

Universidad Autónoma de Querétaro



Guía de Química General **Curso Propedéutico** **Facultad de Química 2018**

Academia de Química

Contenido

CALENDARIO DE ACTIVIDADES	3
Sesión I: Sistemas y Conversión de Unidades.....	4
Sesión II y III. Tabla periódica. Notación y Nomenclatura.	9
Sesión IV. Reacciones químicas. Balanceo por tanteo y redox	16
Sesión V. Estequiometría. Cálculo de número de moles, composición porcentual de un compuesto y fórmula empírica.	19
Sesión VI y VII. Estequiometría. Cálculos en reacciones químicas (reactivo limitante, porcentaje de rendimiento).	22
Sesión VIII: Porcentaje en Masa y Volumen de una solución. Cálculo de molaridad.	28
NOMENCLATURA	32

CALENDARIO DE ACTIVIDADES

SESIONES		FECHA
NÚMERO	NOMBRE	
I	Sistemas y Conversión de Unidades	03 de febrero
II y III	Tabla periódica. Notación y Nomenclatura (números de oxidación)	10 y 17 de febrero
IV	Reacciones químicas. Balanceo por tanteo y redox	03 de marzo
V	Estequiometría. Cálculo de número de moles, composición porcentual de un compuesto y fórmula empírica.	10 de marzo
VI y VII	Estequiometría. Cálculos en reacciones químicas (reactivo limitante, porcentaje de rendimiento).	17 y 24 de marzo
VIII	Cálculo de Molaridad y porcentaje en masa de una solución.	14 de abril
IX	Sesión de Repaso	21 de abril
X	Examen	28 de abril

Sesión I: **Sistemas y Conversión de Unidades**

UNIDADES PATRÓN DE MEDIDAS DEL SISTEMA INTERNACIONAL		
Magnitud física fundamental	Unidad básica ó fundamental	Símbolo
Longitud	metro	m
Tiempo	segundo	s
Masa	kilogramo	kg
Intensidad de corriente eléctrica	amperio	A
Temperatura	kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	candela	cd

PREFIJOS PARA LOS MÚLTIPLOS Y SUBMÚLTIPLOS DE LA UNIDAD						
10 ¹	Deca	da		10 ⁻¹	Deci	d
10 ²	Hecto	h		10 ⁻²	Centi	c
10 ³	Kilo	k		10 ⁻³	Mili	m
10 ⁶	Mega	M		10 ⁻⁶	Micro	μ
10 ⁹	Giga	G		10 ⁻⁹	Nano	n
10 ¹²	Tera	T		10 ⁻¹²	Pico	p
10 ¹⁵	Peta	P		10 ⁻¹⁵	Femto	f
10 ¹⁸	Exa	E		10 ⁻¹⁸	Atto	a

- Determinar la capacidad, en litros, de una caja de 0.6 m de largo por 10 cm de ancho y 50 mm de profundidad.
- ¿Cuántos segundos hay en un día?
- ¿Cuántos centímetros cúbicos y litros, tiene un metro cúbico?
- ¿Cuánto metros tiene un campo de fútbol de 100 yardas?
- ¿Cuántos metros hay en 10.5 millas?
- ¿Cuál es el área de un rectángulo de 6.0 pulgadas x 9.0 pulgadas en metros cuadrados?
- El conductor de un automóvil respeta el límite de velocidad de 55 millas por hora. ¿A qué velocidad viaja su auto en kilómetros por segundo?
- La velocidad promedio del átomo de helio a 25°C es 1255 m/s. Convierta esta velocidad a millas por hora.

9. El circuito de Indianápolis es un óvalo de 2.5 millas. ¿Cuál es la longitud del circuito en kilómetros?
10. El diámetro de un átomo de helio mide aproximadamente 2.0 Å. ¿Cuántos átomos de helio, dispuestos uno a continuación de otro, medirán 1.0 cm de longitud?
11. La velocidad del sonido en el aire a la temperatura ambiente es de unos 343 m/s. Calcule esta velocidad en millas por hora.
12. Si el azúcar cuesta 12 centavos por libra, ¿Cuál es el costo por kilogramo?
13. Determinar el número de: a) milímetros en 10 pulgadas, b) pies en 5 metros y c) centímetros cúbicos a pies cúbicos.
14. Expresa las siguientes cantidades como potencias de 10: a) el número de miligramos en 1000 kg y b) el número de gramos en 1 m³ de agua.
15. ¿Cuál es el volumen, en metros cúbicos, de un cuarto que mide 8 pies x 10 pies x 12 pies?
16. El franqueo postal de primera clase en los Estados Unidos es de 5 centavos por onza o fracción de la misma. ¿Cuál será el franqueo de un paquete que pesa 50.6 g?
17. En Estados Unidos, la leche se vende en envases de medio galón; determina el número de litros que equivale a esta cantidad.
18. En 2004, se produjeron casi 95 mil millones de libras de ácido sulfúrico. Convierta dicha cantidad a toneladas.
19. Una muestra de latón contiene 65 % de cobre y 35 % de zinc. ¿Cuántos gramos de cobre y zinc habrá en un bloque de latón que mide 3.0 cm x 5.0 cm x 1.0, si la densidad del bloque es de 8.1 g cm⁻³?
20. Una mezcla de sal y agua congela a 14 °F. ¿Cuál es el punto de congelación en grados Celsius?
21. Calcular la densidad de la madera si un cubo que mide 5 cm de lado pesa 100 g.
22. La temperatura normal del cuerpo humano es de 98.6 °F. Convierte esta temperatura a grados Celsius y a Kelvin.

- 23.** La temperatura a la que funde la sal de mesa (cloruro de sodio) es de 800°C ¿A cuánto equivale esta temperatura en la escala de Fahrenheit y Kelvin?
- 24.** Considerando que hay 20 gotas en 1 mL, ¿Cuántas gotas hay en un galón?
- 25.** El 23 de julio de 1983, se registró una temperatura de -89.2°C en una estación soviética del antártico, la más baja que se ha registrado en el mundo. Expresa esta temperatura en $^{\circ}\text{F}$ y K.
- 26.** ¿Qué volumen ocupan 3.5 kg de mercurio, si su densidad es de 13.6 g/cm^3 ?
- 27.** Si en la nevería “El Popo”, el kilogramo de helado cuesta \$ 50.00 y en la nevería “El Hada”, el litro del mismo helado cuesta \$ 50.00, ¿En cuál nevería es preferible comprar, si la densidad del helado es de 0.6 g/cm^3 ?
- 28.** Para medir temperaturas muy bajas se usan termómetros de alcohol que contienen un pigmento coloreado. El alcohol congela a -117.3°C , ¿Cuál es la temperatura Fahrenheit más baja que puede medirse con un termómetro de alcohol?
- 29.** Un hombre medio necesita unos 2.0 mg de riboflavina (vitamina B2) por día. ¿Cuántas libras de queso necesitaría comer un hombre por día si ésta fuera su única fuente de suministro de riboflavina, y si este queso contuviese 5.5×10^{-6} gramos de riboflavina por gramo?
- 30.** A una presión inicial de 0.75 atm un gas mantiene un volumen de 250 mL, si la presión aumenta a 1.5 atm, ¿Cuál será el volumen final?
- 31.** Una olla de presión de 425 cm^3 de capacidad contiene aire, cuya presión es de 539.6 mm Hg a la temperatura ambiente (25°C). Si la temperatura se eleva a 308 K, ¿Cuál será la presión en la olla, en atmósferas?
- 32.** A presión constante, el volumen de un gas a 25°C es de 100 cm^3 , ¿Cuál será su volumen a 310K?
- 33.** El volumen de un gas es de 150 ml cuando la presión es de 1 atm y la temperatura 20°C . A una presión de 1000 mmHg ocupa un volumen de 0.2 l. Determina la temperatura final.

34. Se tienen 100 ml de un gas a 25°C y 1 atm. ¿Cuál será la temperatura de dicho gas, si se comprime a 50 ml y a 1216 mmHg?
35. ¿Cuál será el volumen de un mol de hidrógeno a 25 °C y 0.8 atm?
36. Se tienen 2000 ml de un gas a 25°C y 1 atm. ¿Cuál será su volumen en la ciudad de México? (temperatura media 20°C, presión atmosférica media 585 mmHg)
37. ¿Qué volumen ocuparán 2.5 moles de He a 15 °C y 0.5 atm?
38. Indica el volumen que ocupan:
- 3.2 moles de Ne a 20 °C y 1520 mm Hg
 - 0.8 moles de O₂ a -10 °C y 1.5 atm
39. Encuentra la presión que ejercen 1.2 moles de CO₂ envasados en un recipiente de 500 ml a una temperatura de 22 °C.
40. Calcula la temperatura de los siguientes sistemas gaseosos:
- En un recipiente de 800 ml están envasados 1.4 g de N₂ que se encuentran a la presión de 900 mmHg.
 - 0.7 moles de CO₂ ocupan un volumen de 12 L y se encuentran a la presión de 1200 mmHg.

Equivalencias y ecuaciones				
Longitud			Temperatura	
1 pie	=	30.48 cm	°F	= $\frac{9}{5}^{\circ}\text{C} + 32$
1 yarda	=	91.44 cm		
1 pulgada	=	2.54 cm	°C	= $\frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$
1 milla	=	1760 yardas		
1 ángstrom (Å)	=	1x10 ⁻¹⁰ m	K	= 273.15 + °C
1 pie	=	30.48 cm	R	= °F + 459.67
1 yarda	=	91.44 cm	Ecuaciones	
Masa			$\rho = \frac{m}{V}$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
1 libra	=	0.454 kg		
1 libra	=	16 oz		
Volumen			$P_1V_1 = P_2V_2$	$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$
1 L	=	1000 cm ³		
1 galón	=	3.78 L		
Presión			$PV = nRT$	
1 atm	=	760 mmHg		

Sesión II y III. **Tabla periódica. Notación y Nomenclatura.****NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS****NOMENCLATURA SISTEMÁTICA**

Para nombrar compuestos químicos según esta nomenclatura se utilizan los prefijos según el número de átomos presentes: MONO_, DI_, TRI_, TETRA_, PENTA_, HEXA_, HEPTA_ ...

Cl_2O_3 Trióxido de dicloro

I_2O Monóxido de diyodo

NOMENCLATURA DE STOCK

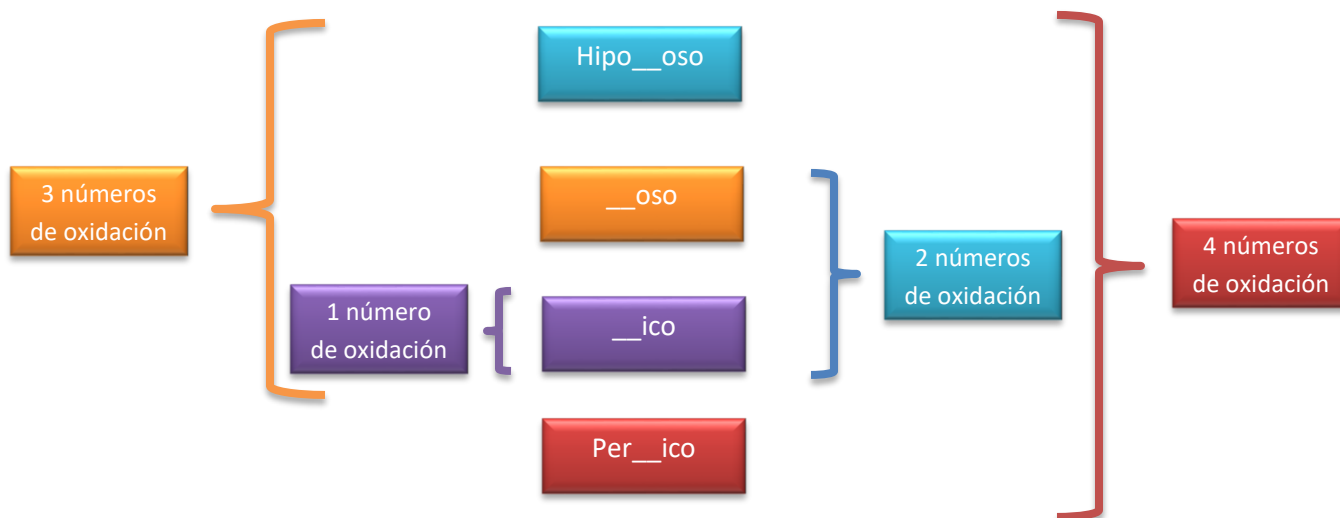
En este tipo de nomenclatura, cuando el elemento que forma el compuesto tiene más de un número de oxidación, ésta se indica al final, en números romanos y entre paréntesis:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ Hidróxido de hierro (II)

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ Hidróxido de hierro (III)

NOMENCLATURA TRADICIONAL

En esta nomenclatura, para poder distinguir con qué número de oxidación funcionan los elementos en ese compuesto, se utilizan una serie de prefijos y sufijos:



Reglas para conocer el número de oxidación:

- 1) El número de oxidación de los elementos en su estado natural es siempre 0, ya sean átomos aislados (Ni, K), moléculas diatómicas (Br_2 , I_2) o poliatómicas (P_4 , S_8).
- 2) El número de oxidación del oxígeno es 2-, excepto en los peróxidos (O_2)²⁻ que es 1-.
- 3) El número de oxidación del hidrógeno es 1+ cuando está unido con átomos no metálicos y 1- cuando lo está a átomos metálicos (hidruros).
- 4) El número de oxidación del flúor es siempre 1-.
- 5) Los elementos de los grupos 1, 2 y 3 siempre tienen estado de oxidación 1+, 2+ y 3+ respectivamente.
- 6) En un compuesto neutro, la suma de todos los números de oxidación debe ser cero. En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación debe ser igual a la carga neta del ion.

EJERCICIOS.

Escriba los números de oxidación de cada elemento en los iones y moléculas:

CuSO_3	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	S	Cl_2	Li_2O_2
K_2CO_3	NH_4^+	Hg	H_2	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$
MgCl_2	FeO	Au	OH^-	SO_4^{2-}	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
Na_2O_2	MgH_2	KMnO_4	NH_4OH	NO_2^-	ClO_3^-
Cr	$\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$	H_2S	HClO	O_2	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Nombre o escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

1) Compuestos binarios del oxígeno: óxidos y peróxidos

	Fórmula	Nombre del compuesto		Fórmula	Nombre del compuesto
1.	Cl ₂ O ₅		9.		Peróxido potásico
2.	Li ₂ O ₂		10.		Óxido de hierro (III)
3.	CdO		11.		Óxido de mercurio (II)
4.	Al ₂ O ₃		12.		Monóxido de manganeso
5.	SO ₃		13.		Trióxido de dicloro
6.	I ₂ O ₅		14.		Peróxido de zinc
7.	Sb ₂ O ₅		15.		Óxido de bromo (III)
8.	Na ₂ O ₂		16.		Trióxido de azufre

2) Hidruros, hidrácidos, sales binarias, e hidróxidos

	Fórmula	Nombre del compuesto		Fórmula	Nombre del compuesto
1.	NaOH		11.		Hidruro de germanio (IV)
2.	HI		12.		Fosfina
3.	BeH ₂		13.		Cloruro de níquel (II)
4.	Al ₂ S ₃		14.		Nitrato de manganeso (II)
5.	BH ₃		15.		Hidróxido de aluminio
6.	Ni(OH) ₃		16.		Dihidruro de cobalto
7.	CrH ₃		17.		Cloruro de fósforo (III)
8.	NH ₃		18.		Fosfuro de zinc
9.	CoCl ₂		19.		Hidróxido de bario
10.	HgOH		20.		Silano

3) Oxoácidos y oxisales

	Fórmula	Nombre del compuesto		Fórmula	Nombre del compuesto
1.	NaNO ₃		11.		Ácido nítrico
2.	H ₂ SO ₄		12.		Fosfato de sodio
3.	KMnO ₄		13.		Ácido fosfórico
4.	H ₃ PO ₃		14.		Carbonato de potasio
5.	MnSO ₄		15.		Ácido sulfuroso
6.	HClO ₃		16.		Fosfato de calcio
7.	Al ₂ (CO ₃) ₃		17.		Ácido hipobromoso
8.	H ₂ CO ₃		18.		Nitrito potásico
9.	CuSO ₃		19.		Ácido perclórico
10.	HIO		20.		Carbonato ácido de amonio

Escribe las fórmulas de los compuestos que se forman entre los siguientes pares de iones. Da el nombre de los compuestos marcados con un *, si el compuesto puede nombrarse de más de una forma, incluye ambos nombres.

	I⁻	OH⁻	SO₄²⁻	NO₃⁻	PO₄³⁻
NH₄⁺	*		*	*	
Na⁺		*	*		
Mg²⁺				*	*
Cr³⁺	*	*			*
Cu⁺		*	*		
Cd²⁺	*			*	

Completa la siguiente tabla:

	Función Química	Nombre o Fórmula
Óxido de mercurio (II)		
Fosfato cúprico		
Bromuro de hierro (II)		
Hidróxido ferroso		
Hidruro de cesio		
Nitrito de zinc		
Sulfato de cobre (I)		
Ácido oxálico		
Perclorato de potasio		
Fosfina		
Disulfuro de carbono		
Ácido perclórico		
Tetraóxido de dinitrógeno		
Amoniaco		
Decóxido de tetrafósforo		
Siliciuro de magnesio		
Hexafluoruro de selenio		
Fluoruro de calcio		
Ácido fosfórico		

	Función Química	Nombre o Fórmula
Hidróxido de Amonio		
HNO ₂		
SiC		
KF		
H ₂ SO ₄		
HClO ₃		
Cu ₃ (PO ₄) ₂		
NaHCO ₃		
Ca ₃ (PO ₄) ₂		
HCN		
K ₂ Cr ₂ O ₇		
MnCO ₃		
P ₂ O ₅		
SiH ₄		
Cl ₂ O ₇		
Ni(OH) ₂		
H ₂ S		
H ₄ P ₂ O ₅		
HBrO		

Da el nombre de los siguientes compuestos:

AsCl ₅	RbI	MgO	Al ₂ O ₃	Ca(OH) ₂	MnI ₂
NH ₄ BrO ₃	H ₃ PO ₃	FeO	BaSO ₄	H ₂ CO ₃	HNO ₂
HCl	SO ₃	PtO ₂	Au ₂ O ₃	KHCO ₃	Na ₂ O ₂
Co(ClO ₄) ₂	Cr(NO ₃) ₃	Hg ₂ SiO ₃	HNO ₃	AlCl ₃	PbH ₄
NH ₄ MgPO ₄	Al ₂ S ₃	AuOH	H ₂ O ₂	Cr ₂ (SO ₃) ₃	Li ₂ HPO ₃
BeBr ₂	CuSO ₄	ZnO	KIO	TiI ₄	CaF ₂

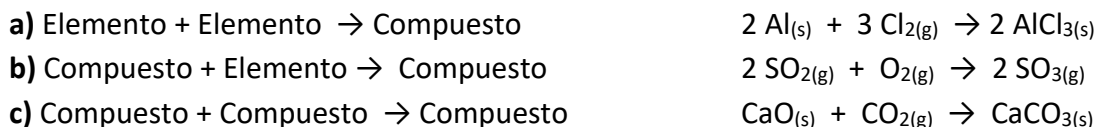
Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
Sulfato férrico		Peróxido de sodio	
Carbonato de cobalto (II)		Ácido fosfórico	
Hidruro de litio		Dicromato de potasio	
Óxido crómico		Cloruro aurico	
Nitrato de zinc		Hidróxido estanoso	
Bromato de calcio		Cianuro de magnesio	
Tiosulfato de sodio		Bisulfito de bario	
Pentóxido de fósforo		Ácido carbónico	
Permanganato de calcio		Nitrato ferroso	
Ácido nítrico		Yoduro de antimonio (V)	
Ácido hipoyodoso		Fosfato cúprico	
Sulfato de amonio		Perclorato mercurico	
Perclorato de sodio		Peróxido de hidrógeno	
Óxido plumboso		Selenuro de zinc	
Sulfuro de aluminio		Fosfato diácido de potasio	
Cloruro de hierro (II)		Bicarbonato de sodio	

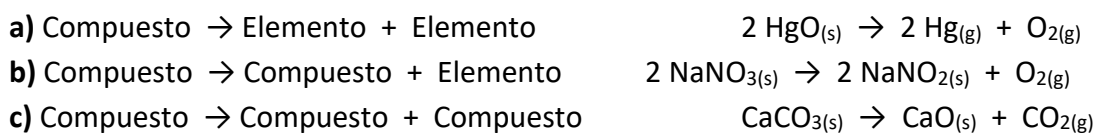
Sesión IV. Reacciones químicas. Balanceo por tanteo y redox.

RESUMEN Y EJEMPLOS DE REACCIONES QUÍMICAS

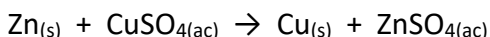
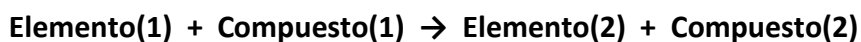
1. REACCIONES DE COMBINACIÓN: se combinan más de un reactivo y se obtiene un sólo producto.



2. REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN: un solo reactivo, más de un producto.

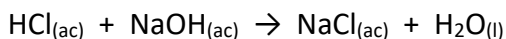


3. REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO: Un elemento desplaza a otro de un compuesto. (Considerar la serie de actividad de los metales y la actividad de los halógenos)

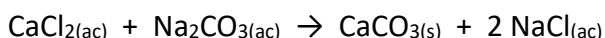


4. REACCIONES DE METÁTESIS: Iones positivos y negativos de dos compuestos se “reacomodan” para formar 2 compuestos nuevos. No hay cambios de número de oxidación.

a) Reacciones ácido-base (Neutralización): Se forma una sal; H_2O es frecuentemente un producto.



b) Reacciones de precipitación: un producto es una sustancia insoluble que precipita de la solución como un sólido. Considerar las REGLAS DE SOLUBILIDAD.



c) Reacciones de formación de gases: Uno de los productos es un gas insoluble o poco soluble, el cual se desprende de la solución.



5. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN: reacciones en las cuales hay cambios en el número de oxidación de uno o más elementos. Los procesos de oxidación y reducción ocurren simultáneamente.

Oxidación: pérdida de electrones; aumento en el número de oxidación.

Reducción: ganancia de electrones; disminución en el número de oxidación.

Agente oxidante: especie química que oxida a otra sustancia. Uno de sus elementos se reduce.

Agente reductor: especie química que reduce a otra sustancia. Uno de sus elementos se oxida.

EJERCICIOS.

Balanceo por tanteo.

1. Escriba y balancee la reacción de combustión en el aire de:

- a) Propano, C_3H_8
- b) Alcohol metílico, CH_3OH
- c) Sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$

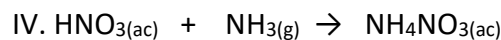
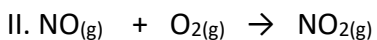
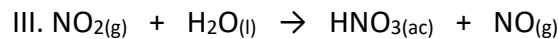
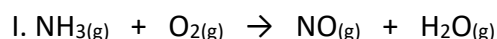
2. Escriba y balancee las siguientes reacciones:

- a) En estado gaseoso, el nitrógeno molecular reacciona con hidrógeno molecular para formar amoníaco
- b) Nitrato de plata + Fosfato de sodio $\rightarrow$ Fosfato de plata + Nitrato de sodio
- c) Cloro + Yoduro de potasio $\rightarrow$ Cloruro de potasio + Yodo
- d) Hidróxido de potasio + Ácido sulfúrico $\rightarrow$ Sulfato de potasio + Agua
- e) El cobre metálico reacciona con el ácido nítrico concentrado para producir nitrato de cobre(II), NO_2 y un producto X (escriba la fórmula).

3. Balancee las siguientes ecuaciones químicas:

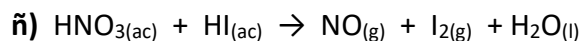
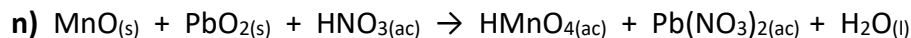
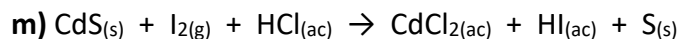
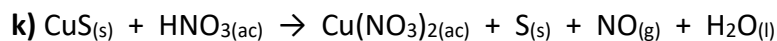
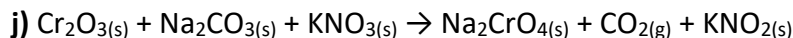
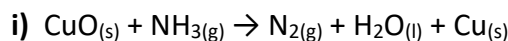
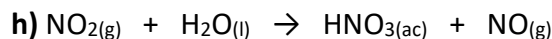
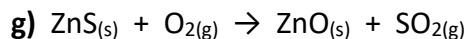
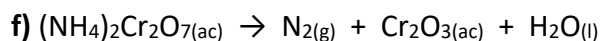
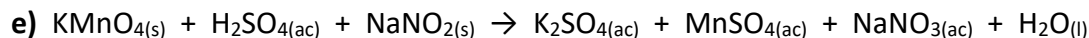
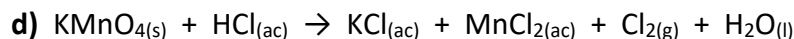
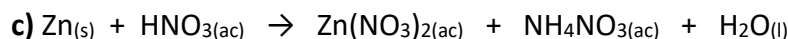
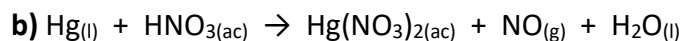
- a) $Al_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow Al_2Cl_{6(s)}$
- b) $K_{(s)} + KNO_{3(ac)} \rightarrow K_2O_{(ac)} + N_{2(g)}$
- c) $K_2CO_{3(ac)} + Al_2Cl_{6(ac)} \rightarrow Al_2(CO_3)_{3(ac)} + KCl_{(ac)}$
- d) $Mg_3N_{2(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH_{3(ac)} + Mg(OH)_{2(ac)}$
- e) $Ca(HCO_3)_{2(ac)} + Na_2CO_{3(ac)} \rightarrow CaCO_{3(ac)} + NaHCO_{3(ac)}$
- f) $PCl_{3(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow HCl_{(ac)} + H_3PO_{3(ac)}$

- g) El nitrato de amonio, utilizado en la agricultura como fertilizante, puede ser producido a partir de amoníaco a través de las siguientes reacciones. Balancee cada una de ellas



Balanceo por óxido-reducción (redox).

1. Balancee por el método redox las siguientes reacciones. Indique cuál elemento se oxida y cuál se reduce.



Sesión V. Estequiometría. Cálculo de número de moles, composición porcentual de un compuesto y fórmula empírica.

1) Calcula la masa molar de:

- a. Cloroformo CHCl_3
- b. Permanganato de potasio, KMnO_4
- c. Glucosa, $(\text{CH}_2\text{O})_6$
- d. Nitrito de bario, $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$

2) Calcula la cantidad de moles de las siguientes muestras:

- a. 30 g de KNO_3
- b. 5.4×10^2 g de NaOH
- c. 5.36×10^{22} moléculas de H_2SO_4
- d. 50 g de Óxido de Hierro (II)

3) Calcula la masa en gramos de las siguientes cantidades:

- a. 350 mol de C_6H_{14}
- b. 5.36×10^{22} moléculas de Al_4C_3
- c. 98.5 litros de NO
- d. 39.98×10^{10} átomos de Hg
- e. 396.33 mol de MnCl_2

4) Calcula el número de moléculas que hay en

- a. 57 Kg de MnO_2
- b. 147.389 mol de $\text{Al}(\text{OH})_3$
- c. 679 litros de H_2O
- d. 2 Toneladas de KOH

5) ¿Cuál es el volumen, en litros, de los siguientes compuestos a 25°C y 1 atm de presión?

- a. 47 kg de Cl_2
- b. 3,897 mol de NH_3
- c. 867 toneladas de NO

- d. 3,759 moléculas de CO_2
- 6)** Determina la composición porcentual de:
- Fosfato de zinc, $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$
 - Carbonato de calcio CaCO_3
 - Clorato de potasio, KClO_3
 - Propano, C_3H_8
- 7)** Expresa la composición porcentual de cada uno de los siguientes compuestos:
- NaCl
 - C_8H_{18}
 - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
 - Aspirina, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$
 - Colesterol $\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$
- 8)** Cuando se calientan 1.63 g de Zn en aire, se combinan con 0.40 g de oxígeno O_2 , para formar óxido de zinc. Calcula la composición porcentual de la sustancia que se forma.
- 9)** Durante un estudio en hojas de eucalipto se obtuvo el ingrediente activo llamado “eucalipto”, del cual se analizó una muestra de 3.162 g, dando una composición de 2.46 g de carbono, 0.373 g de hidrógeno y 0.329 g de oxígeno. Determina el porcentaje en masa de cada uno de los elementos que forman el eucalipto.
- 10)** ¿Cuál es la fórmula empírica de un compuesto que contiene 43.65% de P y 56.35 % de O?
- 11)** El mercurio forma un compuesto con el cloro, cuya composición porcentual es 73.9% de Hg y 26.1 % de Cl, en masa. ¿Cuál será la formula empírica del compuesto?
- 12)** Encuentra la fórmula empírica de un compuesto que contiene 35.18% de hierro, 44.66% de cloro y 20.16% de oxígeno.
- 13)** El alcanfor es un compuesto de aroma característico, y está constituido por 78.9% de C, 10.59% de H y 10.51% de O. ¿Cuál es su fórmula empírica?
- 14)** La composición porcentual del acetaldehído es 54.5% de C, 9.2% de H y 36.3 % de O, y su peso molecular es 44 g/mol. Determina la fórmula molecular del acetaldehído.

- 15)** El ácido benzoico es un polvo blanco, cristalino, que se emplea como conservador de alimentos. El compuesto contiene 68.8% de C, 5.0% de H y 26.2 % de O en masa. ¿Cuál es su fórmula empírica?
- 16)** La masa molar del estireno, que se usa para producir el plástico denominado poliestireno, es de 104 g/mol y su fórmula empírica es CH. Deduce su fórmula molecular.
- 17)** La cafeína, estimulante primordial del café y el té, tiene una masa molar de 194.19 g/mol y una composición porcentual en masa de 49.48% de C, 5.19% de H, 28.85% de N y 16.48% de O. ¿Cuál es la fórmula molecular de la cafeína?
- 18)** La alicina es el compuesto que proporciona el olor característico al ajo. Al realizar un análisis de este compuesto se encuentra que tiene la siguiente composición porcentual: C: 44.4 %, H: 6.21%, S: 39.8 % y O: 9.86%. También se encuentra que su masa molar es igual a 162 g/mol. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto.
- 19)** El ácido adípico es un compuesto formado por C, H, y O. Se utiliza en la fabricación de nylon. Un análisis reveló que el compuesto contiene 49.3% de C y 43.8% de O. Calcula:
- El porcentaje de H
 - La fórmula molecular, si la masa molar del ácido es 146 g/mol.
- 20)** La hidroquinona es un compuesto orgánico que por lo general se utiliza como revelador en fotografía. Tiene una masa molar de 110.1 g/mol y una composición de 65,45% de C, 5,45 % de H y 29.09 % de O. Calcula la fórmula molecular.
- 21)** El ácido oléico es un componente del aceite de oliva. Tiene 76.5% de C, 12.1% de H y 11.3% de O. La masa molar del compuesto es aproximadamente 282 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del ácido oleico?
- 22)** La estrona, una hormona sexual femenina, presenta la siguiente composición: 8.2% de hidrógeno, 80% de carbono y 11.8% de oxígeno. Se encontró que su masa molar es igual a 270 g/mol. Determina la fórmula empírica y molecular de la estrona.

- 23)** El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y puede ayudar a prevenir el resfriado común. Se compone de 40.92% de carbono, 4.58% de hidrógeno y 54.50% de oxígeno en masa. Si se sabe que la masa molecular es de 88.07 g/mol, determina su fórmula empírica y molecular.
- 24)** La fructuosa es un azúcar natural muy dulce que se encuentra en la miel, frutas y jugos de frutas. Su masa molar es de 180.1g/mol y su composición es 40% de C, 6.7% de H y 53.3 % de O. Calcula la fórmula molecular de la fructuosa.

Sesión VI y VII. **Estequiometría. Cálculos en reacciones químicas (reactivo limitante, porcentaje de rendimiento).**

Cantidades de reactivos y productos

- 1.** ¿Cuántas moles de dióxido de carbono se producirán por la reacción completa de 2 moles de glucosa de acuerdo con la siguiente reacción?

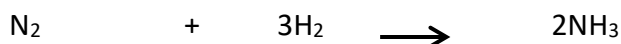


- 2.** Dada la siguiente ecuación:



Calcula la cantidad de moles de ácido sulfúrico que reaccionan con 3 moles de yoduro de potasio y la cantidad de moles de I_2 que se producen a partir de 3 moles de KI.

- 3.** Dada la reacción:



Calcula las moléculas de amoníaco que se producen a partir de 0.025 moles de nitrógeno con hidrógeno.

- 4.** El amoníaco se quema en presencia de oxígeno de acuerdo con la ecuación



¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para que reaccionen completamente 13.7 moles de NH_3 ?

5. La ecuación que representa la combustión del octano es:



Calcula los moles de H_2O que se producen al quemar 325 g de octano.

6. Calcula el número de moles de CO_2 producidos cuando se queman 1.5 moles de hexano, C_6H_{14} en presencia de aire, según la reacción:



7. Calcula las moles de NO_2 necesarios para producir 7.33 moles de HNO_3 en la fabricación comercial del ácido nítrico, según la reacción:



8. En las ferreterías se venden pequeños envases de gas propano para fuentes de calor portátil (para soldaduras por ejemplo). La reacción de combustión del propano es:



- a) ¿Qué masa de CO_2 se produce por la combustión de 4.7 moles de propano?
b) ¿Cuántas moles de agua acompañan la producción de 4.4 g de CO_2 ?

9. Dada la ecuación:



- a) ¿Cuántos moles de agua se necesitan para reaccionar con 100 g de Al_4C_3 ?
b) ¿Cuántos moles de $Al(OH)_3$ se producen cuando se forman 0.3 moles de CH_4 ?

10. Cuando se calienta dióxido de silicio mezclado con carbono, se forma carburo de silicio, SiC y monóxido de carbono. La ecuación de la reacción es:

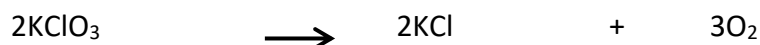


Si se mezclan 150 g de dióxido de silicio con carbono ¿Cuántos gramos de SiC se formarán?

11. El dióxido de azufre, un contaminante que se produce al quemar carbón y petróleo en plantas de energía, puede retirarse haciéndolo reaccionar con carbonato de calcio



- a) ¿Qué masa de CaCO_3 se requieren para retirar 155 g de SO_2 ?
- b) ¿Qué masa de CaSO_4 se formará si se consumen en su totalidad 155 g de SO_2 ?
12. En un laboratorio se genera oxígeno por descomposición térmica del clorato de potasio. Calcula el volumen de oxígeno, a 25°C y 1 atm, que se genera a partir de 18 g de clorato de potasio, según la reacción:



13. Según la siguiente reacción:

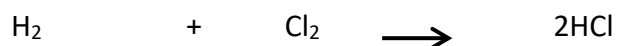


- a) ¿Qué volumen de oxígeno reaccionará con 15 L de propano para formar dióxido de carbono y agua?
- b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se formará?
- c) ¿Qué volumen de vapor de agua se formará?

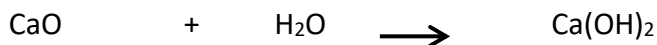
Toda la reacción se lleva a cabo a 25°C y 1 atm de presión.

Reactivo limitante

1. Calcula los moles de HCl, cuando reaccionan 3 moles de H_2 y 3.5 moles de Cl_2 .
Determina el reactivo limitante



2. La cal apagada se forma a partir de la cal viva, CaO, mediante la adición de agua:



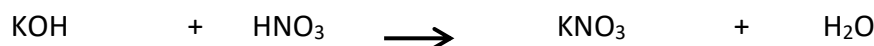
- a) ¿Qué masa de cal apagada se forma al mezclar 30g de CaO y 10 g de agua?
- b) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- c) ¿Cuánto reactivo queda en exceso?

3. La obtención del bromuro de plata , AgBr, se dá por la combinación de nitrato de plata, AgNO₃ y bromuro de magnesio, MgBr₂ :



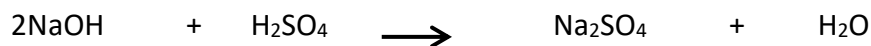
- a) Si reaccionan 100 g de AgNO₃ y 50 g de MgBr₂. Calcula los gramos de AgBr que se forman.
- b) Los gramos de reactivo en exceso que permanecen sin reaccionar.

4. Al reaccionar 16 g de hidróxido de potasio y 12 g ácido nítrico según la siguiente ecuación



- a) Determina el reactivo limitante
- b) Y qué cantidad queda sin reaccionar del reactivo en exceso

5. Al reaccionar 10 g de hidróxido de sodio y 10 g ácido sulfúrico según la siguiente ecuación



- a) Determina el reactivo limitante
- b) Y qué cantidad queda sin reaccionar del reactivo en exceso

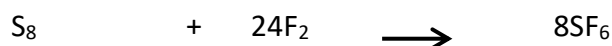
6. El silicio puro que se requiere para los chips de computadoras y celdas solares, se fabrica mediante la reacción:



- a) Si se emplean 325 g de SiCl₄ y 325 g de Mg, ¿Cuál será el reactivo limitante?

b) ¿Qué cantidad en gramos de Si se producirá?

7. El compuesto SF_6 se obtiene quemando azufre en una atmósfera de flúor. La ecuación es:



a) Si se emplean 1.2 moles de azufre y 32 g de F_2 , ¿Cuál es el reactivo limitante?

8. En un crisol refractario se tiene una mezcla de 7.45 g de óxido de hierro (II) y 0.11 moles de aluminio. Se colocan en una mufla donde tiene lugar la reducción del óxido:



Calcula:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
 - Determina la máxima cantidad de Hierro, en moles, que puede obtenerse.
 - Calcula la masa de reactivo en exceso que queda en el crisol.
9. El vino se agria cuando el etanol se convierte en ácido acético por oxidación:



a) Se cierra una botella de vino en la que había 2 g de etanol y 2 g de oxígeno, ¿Cuál será el reactivo limitante de la oxidación?

Rendimiento de reacción:

Para determinar la eficiencia de una reacción química se utiliza el término **rendimiento porcentual** que indica la proporción entre el rendimiento real y el rendimiento teórico.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Ejercicios

1. El tetracloruro de carbono (CCl_4) se obtiene al hacer reaccionar sulfuro de carbono (CS_2) y cloro (Cl_2):



Si se hacen reaccionar 100 g de CS_2 con suficiente Cl_2

b) Calcula el rendimiento teórico.

c) Calcula el rendimiento porcentual si se obtuvieron 65 g de CCl_4 .

2. En la industria, el vanadio metálico, que se utiliza en aleaciones de acero, se puede obtener al hacer reaccionar óxido de vanadio (V_2O_5) con calcio a temperaturas elevadas:

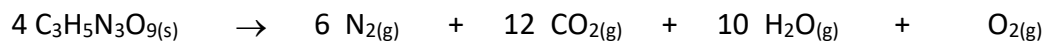


Si en un proceso reaccionan 1.54×10^3 g de V_2O_5 .

a) Calcula el rendimiento teórico de V.

b) Calcula el porcentaje de rendimiento si se obtienen 803 g de V

3. La nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$) es un explosivo muy potente. Su descomposición genera gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. Se puede representar mediante la siguiente reacción:

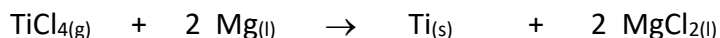


La velocidad de formación de estos gases, así como su rápida expansión, es lo que causa la explosión.

a) ¿Cuál es la cantidad máxima de O_2 en gramos que se obtendrá a partir de 200 g de nitroglicerina?

b) Calcula el porcentaje de rendimiento de esta reacción si encuentra que la cantidad de O_2 producida fue de 6.55 g

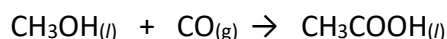
4. El titanio, un metal fuerte, ligero y resistente a la corrosión, se utiliza en la construcción de naves espaciales, aviones, en sus motores y para la construcción de bicicletas. Se obtiene mediante la reacción de cloruro de titanio (IV) con magnesio fundido, a una temperatura comprendida entre 950°C y 1150°C :



En cierto proceso industrial se utilizan 3.54×10^7 g de TiCl_4 .

- Calcula el rendimiento teórico de Ti, en gramos.
- Calcula el rendimiento porcentual si en la práctica se obtienen realmente 7.91×10^6 g de Ti.

5. En plantas industriales nuevas hacen reaccionar metanol líquido con monóxido de carbono en presencia de un catalizador de acuerdo con la siguiente reacción:



En un experimento se hicieron reaccionar 15.0 g de metanol.

- ¿Qué masa teórica (en g) de ácido acético se debe obtener?
- Si se obtienen 19.1 g, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

Sesión VIII: **Porcentaje en Masa y Volumen de una solución.** **Cálculo de Molaridad.**

Porcentaje en masa/masa % (m/m). Indica los gramos de soluto que hay disueltos en 100 g de disolución:

$$\% m/m = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{\text{masa de la solución * (g)}} \times 100$$

$$* m_{\text{solute}} + m_{\text{solvente}} = m_{\text{solución}}$$

Con esta expresión podemos calcular las cantidades de soluto y de solvente que se requieren para preparar una solución con una concentración porcentual determinada.

- Calcule el porcentaje de soluto en cada una de las siguientes soluciones acuosas:
 - 8.50 g de cloruro de sodio en 95.0 g de solución
 - 12 g de azúcar en 250 g de agua
 - 3.88 g de cloruro de calcio en 78.50 g de agua

2. Calcule el porcentaje de soluto en cada una de las siguientes soluciones:

- a) 13.7 g de cloruro de sodio en 110 g de solución
- b) 12.4 g de cloruro de bario en 80.7 g de agua
- c) 0.155 g de fenol (C_6H_6O) en 15.00 g de glicerol

3. Calcule los gramos de soluto que deben disolverse en

- a) 350 g de agua para preparar una solución de sulfato de potasio al 17 %
- b) 15.0 g de agua para preparar una solución de cloruro de sodio al 12 %

4. Calcule los gramos de agua que deben añadirse a

- a) 16 g de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) para preparar una solución al 23 %
- b) 4 g de yoduro de potasio para preparar una solución al 1.9 %
- c) 345 g de cloruro de sodio para preparar una solución al 25 %

5. Calcule la cantidad de gramos de solución que se necesitan para tener

- a) 68.3 g de cloruro de sodio de una solución acuosa al 12.0 %
- b) 1.20 g de bicarbonato de sodio de una solución acuosa al 6 %

Porcentaje en volumen (%V/V). Esta manera de expresar la concentración de una solución se usa por lo general cuando el soluto y el solvente se encuentran en estado líquido. Es muy semejante a la anterior, sólo que en este caso se indican los mililitros de soluto que hay en 100 mililitros de solución.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen de soluto (mL)}}{\text{volumen de solución (mL)}} \times 100$$

Al igual que en %(m/m), con esta expresión podemos calcular la concentración porcentual en volumen de una solución.

- 1. Determina cuál es el porcentaje en volumen de una solución que contiene 15 mL de ácido nítrico (HNO_3) y 500 mL de agua.
- 2. Calcula cuántos mililitros de ácido sulfúrico se necesitan para preparar 600 mL de solución al 8% en volumen.

3. Determina el volumen de soluto presentes en 500 mL de solución al 18% en volumen.

Molaridad (M). Una de las aplicaciones de los análisis químicos es determinar con exactitud la composición de una determinada sustancia; para ello, se requiere tener soluciones de concentración conocida, expresada en unidades químicas. Una forma de hacer esto es con la molaridad, que indica la relación de los moles de soluto por cada litro de solución:

Una solución 1 M indica que hay 1 mol de soluto por litro de solución.

Una solución 2 M indica que hay 2 moles de soluto por litro de solución.

Esto se expresa así:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen de solución (L)}} = \frac{n}{V}$$

Si:

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$$

Sustituimos:

$$M = \frac{\text{masa soluto (g)}}{[\text{masa molar (g/mol)}][V_{\text{solución (L)}}]}$$

1. Calcule la molaridad de cada una de las siguientes soluciones acuosas:

- a. 75.5 g de alcohol etílico (C₂H₆O) en 450 mL de solución
- b. 2.65 g de cloruro de sodio (NaCl) en 40.0 mL de solución.

2. Calcule la molaridad de cada una de las siguientes soluciones:

- a. 22.0 g de bromuro de sodio (NaBr) en 850 mL de solución.
- b. 12.0 g de cloruro de calcio (CaCl₂) en 640 mL de solución.
- c. 15.0 g de bromuro de bario en 1150 mL de solución.

3. Calcule la cantidad de gramos de soluto que se necesitan para preparar las siguientes soluciones acuosas. Explique cómo prepararía cada solución.

- a. 250 mL de una solución de hidróxido de sodio (NaOH) 0.5 M
- b. 250 mL de una solución de cloruro de calcio (CaCl_2) 0.220 M
- c. 100 mL de una solución de sulfato de sodio 0.155 M

4. Calcule la cantidad de mililitros de solución acuosa que se requiere para tener

- a. 8.85 g de hidróxido de sodio (NaBr) de una solución 0.100 M
- b. 7.65 g de cloruro de calcio (CaCl_2) de una solución 1.40 M
- c. 1.20 mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4) de una solución 6.00 M

Bibliografía sugerida:

Chang, Raymond, 2002. Química. Séptima Edición. McGraw-Hill: México

Garzón, G., Guillermo, 1986. Fundamentos de Química General. Segunda Edición. McGraw-Hill: México

Rosenberg, Jerome L., Epstein, Lawrence M., 1988. Química, Séptima Edición. McGraw-Hill: México

NOMENCLATURA

	Fórmula general	Nomenclatura	
Metal + Oxígeno → ÓXIDO	MO	Stock Tradicional	Óxido de nombre del metal (valencia**) Óxido nombre del metal terminación oso/ico
No Metal + Oxígeno → ÓXIDO (Óxido no metálico)	XO	Stock Tradicional	Óxido de nombre del no metal (valencia**) Óxido nombre del no metal terminación oso/ico
Metal + Hidrógeno → HIDRURO	MH	Stock Tradicional	Hidruro de nombre del metal (valencia**) Hidruro nombre del metal terminación oso/ico
Metal + No metal → SAL BINARIA	MX	Stock Tradicional	Nombre del no metal uro de nombre del metal (valencia**) Nombre del no metal uro nombre del metal terminación oso/ico
No Metal + Hidrógeno → HIDRÁCIDO	HX		Ácido nombre del no metal terminación hídrico
Óxido + H ₂ O → HIDRÓXIDO	M(OH)	Stock Tradicional	Hidróxido de nombre del metal (valencia) Hidróxido nombre del metal terminación oso/ico
Óxido no metálico + H ₂ O → OXOÁCIDO	HX*O	Stock Tradicional Sistemática	Ácido prefijo número de oxígenos oxo nombre del no metal terminación ico/oso (valencia**) Ácido nombre del no metal terminación oso/ico prefijo número de oxígenos oxo nombre del no metal terminación ato (valencia**) de hidrógeno
Oxoácido + Hidróxido → OXISAL	MXO	Stock Tradicional	Nombre del no metal terminación ito/ato nombre del metal terminación (valencia**) Nombre del no metal terminación ito/ato nombre del metal terminación oso/ico

*no metal/metal de transición

** valencia del metal/no metal

CATIONES Y ANIONES COMUNES

Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
$\text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+ \dots$		$\text{F}^-, \text{Cl}^-, \text{Br}^-, \text{I}^-$	Fluoruro, ...
NH_4^+	Amonio	OH^-	Hidróxido
Ag^+		CN^-	Cianuro
$\text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Ba}^{2+} \dots$		ClO^-	Hipoclorito
$\text{Zn}^{2+}, \text{Cd}^{2+}$		ClO_2^-	Clorito
Cu^{1+}	Cobre (I) / Cupro	ClO_3^-	Clorato
Cu^{2+}	Cobre (II) / Cúprico	ClO_4^-	Perclorato
Co^{2+}	Cobalto (II) / Cobaltoso	MnO_4^-	Permanganato
Ni^{2+}	Níquel (II) / Niqueloso	NO_2^-	Nitrito
Ni^{3+}	Níquel (III) / Niquélico	NO_3^-	Nitrato
Fe^{2+}	Hierro (II) / Ferroso	SCN^-	Tiocianato Sulfocianuro
Fe^{3+}	Hierro (III) / Férrico	O^{2-}	Oxido
Pb^{2+}	Plomo (II) / Plumboso	S^{2-}	Sulfuro
Pb^{4+}	Plomo (IV) / Plúmbico	HSO_3^-	Sulfito ácido Bisulfito
Au^{1+}	Oro (I) / Auroso	SO_3^{2-}	Sulfito
Au^{3+}	Oro (III) / Aúrico	HSO_4^-	Sulfato ácido Bisulfato
		SO_4^{2-}	Sulfato
Nombres comunes		$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Tiosulfato
Fórmula	Nombre	HCO_3^-	Carbonato ácido Bicarbonato
NH_3	Amoníaco	CO_3^{2-}	Carbonato
N_2H_4	Hidracina	CrO_4^{2-}	Cromato
PH_3	Fosfina	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicromato
P_2H_4	Difosfina	PO_4^{3-}	Fosfato
AsH_3	Arsina	HPO_4^{2-}	Fosfato monoácido
SbH_3	Estibina	$\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$	Fosfato diácido
SiH_4	Silano	BO_2^-	Metaborato
Si_2H_6	Disilano	BO_3^{3-}	Borato
BH_3	Borano	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	Tetraborato
B_2H_2	Diborano	AsO_4^{3-}	Arsenato
Al_2O_3	Alúmina	CH_3COO^-	Acetato
FeS_2	Pirita	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Oxalato

