Si se **extrae** N_2O_4 , la reacción se desplaza en **sentido de producir** el N_2O_4 , es decir, se desplaza hacia **la izquierda**.

c-. Si se **añade** NO_2 , la reacción se desplaza **sentido de consumir** el NO_2 , es decir, se desplaza hacia **la izquierda**.

Recuerde



Se consume A y B y se produce C y D.



Se consume C y D y se produce A y B.

en

Cambios de presión y/o volumen:

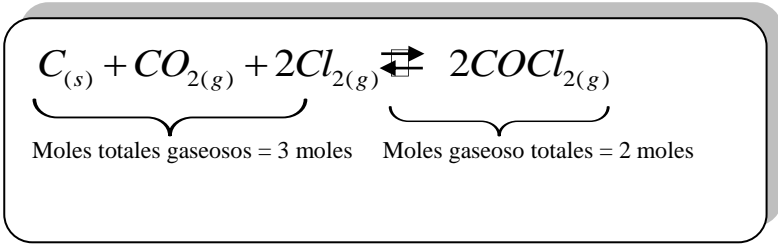
- Si un sistema en equilibrio se **aumenta la presión total del sistema** (por reducción de volumen), la reacción se desplaza en sentido de generar **la menor cantidad de número de moles gaseosos**.
- Si un sistema en equilibrio se **disminuye la presión total del sistema** (por aumento de volumen), la reacción se desplaza en sentido de **generar el mayor número de moles gaseosos**.

Ejemplo:

5-. Para la siguiente reacción $C_{(s)} + CO_{2(g)} + 2Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2COCl_{2(g)}$, indique hacia donde se desplaza el equilibrio cuando:

- Se aumenta la presión total del sistema.
- Se aumenta el volumen del sistema.

a-. Si se **aumenta la presión** total del sistema, la reacción se desplaza en sentido de que **disminuya** el número de moles gaseoso, ese caso se desplaza hacia **la derecha**.



en

b-. Si se **aumenta el volumen** (disminuye la presión), la reacción se desplaza en sentido de **generar el mayor número de moles gaseosos**, se desplaza hacia **la izquierda**.

Cambios de temperatura:

- Cuando se **adiciona calor** (aumenta la temperatura) a un sistema en equilibrio, a presión constante, éste se desplaza en el **sentido de consumir** el calor añadido. Se favorece la reacción endotérmica.
- Cuando se **retira calor** (disminuye la temperatura) a un sistema en equilibrio, a presión constante, éste se desplaza en el **sentido de generar calor**. Se favorece la reacción Exotérmica.

Es importante resaltar que los cambios de temperatura son el único factor que puede modificar el valor de la constante de equilibrio, aumentándolo o disminuyéndole, según sea el caso.

Recuerde

$$A + B \rightleftharpoons C + D \quad \Delta H^0 > 0$$

$$A + B + \text{calor} \xrightleftharpoons[\text{Exotermica}]{\text{endotermica}} C + D$$

$$A + B \rightleftharpoons C + D \quad \Delta H^0 < 0$$

$$A + B \xrightleftharpoons[\text{endotermica}]{\text{exotermica}} C + D + \text{calor}$$

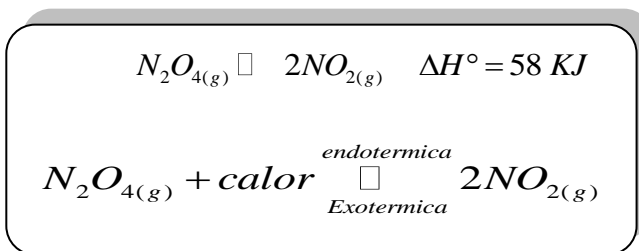
Ejemplo:

6-. Para el sistema: $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)} \quad \Delta H^0 = 58 \text{ KJ}$, indique hacia donde se desplaza el equilibrio si se:

a-. Aumenta la temperatura del sistema.

b. Extrae calor.

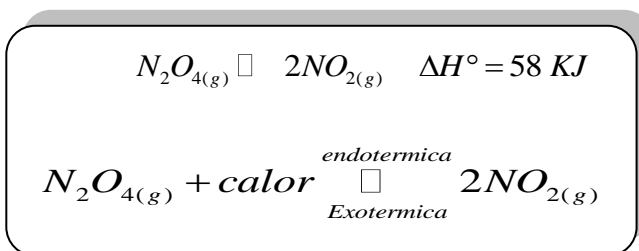
a-. Si se **aumenta la temperatura** se está **añadiendo calor** al sistema, por lo tanto la reacción se desplaza en **sentido de consumir** el calor añadido, decir, la reacción se desplazara hacia **la derecha**, favoreciéndose la reacción endotérmica.



le
es

En este caso en particular, al desplazarse la reacción hacia la derecha aumenta la concentración de producto y disminuye la del reactivo, trayendo como consecuencia un aumento en el valor de la constante.

b-. Si se **extrae calor** al sistema en equilibrio, la reacción se desplaza en sentido **generar calor**, en consecuencia la reacción se desplaza hacia **la izquierda** favoreciéndose la reacción exotérmica.



Al desplazarse la reacción hacia la izquierda aumenta la concentración del reactivo y disminuye la del producto, trayendo como consecuencia una disminución en el valor de la constante.

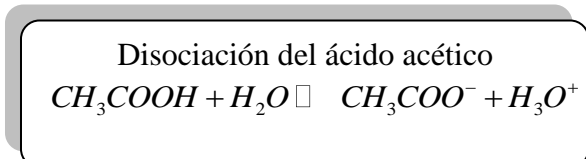
Efecto de los catalizadores:

Un catalizador es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción al disminuir la energía de activación de la reacción. El catalizador disminuye la energía de activación tanto de la reacción directa como la inversa, por lo tanto **no altera el equilibrio ni modifica** el valor de la constante.

Equilibrio iónico

El equilibrio iónico se puede definir como aquel que contiene iones entre los componentes del sistema. Un ejemplo de ello lo constituye el equilibrio de la disociación del ácido acético.

La disociación del ácido acético es una reacción reversible e ilustra un ejemplo



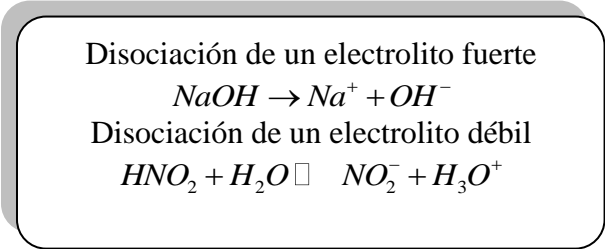
de un

equilibrio iónico, note que en las especies involucradas existen especies con carga eléctrica (iones).

Los electrolitos

Un electrolito es una sustancia que, cuando se disuelve en agua, forma una disolución que conduce la electricidad. Los electrolitos tienen la tendencia a disociarse en sus iones, tal es el caso del ácido acético.

Los electrolitos se clasifican en fuertes y débiles, un **electrolito fuerte** es aquel que se disocia completamente en iones (reacción irreversible), mientras **electrolito débil** es aquel que se disocia parcialmente en sus iones, estableciéndose un equilibrio entre la especie no disociada y sus iones (reacciones reversibles).



fuerzas
 aquel
 sus
 que un
 disocia
 especie

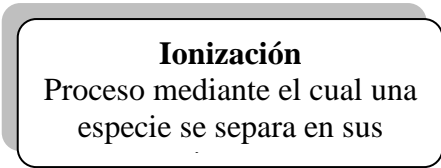
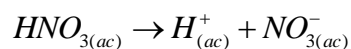
Ácidos y bases

A continuación se presenta las definiciones de ácidos y bases según la teoría de Arrhenius y la de Bronsted y Lowry:

<i>Definición según Arrhenius</i>		<i>Definición según Bronsted y Lowry</i>	
Ácidos	Bases	Ácidos	Bases
Electrolito que generan iones H^+ . $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	Electrolitos que generan iones OH^- . $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$	Especie que dona protones H^+ . $HNO_2 + H_2O \rightleftharpoons NO_2^- + H_3O^+$	Especie que acepta protones H^+ . $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

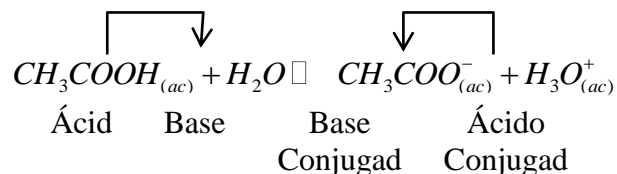
Ácidos Fuertes y débiles

Los **ácidos fuertes** son electrolitos fuertes que se ionizan completamente en el agua, como ejemplo tiene la ionización del ácido nítrico:



que
 se

Los **ácidos débiles** son electrolitos débiles que no se ionizan completamente en el agua, estableciéndose un equilibrio entre la especie disociada y la no disociada, como ejemplo se tiene la ionización del ácido acético:



Según la teoría de Bronsted y Lowry, el ácido acético cede un protón H^+ al agua quien se comporta como una base ya que recibe el protón, originando dos iones, el ion acetato (CH_3COO^-) y el ion hidronio (H_3O^+), que a su vez son la base conjugada y el ácido conjugado de las especies iniciales.

La constante de acidez

Por ser la ionización de los **ácidos débiles** reacciones reversibles es posible que se alcance el estado de equilibrio de la ionización, por lo tanto, se puede escribir la constante de equilibrio para la ionización de un ácido débil, que recibe el nombre de **constante de acidez** (K_a). Para la ionización del ácido acético, su constante de equilibrio se expresa de la siguiente forma:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Porcentaje de ionización de los ácidos

Es la relación porcentual del ácido ionizado en equilibrio y la concentración inicial del ácido. Sea HA un ácido débil cualquiera, el cual se ioniza de la siguiente manera:



El porcentaje de ionización (%i) del ácido viene dado por la siguiente expresión:

Porcentaje de ionización

$$\%i = \frac{[H_3O^+]}{[HA]_o} \times 100$$

Donde:

$[H_3O^+]$: Concentración molar del ion hidronio en el equilibrio

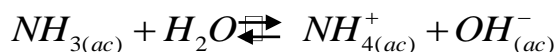
$[HA]_o$: Concentración molar inicial del ácido.

Bases Fuertes y débiles

Las **bases fuertes** son electrolitos fuertes que se ionizan completamente en el agua, como ejemplo se tiene la ionización del hidróxido de sodio:



Las **bases débiles** son electrolitos débiles que no se ionizan completamente en el agua, estableciéndose un equilibrio entre la especie disociada y la no disociada, como ejemplo se tiene la ionización del amoníaco:



La constante de basicidad

De igual forma que para los ácidos débiles, las bases débiles establecen un equilibrio entre las especies no disociadas y sus iones, por lo tanto se puede escribir la constante de equilibrio para la ionización de las bases débiles que recibe el nombre de **constante de basicidad** (K_b). Para la ionización del amoníaco, su constante sería:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

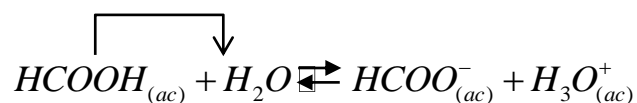
Ejemplos:

7-. Para cada uno de los siguientes ácidos, escriba la reacción de ionización, identifique base conjugada y ácido conjugado y escriba la constante de acidez,

a-. Ácido fórmico (HCOOH)

b-. Ácido benzoico (C₆H₅COOH)

a-. De acuerdo a la teoría de Bronsted y Lowry el ácido fórmico cede un protón al agua quien actúa como una base (receptora del protón):

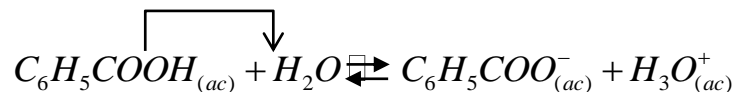


Base conjugada: HCOO^-

Ácido conjugado: H_3O^+

La constante de acidez viene expresada por $K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}$

b-. De igual forma se procede para el Acido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$):



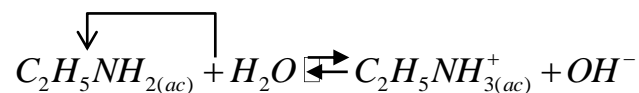
Base conjugada: $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$

Ácido conjugado: H_3O^+

La constante de acidez viene expresada por $K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$

8-. Para la etilamina ($\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$) que es una base débil, escriba la reacción de ionización, identifique ácido y base conjugados, y escriba la constante de basicidad.

De acuerdo a la teoría de Bronsted y Lowry la etilamina recibe un protón del agua, quien actúa como un ácido (dador del protón), de acuerdo a la siguiente reacción:



Acido conjugado: $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$

Base conjugada: OH^-

La constante de basicidad viene expresada por $K_b = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}$

La autoionizacion del agua:

El agua puede autoionizarse presentando un comportamiento tanto ácido como básico, la reacción es la siguiente.



La constante de equilibrio K_w , se denomina constante del producto iónico, que es el producto de las concentraciones molares de los iones H_3O^+ y OH^- a una temperatura en particular.

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Experimentalmente para el agua pura a 25°C las concentraciones de los iones son:

$$[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$[OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

El valor de K_w para esas condiciones es de 1×10^{-14}

El pH y pOH

Puesto que las concentraciones de H_3O^+ y OH^- en disoluciones acuosas con frecuencia son números muy pequeño y, por lo tanto, es incomodo trabajar con ellos, Soren Sorensen propuso una medida más práctica denominada pH. El pH de una solución se define como el logaritmo negativo de la concentración del ion H^+ (o H_3O^+).

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

El pOH de una solución se define como el logaritmo negativo de la concentración del ion OH^- .

$$pOH = -\log[OH^-]$$

Clasificación de las soluciones de acuerdo a su pH y pOH:

Escala de pH

pH < 7 Soluciones ácidas.

pH = 7 Soluciones neutras.

pH > 7 Soluciones básicas

Escala de pOH

pOH < 7 Soluciones básicas.

pOH = 7 Soluciones neutras.

pOH > 7 Soluciones ácidas.

Relación entre pH y pOH

Partiendo del producto iónico de agua, se puede obtener una relación entre las concentraciones de los iones H_3O^+ y OH^- , tal como se muestra a continuación:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

Aplicamos $-\log$ en ambos lados de la igualdad:

$$-\log K_w = -\log([H_3O^+][OH^-])$$

Aplicamos la propiedad del logaritmo de un producto:

$$-\log K_w = -(\log [H_3O^+] + \log [OH^-])$$

$$-\log K_w = -\log [H_3O^+] - \log [OH^-]$$

A 25°C el valor de K_w es 1×10^{-14} y por definición de pH y pOH nos queda:

$$-\log 1 \times 10^{-14} = pH + pOH$$

Finalmente

Relación entre pH y pOH

$$pH + pOH = 14$$

Cálculos básicos para el equilibrio acido-base

9-. Se tiene una solución de ácido acético (CH_3COOH) al 0.75 M. $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ Determine.

a-. La concentración de todas las especies en el equilibrio

b-. pH de la solución.

c-. El porcentaje de ionización.

a-. Para el cálculo de las concentraciones en el equilibrio a partir de la concentración inicial y de la constante de acidez se procede la siguiente forma:

paso 1: Escribir la ecuación química de la disociación del ácido:



Paso 2: plantear la expresión matemática de la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

Paso 3: Construir tabla de los cambios de concentración:

	CH_3COOH	H_2O	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	H_3O^+
	+			+	
Inicial (M)	0.75			0	
Cambio (M)	-x			+x	+x
Equilibrio	(0.75-x)			x	x

(M)

No se toma en cuenta el agua ya que no forma parte de la constante de equilibrio.

Del cuadro anterior tenemos que en el equilibrio las concentraciones de las especies presentes son:

$$[CH_3COOH] = 0.75 - x$$

$$[H_3O^+] = x$$

$$[CH_3COO^-] = x$$

Paso 4: sustituir las concentraciones de equilibrio en la expresión de K_a y despejar "x"

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0.75 - x}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.75 - x}$$

Como el valor de K_a es del orden de 10^{-5} , la cantidad disociada representado por "x" es muy pequeña en comparación con 0.75, por lo tanto despreciamos la "x" de denominador.

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.75 - x} \approx \frac{x^2}{0.75}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.75}$$

Despejamos x

$$x^2 = 1.35 \times 10^{-5}$$

$$\sqrt{x^2} = \sqrt{1.35 \times 10^{-5}}$$

$$x = 3.67 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Para saber si la aproximación es correcta calculamos la relación porcentual entre el valor de "x" y la concentración del ácido, si ese valor es menor o igual al 5%, podemos concluir que la aproximación hecha al despreciar "x" es aceptable.

$$\frac{x}{[CH_3COOH]_o} \cdot 100 = \frac{3.67 \times 10^{-3}}{0.75} \cdot 100 = 0.48\%$$

Como es menor al 5% la aproximación es aceptable.

Finalmente, sustituimos el valor de "x" en las expresiones de concentraciones del paso 3:

$$[CH_3COOH] = 0.75 - x = 0.75 - 3.67 \times 10^{-3} = 0.746 \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = x = 3.67 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[CH_3COO^-] = x = 3.67 \times 10^{-3} \text{ M}$$

b-. El pH de la solución se calcula aplicando la definición y con la concentración del ion H_3O^+ **en el equilibrio**:

$$pH = -\log[H_3O^+]$$

$$pH = -\log(3.67 \times 10^{-3})$$

$$pH = 2.43$$

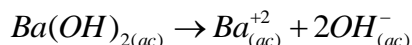
c-. El porcentaje de ionización se calcula aplicando la definición:

$$\%i = \frac{[H_3O^+]}{[HA]_o} \times 100$$

$$\%i = \frac{3.67 \times 10^{-3}}{0.75} \times 100 = 0.489\%$$

10-. Se tiene una solución de hidróxido de bario ($Ba(OH)_2$) al 0.015 M. determine el pH de la solución.

El $Ba(OH)_2$ es una base fuerte por lo tanto se ioniza completamente de acuerdo a la siguiente ecuación:



Construimos tabla de los cambios de concentración:

	$Ba(OH)_2$	\longrightarrow	Ba^{+2} +	$2OH^-$
Inicial (M)	0.015		0	0
Cambio (M)	-0.015		+0.015	2(0.015)
Final (M)	0		0.015	0.03

Observe lo siguiente:

- De acuerdo a la estequiometría por cada mol de $Ba(OH)_2$ que reacciona se forman 1 mol Ba^{+2} y 2 mol OH^- .
- La última fila de la tabla es la concentración final ya que el hidróxido de bario es una base fuerte por lo tanto no establece el equilibrio.

Con la concentración del ion OH^- , calculamos el pOH aplicando la definición:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = -\log(0.03) = 1.52$$

Como el problema requiere el pH, usamos la relación entre pH y pOH para calcularlo:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

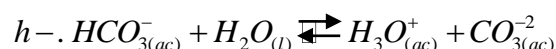
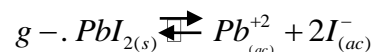
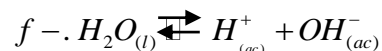
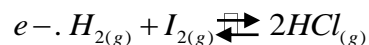
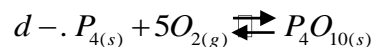
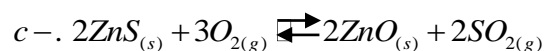
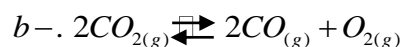
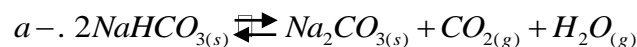
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 1.52$$

$$\text{pH} = 12.48$$

EJERCICIOS PROPUESTOS:

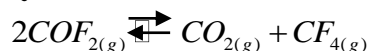
1-. Escriba la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las siguientes ecuaciones químicas:



2-. Diga si esta en equilibrio a 25 °C una mezcla que contiene 0.0205 moles de NO_2 y 0.750 moles de N_2O_4 contenida en un matraz de 5.24 L. En caso negativo, ¿en qué sentido se desplaza la reacción?

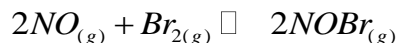


3-. La siguiente reacción tiene un $K_c = 2$ a 1000°C



Si 5 L de mezcla contiene 0.145 moles COF_2 , 0.262 moles de CO_2 y 0.074 moles de CF_4 a 1000°C. ¿Está la mezcla en equilibrio?, En negativo, ¿En qué sentido se desplaza la reacción para alcanzar la condición de equilibrio?.

4-. Para la reacción:



Se ha encontrado que en el equilibrio a 350°C la concentraciones son : [NO] = 0.24 M, [Br₂] = 0.11 M y [NOBr] = 0.037 M. calcule el valor de K_c.

5-. Considere el siguiente proceso de equilibrio a 686°C:



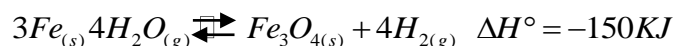
Se analiza un volumen 2000 mL y se determinó que la mezcla en equilibrio contenía 0.1 mol CO, 0.09 mol H₂, 0.172 mol CO₂, 0.08 mol H₂O. Determine el valor de K_c.

6-. Para la reacción:



a 700 °C el valor de K_c es 0.534. si en un recipiente de 10 L se introducen 0.3 moles de H₂O y 0.3 moles de CO. Calcule la concentración de todas las especies en el equilibrio.

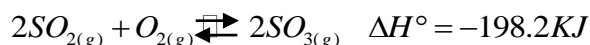
7-. Sea la siguiente reacción:



Explique hacia donde se desplaza el equilibrio e indique como varia la cantidad de H₂ (si aumenta o disminuye), cuando una mezcla en equilibrio se somete a los siguientes cambios:

- Se agrega H₂O.
- Se eleva la temperatura.
- Se adiciona un catalizador.

8-. Considere la reacción

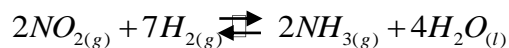


Explique hacia donde se desplaza el equilibrio e indique como varía la cantidad de O₂ (si aumenta o disminuye), cuando una mezcla en equilibrio se somete a los siguientes cambios:

- Se aumenta la temperatura.
- Se aumenta la presión total del sistema.
- Se extrae SO₂.
- Se agrega un catalizador.
- Se triplica el volumen del sistema.

f-. Se aumenta la cantidad de SO₃.

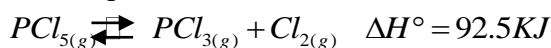
9-. Para la siguiente reacción



Explique hacia donde se desplaza el equilibrio e indique como varía la cantidad de NO₂ (si aumenta o disminuye), cuando una mezcla en equilibrio se somete a los siguientes cambios:

- a-. Se disminuye la presión.
- b-. Se adiciona H₂.
- c-. Se reduce el volumen.
- d-. Se extrae NH₃
- e-. Se adiciona un catalizador.

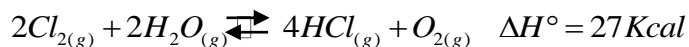
10-. Para la siguiente reacción en equilibrio:



Explique hacia donde se desplaza el equilibrio cuando se somete a los siguientes cambios:

- a-. Se eleva la temperatura.
- b-. Se adiciona Cl₂.
- c-. Se aumenta la presión total del sistema.
- d-. Se extrae algo de PCl₃.
- e-. Se adiciona un catalizador.

11-. Para la siguiente reacción.



Explique hacia donde se desplaza el equilibrio e indique como varía la cantidad de Cl₂ (si aumenta o disminuye), cuando una mezcla en equilibrio se somete a los siguientes cambios:

- a-. Se agrega O₂.
- b-. Se extrae HCl.
- c-. Se retira calor del sistema.
- d-. Se aumenta la presión del sistema.
- e-. Se agrega H₂O.
- f-. Se adiciona un catalizador.

12-. Escriba la ecuación química de la disociación de los siguientes electrolitos fuertes:

- a-. HCl
- b-. HClO₄
- c-. LiOH
- d-.KOH

13-. Escriba la ecuación química de la disociación de los siguientes ácidos débiles, identifique la base conjugada y el ácido conjugado, y escriba la constante de equilibrio:

- a-. Ácido fluorhídrico (HF)
- b-. Ácido nitroso (HNO₂)
- c-. Ácido benzoico (C₆H₅COOH)
- d-. Ácido cianhídrico (HCN)
- e-. Ácido hipocloroso (HClO)
- f-. Ácido acético (CH₃COOH)

14-. Escriba la ecuación química de la disociación de las siguientes bases débiles, identifique el ácido conjugado y la base conjugada, y escriba la constante de equilibrio:

- a-. Amoníaco (NH₃)
- b-. Metilamina (CH₃NH₂)
- c-. Piridina (C₅H₅N)
- d-. Anilina (C₆H₅NH₂)
- e-. Etilamina (C₂H₅NH₂)

15-. Calcule el pH de una solución de NaOH al 0.01 M.

16-. Calcule el pH de una solución de HCl al 0.1 M.

17-. Se tiene una solución de C₆H₅COOH al 0.5 M, K_a = 6.3x10⁻⁵. Determine:

- a-. La concentración de todas las especies en el equilibrio.
- b-. El pH de la solución.
- c-. El porcentaje de ionización del ácido.

18-. Determine el pH de una solución de HClO al 0.1 M, K_a = 1.8x10⁻⁵

19-. Se tiene una solución de C₆H₅NH₂ 0.15 M, K_b = 4.2x10⁻¹⁰. Determine:

- a-. La concentración de todas las especies en el equilibrio.

b-. El pH de la solución.

20-. Calcule el pH para cada una de las siguientes soluciones:

a-. HI 0.01 M

b-. CH_3COOH 0.3 M y $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$

c-. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0.12 M

d-. $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ 0.2 M y $K_b = 1.5 \times 10^{-9}$

21-. Calcule la concentración de iones OH^- en una solución de HCl 0.012 M.

22-. Calcule la concentración de iones H_3O^+ en una solución de NaOH 0.062 M.

23-. El pH de una solución es de 3.3. Calcule la concentración de iones H_3O^+ .

24-. El pOH de una solución es de 9.4. Calcule la concentración de iones H_3O^+ .

25-. El pH de una solución es de 6.2. Calcule el valor de K_a del ácido sabiendo que la concentración inicial es de 0.01 M.

26-. Determinar la concentración de iones OH^- de una solución de amoníaco (NH_3) 0.11 M. $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$.