

QUÍMICA

GUÍA DE TRABAJOS PRÁCTICOS AULA



CARRERAS:

**Ingeniería en Computación;
Ingeniería en Informática**

- 2022-

Profesor Responsable: Dr. Carlos Menéndez

Profesora Responsable: Dra. Mónica Olivella

Jefe Trabajos Prácticos: Dra. María Carolina Talio

QUÍMICA

CARRERAS: Ingeniería en Computación; Ingeniería en Informática

1^{er} año - 1^{er} cuatrimestre 2022

Crédito horario

60 horas

Profesor Responsable: Dr. Carlos Menéndez

Profesora Responsable: Dra. Mónica Olivella

Jefe Trabajos Prácticos: Dra. María Carolina Talio

PLAN DE TRABAJOS PRÁCTICOS:

a) Trabajos prácticos de aula:

Se realizarán problemas de aplicación sobre:

-Sistemas de unidades.

-Símbolos. Fórmulas y ecuaciones químicas.

-Tabla Periódica. Configuración electrónica. Propiedades periódicas.

-Estequiometría.

-Soluciones.

-Ecuaciones de óxido - reducción.

BIBLIOGRAFÍA:

- CHANG, G.M. Química, Ed. Mc Graw-hill, Interamericana. México
- ATKINS- JONES, Principios de Química, 3^{era}. ed. Ed. Panamericana
- MASTERTON SLOWINSKI, "Química General Superior", Ed. Interamericana.
- COTTON y WILKINSON, "Advanced Inorganic Chemistry", Ed. Wiley Interscience.
- ANGELINI M. temas de Química General. Ed Eudeba
- BRADY HUMISTON, "Química Básica", Ed. Limusa
- T. ROSENQVIST, "Principles of Extractive Metallurgy", Ed. Mc Graw - Hill.
- BREWSTER Mc EWIN, "Química Organica" Ed. Reverté
- MAHAN y MYERS, "Química Curso Universitario", Ed. Addison - Wesley.
- MAHAN, "Termodinámica Química Elemental", Ed. Reverté.

UNIDADES

SISTEMAS DE UNIDADES MAS EMPLEADOS

UNIDADES FUNDAMENTALES	c.g.s. cm; g, Seg.	M.K.S. m; Kg; Seg.	TÉCNICO m; Kgr; Seg.	SISTEMA (S.I.) INTERNACIONAL
---------------------------	-----------------------	-----------------------	-------------------------	---------------------------------

Longitud (L)	cm	m	m	m
Masa (m)	g	Kg	-----	Kg
Tiempo (s)	seg	seg	seg	seg
Fuerza (Peso = m x g)	-----	-----	Kgr	-----
Cantidad de materia	-----	-----	-----	Mol

UNIDADES DERIVADAS	c.g.s. cm; g, Seg.	M.K.S. m; Kg; Seg.	TÉCNICO m; Kgr; Seg.	SISTEMA (S.I.) INTERNACIONAL
-----------------------	-----------------------	-----------------------	-------------------------	---------------------------------

Velocidad = L/t (v)	cm/s	m/s	m/s	m/s
Aceleración = L/t ² (a)	cm/s ²	m/s ²	m/s ²	m/s ²
Acel. gravedad (g)	980 cm/s ²	9,8 m/s ²	9,8 m/s ²	
Fuerza = m x a (F)	g x cm/s ² = dy	Kg x m/s ² = N	-----	N
Trab = F x L	dy x cm = er	N x m = J	Kgr x M = Kgm	J
Energía mecánica	er	J	Kgm	J
Energía térmica	1 Cal	4,184 J	0,427 Kgm	4,184 J
Área = L ² (A)	cm ²	m ²	m ² (cm ²)	m ²
Volumen = L ³ (V)	cm ³	m ³	m ³ (litro l)	m ³
Densidad (δ = m/V)	g/cm ³	Kg/m ³	-----	Kg/m ³
Peso esp. (ρ = peso/V)	dy/cm ³	N/m ³	Kgr/m ³	N/m ³
Presión (P = F/A)	dy/cm ²	N/m ² = Pascal	Kgr/cm ²	Pa

CONSTANTES

Velocidad de la Luz	C = 3 x 10 ⁵ Km/seg
General de los gases	R = 0,082 l x Atm/ K x Mol
	R = 1,98 Cal/K x Mol
	R = 8,31 x 10 ⁷ er/K x Mol
	R = 8,31 J/K x Mol
	R = 0,85 Kgm/K x Mol
de Planck	h = 6,6 x 10 ⁻²⁴ J/Hz
Número de Avogadro	N = 6,02 x 10 ²³ partículas
de Faraday	F = 96.500 coul.
Aceleración de la gravedad	G = 9,8 m/seg ²

EQUIVALENCIAS

Fuerza:

$$1 \text{ N} = 10^5 \text{ dy}$$

$$1 \text{ Kgr} = 9,8 \text{ N} = 9,8 \times 10^5 \text{ dy}$$

Área:

$$1 \text{ m}^2 = 10.000 \text{ cm}^2$$

Trabajo:

$$1 \text{ J} = 10^7 \text{ er}$$

$$1 \text{ Kgm} = 9,8 \text{ J} = 9,8 \times 10^7 \text{ er}$$

Capacidad:

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml}$$

$$1 \text{ l} = 1.000 \text{ cm}^3 = 1.000 \text{ ml}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ l}$$

Otras unidades de P	760 mmHg	1.01 x 10 ⁵ N/m ²	1 Atm	1.013 Hpa
---------------------	----------	---	-------	-----------

Trabajo práctico N° 1

CONCEPTOS FUNDAMENTALES:

MATERIA, todo lo que posee **masa, inercia y ocupa un lugar en el espacio.**

Inercia: propiedad por la cual un objeto tiende a permanecer en el estado en que se encuentra (Reposo o movimiento rectilíneo uniforme) siempre y cuando no actúe sobre él una fuerza.

SUSTANCIA, es una porción de materia con propiedades físicas y químicas características (distintas del resto).

Ejemplos: Cloruro de sodio (Sal común)
Óxido de calcio (Cal viva)
Agua
Cobre
Oxígeno etc.

Las sustancias pueden ser:

SUSTANCIAS ELEMENTALES o SIMPLES, las que están formadas por uno o más átomos de un mismo elemento, unidos químicamente.

Ejemplos:	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
	Oxígeno	O ₂	Ozono	O ₃
	Nitrógeno	N ₂	Cloro	Cl ₂
	Helio	He	Argón	Ar
	Plata	Ag	Cobre	Cu

SUSTANCIAS COMPUESTAS, están formadas por dos o más átomos de diferentes elementos unidos químicamente.

Ejemplos:

<u>Nombre</u>	<u>Fórmula</u>	<u>Nombre comercial</u>
Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂	Cal apagada
Carbonato ácido de sodio	NaHCO ₃	Bicarbonato de sodio
Cloruro de sodio	NaCl	Sal común

ÁTOMO, es la menor porción de materia que puede reaccionar químicamente, no posee carga eléctrica y forma parte de las moléculas.

Ejemplos:

<u>Nombre</u>	<u>Símbolo</u>	<u>Nombre</u>	<u>Símbolo</u>
Oxígeno	O	Azufre	S
Nitrógeno	N	Argón	Ar
Hierro	Fe	Litio	Li

NÚMERO ATÓMICO, (Z), Indica el N° de protones (cargas positivas) que hay en el núcleo de un átomo. Como el átomo eléctricamente es neutro, el N° de protones (+) que hay en el núcleo es igual al N° de electrones (cargas negativas) que lo rodean (-).

MOLÉCULA, es la menor porción de sustancia que se encuentra al estado libre, es eléctricamente neutra y conserva las propiedades del todo. Se representa mediante una fórmula molecular.

ATOMICIDAD, es el número de átomos que forman una molécula. Para conocer la atomicidad de una sustancia necesitamos saber su fórmula molecular.

- * los metales al estado libre presentan moléculas monoatómicas (Na, Fe, Cu).
- * los gases nobles presentan moléculas monoatómicas (He, Ne, Ar).
- * los halógenos (Cl₂ , Br₂ , I₂ , F₂) y los gases (N₂ , H₂ y O₂) presentan moléculas diatómicas al estado elemental.

Ejemplos:

N₂ (nitrógeno), atomicidad 2

O₃ (ozono), atomicidad 3

Na₂CO₃ (carbonato de sodio), atomicidad 6

MEZCLA, asociación de dos o más sustancias diferentes, las que conservan sus propiedades individuales, ya que no existe unión química entre las sustancias.

SÍMBOLOS DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS, son abreviaturas (1, 2 ó 3 letras) que derivan del nombre del elemento generalmente en latín. La presencia del símbolo representa un átomo de un elemento, cuantitativamente.

Símbolo de una letra: coincide con la primera letra del nombre del elemento en latín y siempre va en mayúscula.

Símbolo de dos letras: se usa cuando la primera letra se encuentra repetida (en otro elemento). La primera letra es la del nombre en latín y en mayúscula; la segunda letra es otra característica del sonido de dicho nombre en minúscula.

Símbolo de tres letras: usada especialmente para elementos a partir de Z = 100.

Nombre en castellano	Nombre en latín	Símbolos
Nitrógeno	Nitrum	N
Sodio	Natrium	Na
Fósforo	Phosphorus	P
Potasio	Kalium	K
Azufre	Sulphur	S
Antimonio	Stibium	Sb

NUMERO DE OXIDACIÓN

Es un número entero, positivo o negativo, que indica “capacidad de combinación de un elemento” e “indica su estado de oxidación”, tanto como elemento o combinado.

Número entero: número de electrones de un átomo que participa en las uniones con otros átomos, en la molécula de una sustancia.

Signo positivo (+): se antepone al número entero, cuando el átomo tiende a ceder electrones en sus uniones (elementos menos electronegativos).

Signo negativo (-): se antepone al número entero, cuando el átomo tiende a atraer electrones en sus uniones (elementos más electronegativos).

Nota: a los átomos que constituyen las sustancias simples o elementales, se les asigna por convención, un número de oxidación cero (0).

ELECTRONEGATIVIDAD, es una medida de la tendencia de los átomos a atraer electrones en compuestos ya formados.

Podemos agrupar a los elementos en la tabla periódica, tomando como referencia la escalera que comienza con el elemento boro (B) y termina con el astato (At) - está remarcada - sin considerar los que están inmediatamente por encima y por debajo.

Elementos más electronegativos: los que se encuentran a la derecha de la escalera y principalmente hacia arriba. Ejemplos: Cl, F, O, etc.

Elementos menos electronegativos: los que se encuentran a la izquierda de la escalera y principalmente hacia abajo. Ejemplos: Na, K, Ca, Ba, etc.

Ejercitación:

Símbolo	Nombre	Números de oxidación más comunes
Na		
K		
Li		
Ca		
Mg		
Sr		
Cd		
Cu		
Hg		
Fe		
Co		
Ni		
N		
P		
As		
Sb		
Cl		
I		
F		
Ba		
Zn		
Al		
Sn		
Pb		
C		
S		
Se		
Cr		
Ag		
Mn		
H		
O		

2) A partir del cuadro anterior, agrupar los elementos más electronegativos y menos electronegativo, según su ubicación en la tabla periódica. (No considerar los elementos que se encuentran inmediatamente por debajo y por arriba de la escalera; y tampoco los elementos de transición).

-Elementos más electronegativos:

Elementos menos

electronegativos:

.....

.....

3) A partir del ejercicio 1, agrupe los elementos con igual número de oxidación. Observe su ubicación en la tabla periódica. ¿Qué conclusión obtiene? (Considere solo los elementos representativos- grupos A)

.....

.....

.....

4) Indicar, de acuerdo al cuadro al ejercicio 1, entre que valores extremos varia los números de oxidación.

.....

.....

5) Con la ayuda de la tabla periódica, los elementos metálicos, no metálicos y semimetálicos.

.....

.....

.....

.....

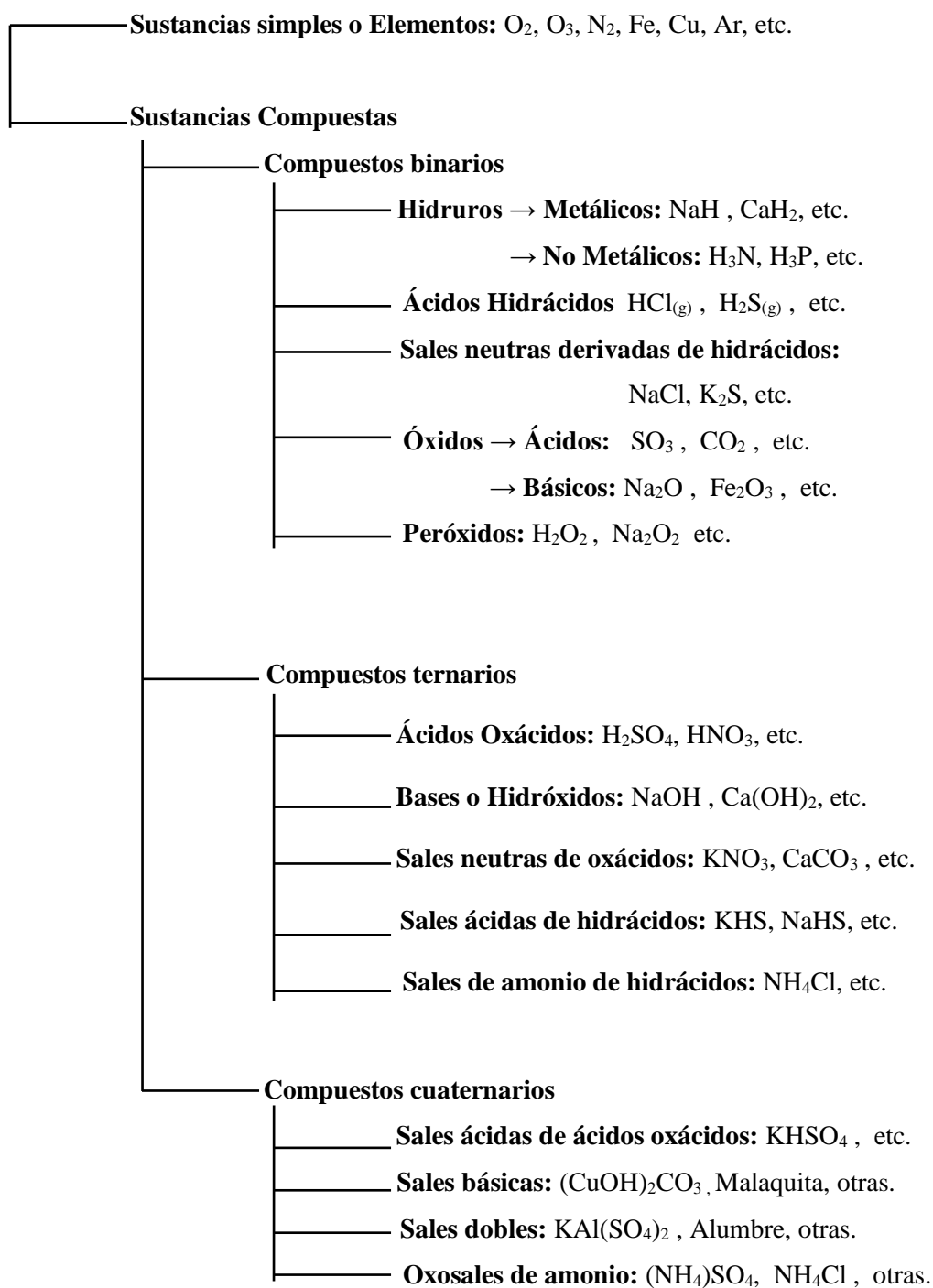
6) En las siguientes sustancias, indique:

a-ozono O_3	Atomicidad
	¿Sustancia Elemental?
	¿Molécula?
	Numero de oxidación del O:
b- xenón: Xe	Atomicidad
	¿Sustancia Elemental?
	¿Molécula?
	Numero de oxidación del Xe:
c- anhídrido carbónico: CO_2	Atomicidad
	¿Sustancia Elemental?
	¿Molécula?
	Numero de oxidación del C:
d-hidrógeno: H_2	Atomicidad
	¿Sustancia Elemental?
	¿Molécula?
	Numero de oxidación del H:
e- sulfuro de hidrógeno: H_2S	Atomicidad
	¿Sustancia Elemental?
	¿Molécula?
	Numero de oxidación del S:
f- cobre: Cu	Atomicidad
	¿Sustancia Elemental?
	¿Molécula?
	Numero de oxidación del Cu:
g- sodio: Na	Atomicidad
	¿Sustancia Elemental?
	¿Molécula?
	Numero de oxidación del Na:
h- hidrógeno: H	Atomicidad
	¿Sustancia Elemental?
	¿Molécula?
	Numero de oxidación del H:

Nota: Responder Si o No a las preguntas

TABLA 1

CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS INORGÁNICAS



Trabajo práctico N° 2

COMPUESTOS BINARIOS.

Son aquellos cuya fórmula química contiene átomos de dos elementos diferentes (independientemente del número de cada uno de ellos).

Previo al desarrollo del método para obtener la fórmula de un compuesto binario, veremos algunas reglas importantes y necesarias:

1.- El número de oxidación del H en la mayoría de sus combinaciones es +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.

2.- El número de oxidación del O en la mayoría de sus combinaciones es -2, excepto en los peróxidos que es -1.

3.- Los elementos de los grupos I A y II A (representativos) de la tabla periódica, tienen números de oxidación +1 y +2, respectivamente.

4.- El número del grupo al que pertenece un elemento indica su máximo número de oxidación (son excepciones, para los elementos representativos: O, F y Po).

5.- El número de oxidación negativo con que actúan algunos de los elementos no metálicos (ó más electronegativos) se puede determinar restando 8 al número de grupo al que pertenece. Ej.: N, O, S, X (halógenos).

6.- El número de oxidación de los átomos de las sustancias elementales o simples es por convención cero (0).

7.- El número de oxidación de iones monoatómicos y poliatómicos es de igual magnitud y signo que su carga. **Un ión es un átomo ó grupo de átomos cargado eléctricamente.**

Ejemplo: Na^+ , su número de oxidación es +1.

S^{2-} , su número de oxidación es -2.

8.- La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos de un ión poliatómico, es igual a su carga eléctrica.

Ejemplos:

a) CO_3^{2-} (C:+4, O:-2) entonces $+4 + (-2).3 = -2$

b) SO_4^{2-} (S:+6, O:-2) entonces $+6 + (-2).4 = -2$

9.- La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos, multiplicado por el número de cada átomo, que forman un compuesto neutro, es cero (0).

Ejemplos:

a) HCl (Cl: -1, H:+1) entonces $-1+1 = 0$

b) KNO_3 (K:+1, N:+5, O:-2) entonces $+1+5+(-2).3 = 0$

Teniendo en cuenta estos conceptos, podemos detallar entonces:

REGLAS DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN CRUZADO PARA OBTENER LA FÓRMULA QUÍMICA DE COMPUESTOS BINARIOS.

1) Dada la nomenclatura de un compuesto binario, escribir el símbolo de cada átomo. Indicar arriba y a su derecha el número de oxidación correspondiente (tener en cuenta las reglas vistas antes).

2) Ordenar los símbolos de mayor a menor número de oxidación; esto significa ordenarlos de menos a más electronegativos (si es necesario usar la tabla de electronegatividad).

3) Para compuestos inorgánicos neutros (de los que nos ocuparemos en adelante), la suma algebraica de los números de oxidación, multiplicados por el número de cada átomo, debe ser igual a cero (0). En esto se basa el método, que implica colocar como subíndice de cada átomo, el valor (sin signo) del número de oxidación del otro átomo.

4) El símbolo indica la presencia de 1 (un) átomo en la fórmula química de un compuesto, por lo que el subíndice 1 se omite; solo cuando es mayor que 1 (uno) debe indicarse.

5) La fórmula química de los compuestos debe representar la menor cantidad de átomos que permita la neutralidad, por lo cual siempre que sea factible se divide a ambos subíndices por el mayor número posible (simplificar).

Para los peróxidos y compuestos del Hg (I) no puede aplicarse.

6) Estas reglas pueden aplicarse con algunas consideraciones a compuestos ternarios y cuaternarios, tales como ácidos, bases o hidróxidos, sales neutras y ácidas. Estos compuestos están formados por iones donde el anión es poliatómico y el catión o cationes son monoatómicos. Si consideramos el ión poliatómico como un solo átomo, cuyo número de oxidación es la carga del mismo, se podrán usar las mismas reglas de formación de compuestos binarios.

HIDRUROS: *son compuestos binarios formados por Hidrógeno y otro elemento metálico o no metálico.*

El elemento unido al Hidrógeno (H) actúa siempre con su menor número de oxidación.

A los hidruros los podemos clasificar en:

1- Hidruros metálicos o salinos: formados por el Hidrógeno y un elemento metálico. Ej.: NaH, CaH₂

2- Hidruros no metálicos: formados por el Hidrógeno y un elemento no metálico. Ej.: HCl, H₂S

Recordar: los siguientes gases poseen moléculas diatómicas



NOMENCLATURA

1- Hidruro metálico: se antepone la palabra hidruro, seguida de la preposición de y luego el nombre del metal correspondiente. La terminación **uro** indica N° de Oxidación negativo.

Ej.: LiH - hidruro de litio.

CaH₂ - hidruro de calcio.

2- Hidruro no metálico: nombre del elemento no metálico, terminando en uro, seguido de de hidrógeno.

Ej.: HCl - cloruro de hidrógeno.

H₂S - sulfuro de hidrógeno.

Los halogenuros de hidrogeno, sulfuro de hidrogeno, seleniuro de hidrogeno y telurio de hidrogeno en disolución acuosa dan disoluciones ácidas y reciben el nombre de *Ácidos Hidrácidos*:

HCl - ácido clorhídrico

H₂S - ácido sulfhídrico

H₂Se - ácido selenhídrico

H₂Te - ácido telurhídrico

El resto de los hidruros son compuestos que poseen uniones covalentes poco polares y se diferencian de los anteriores en que sus disoluciones acuosas no tiene propiedades ácidas. Los elementos que forman estos compuestos con el hidrógeno son: N; P; As; Sb; C; Si y B. Se nombran: *hidruro* seguida del nombre del semimetal.

Todos estos compuestos tienen nombres especiales admitidos por la IUPAC:

H ₃ N - amoníaco	H ₃ As - arsina	H ₂ O - agua
H ₃ Sb - estibina	H ₄ C - metano	H ₃ P - fosfina
H ₄ Si - silano	H ₃ B - borano	H ₃ Bi - bismutita

EJERCITACIÓN

Nota: recordar que siempre se coloca adelante el elemento más electropositivo (ó menos electronegativo).

1) Escribir las fórmulas de los siguientes hidruros aplicando las reglas del número de oxidación.

hidruro de calcio

bromuro de hidrógeno

hidruro de potasio

sulfuro de hidrógeno

metano

2) Dadas las siguientes fórmulas químicas, escriba la nomenclatura correspondiente.

HCl

NaH

HI

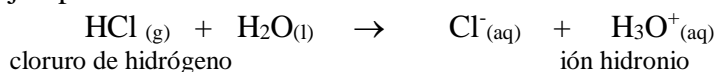
HF

H₃N

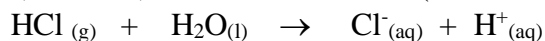
En la ejercitación realizada identifique los elementos metálicos y no metálicos.

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS: la fórmula química contiene hidrógeno y un elemento no metálico. Se *obtienen por disolución de los halogenuros de hidrógeno y el sulfuro de hidrógeno (que se encuentran al estado gaseoso) en agua.*

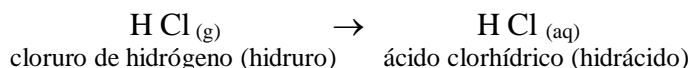
Ejemplo:



Por convención, el H₃O⁺, se escribe como H⁺: (el H⁺ es la **función ácida**).



Lo que sintéticamente puede representarse:



NOMENCLATURA

Se antepone la palabra ácido al nombre del no metal terminado en hídrico.

Ej.: HCl - ácido clorhídrico

H₂S - ácido sulfhídrico

SALES BINARIAS:

Son compuestos binarios cuya fórmula química contiene elemento metálico y un no metálico.- Sales neutras derivadas de hidrácidos.

Ej.: FeS , NaCl

NOMENCLATURA

1)- Nomenclatura Clásica.

A) Elementos metálicos con un solo número de oxidación, por ejemplo Na, Li, K, Ca, etc.

Nombre del elemento no metálico, terminado en uro, seguido del elemento metálico.

Ejemplos: NaCl - cloruro de sodio - halita

ZnS - sulfuro de zinc - blenda

CaF₂ - fluoruro de calcio - fluorita

B) Elementos metálicos con dos números de oxidación, por ejemplo: Fe, Co, Ni, Sn, Pb, etc.

1- Si adaptamos el aporte mencionado anteriormente los nombres clásicos serían por ejemplo:

FeCl₂ - cloruro de Fe^{II}

FeCl₃ - cloruro de Fe^{III}

2- Y según la antigua caracterización sería por ejemplo:

FeCl₂ - cloruro ferroso

FeCl₃ - cloruro férrico

O sea: el nombre del metal terminado en oso (menor número de oxidación) y terminado en ico (mayor número de oxidación).

2)- Nomenclatura Moderna. Sistemática de Stock

A) Elemento metálico con un solo número de oxidación: ídem a la nomenclatura clásica.

B) Elementos metálicos con dos números de oxidación: nombre del elemento no metálico, terminado en uro, seguido de la preposición de y el nombre del metal, indicando entre paréntesis y en números romanos, el número de oxidación con que actúa.

Ejemplos:

FeCl₂ - cloruro de hierro (II)

FeCl₃ - cloruro de hierro (III)

EJERCITACIÓN

A partir de la combinación de los siguientes elementos metálicos y no metálicos: Na, K, Ca, Ni, Cu (metálicos) y Cl, S (no metálicos).Escriba las sales binarias posibles (aplicando las reglas del número de oxidación cruzado), las nomenclaturas (clásica y moderna) y el nombre de algunos minerales que forman estos elementos.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

.....

Trabajo práctico N° 3

ÓXIDOS:

1)- **Óxidos Básicos:** son compuestos cuya fórmula química contiene oxígeno y elemento metálico. El carácter básico se debe a que al reaccionar con un ácido da una sal como producto. Los óxidos básicos solubles en agua, dan bases ó hidróxidos.

Nomenclatura:

1- Nomenclatura clásica

a). Elementos metálicos con un solo número de oxidación (Na, K, Ca,...).

óxido de nombre del metal Ejemplos: Li_2O - óxido de litio

CaO - óxido de calcio - cal viva

SiO_2 - óxido de silicio - cuarzo

b). Elementos metálicos con dos números de oxidación (Cu, Pb, Fe,...).

óxido de: nombre del metal terminado en oso ó ico (mayor).

Ejemplos: FeO - óxido ferroso

Fe_2O_3 - óxido férrico - hematita

2- Nomenclatura moderna ó Sistemática de Stock

a). Elementos metálicos con un solo número de oxidación, coincide con la nomenclatura clásica ó funcional.

b). Elementos metálicos con dos números de oxidación,

óxido de nombre y N° de oxidación del metal en número romano.

Ejemplos: Fe_2O_3 - óxido de hierro (III)

3- Nomenclatura actual ó estequiométrica

Números de átomos de oxígeno (monóxido, dióxido, etc.) seguido de la preposición “de” y del N° de átomos del elemento metálico.

Ejemplo: Li_2O - monóxido de litio

Al_2O_3 - Trióxido de aluminio – corindón

Nota: el $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ es un mineral llamado bauxita.

EJERCITACIÓN

1) Dadas las siguientes nomenclaturas, escriba las fórmulas químicas correspondientes y otras nomenclaturas posibles:

óxido mercurico

monóxido de plata

óxido cúprico

óxido de níquel (II)

óxido estánnico - casiterita.....

óxido de estroncio

monóxido de cobalto

2) Dadas las siguientes fórmulas químicas de óxidos básicos, escriba las nomenclaturas posibles:

SnO

MgO

Co_2O_3

Cu_2O - cuprita.....

PbO

BaO

SnO
FeO.....
TiO₂ – rutilo

2)- **Óxidos Ácidos**, son compuestos binarios cuya fórmula química contiene oxígeno y elemento no metálico (A excepción del flúor, porque tiene mayor electronegatividad que el oxígeno).

El carácter ácido se debe a que el óxido reacciona con una base para dar una sal producto. Cuando estos óxidos se disuelven en agua dando ácidos, se denominan anhídridos.

NOMENCLATURA

1- Nomenclatura clásica (para anhídridos).

a) Elementos no metálicos que forman anhídrido con un solo N° de oxidación:

anhídrido y nombre del no metal terminado en ico

Ejemplo: CO₂ anhídrido carbónico

SiO₂ anhídrido silícico

b) Elemento que forman anhídridos con dos N° de oxidación:

anhídrido y nombre del no metal terminado en oso (menor)

anhídrido y nombre del no metal terminado en ico (mayor).

c) Elementos no metálicos que forman anhídridos con 4 N° de oxidación (Cloro, Bromo, Iodo)

I) Con los dos números menores (+1, +3).

(+1) anhídrido hipocloroso - Cl₂O

(+3) anhídrido cloroso - Cl₂O₃

II) Con los dos mayores N° de oxidación (+5, +7).

(+5) anhídrido clórico - Cl₂O₅

(+7) anhídrido perclórico - Cl₂O₇

2- Nomenclatura Moderna - Sistemática de Stock

a) Elementos no metálicos que forman óxidos ácidos con un solo N° de oxidación.

óxido de nombre del no metal

Ejemplo: SiO₂ - óxido de silicio

b) Elementos con más de un N° de oxidación.

óxido de nombre y N° de oxidación en N° romanos

Ejemplos: SO₂ - óxido de azufre (IV)

SO₃ - óxido de azufre (VI)

3- Nomenclatura Estequiométrica

Números de átomos de oxígenos, seguidos de la preposición “de” y del N° de átomos del elemento no metálico con su correspondiente nombre (el prefijo mono se omite para el elemento no metálico).

Ejemplos: SO₂ - dióxido de azufre

Cl₂O₅ - pentóxido de dicloro

Casos Especiales

Se trata de Cromo (Cr) y Manganese (Mn) como elementos tienen propiedades metálicas (Nº de oxidación cero). Cuando actúan con sus mayores números de oxidación poseen carácter no metálico (+6, +7 en Mn y +6 en Cr) formando óxidos ácidos y los ácidos oxácidos correspondientes.

Cuando actúan con sus menores números de oxidación poseen carácter metálico (+2 y +3, en ambos casos) formando óxidos básicos. Manganese con Nº de oxidación +4 forma un óxido anfótero denominado dióxido de manganese (pirolusita).

Nota: escribir las fórmulas y nombres de estas excepciones.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

EJERCITACIÓN

1) A partir de las siguientes nomenclaturas de óxidos ácidos, escriba sus fórmulas químicas y otras nomenclaturas posibles:

anhídrido bromoso
trióxido de difósforo.....
óxido de cromo (VI)
anhídrido fosfórico
trióxido de manganese.....
pentóxido de dicloro.....
óxido de yodo (V)
anhídrido bórico.....

2) Dadas las siguientes fórmulas químicas, escriba los nombres posibles:

N₂O₃
SO₃
Cl₂O₇
Br₂O
SO₂
N₂O₅
CO₂
I₂O₃
SiO₂.....

Trabajo práctico N° 4

COMPUESTOS TERNARIOS

Son compuestos cuya fórmula química está formada por tres clases de elementos.

Ej.: H_2SO_4 ; NaOH ; KHS

Clasificación de los compuestos ternarios

1)- **ÁCIDOS OXÁCIDOS**: son compuestos cuya fórmula química contiene: hidrógeno, elemento no metálico y oxígeno. El H^+ , es la **función que caracteriza a los ácidos**.

Ej.: HNO_3 ; H_2SO_4 ; H_2CO_3

NOMENCLATURA

Clásica ó funcional: deriva del nombre del anhídrido correspondiente, cambiando la palabra anhídrido por ácido.

Ej.: Cl_2O_5 - anhídrido clórico

HClO_3 - ácido clórico

SO_2 - anhídrido sulfuroso

H_2SO_3 - ácido sulfuroso

Para elementos que pueden formar ácidos con cuatro números de oxidación, tomar como referencia la nomenclatura de los anhídridos correspondientes.

Métodos para obtener la fórmula química.

Son dos, basados en las nomenclaturas anteriores.

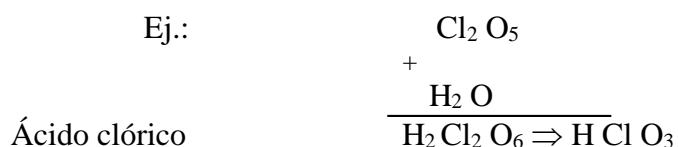
1º) **A partir de la nomenclatura clásica y de la fórmula del anhídrido correspondiente,**

a)- escribir la fórmula del anhídrido.

b)- sumarle una molécula de H_2O (agua), colocando como subíndices las sumatorias de cada átomo.

c)- colocar los elementos en este orden: hidrógeno - no metal - oxígeno.

d)- simplificar cuando es posible los subíndices.



Nota: son excepciones:

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ - ácido dicrómico (dos moléculas de anhídrido y una de agua).

Los ácidos del fósforo (III y V), varían las moléculas de agua.

H_3PO_3 - ácido ortofosforoso o fosforoso (anhídrido + 3 moléculas de agua).

$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ - ácido pirofosfórico (anhídrido + 2 moléculas de agua).

H_3PO_4 - ácido ortofosfórico o fosfórico (anhídrido + 3 moléculas de agua).

Como norma, en el caso del P; As; Sb; y B la forma “natural” del ácido es la “orto” por lo que se suele omitir este prefijo.

Los ácidos metafosforoso y metafosfórico (anhídrido + 1 molécula de agua) y pirofosforoso (anhídrido + 2 moléculas de agua), no existen como tales, pero si algunas sales de ellos, por este motivo sólo se pueden formular teóricamente.

EJERCITACIÓN

1- Dada una nomenclatura en los siguientes oxácidos, escriba su fórmula química y la nomenclatura faltante.

ácido clórico
ácido yódico
ácido hipobromoso
ácido sulfúrico
ácido crómico
ácido nitroso
ácido perbrómico
ácido dicrómico
ácido ortofosfórico
ácido silícico

2- Dadas las siguientes fórmulas químicas escriba las nomenclaturas:

HNO_3
 HClO_2
 HIO
 HMnO_4
 H_2SO_3
 HBrO_3
 HIO_4
 H_2SiO_3
 H_3BO_3

2- BASES O HIDRÓXIDOS.

Son compuestos cuya fórmula química contiene: elemento metálico, oxígeno e hidrógeno. El oxígeno y el hidrógeno unidos forman una especie iónica llamada ión oxhidrilo ó hidroxilo: (HO^-), que es la **función que caracteriza a las bases**.

Ej.: NaOH , Ca(OH)_2 , Fe(OH)_3 , etc.

Nomenclaturas

1- Clásica ó funcional

Se debe diferenciar entre elementos metálicos con un solo n° de oxidación y elementos metálicos con dos n° de oxidación.

1- Hidróxido de nombre del metal

Ej.: Sodio (Na), +1

NaOH – hidróxido de sodio

Ca(OH)_2 - hidróxido de calcio - cal hidratada

Mg(OH)_2 - hidróxido de magnesio – brucita (Uso medicinal: leche de magnesia)

2- Hidróxido nombre del metal terminado en oso

Hidróxido nombre del metal terminado en ico

Hierro (Fe) con N° de oxidación +2, +3

Ej: Fe(OH)_2 - hidróxido ferroso

Fe(OH)_3 - hidróxido férrico - limonita

2- Moderna ó Sistemática de Stock

Cuando el elemento metálico tiene un solo número de oxidación, coincide con la clásica y cuando se trata de elementos metálicos con dos números de oxidación, el mismo se coloca al lado, entre paréntesis y en números romanos.

Ej.: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ hidróxido de hierro (II)

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ hidróxido de hierro (III). Limonita

3- Estequiometría

Anteponer el prefijo mono, di, tri, etc. según el nº de iones oxhidrilos de la fórmula química a la palabra hidroxilo, seguido de la preposición de y a continuación el nombre del metal.

Ej.: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ dihidróxido de hierro

Método para la obtención de la fórmula química.

Aplicamos las reglas del número de oxidación cruzado para compuestos binarios, suponiendo que el N° de oxidación es igual a la carga del ión $(\text{HO})^{-1}$, osea **-1**, considerando que el ión actúa como una unidad.

Entonces la fórmula química de una base tendrá un átomo del elemento metálico unido a una cantidad de hidroxilos igual al N° de oxidación del elemento metálico.

$\text{Me}(\text{OH})_n$ donde n es el N° de oxidación con que actúa el metal.

EJERCITACIÓN

1- Dada una nomenclatura, escriba su fórmula química y los otros nombres posibles de las siguientes bases:

hidróxido de litio
hidróxido de hierro (III)
hidróxido de aluminio
hidróxido de mercurio (II)
hidróxido de sodio
hidróxido de estaño (II).....
hidróxido cobaltoso
hidróxido de níquel (II)
hidróxido de plata
hidróxido de plomo (IV).....

2- Dadas las fórmulas químicas, escriba las nomenclaturas posibles:

$\text{Ca}(\text{OH})_2$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2$
 $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 $\text{Sr}(\text{OH})_2$
 $\text{Ni}(\text{OH})_3$
 $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 $\text{Co}(\text{OH})_3$
 $\text{Sn}(\text{OH})_4$
 $\text{Pb}(\text{OH})_2$
 HgOH

Trabajo práctico N° 5

SALES.

1- SALES NEUTRAS DERIVADAS DE OXÁCIDOS (oxosales)

Son compuestos que en su fórmula química contienen: elemento metálico, oxígeno y elemento no metálico.

Se incluye los casos especiales Cr (+6), Mn (+6, +7). Son excepciones de este tipo de sales las oxosales de amonio que no poseen elemento metálico (son sales cuaternarias) y los fosfitos neutros que son sales cuaternarias.

Ejemplo de sales neutras derivadas de oxácidos: CaSO_4 ; KNO_3 ; Na_2CO_3

NOMENCLATURA

1) Clásica y Moderna.

a) En ambas nomenclaturas deriva del nombre del oxácido correspondiente, eliminando la palabra ácido y cambiando la terminación oso por ito o la terminación ico por ato.

O sea: ácido sulfuroso → sulfito de.....

 ácido sulfúrico → sulfato de

b) Según el elemento metálico posea uno o dos números de oxidación, se procede de igual forma que lo mencionado anteriormente.

Acido del que deriva la sal	Clásica	Moderna
ácido sulfuro <u>so</u>	sulf <u>ito</u> ferroso	Sulfito de hierro (II)
ácido sulfúric <u>o</u>	sulfat <u>o</u> férrico	Sulfato de hierro (III)

Métodos para obtener la fórmula química.

1º) A partir de la fórmula del oxácido del cual deriva (según nomenclatura clásica y moderna).

Ej.: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ sulfato férrico

deriva de: H_2SO_4 ácido sulfúrico

El método consiste en eliminar los hidrógenos del ácido correspondiente, considerando al resto (de átomos) como unidad, asignándole a esta un N° de oxidación igual al n° de hidrógenos eliminados y de signo negativo.



Luego se escribe el elemento metálico adelante:

Fe^{3+} SO_4^{2-} y se cruzan los N° de oxidación como en los compuestos binarios.



Si es factible, se simplifican. Cuando el subíndice es 1 (uno) no se coloca paréntesis al grupo de átomos considerados como unidad.

2º) Este método propone memorizar el nombre y la fórmula de un conjunto de iones (monoatómicos ó poliatómicos). Se considera la carga del ión como su N° de oxidación y los iones poliatómicos como una unidad, entonces es posible obtener la fórmula química de la sal aplicando las reglas del N° de oxidación cruzado, a partir de cualquier nomenclatura.

Iones con número de oxidación negativo más comunes (aniones de ácidos)

Fluoruro	F ¹⁻	Sulfato	SO ₄ ²⁻
Cloruro	Cl ¹⁻	Carbonato	CO ₃ ²⁻
Bromuro	Br ¹⁻	Cromato	CrO ₄ ²⁻
Ioduro	I ¹⁻	Arseniato	AsO ₄ ³⁻
Hidroxilo	HO ¹⁻	Nitruro	N ³⁻
Nitrito	NO ₂ ¹⁻	Fosfuro	P ³⁻
Nitrato	NO ₃ ¹⁻	Permanganato	MnO ₄ ¹⁻
Hipoclorito	ClO ¹⁻	Metafosfito	PO ₂ ¹⁻
Clorito	ClO ₂ ¹⁻	Pirofosfito	P ₂ O ₅ ⁴⁻
Clorato	ClO ₃ ¹⁻	Ortofosfito	HPO ₃ ²⁻
Perclorato	ClO ₄ ¹⁻	Metafosfato	PO ₃ ¹⁻
Sulfuro	S ²⁻	Pirofosfato	P ₂ O ₇ ⁴⁻
Sulfito	SO ₃ ²⁻	Fosfato	PO ₄ ³⁻

Iones con número de oxidación positivo más comunes (iones metálicos)

Mercurio (I)	Hg ₂ ²⁺	Hierro (II)	Fe ²⁺
Mercurio (II)	Hg ²⁺	Hierro (III)	Fe ³⁺
Cobre (I)	Cu ¹⁺	Aluminio (III)	Al ³⁺
Cobre (II)	Cu ²⁺	Cobalto (II)	Co ²⁺
Plata	Ag ¹⁺	Cobalto (III)	Co ³⁺
Amonio	NH ₄ ¹⁺	Níquel (II)	Ni ²⁺
Cinc	Zn ²⁺	Níquel (III)	Ni ³⁺
Estaño (II)	Sn ²⁺	Cromo (III)	Cr ³⁺
Estaño (IV)	Sn ⁴⁺	Cadmio	Cd ²⁺
Plomo (II)	Pb ²⁺	Estroncio	Sr ²⁺
Plomo (IV)	Pb ⁴⁺	Magnesio	Mg ²⁺
Bario	Ba ²⁺	Potasio	K ¹⁺
Calcio	Ca ²⁺	Sodio	Na ¹⁺

Ejemplo: perclorato de potasio

K¹⁺ (ClO₄)¹⁻ primero se escribe el ión positivo y luego el negativo.

K₁ (ClO₄)₁ → KClO₄ se cruzan los números de oxidación, se simplifican si es posible y se eliminan los subíndices 1 y en este caso también el paréntesis.

EJERCITACIÓN

1- Dadas las siguientes nomenclaturas de las sales neutras derivadas de oxácidos, escriba la fórmula química y otra nomenclatura posible. Buscar el nombre mineralógico de alguno de estos compuestos:

sulfato de bario - barita.....
 nitrato plumboso
 nitrato de potasio
 sulfato cobaltoso
 hipoclorito de sodio
 nitrito de bario
 nitrato ferrico
 fosfato de sodio
 sulfato de magnesio
 silicato de estaño (II).....

2- Dadas las siguientes fórmulas químicas, escriba las posibles nomenclaturas.

MgSO₄.....
BaCO₃ – witherita.....
KMnO₄.....
KClO₃.....
AgNO₃.....
Na₂CO₃.....
Ba(ClO₃)₂
SrSO₄ - celestina.....
CuSO₄.....
Na₃BO₃
CaSO₄ - yeso.....
NaNO₃ - nitrato de chile

2- SALES ÁCIDAS DERIVADAS DE HIDRÁCIDOS

Son compuestos ternarios cuya fórmula química contiene: elemento metálico, hidrógeno ácido (que pueden desprenderse como H⁺) y elemento no metálico. Trabajaremos con H₂S.

NOMENCLATURAS

a). anteponer el prefijo bi a la nomenclatura clásica de la sal neutra correspondiente.

NaHS - bisulfuro de sodio.

b). intercalar la palabra ácido a la nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra correspondiente.

NaHS - sulfuro ácido de sodio.

c). anteponer el prefijo hidro a la nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra correspondiente.

NaHS - hidrosulfuro de sodio.

d). anteponer la palabra hidrógeno a la nomenclatura moderna de la sal neutra correspondiente.

NaHS - hidrógeno sulfuro de sodio.

Fórmula Química: dada la nomenclatura, hacemos este camino:

H₂ S(HS)¹⁻

Na¹⁺ (HS)¹⁻ y cruzamos N° de oxidación.

Na₁ (HS)₁ → NaHS

EJERCITACIÓN

Dadas las siguientes nomenclaturas, escribir las fórmulas químicas correspondientes y dar las otras nomenclaturas:

sulfuro ácido de sodio
hidrosulfuro de potasio
bisulfuro de bario
sulfuro ácido de calcio
hidrógeno sulfuro de litio

Trabajo práctico N° 6

SUSTANCIAS CUATERNARIAS (cuatro clases de elementos)

1)- SALES ÁCIDAS DERIVADAS DE OXÁCIDOS

Son compuestos cuya fórmula química contiene: elemento metálico, hidrógeno ácido (que puede liberarse como H^+), oxígeno y elemento no metálico.

Ej.: $KHSO_4$; $NaHCO_3$

NOMENCLATURAS

Las sales ácidas pueden ser derivadas de oxácidos dipróticos, (H_2SO_4 ; H_2CO_3) y también de oxácidos con tres o más hidrógenos ácidos (H_3PO_4 ; $H_4P_2O_7$).

1- Clásica y Moderna

a). anteponer el prefijo bi a la nomenclatura clásica de la sal neutra correspondiente en un diprótico.

$KHSO_4$ - bisulfato de potasio.

$NaHCO_3$ - bicarbonato de sodio.

b). intercalar la palabra ácido para ácidos dipróticos y monoácido, diácido, triácido, etc para ácidos tripróticos o más, según el n° de hidrógenos de la sal ácida a la nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra correspondiente.

$KHSO_4$ - sulfato ácido de potasio.

Na_2HPO_4 - orto fosfato monoácido de sodio.

NaH_2PO_4 - orto fosfato diácido de sodio.

c). anteponer a la nomenclatura clásica o moderna de la sal neutra correspondiente, como en el punto anterior, el prefijo hidro, monohidro, trihidro, etc.

$KHSO_4$ - hidrosulfato de potasio.

Na_2HPO_4 - monohidro fosfato de sodio.

NaH_2PO_4 - dihidro fosfato de sodio

d). actualmente la IUPAC, adopta la siguiente forma: anteponer la palabra hidrógeno, monohidrógeno, dihidrógeno,etc. a la nomenclatura moderna de la sal neutra (según los casos anteriores).

$KHSO_4$ - hidrógeno sulfato de potasio.

Na_2HPO_4 - monohidrógeno fosfato de potasio.

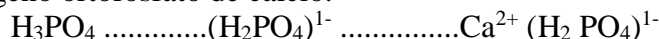
NaH_2PO_4 - dihidrógeno fosfato de sodio.

OBTENCIÓN DE LA FÓRMULA QUÍMICA

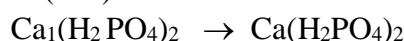
Se emplean dos métodos:

1) Dada la nomenclatura deducir la fórmula química del ácido correspondiente. Dejar en el ácido tantos átomos de hidrógeno como indica la nomenclatura y considerando todo como unidad asignarle un supuesto n° de oxidación, igual al n° de hidrógenos eliminados y de signo negativo.

Ej.: dihidrógeno ortofosfato de calcio.

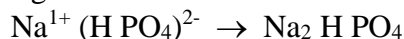


Cruzar los números de oxidación, simplificar cuando sea factible y eliminar paréntesis con subíndices 1 (uno).



2) A partir del nombre de la oxosal ácida y conociendo los siguientes iones: HS^- ; HSO_4^- ; HSO_3^- ; HCO_3^- ; H_2PO_4^- ; HPO_4^{2-} , por ejemplo y luego aplicar las reglas del método anterior escribiendo adelante el elemento metálico.

Ej.: monohidrógeno fosfato de sodio.



EJERCITACIÓN

1. Dadas las siguientes nomenclaturas de oxosales ácidas, escriba su fórmula química y dé otras nomenclaturas posibles:

hidrosulfato de sodio.....

hidrógeno carbonato de potasio

ortofosfato diácido de sodio

monohidroortofosfato de calcio

sulfato ácido de hierro (III)

hidrógeno sulfito de cromo (III)

2- Dadas las siguientes fórmulas químicas de oxosales ácidas, de todas las nomenclaturas posibles:

KH_2PO_4

$\text{CaH}_2\text{P}_2\text{O}_7$

MgHPO_4

$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$

2)- SALES BÁSICAS

Son compuestos cuya fórmulas químicas contienen: elemento metálico, hidrógeno oxígeno elemento no metálico. El hidrógeno y el oxígeno unidos forman el ión oxhidrilo ó hidroxilo $(\text{HO})^{1-}$ y que da el carácter básico a estas sales.

Ej.: MgOHCl - cloruro básico de magnesio.

- hidroxiclорuro de magnesio.

$\text{Cu}_2[(\text{OH})_2\text{CO}_3]$ - carbonato básico de cobre (II)

- malaquita

$\text{Cu}_3[\text{OH CO}_3]_2$ - carbonato básico de cobre (II)

- azurita

3)- SALES DOBLES.

Son compuestos cuyas fórmulas químicas contienen: elemento metálico 1, elemento metálico 2, oxígeno y elemento no metálico.

Ej.:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ - sulfato doble de aluminio y potasio.

- alumbre

KNaCO_3 - carbonato doble de sodio y potasio.

4)- OXOSALES DE AMONIO.

Son sales cuaternarias que contienen: hidrógeno y nitrógeno como ión $(\text{NH}_4)^{1+}$, oxígeno y elemento no metálico (serían neutras).

Ej.: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ - sulfato de amonio.

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ - carbonato de amonio.

EJERCITACIÓN

Dadas las siguientes nomenclaturas, escriba su fórmula química correspondiente:

Nitrato básico de magnesio
Dihidroxisulfato de cobre (II).....
Cloruro básico de calcio.....
Hidroxicarbonato de hierro (III).....
Arseniato doble de amonio y magnesio.....
Fosfato doble de cobalto y sodio.....
Tricloruro de magnesio y potasio.....
Carbonato doble de calcio y magnesio.....

Trabajo Práctico N° 7

Tema: REACCIONES QUÍMICAS

Reacción Química.

Es el proceso en el que, por una redistribución de los átomos en un sistema, unos elementos o compuestos iniciales (reactivos), producen otros distintos (productos).

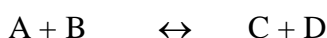
Las interacciones entre átomos, iones o moléculas en una reacción química se describen por medio de las Ecuaciones Químicas, llamando sustancias reaccionantes a las iniciales, que total o parcialmente desaparecen en la reacción, y productos a las nuevas sustancias que aparecen en la misma.

Hay distintos tipos de reacciones químicas según la naturaleza de los reactivos y de las condiciones necesarias para que se produzca.

Del hecho de que los reactivos se consuman total o parcialmente podemos inferir que las reacciones pueden ser reversibles o irreversibles.

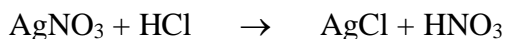
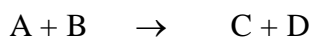
REACCIONES REVERSIBLES:

Son reacciones en las cuales los productos obtenidos en la misma, pueden volver a reaccionar para formar las sustancias reaccionantes y se expresa con una sola ecuación colocando una doble flecha entre los reactivos y productos



REACCIONES IRREVERSIBLES:

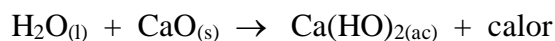
Son aquellas que se producen en un solo sentido con consumo total de al menos una de las sustancias reaccionantes, ya que los productos no reaccionan entre sí para dar los reactivos y se expresan colocando una sola flecha en la ecuación química:



En toda reacción química hay un intercambio de energía ya sea por emisión o adsorción de luz, calor, etc. El intercambio más apreciable es el calor. En base a estas consideraciones surge otra forma de clasificar las reacciones químicas en:

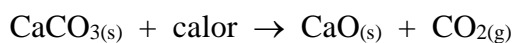
REACCIONES EXOTÉRMICAS:

Son aquellas que transcurren con desprendimiento de calor



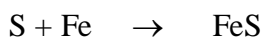
REACCIONES ENDOTÉRMICAS:

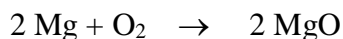
Son reacciones que para producirse necesitan que se les suministre calor



REACCIONES DE FORMACIÓN O COMBINACIÓN:

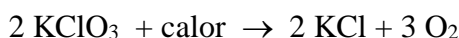
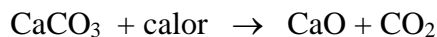
Son aquellas que se producen por la unión de dos o más reactivos para formar un solo producto, con propiedades diferentes de las que poseían las sustancias primitivas.





REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN:

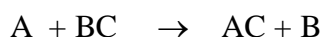
Son aquellas en donde a partir de un reactivo se obtienen dos o más productos con propiedades diferentes.



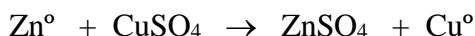
REACCIONES POR SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO:

Son aquellas en las cuales una sustancia simple reacciona con otra más compleja desplazando a uno de los componentes y uniéndose con el restante.

Para determinar si un elemento A desplazará a otro elemento B de la combinación en la cual se encuentra, deberá utilizar una tabla de potenciales. Si consideramos la siguiente reacción:

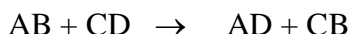


ésta se producirá siempre que el elemento A este ubicado por encima de B en la tabla de potenciales. Tabla 1.



REACCIONES POR INTERCAMBIO O DOBLE SUSTITUCIÓN: (ver Anexo 1 Solubilidad y volatilidad)

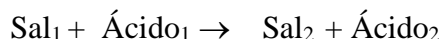
Se producen cuando dos o más sustancias reaccionan entre sí para dar otras de estructura similar:



estas reacciones se producen cuando una sal, un ácido o una base, reaccionan con otra sal. Para que estas reacciones tengan lugar debe producirse un producto más insoluble o más volátil que los reactivos.

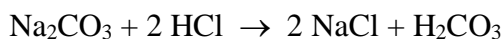
Reacción de un ácido con una sal:

Los productos de la reacción son otro ácido y otra sal.

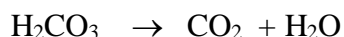


Esta reacción transcurrirá si:

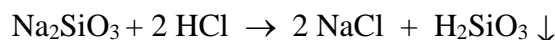
a) El ácido producto es más volátil que el ácido reactivo.



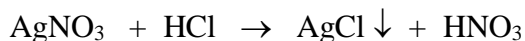
dado que luego el



b) El ácido producto es menos soluble que el ácido reactivo.

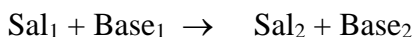


c) La sal producto es menos soluble que la sal reactivo.



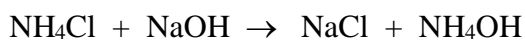
Reacción de una base con una sal:

Los productos de la reacción son otra base y otra sal.

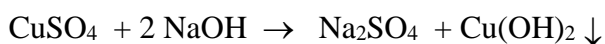


Esta reacción transcurrirá si:

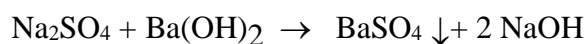
a) La base producto es más volátil que la base reactivo.



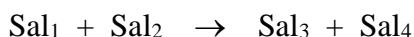
b) La base producto es menos soluble que la base reactivo.



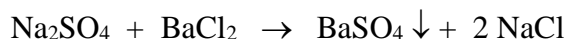
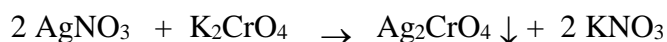
c) La sal producto es menos soluble que la sal reactivo.

**Reacción de una sal con otra sal:**

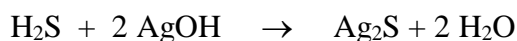
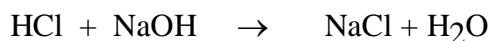
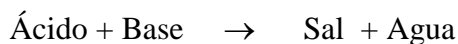
Los productos de la reacción son otras dos sales



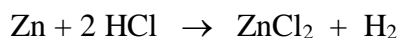
Esta reacción transcurrirá únicamente si una sal producto es menos soluble que las sales reactivos. Cuadro de solubilidad de sales en agua.

**REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN:**

Son aquellas que se producen entre un ácido y una base, siendo los productos de la reacción el agua y una sal.

**REACCIONES DE ÓXIDO – REDUCCIÓN:**

Son aquellas en las que se produce una transferencia de electrones entre los reactivos. La especie que pierde electrones se oxida y la especie que gana electrones se reduce. En estas reacciones se producen cambios de oxidación en al menos dos de los átomos o especies reaccionantes.

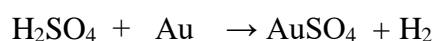
**EJERCITACIÓN**

1. Formule y balancee las ecuaciones para obtener los siguientes compuestos:

a) Hidruro de litio

- b) Cloruro de hidrógeno
- c) Amoníaco
- d) Óxido de calcio
- e) Anhídrido fosfórico
- f) Ácido clórico
- g) Ácido fosforoso
- h) Hidróxido ferroso
- i) Hidróxido de mercurio (I)

2. Indique a que tipo pertenecen las siguientes reacciones:



H



.....

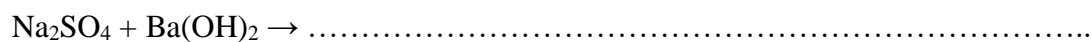
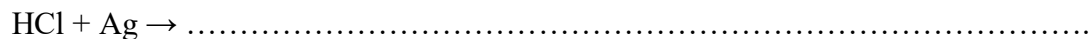


.....



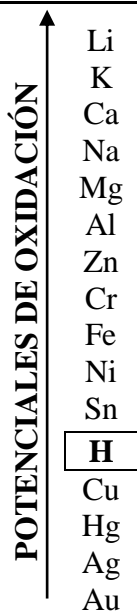
.....

3. Diga si es factible o no la reacción entre los siguientes reactivos, escriba y balancee la misma en caso afirmativo.



Anexo 1

POTENCIALES DE OXIDACIÓN (Tabla 1)



SOLUBILIDAD DE SALES EN AGUA

- **Nitratos:** todos solubles
- **Sulfatos:** todos solubles, excepto los de Ba, Sr, Pb(II) que son insolubles y los de Ca, Ag y Hg(II) que son poco solubles.
- **Cloruros – bromuros – yoduros:** todos solubles excepto los de Ag, Pb(II), Hg(I) y Cu(I).
- **Sulfuros:** todos solubles excepto los de Ca, Ag y Hg(II) que son poco solubles y los de Ba, Sr, Pb(II) que son insolubles.
- **Carbonatos, cromatos y ortofosfatos:** todos insolubles, excepto los de Na. Li, K y NH_4^+ .
- **Todas las sales de Na. Li, K y NH_4^+ son solubles.**
- **Sales insolubles de uso frecuente:**
 - ✱ CaCO_3 precipitado de color blanco
 - ✱ Agul precipitado de color blanco
 - ✱ BaSO_4 precipitado de color blanco
 - ✱ Ag_2CrO_4 precipitado de color rojo
 - ✱ Ag_2SO_4 precipitado de color blanco

SOLUBILIDAD DE BASES

Solubles las de Na, Li, K y NH_4^+ , poco solubles las de Ca, Ag y Hg(II), el resto insolubles.

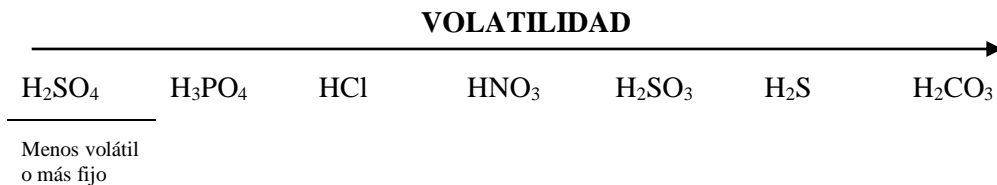
VOLATILIDAD DE BASES

Las bases inorgánicas en general son fijas excepto el hidróxido de amonio (NH_4OH).

SOLUBILIDAD DE ACIDOS EN AGUA

Insolubles: Ácido metasilícico (H_2SiO_3).

VOLATILIDAD DE ÁCIDOS



Trabajo práctico N° 8

ESTEQUIOMETRÍA

Introducción Teórica:

Es el estudio de las relaciones cuantitativas entre las masas, los volúmenes y el número de moles de moléculas entre las sustancias y los productos de una reacción química.

Los cálculos involucrados en los problemas estequiométricos se realizan sobre la base de ecuaciones químicas balanceadas, donde los coeficientes de los reactivos nos indican las cantidades (moles, volúmenes, masas etc.) en las que reaccionan, y los coeficientes de los productos, las cantidades en que estos se forman.

Para resolver problemas de estequiometría es necesario recordar los siguientes conceptos:

Peso Molecular Gramo, Molécula Gramo o Mol y Volumen Molar.

El Peso Molecular Gramo es el Peso Molecular Relativo expresado en gramos. El peso molecular de una sustancia simple o compuesta puede determinarse sumando los pesos atómicos relativos de los átomos que formen la molécula.

Mol: se define como la cantidad de materia de un sistema que contiene el número de Avogadro ($6,023 \times 10^{23}$) de partículas elementales (moléculas, átomos, etc.)

Volumen Molar: Es el volumen que ocupa 1 mol de cualquier sustancia gaseosa en CNPT ($P = 1 \text{ atm}$, $T^\circ = 273 \text{ K}$) y es de 22,4 L.

Por ejemplo:



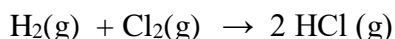
De acuerdo a la ecuación se pueden establecer las siguientes relaciones:

- **Entre moles:** un mol de hidrógeno gaseoso **reacciona** con un mol de cloro gaseoso **obteniéndose** como producto 2 moles de cloruro de hidrógeno.
- **Entre masas:** 2 gramos de hidrógeno gas **reaccionan** con 71 gramos de cloro gas **obteniéndose** 73 gramos de cloruro de hidrógeno.
- **Entre volúmenes:** 22,4 litros de hidrógeno gas **reaccionan** con 22,4 litros de cloro gas

Distintos casos a resolver:

a) *Problemas que se resuelven aplicando relaciones entre moles.*

¿Cuántos moles de H_2 son necesarios para convertir 5 moles de Cl_2 en HCl ?



1 mol de Cl_2	Reacciona con	1 mol de H_2
5 moles de Cl_2	_____	x = 5 moles de H_2

b) *Problemas que se resuelven relacionando masas*

Calcular la masa de HCl que se obtiene a partir de 200g de Cl_2

71 g de Cl_2	_____	73 g de HCl
200 g de Cl_2	_____	x = 205,63 g de HCl

c) *Problemas que se resuelven relacionando volúmenes*

Calcular el volumen de HCl que se obtiene a partir de 5 L de H₂ en CNPT.

$$\begin{array}{ccc} 22,4 \text{ L de H}_2 & \text{—————} & 44,8 \text{ L de HCl} \\ 5 \text{ L de H}_2 & \text{—————} & x = 10 \text{ L de HCl.} \end{array}$$

d) *Problemas que se resuelven relacionando masas y volúmenes*

30 L de Cl₂ reaccionan con H₂ para formar cloruro de hidrógeno. Calcular la masa de cloruro de hidrógeno formada.

$$\begin{array}{ccc} 22,4 \text{ L de Cl}_2 & \text{—————} & 73 \text{ g de HCl} \\ 30 \text{ L de Cl}_2 & \text{—————} & x = 97,43 \text{ g de HCl.} \end{array}$$

e) *Problemas que se resuelven relacionando moles con volúmenes.*

¿Cuántos litros de HCl en CNPT se pueden obtener a partir de 8 moles de H₂?

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol de H}_2 & \text{—————} & 44,8 \text{ L de HCl} \\ 8 \text{ moles de H}_2 & \text{—————} & x = 358,4 \text{ L de HCl} \end{array}$$

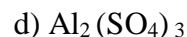
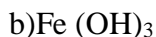
f) *Problemas que se resuelven relacionando moles con masas.*

Calcular el número de moles de HCl producidos cuando reaccionan 2,5g de Cl₂ con H₂.

$$\begin{array}{ccc} 71 \text{ g de Cl}_2 & \text{—————} & 2 \text{ moles de HCl} \\ 2,5 \text{ g de Cl}_2 & \text{—————} & x = 0,0704 \text{ moles de HCl.} \end{array}$$

EJERCITACION

1. Calcule el Peso Molecular de las siguientes sustancias:



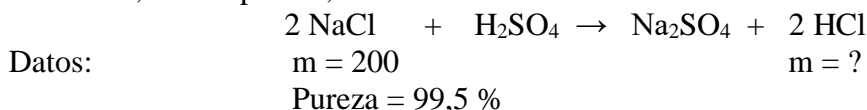
PUREZA:

En general, los reactivos necesarios para obtener un dado producto no son 100% puros es decir tienen impurezas. Para los cálculos estequiométricos necesitamos conocer la cantidad de sustancia pura que contiene un dado reactivo, ya que ello nos permitirá conocer la cantidad de producto que puede formarse.

Así por ejemplo, si queremos obtener ácido clorhídrico a partir de NaCl y H₂SO₄, la cantidad de HCl que se puede obtener dependerá de la pureza de los reactivos. Si nos dice el rótulo del reactivo NaCl que tiene 99,5% de pureza, significa que en 100 g solo hay 99,5 g puros el resto son impurezas por lo tanto la cantidad de HCl que obtengamos dependerá de dicha pureza. Si la pureza de NaCl fuera de 80,5 % la cantidad de HCl que obtendríamos sería menor porque es menos puro.

Por ejemplo si tenemos que calcular:

Calcule el peso de ácido clorhídrico formado cuando reacciona 200 g de cloruro de sodio con un 99,5 % de pureza, con ácido sulfúrico suficiente.



$$PM = 117g$$

$$PM = 73g$$

Solución:

- 1) Averiguar cuantos gramos puros tenemos en 200g de reactivo impuro \Rightarrow

$$100g \text{ impuros de NaCl} \quad \text{---} \quad 99,5g \text{ puros de NaCl}$$

$$200g \text{ impuros de NaCl} \quad \text{---} \quad x = 199g \text{ puros de NaCl}$$

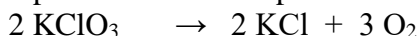
- 2) Determinar la cantidad de producto (HCl) que se obtiene:

$$117g \text{ de NaCl} \quad \text{---} \quad 73g \text{ HCl}$$

$$199g \text{ de NaCl} \quad \text{---} \quad x = 124,16g \text{ de HCl}$$

Nota: de la reacción estequiométrica siempre tenemos datos **puros** es decir 100% puro por ej. los pesos moleculares.

Otro ejemplo: ¿Qué volumen de oxígeno podrá obtenerse a partir de la descomposición térmica de 200g de clorato de potasio de 85% de pureza?



Datos:

$$m = 200g$$

$$v = ?$$

$$\text{Pureza} = 85 \%$$

$$PM = 245g$$

$$v = 22,4 \text{ L} \times 3 = 67,2 \text{ L}$$

Solución:

- 1) Averiguar cuantos gramos puros tenemos en 200g de reactivo impuro \Rightarrow

$$100g \text{ impuros de KClO}_3 \quad \text{---} \quad 85g \text{ puros de KClO}_3$$

$$200g \text{ impuros de KClO}_3 \quad \text{---} \quad x = 170g \text{ puros de KClO}_3$$

- 2) Determinar la cantidad de producto (HCl) que se obtiene:

$$490g \text{ de KClO}_3 \quad \text{---} \quad 67,2 \text{ L de O}_2$$

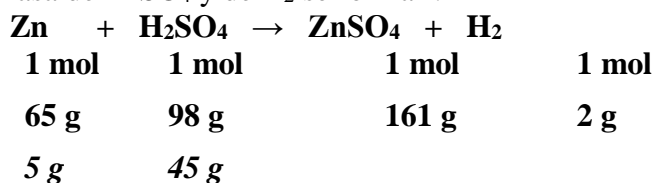
$$170g \text{ de KClO}_3 \quad \text{---} \quad x = 23,3 \text{ L de O}_2$$

REACTIVO LIMITANTE

Cuando se realiza una reacción, generalmente los reactivos no están todos presentes en las **cantidades estequiométricas** exactas, es decir, *en las proporciones que indica la reacción química balanceada*. Como consecuencia algunos reactivos se consumen, mientras que parte de otros se recuperan al finalizar la reacción. *El reactivo que se consume primero en la reacción* se denomina **reactivo limitante**, ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad original de este reactivo. Cuando este reactivo se consume, no se puede formar más producto. Los **reactivos en exceso** son los reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante. En los cálculos estequiométricos en los que hay un reactivo limitante, el primer paso consiste en determinar cuál de los reactivos es el reactivo limitante ya que es el que limita o determina la cantidad de producto realmente formado.

Por ejemplo: Si 5 g de Zn se ponen en contacto con 45 g de H_2SO_4

- ¿cuál de las sustancias reacciona totalmente?
- ¿qué masa de la otra sustancia no interviene en la reacción?
- ¿qué masa de ZnSO_4 y de H_2 se forman?



Solución:

a) La cantidad de ZnSO_4 producida a partir de 5 g de Zn se puede calcular como:

$$\begin{array}{l} 65 \text{ g Zn} \text{ — } 161 \text{ g ZnSO}_4 \\ 5 \text{ g} \text{ — } x = 12,38 \text{ g ZnSO}_4 \end{array}$$

La cantidad de ZnSO_4 producida a partir de 45 g de H_2SO_4 se puede calcular como:

$$\begin{array}{l} 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ — } 161 \text{ g ZnSO}_4 \\ 45 \text{ g} \text{ — } x = 73,93 \text{ g ZnSO}_4 \end{array}$$

Como 12,38 g es menor que 73,93 g, entonces la cantidad de ZnSO_4 que se forma realmente es 12,38 g. El **Zn reacciona totalmente y por lo tanto es el reactivo limitante** (es el que determina la cantidad máxima de ZnSO_4 que se puede formar)

b)

$$\begin{array}{l} 161 \text{ g ZnSO}_4 \text{ — } 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \\ 12,38 \text{ g ZnSO}_4 \text{ — } x = 7,53 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

estos gramos, respetando la estequiometría de la reacción, son los necesarios para obtener 12,38 g de ZnSO_4 . Teniendo en cuenta que la reacción se lleva a cabo con 45 g de H_2SO_4 , los gramos de H_2SO_4 que quedan sin reaccionar se calculan como:

$$45 \text{ g H}_2\text{SO}_4 - 7,53 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 37,47 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{exceso de H}_2\text{SO}_4$$

c) la masa de ZnSO_4 que se forma es 12,38 g. La cantidad de H_2 producida se calcula en función del reactivo limitante:

$$\begin{array}{l} 65 \text{ g Zn} \text{ — } 2 \text{ g H}_2 \\ 5 \text{ g Zn} \text{ — } x = 0,154 \text{ g H}_2 \end{array}$$

Para corroborar los resultados obtenidos se puede calcular la masa total de los reactivos y de los productos de la reacción:



Masa total = 12,53 g de reactivos y de productos

Otra forma de resolver el problema es primero convertir las masas en número de moles:

$$\begin{array}{l} 65 \text{ g Zn} \text{ — } 1 \text{ mol ZnSO}_4 \\ 5 \text{ g Zn} \text{ — } x = 0,0769 \text{ moles ZnSO}_4 (= 12,38 \text{ g}) \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ — } 1 \text{ mol ZnSO}_4 \\ 45 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ — } x = 0,459 \text{ moles ZnSO}_4 (= 73,93 \text{ g}) \end{array}$$

El reactivo limitante es Zn (reacciona totalmente)

Como la estequiometría de la reacción es 1 mol de Zn a 1 mol de H_2SO_4 , la cantidad de H_2SO_4 en exceso se puede calcular como:

$$0,459 \text{ moles} - 0,0769 \text{ moles} = 0,382 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4 \text{ en exceso}$$

b) La cantidad en gramos de H_2SO_4 que no interviene en la reacción (exceso de H_2SO_4) se obtiene teniendo en cuenta la relación:

$$n = m/\text{PM} \rightarrow m = n \cdot \text{PM} = 0,382 \text{ moles} \cdot 98 \text{ g/mol} = 37,4 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

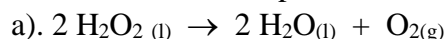
c) A partir de la ecuación:

$m = n \cdot \text{PM}$ y teniendo en cuenta el número de moles de Zn consumidos, las masas de ZnSO_4 y de H_2 formadas son:

$$\begin{array}{l} 0,0769 \text{ moles} \cdot 161 \text{ g/mol} = 12,38 \text{ g de ZnSO}_4 \\ 0,0769 \text{ moles} \cdot 2 \text{ g/mol} = 0,154 \text{ g de H}_2 \end{array}$$

EJERCITACIÓN

1- En la reacción de descomposición del agua oxigenada, H_2O_2 :



¿Cuál es la relación en moles y moléculas que nos indica la ecuación, entre reactivos y productos?

b). Si partimos de 10g de agua oxigenada (H_2O_2), ¿cuántos moles de agua y de oxígeno podremos obtener?, ¿qué masa de cada uno de ellos?, ¿qué volumen ocuparía el oxígeno producido en CNPT? ¿Qué volumen ocuparía el oxígeno en condiciones de laboratorio, 25°C y 998 Hpa?

R: 0,294 mol H_2O ; 5,29 g de H_2O ;
0,147 mol O_2 ; 4,70 g de O_2
3,29 L de O_2 , en CNPT; 3,65 L de O_2 (CLabPT)

2- ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se pueden obtener calentando 25g de carbonato de calcio?

R: 11 g CO_2

3- ¿Qué peso de cloruro de potasio se puede obtener por descomposición térmica de 50g de clorato de potasio con un 98% de pureza en la sal?

R: 29,9 g sal

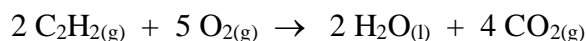
4- ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico son necesarios para obtener 100g de ácido clorhídrico concentrado al 36% en peso de HCl ?

Ecuación Industrial: $2 \text{NaCl} (\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{Ac}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 (\text{Ac}) + 2 \text{HCl} (\text{aq})$
R: 48,32 g de ácido sulfúrico.

5- ¿Cuántos litros de hidrógeno serán necesarios para combinarse con 10 litros de nitrógeno formando amoníaco? Se supone que los volúmenes de ambos gases se miden en condiciones normales de presión y temperatura.

R: 30 L de hidrógeno.

6- El acetileno se quema en el aire de acuerdo con la reacción:



¿Cuántos litros de oxígeno se necesitarán para quemar 400 litros de acetileno gaseoso en CNPT y a 25°C y 927 Hpa.?

R₁: 1.000 L de O_2 medidos en CNPT; R₂: 1.192,84 L a 25°C y 927 Hpa.

7- ¿Qué volumen de oxígeno medido en CNPT se necesitan para oxidar 10g de monóxido de carbono (CO) a dióxido de carbono (CO_2)?

R: 4 L

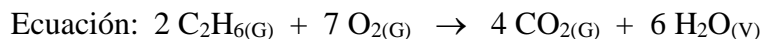
8- ¿Cuántos gramos de óxido cúprico y dióxido de carbono se pueden obtener al calentar 100g de carbonato básico de cobre (malaquita), $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$ que se descompone las dos sustancias anteriores y vapor de agua?

$\text{Cu CO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2 (\text{s}) \rightarrow 2 \text{CuO} (\text{s}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CO}_2 (\text{g})$
R: 71,9g CuO y 19,90 g CO_2

9- ¿Cuántos Kg de cloruro de potasio se pueden obtener al descomponer por el calor 50 Kg de clorato de potasio?

R: 30,4 Kg de cloruro.

- 10- ¿Cuántos litros de oxígeno se necesitarán para quemar totalmente 150 L de etano (C_2H_6), y, cuántos litros de anhídrido carbónico y vapor de agua se formarán? Suponer que todos los gases se miden en condiciones normales de presión y temperatura.



R: 525 L O_2 ; 300 L CO_2 ; 450 L H_2O

- 11- ¿Cuántas toneladas de cal viva se podrán obtener por calcinación de 200 toneladas de calcita con una pureza del 95% ?

R: 107 toneladas de Oca.

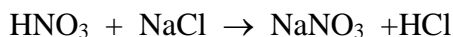
- 12- Sí quisiéramos obtener 5 moles de hidrógeno, ¿qué masa de cinc (puro) sería necesario utilizar en la reacción de este metal con ácido sulfúrico_(aq)?

R: 327g Zn

- 13- Se hace reaccionar 150g de nitrato de plata con un exceso de ácido clorhídrico. Si se producen 122,1g de cloruro de plata. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

R: 96,5%

- 14- Se desea fertilizar 30 hectáreas dedicadas a cultivo, con $NaNO_3$. Son necesarios 13,6 Kg de dicho fertilizante, que pueden obtenerse según la siguiente reacción:



Calcular:

- a) La masa de NaCl con un 90,0% de pureza que se necesita.
- b) Los moles de HCl que se forman.
- c) Nombrar cada uno de los compuestos según la nomenclatura moderna.

R: a) 10,40 Kg b) 160,1 mol

- 15- El método utilizado para la síntesis de amoníaco se basa en la reacción de nitrógeno e hidrógeno. Si se desean obtener 60 L de amoníaco en CNPT.

- a) ¿qué volumen de nitrógeno se necesita para la reacción?
- b) ¿qué masa de hidrógeno reacciona?
- c) Mencionar a qué tipo de reacción pertenece.

R: a) 30 L N_2 b) 8,03 g H_2

- 16- Si al hacer reaccionar ácido clorhídrico con 6,54g de Zn puro se obtienen 0,08 moles de hidrógeno ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

R: 80%

- 17- Se hacen reaccionar 3 moles de Zn con HCl en exceso, obteniéndose 65 dm³ de H_2 en CNPT. Calcular el rendimiento sin usar las masas atómicas relativas como datos.

R: 97%

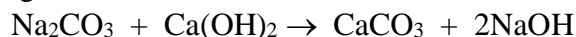
- 18- a) ¿Cuántos gramos de hierro deben quemarse en una atmósfera de oxígeno para formar 4,85g de óxido férrico.

b) ¿Cuántos moles de oxígeno se consumen?

R: a) 3,39g Fe

b) 0,045 moles O₂

19- Consideramos la siguiente reacción:



Si se parte de 36 g de carbonato de sodio:

a) ¿Qué masa de NaOH se forma?

b) ¿Cuántos moles de Ca(OH)₂ intervienen en la reacción?

c) Nombrar cada uno de los compuestos según la nomenclatura moderna.

d) ¿De qué tipo de reacción se trata según lo estudiado?

R: a) 27,16g NaOH b) 0,34 moles de Ca(OH)₂

20- a) ¿Cuántos litros de hidrógeno gaseoso, medidos en CNPT pueden obtenerse atacando 130g de cinc metálico (pureza 80%) por ácido sulfúrico?

b) ¿A qué tipo de reacción pertenece?

R: 35,8 L

Notas:

En cada una de las ecuaciones empleadas en los problemas, identifique el tipo de reacción química que representan.

Es interesante considerar una reacción que tiene lugar entre dos reactivos cuando están presentes en una proporción no estequiométrica. El desarrollo de la reacción estará limitado por el reactivo que esta presente en menor cantidad “reactivo limitante”.

Por otra parte la cantidad de sustancias que debe obtenerse en una reacción química puede calcularse suponiendo que la reacción transcurre completamente. A esta cantidad se la llama rendimiento teórico, (rendimiento estequiométrico). [**R_T**]

Pero a causa de pérdidas por reacciones secundarias ó manipulaciones de laboratorio el rendimiento real o práctico es siempre menor que el teórico. [**R_P**]

La relación porcentual entre el rendimiento teórico y el práctico, nos da el tanto por ciento de rendimiento de la reacción. [**R%**]

$$\text{R\%} = (\text{R}_\text{P} / \text{R}_\text{T}) \times 100$$

Trabajo práctico N° 9

SOLUCIONES

Las mezclas pueden ser sistemas homogéneos o heterogéneos. Las primeras están caracterizadas por tener una sola fase. Teniendo en cuenta que fase se define como: **“porción de un sistema donde las propiedades son idénticas en cualquier parte del mismo”**, un ejemplo de este sistema son las SOLUCIONES. Los sistemas heterogéneos se caracterizan por presentar más de una fase. Esto significa que pueden identificarse distintos sistemas homogéneos que constituyen el heterogéneo.

Numerosas reacciones químicas se verifican cuando los reactivos se hallan en solución acuosa. Las soluciones líquidas proveen un medio conveniente de poner en contacto cantidades de reactivos cuidadosamente medidos.

Las denominaciones de **soluto y disolvente** son arbitrarias y responden a razones de conveniencia práctica, no hay diferencia conceptual entre ambos términos, lo correcto es indicarlos como componentes del sistema.

“En una solución las partículas que responden al soluto y al solvente están mezcladas en toda su masa”.

Se define solución como: **un sistema homogéneo formado por dos o más componentes cuya relación puede variar dentro de ciertos límites.**

En una solución, el **límite inferior** lo determina la menor cantidad de soluto real que se puede agregar, y el **límite superior** está determinado por la solubilidad del soluto en el disolvente, a la temperatura de la solución.

Definición de solubilidad: **Es la cantidad en gramos de soluto necesaria para saturar 100 g de un disolvente a una temperatura determinada.**

Solución saturada es aquella donde se saturó la capacidad del disolvente para dispersar el soluto. Obtenida la solución saturada a una temperatura determinada, ante una posterior adición de soluto, este no se disolverá y quedará en el fondo formando un sistema heterogéneo que ya no es una solución verdadera. Un incremento de temperatura puede disolver una pequeña cantidad del soluto depositado en el fondo y la solución entonces será sobresaturada.

Los factores que influyen en la solubilidad de una sustancia se indican a continuación:

- a) características del solvente.
- b) características del soluto.
- c) presión.
- d) temperatura.

En particular, cuando uno de los componentes de una solución es el agua, se considera que ésta es el solvente. Estas soluciones son las más empleadas. (Soluciones acuosas). Esto se debe a que son muchas y muy importantes las reacciones químicas que tienen lugar en solución acuosa.

Nota: cuando mencionamos agua, nos referimos a la sustancia agua destilada.

Ejemplos:

- b) Si a 90g de H_2O se agregan 10g de H_2SO_4 ; o si a 10g de H_2O se le agrega 90g de H_2SO_4 , se obtiene en ambos casos un sistema homogéneo (de una sola fase líquida) ¿cuál es el solvente en cada caso?...el agua.

FORMAS DE EXPRESAR CONCENTRACIÓN.

Llamamos **concentración** de una solución a la relación entre la cantidad de **soluto** y la cantidad de **solvente** o la de **solución**.

Por ejemplo: $\text{Concentración (C)} = \text{masa de soluto} / \text{volumen de solución.}$ (1)

Existen diferentes formas de expresar la concentración de una solución.

La única igualdad verificable en una solución es:

$$\text{Masa soluto} + \text{Masa disolvente} = \text{Masa solución} \quad (2)$$

La disolución de un soluto en un volumen de disolvente nos dará un volumen de solución que debe determinarse experimentalmente, dado que el cambio de volumen que se produce no se puede predecir.

Por ser la solución un sistema homogéneo la propiedad mas importante que tienen es su densidad que se define como:

$$\text{Densidad } \delta = \text{masa de solución} / \text{volumen de solución} \quad (3)$$

pero en (2) podemos ver que:

$$\delta = \text{masa de soluto} + \text{masa de disolvente} / \text{volumen de solución} = f(C) \quad (4)$$

por lo que la densidad de una solución es función de la concentración.

Es decir la densidad de una solución está estrechamente ligada con la concentración.

La concentración de una solución se puede expresar en unidades físicas y químicas, según la unidad elegida para indicar la masa de soluto.

Cuando la cantidad de soluto se expresa en gramos la concentración estará dada en unidades físicas.

Por ejemplo: **g/l** (gramos por litro); indica N° de gramos de soluto puro en un litro de solución.

Las“Unidades físicas” permiten expresar la concentración como una relación de masas dada entre un componente contenido en una solución y una masa o volumen determinado de dicha solución.

Así dentro de estas unidades ubicamos las relaciones porcentuales donde la cantidad de soluto esta referida a 100 g de masa de solución o 100 ml si se considera en volumen.

Estas soluciones porcentuales pueden ser: peso en peso, peso en volumen y volumen en volumen, cuando el soluto es líquido.

Ejemplo:

a) peso en peso: % P/P indica gramos de soluto puro en 100 g de solución.

b) peso en volumen: % P/V indica gramos de soluto puro en 100 ml de solución

c) volumen en volumen: % V/V indica ml de soluto puro en 100 ml de solución.

Cuando la cantidad de soluto se expresa en número de moles o de equivalentes gramo, la concentración estará dada en unidades químicas.

El N° de MOLES de un soluto es igual al cociente entre la masa de soluto en gramos dividido por el peso molecular gramo del compuesto.

El N° de PESOS EQUIVALENTES de un soluto es igual al cociente entre la masa de soluto en gramos y el peso equivalente gramo del compuesto.

Peso equivalente gramo, se define como la cantidad en g de un compuesto que puede reaccionar, producir o sustituir 1,008 g de hidrógeno.

Podemos ahora definir las unidades químicas:

Molalidad (m): n° de moles de soluto disueltos en 1.000gr de disolvente.

Molaridad (M): n° de moles de soluto disueltos en 1000ml de disolución.

Normalidad (N): n° de equivalentes gramo de soluto disueltos en un litro de disolución.

La formalidad (F): n° de pesos-fórmulas de soluto disueltos en 1000ml de disolución.

Nota: este concepto lo usan muchos autores porque el término peso molecular tiene un significado menos preciso con sustancias iónicas en solventes ionizantes.

Fracción molar (X): n° de moles de un componente dividido por el n° total de moles en el sistema, (n° de moles de soluto + n° de moles de disolvente).

EJERCITACIÓN

1- Una solución contiene 30gr de cloruro de sodio en 80gr de solución.

Expresar la concentración en: a) gr de soluto/100gr agua, b) % P/P

R: 60gr de soluto y 38% P/P

2- Si 100cm³ de una solución contienen 2,00gr de soluto, entonces la concentración de dicha solución es 2,00% m/V. ¿Qué masa de soluto estará contenida en 30,0cm³ de la solución anterior?

R: 0,60 gr de soluto

3- Se tiene una solución que contiene 18,0cm³ de etanol y 202cm³ de metanol. ¿Cuál es su concentración expresada en: a) cm³ de etanol/100cm³ metanol, b) % V/V

R:a) 8,9cm³/100cm³ metanol,b) 8,20% V/V.

4- Se tiene una solución acuosa de 10,0 gr de azúcar en 250,0gr de solución. Expresar su concentración en: a) gr azúcar/100gr agua, b) % P/P.

R: a) 4,17 %, b) 4,00 % P/P.

5- Si una solución contiene 0,1gr de Na₂CO₃ en 4,5cm³ de agua. ¿Cuál es la concentración de la sal en gramos de soluto por 1000ml de agua?

R: 22,2 g/lit.

6- A 20°C se disolvieron 289gr de KI en 155gr de H₂O. ¿Cuántos gr de la sal se disolverán en 100gr de agua?

R: 186,45gr/100gr agua.

7- Una solución contiene 50gr de NaCl por litro de solución. Calcular el % en volumen de solución.

R: 5% sal.

8- Se desea preparar 1,00 dm³ de solución 0,200 M de NaCl. ¿Cuál será la masa de soluto necesaria?

R: 11,7gr NaCl.

Nota: para preparar esta solución se disuelve la masa calculada en agua y luego se completa con agua hasta un volumen de 1000cm³.

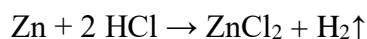
- 9- ¿Cuántos gramos de soluto se necesitarán para preparar $20,0\text{cm}^3$ de solución al 5% m/v. ¿Qué molaridad tiene la solución obtenida si el soluto es NaCl?
R: 1,00gr soluto y 0,850M.
- 10- ¿Cuál es la molaridad (M) de una solución acuosa que contiene 10,9g de sulfato de sodio en 100cm^3 de solución?
R: 0,70 M.
- 11- ¿Cuál es la M de una solución que contiene 16gr de metanol en 200cm^3 de solución? PM de $\text{CH}_3\text{OH} = 32\text{g/mol}$.
R: 2,5 M
- 12- ¿Cuántos gramos de sulfato de potasio contienen 100ml de una disolución 0,2N?
R: 1,742gr.
- 13- ¿Cuántos gramos de disolución de cloruro férrico al 5% son necesarios para suministrar 6,5gr de esta sal?
R: 130gr disolución.
- 14- ¿Cuántos ml de ácido clorhídrico concentrado de densidad 1,19 y 36% de ácido son necesarios para preparar 1 litro de disolución 2N ?
R: 170,2 ml.
- 15- ¿Que cantidad de carbonato sódico anhidro será necesaria para preparar un litro y medio de solución 2M ?
R: 317,9gr.
- 16- ¿Cuál será la normalidad de una disolución de hidróxido de calcio que contiene 280gr de sustancia en 900ml de disolución?
R: 6,7N.
- 17- ¿Cuántos gramos de nitrato de plomo (II) son necesarios para preparar 1 litro de disolución 0,25 molar?
R: 82,8gr
- 18- Calcular la fracción molar de cada componente en una disolución preparada por mezcla de 100gr de etilenglicol (62,06) con 100g de agua (18,01).
R: $X_d \text{H}_2\text{O} = 0,775$; $X_s \text{et.} = 0,225$
- 19- ¿Qué volumen de ácido sulfúrico de $\delta = 1,92 \text{ g/cc.}$ y $C = 95\%$ en peso se necesitaría para obtener 250ml de una solución de agua 6 normal?
R: 40.2ml
- 20- Una solución de ácido fosfórico contiene 25gramos en 450cm^3 . Calcular su normalidad y molaridad.
R: 0,56M y 1,69N.

Trabajo Práctico N° 10

REACCIONES REDOX

Introducción: Las reacciones de oxido-reducción o simplemente REDOX son aquellas en que los átomos de las especies intervinientes modifican sus números de oxidación en la formación de productos. Esta modificación se debe a la transferencia de electrones entre los reactivos.

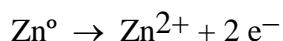
Muchas reacciones comunes pertenecen a este tipo, por ejemplo la combustión, la corrosión, la fotosíntesis, el metabolismo de los alimentos, la extracción de metales a partir de sus minerales, etc. Todas estas reacciones aunque parecen ser completamente diferentes entre si, pertenecen a un mismo grupo. Por ejemplo:



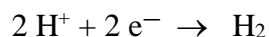
Oxidación: es el proceso por el cual un determinado átomo en una especie molecular o iónica pierde electrones aumentando su número de oxidación.

Reducción: es el proceso por el cual un determinado átomo de una especie molecular o iónica gana electrones disminuyendo su número de oxidación

Una transformación que convierte un átomo neutro en un ión positivo (catión) implica la pérdida de uno o más electrones y es, por lo tanto, una oxidación. Para el ejemplo anterior:



Análogamente, la transformación de un elemento neutro en un ión negativo (anión) implica la ganancia de uno o más electrones, por lo tanto es una reducción. Para el ejemplo:

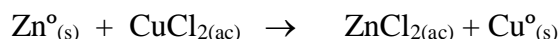


Por convención los electrones se colocan sumando, si están del lado de los reactivos indica que se ganan electrones y si están del lado de los productos indica que se pierden. Los electrones se colocan de modo que la carga eléctrica neta en ambos lados de la ecuación sea la misma.

Los procesos de oxidación y de reducción no pueden darse por separado, toda oxidación tiene que ir acompañada de una reducción de tal modo que los electrones liberados por una especie durante la oxidación sea igual al número de electrones ganados por la otra especie durante la reducción.

Para el ejemplo antes visto, durante la oxidación del átomo de zinc se liberan dos electrones y en la reducción simultánea de dos átomos de hidrógeno se ganan dos electrones.

Otro ejemplo sería la siguiente reacción:

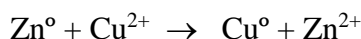


Si planteamos las hemirreacciones correspondientes obtenemos:



En este ejemplo el elemento Zn° metálico se oxida con la pérdida de dos electrones a Zn^{2+} formando el ZnCl_2 y por otra parte, el Cu^{2+} que inicialmente se encontraba formando el CuCl_2 , toma los dos electrones liberados por el Zn reduciéndose a Cu° metálico.

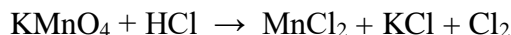
Prescindiendo de los iones cloruros que no intervienen en forma directa en el proceso redox, la reacción quedaría representada en forma iónica:



Balance de reacciones REDOX

Las reacciones redox sencillas pueden balancearse por el método de **ensayo y error** que hemos utilizado para las otras reacciones químicas, sin embargo, para las reacciones de oxido reducción complejas se emplean diferentes métodos, en nuestro caso emplearemos el método del **IÓN-ELECTRÓN**, que se aplica para reacciones iónicas en medio acuoso.

Este método consta de una serie de etapas que desarrollaremos para el siguiente ejemplo:



El **1^{er} paso** es identificar que átomos se oxidan y cuales se reducen, observando sus números de oxidación a cada lado de la ecuación. Para este caso:

REACTIVOS	PRODUCTOS
Mn (+7)	Mn (+2)
Cl (-1)	Cl (0)

El **2^{do} paso** es identificar el agente reductor y el agente oxidante.

Agente reductor: sustancia que se oxida liberando electrones y provocando la reducción del otro reactivo.

Agente oxidante: sustancia que se reduce, tomando electrones y provocando la oxidación del otro reactivo.

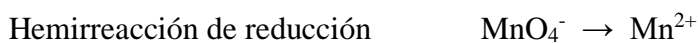
Para nuestro ejemplo:

Agente oxidante = KMnO_4

Agente reductor = HCl

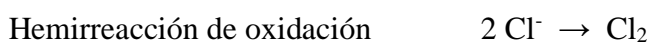
El **3^{er} paso** es plantear la hemirreacción de oxidación y la hemirreacción de reducción. Este método nos permite, como su nombre lo indica trabajar solo con iones y electrones. Los electrones son partículas reales de carga negativa y los iones son átomos o grupos de átomos cargados eléctricamente. Los metales forman iones monoatómicos positivos por

pérdida de electrones, por ejemplo: Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , etc. Los no metales forman iones monoatómicos negativos cuando captan uno o más electrones, por ejemplo: Cl^- , Br^- , S^{2-} , etc. Los no metales cuando actúan con sus números de oxidación positivos solo pueden existir como iones poliatómicos, por ejemplo: SO_4^{2-} , NO_3^- , etc. No se ionizan los óxidos, peróxidos y el H_2S , si bien puede ionizarse conviene trabajar con la molécula. Para nuestro ejemplo:



El **4^{to} paso** es realizar el balance de masas, esto significa igualar los átomos en ambos términos.

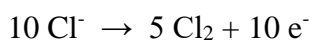
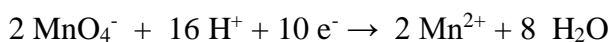
Para balancear los átomos de oxígeno en **medio ácido**, como en este caso, colocamos, sumando del lado contrario, tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno sean necesarios. Luego balanceamos los átomos de hidrógeno agregados, colocando protones (H^+) del otro lado, tantos como átomos de hidrógeno necesite. Así obtenemos:



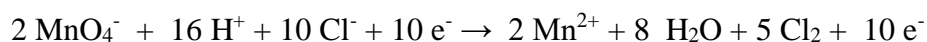
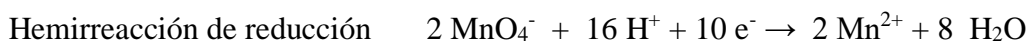
Una vez concluido el balance de masas continuamos con el **5^{to} paso** que consiste en el balance de las cargas eléctricas, la carga neta debe ser igual a ambos lados de la flecha. Para esto colocamos, sumando, el número necesario de electrones, en el lado más positivo de la reacción.



El **6^{to} paso** consiste en multiplicar cada hemirreacción por los electrones puestos en juego en la otra. Esto se debe a que, como vimos anteriormente, el número de electrones liberados durante la oxidación debe ser igual al número de electrones captados en la reducción. Este número debe simplificarse cada vez que sea posible.



En el **7^{mo} paso** debemos sumar las dos hemirreacciones, los reactivos por un lado y los productos por el otro.

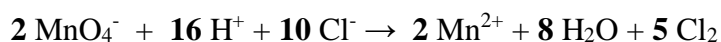


En este paso simplificamos todos los términos que están a ambos lados de la flecha, por ello, los electrones, que están en mismo número en ambos lados de la reacción, desaparecen.

Aquí hemos finalizado con el método del ión-electrón y ahora debemos proceder a balancear la ecuación molecular.

Para realizar el balance final llevamos los coeficientes estequiométricos determinados por el método del ión-electrón y los colocamos en la ecuación molecular, con esto quedan balanceados todos los átomos que participan de la reacción de oxido reducción. Los átomos que no participan de la misma, en caso de no estar equilibrados, deben alancearse por el método de ensayo y error.

Para nuestro ejemplo en particular podremos observar que tanto los H^+ como los iones Cl^- provienen de la misma sustancia, el ácido clorhídrico (HCl), en este caso utilizaremos el coeficiente estequiométrico mas alto.



El balance de reacciones en **medio alcalino** por el método del ión electrón, difiere de lo antes visto en el 4^{to} paso. Ya que el balance de masas se realiza agregando moléculas de agua e iones oxidrilos.

Ej.



1^{er} paso: identificar que átomos se oxidan y cuales se reducen, observando sus números de oxidación a cada lado de la ecuación.

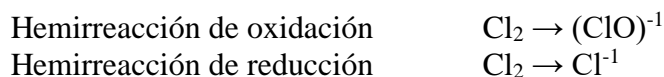
	REACTIVOS	PRODUCTOS
Oxidación	$\text{Cl}_2 (0)$	$\text{Cl} (+5)$
Reducción	$\text{Cl}_2 (0)$	$\text{Cl} (-1)$

2º paso: identificar el agente reductor y el agente oxidante

Agente reductor: Cl_2

Agente oxidante: Cl_2

3^{er} paso: plantear la hemirreacción de oxidación y la hemirreacción de reducción. En este caso la misma sustancia (Cl_2) se oxida y se reduce.

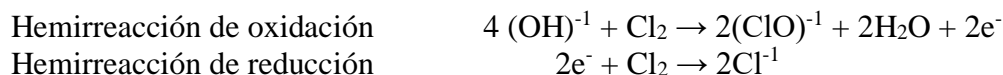


4^{to} paso: realizar el balance de masas.

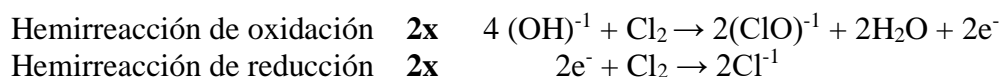
Para balancear los átomos de oxígeno en **medio alcalino**, como en este caso, colocamos, sumando del mismo lado, tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno sean necesarios. Luego colocamos del lado contrario el doble de iones oxidrilo como moléculas de agua agregamos. Así obtenemos:



5^{to} paso: realizar el balance de cargas.

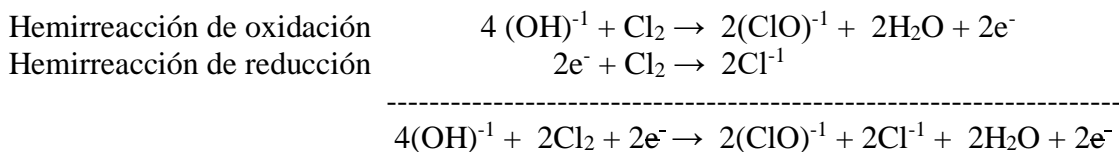


6^{to} paso: multiplicar cada hemirreacción por los electrones puestos en juego en la otra.

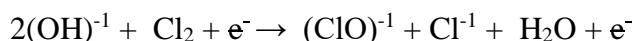


Como el número de electrones puestos en juego en ambas hemirreacciones es el mismo se simplifican.

7^{mo} paso: sumar las dos hemirreacciones.



Se debe simplificar los coeficientes estequiométricos siempre que sea posible, para este caso:



Y por último trasladamos los coeficientes obtenidos a la reacción molecular.



CUESTIONARIO PRÁCTICO

1.- ¿Qué es una oxidación? Dé un ejemplo.

2.- ¿Qué es una reducción? Dé un ejemplo.

3.- La siguiente reacción $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$. ¿Es una oxidación o una reducción?

4.- ¿Qué entiende por agente oxidante? Dar un ejemplo.

5.- ¿Qué entiende por agente reductor? Dar un ejemplo.

6.- La siguiente reacción: $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$. ¿Es una oxidación o reducción? Fundamente la respuesta.

7.- Balancear las siguientes reacciones por el método del ión electrón:

a- cobre + ácido nítrico concentrado \rightarrow nitrato cúprico + dióxido de nitrógeno + agua

b- cobre + ácido nítrico (Diluido) \rightarrow nitrato cúprico + monóxido de nitrógeno + agua

c- sulfito de sodio + cloro + agua \rightarrow sulfato de sodio + ácido clorhídrico

d- sulfito de sodio + permanganato de potasio + ácido sulfúrico \rightarrow sulfato de manganeso (II) + sulfato de potasio + sulfato de sodio + agua

e- permanganato de potasio + ácido sulfúrico + ácido sulfhídrico \rightarrow sulfato de manganeso (II) + agua + azufre + sulfato de potasio

f- sulfito de sodio + dicromato de potasio + ácido sulfúrico \rightarrow sulfato de cromo (III) + sulfato de sodio + sulfato de potasio + agua

g- dicromato de potasio + ácido sulfúrico + ácido sulfhídrico \rightarrow sulfato de cromo (III) + sulfato de potasio + azufre + agua

h- ácido sulfhídrico + cloro + agua \rightarrow ácido sulfúrico + ácido clorhídrico + azufre

i- permanganato de potasio + ácido clorhídrico \rightarrow cloro + cloruro de potasio + cloruro de manganeso (II) + agua

j- dicromato de potasio + ácido clorhídrico \rightarrow cloro + cloruro de cromo (III) + cloruro de potasio + agua

k- sulfito de sodio + iodo + agua \rightarrow sulfato de sodio + ácido iodhídrico

l- dicromato de potasio + ácido sulfúrico + cinc \rightarrow sulfato de cromo (III) + sulfato de cinc + agua + sulfato de potasio

m- permanganato de potasio + ácido sulfúrico + cinc \rightarrow sulfato de manganeso (II) + sulfato de cinc + sulfato de potasio + agua

n- permanganato de potasio + ácido sulfúrico + sulfato ferroso \rightarrow sulfato de manganeso (II) + sulfato de potasio + sulfato ferrico + agua

21.- Balancear las siguientes reacciones en medio alcalino por el método del ión electrón:

a- bromo + hidroxido de sodio (en frio) \rightarrow bromuro de sodio + bromato de sodio + agua

b- bromo + hidroxido de sodio (en caliente) \rightarrow bromuro de sodio + hipobromito de sodio + agua

c- azufre + hidroxido de sodio \rightarrow sulfuro de sodio + sulfito de sodio + agua