

APENDICE A GLOSARIO DE TERMINOS

Acido Bronsted-Lowry. Especie que tiende a perder un protón (H^+) en una reacción química. Es un donador de protones.

Base Bronsted-Lowry. Especie que tiende a ganar un protón (H^+) en una reacción química. Es un aceptor de protones.

Acido conjugado. Acido y base relacionados por un protón.

Reacción ácido-base. Reacción en la cual se transfiere un protón de un ácido a una base para formar los correspondientes ácido conjugado y base conjugada.

Acido fuerte. Aquellos ácidos que reaccionan completamente con el agua para formar iones H_3O^+ y A^- .

Acidos débiles. Aquellos ácidos que reaccionan poco con el agua cuando se disuelven en agua.

Amfótero. Sustancia que puede actuar como ácido o como base.

Solución. Mezcla homogénea de dos o más sustancias.

Solución saturada. Solución que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en un solvente a una temperatura dada.

Solución acuosa. Solución que tiene como solvente el agua.

Base fuerte. Sustancia que reacciona completamente con el agua para formar iones OH^- y B^+ .

Reacción de neutralización. Reacción que involucra un ácido y una base para formar una sal y agua.

Formulación. Representación de un compuesto por el símbolo de cada elemento que lo constituye.

A P E N D I C E A

GLOSARIO DE TERMINOS

Acido Bronsted -Lowry. Especie que tiende a perder un protón (H^+) en una reacción química. Es un donador de protones.

Base (Bronsted -Lowry). Especie que tiende a ganar un protón (H^+) en una reacción química. Es un aceptor de protones.

Par Acido-Base Conjugado. Acido y base relacionados por un protón.

Reacción Acido-Base. Reacción en la cual se transfiere un protón - de un ácido a una base para formar los correspondientes ácidos y base conjugados.

Acidos fuertes. Aquellos ácidos que reaccionan completamente con - el agua para formar ion hidronio (H_3O^+) y la base conjugada -- del ácido.

Acidos Débiles. Aquellos ácidos que reaccionan poco con el agua -- cuando se les disuelve en ella.

Anfótero. Ciertas especies que tienen la habilidad de comportarse como un ácido o una base.

Solución Neutra. Solución en la que las concentraciones del ion -- hidronio y ion hidróxido son iguales, como en el agua pura.

Solución Acida. Solución cuya concentración de ion hidronio es ma- yor que la del agua pura.

Solución Básica. Solución que tiene una concentración de ion hi- -- dróxido mayor que la del agua pura o una concentración de ion hidronio menor que la del agua pura.

Base Fuerte o Hidróxido. Una sustancia [$NaOH$, KOH , $Ba(OH)_2$] que es soluble en agua y se disuelve para dar ion hidróxido (OH^-) y el catión del metal.

Reacción de Neutralización. Reacción que involucra una solución - de un ácido fuerte y una solución de un hidróxido que produce una solución neutra.

Fórmula. Representación de un compuesto con el símbolo de cada -- elemento que constituye el compuesto, seguido por un subíndi-

ce que indica el número relativo de átomos combinados de cada elemento.

Mol. Cantidad de un elemento en gramos que contiene el número de Avogadro, 6.02×10^{23} , de átomos.

Número de Avogadro. Número de átomos contenidos en un mol de un elemento y que experimentalmente se determinó como 6.02×10^{23} .

Masa Molar o Número de Gramos por Mol. Número de gramos de un elemento que corresponde a un mol y que es igual numéricamente al peso atómico. Peso atómico de un elemento en gramos.

Fórmula Empírica. Fórmula más simple de un compuesto cuya composición se determina experimentalmente.

Mol de un Compuesto. Cantidad de un compuesto, en gramos, que contiene el número de Avogadro de unidades fórmula. Cantidad de un compuesto en gramos, que contiene el número de moles de cada elemento dado por los subíndices en la fórmula del compuesto.

Masa Molar de un Compuesto. Número de gramos por mol de un compuesto que se obtiene multiplicando la masa molar de cada elemento por el subíndice correspondiente en la fórmula y sumando, posteriormente, estos productos.

Fórmula Real. Fórmula de un compuesto que refleja las clases de moléculas o iones que lo constituyen. La fórmula real puede ser la fórmula empírica o un múltiplo entero de la fórmula empírica.

Composición en Porcentaje de Masa de un Compuesto. Expresión de la composición de un compuesto en términos del porcentaje de cada elemento presente.

Reacción Química. Proceso químico durante el cual ciertas sustancias, llamadas reaccionantes, se convierten en otras sustancias llamadas productos.

Ecuación Química. Representación simbólica de una reacción química indicando las fórmulas de los reaccionantes y las fórmulas de los productos.

Especies Químicas. Los átomos, iones sencillos, moléculas e iones polieatómicos que constituyen las sustancias químicas.

Mol. Cantidad de una sustancia, en gramos, que contiene el número de Avogadro de especies químicas. Las especies pueden ser un átomo, una molécula, un ion o una fórmula unitaria.

Unidad Fórmula. Conjunto de iones que corresponden a la fórmula de un compuesto iónico.

Masa Molar. Número de gramos por mol de especie. La masa molar se deduce de la fórmula y de la tabla de pesos atómicos.

Reacción Química. Proceso químico durante el cual interactúan ciertas especies químicas, dando como resultado la rotura de enlaces químicos y la formación de especies nuevas al formarse nuevos enlaces.

Síntesis o Reacción de Combinación. Formación de un compuesto a partir de elementos o compuestos sencillos.

Reacción de Descomposición. Reacción durante la cual la mayor parte del compuesto complejo se descompone para formar elementos y/o compuestos más sencillos.

Reacción de Combustión. Reacción de un compuesto orgánico (que contiene carbono) con oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

Reacción de Precipitación o de Combinación Iónica. Reacción que ocurre en solución acuosa, durante la cual se combinan los cationes y los aniones para formar un compuesto iónico insoluble.

Reacción de Transferencia de Protones. Reacción que ocurre en solución acuosa durante la cual una especie pierde un protón (H^+) y la otra especie lo gana.

Reacción Endotérmica. Reacción química en la que se absorbe energía.

Reacción Exotérmica. Reacción química en la que se desprende energía.

FORMULA

NOMBRE

PESO FORMULA O
GRS. POR MOL.

23. - H_2SO_3

24. - HI

25. - HIO_3

APENDICE C

COMPOSICION DE ACIDOS Y BASES DE USO MAS COMUN

ACIDO	FORMULA	PESO MOLECULAR	DENSIDAD	PORCENTAJE EN PESO	MOLARIDAD
Acido clorhídrico	HCl	36.47	1.19 gr/ml	37.2%	12.1
Acido nítrico	HNO_3	63.02	1.42 " "	70.0%	15.8
Acido fluorhídrico	HF	20.01	1.19 " "	48.8%	29.0
Acido perclórico	$HClO_4$	100.47	1.67 " "	70.5%	11.7
Acido acético	CH_3COOH	60.05	1.05 " "	99.8%	17.4
Acido sulfúrico	H_2SO_4	98.08	1.84 " "	96.0%	18.0
Acido ortofosfórico	H_3PO_4	98.00	1.70 " "	85.0%	14.8
Amoniaco	NH_3	35.05	0.90 " "	28.0%	14.8
Hidróxido de sodio	NaOH	40.00	1.53 " "	50.5%	19.3
Hidróxido de Potasio	KOH	56.11	1.46 " "	45.0%	11.7

APENDICE D

USO Y MANEJO DE ACIDOS Y BASES COMUNES EN EL LABORATORIO

ACIDOS COMUNES DE LABORATORIO.

Los ácidos más comunmente empleados en el laboratorio son los tres ácidos fuertes: clorhídrico, nítrico, sulfúrico, y el ácido acético, que es débil.

1. - El ácido sulfúrico concentrado es un líquido siruposo -- (aspecto de jarabe), que contiene un 98% en peso de H_2SO_4 . Es un -- enérgico agente deshidratante, pero no es un buen agente de oxidación.
2. - El ácido clorhídrico concentrado es una solución del gas HCl , en agua, con un 33% en peso de HCl . No es un agente deshidratante ni oxidante.
3. - El ácido nítrico concentrado contiene un 70% en peso de HNO_3 . Es un agente oxidante enérgico. Las soluciones viejas de este -- ácido algunas veces van del amarillo al color pardo, debido al NO_2 disuelto.
4. - Los ácidos diluidos, a menos que se especifique su concentración, ordinariamente son 6N (normal). Esto significa que hay seis moles de protones disponibles por litro de solución.

MANEJO DE ACIDOS

Los ácidos concentrados son muy corrosivos y se deberán manejar con mucho cuidado. Los ácidos clorhídricos y nítrico concentrados deberán ser vestidos bajo la campana, porque desprenden -- humos perjudiciales. Si le salpica un ácido, lávese con agua -- abundante y luego con una solución de bicarbonato de sodio. Si -- le cae alguna gota en los ojos, o cerca de ellos, lávese inmediatamente con agua y procure que lo atiendan.

Las concentraciones de los ácidos y otros solutos en soluciones de agua pueden expresarse en términos de molaridad. Una solución molar es aquella que contiene un mol (el peso fórmula expresado en gramos) de soluto por litro de solución. Una solución -- dos molar (se escribe 2 M) es aquella que contiene dos moles por-

litro. Una solución formal (F), al igual que una solución molar -- contiene un peso fórmula en gramos de soluto, por litro de solución. Aunque los dos términos son sinónimos y se emplean ambos -- sistemas, el molar es el que más se utiliza.

BASES COMUNES

Las bases más comunmente empleadas en los laboratorios de química elemental son: hidróxido de sodio en solución acuosa, que es una solución de una base fuerte, $NaOH$, en agua, y amoníaco en solución acuosa, el cual es una solución de una base débil, NH_3 , en agua. (De igual manera que la primera se emplea el de KOH).

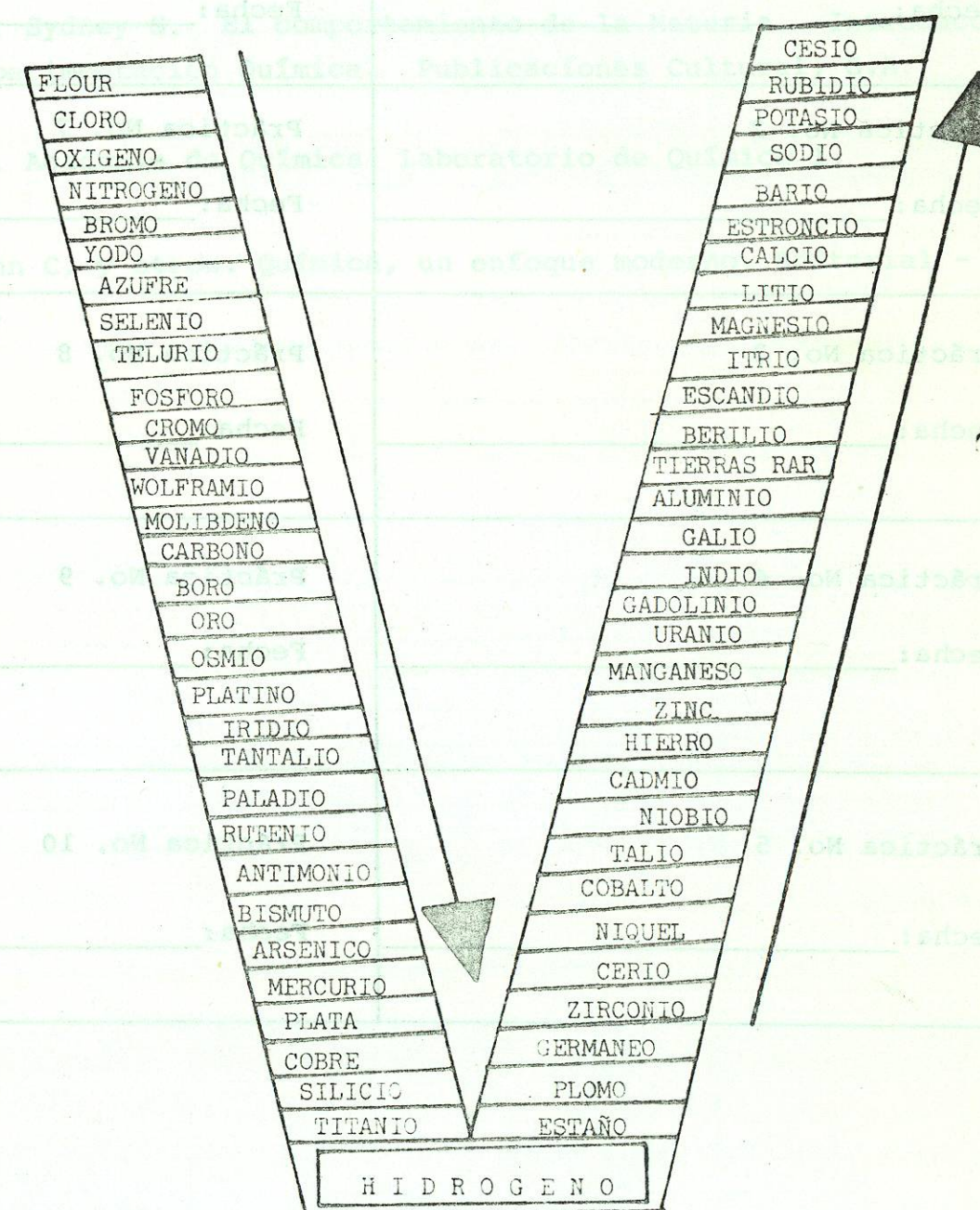
Aunque estas sustancias no son tan corrosivas como los ácidos fuertes, sin embargo, son peligrosas y se les ha de manipular con cuidado. En cuanto a las precauciones, por tanto, se ha de decir lo mismo que para los ácidos fuertes. La solución acuosa de amoníaco deberá también manejarse bajo la campana, puesto que en los humos desprendidos hay gas amoníaco. En el caso de salpicarse -- con una base, actúe como con los ácidos fuertes. Las bases fuertes (si se han de guardar durante algún tiempo) se conservan en -- frascos de plástico o en frascos recubiertos de cera, puesto que, a la larga, las bases atacan a los recipientes de vidrio.

A P E N D I C E E
NOMBRES, FORMULAS Y CARGAS DE IONES

IONES POSITIVOS (+)		IONES NEGATIVOS (-)	
NOMBRE DEL CATION	FORMULA	NOMBRE DEL ANION	FORMULA
ALUMINIO	Al^{+++}	CARBONATO	CO_3^{-2}
AMONIO	NH_4^+	BICARBONATO	HCO_3^-
BARIO	Ba^{+++}	CLORATO	ClO_3^-
CALCIO	Ca^{++}	CLORURO	Cl^-
CROMOSO	Cr^{++}	CLORITO	ClO_2^-
CROMICO	Cr^{+++}	CROMATO	CrO_4^{-2}
CUPROSO	Cu^+	BICROMATO	$Cr_2O_7^{-2}$
CUPRICO	Cu^{++}	HIDROXILO	OH^-
HIDROGENO	H^+	HIPOCLORITO	ClO^-
HIDRONIO	H_3O^+	NITRITO	NO_2^-
FERROSO	Fe^{++}	NITRATO	NO_3^-
FERRICO	Fe^{+++}	PERCLORATO	ClO_4^-
PLOMO	Pb^{++}	PERMANGANATO	MnO_4^-
LITIO	Li^+	FOSFATO	PO_4^{-3}
MANGANOSO	Mn^{++}	SULFATO	SO_4^{-2}
MERCURIO	Hg^{++}	BISULFATO	HSO_4^-
ESTANNICO	Sn^{++++}	SULFITO	SO_3^{-2}

A P E N D I C E F

SERIE ELECTROMOTRIZ DE LOS ELEMENTOS QUIMICOS



U.A.N.L.
 ESCUELA PREPARATORIA No. 2
CONTROL DE ASISTENCIA AL LABORATORIO DE QUIMICA II

Alumno (a): _____ Gpo. _____ Sem. _____ Turno. _____

Práctica No. 1 Fecha: _____	Práctica No. 6 Fecha: _____
Práctica No. 2 Fecha: _____	Práctica No. 7 Fecha: _____
Práctica No. 3 Fecha: _____	Práctica No. 8 Fecha: _____
Práctica No. 4 Fecha: _____	Práctica No. 9 Fecha: _____
Práctica No. 5 Fecha: _____	Práctica No. 10 Fecha: _____

B I B L I O G R A F I A

Butruille Rivas Villarreal: Experimentos de Química I, II, III.
 Editorial A N U I E S .

John R. Holum: Prácticas de Química General, Editorial Limusa.

Biechler Sydney S. El comportamiento de la Materia. Introducción
 a la Experimentación Química. Publicaciones Cultural, S.A.

U.A.E.M. Academia de Química: Laboratorio de Química I.

Hogg Hohn C, y otros: Química, un enfoque moderno. Editorial - --
 Reverte.