The background of the cover features a laboratory setting with various pieces of glassware. A round-bottom flask at the top is being filled with a golden-brown liquid from a glass funnel. Below it, a large Erlenmeyer flask is partially filled with a blue liquid. In the foreground, a graduated cylinder and another flask are visible. The background is a blurred periodic table of elements, with some chemical structures like CO_2 and N_2 overlaid on it.

QUÍMICA GENERAL INORGÁNICA

Guido Gonzalo Brito Zúñiga

CIDE
EDITORIAL



QUÍMICA GENERAL INORGÁNICA



QUÍMICA GENERAL INORGÁNICA

AUTOR

Guido Gonzalo Brito Zúñiga

ESCUELA SUPERIOR POLITÉCNICA DE CHIMBORAZO



**DIRECCIÓN DE
PUBLICACIONES**

Química General Inorgánica

Reservados todos los derechos. Está prohibido, bajo las sanciones penales y el resarcimiento civil previstos en las leyes, reproducir, registrar o transmitir esta publicación, íntegra o parcialmente, por cualquier sistema de recuperación y por cualquier medio, sea mecánico, electrónico, magnético, electroóptico, por fotocopia o por cualquiera otro, sin la autorización previa por escrito al Centro de Investigación y Desarrollo Ecuador (CIDE).

DERECHOS RESERVADOS

Copyright © 2023

Centro de Investigación y Desarrollo Ecuador

Guayaquil, Ecuador

Tel.: + (593) 04 2037524

<http://www.cidecuador.com>

ISBN 978-9942-616-23-4

DOI: <https://doi.org/10.33996/cide.ecuador.QI2616234>

Impreso y hecho en Ecuador

Dirección editorial: Lic. Pedro Misacc Naranjo, Msc.

Coordinación técnica: Lic. María J. Delgado

Diseño gráfico: Lic. Danissa Colmenares

Diagramación: Lic. Alba Gil

Fecha de publicación: marzo, 2023



CIDE
EDITORIAL

Guayaquil - Ecuador

La presente obra fue evaluada por pares académicos
experimentados en el área

Catalogación en la fuente

Química general inorgánica / Guido Gonzalo Brito Zúñiga. —Ecuador: Editorial
CIDE, 2023

516 p.: incluye tablas y figuras; 21 x 29, 7 cm.

ISBN 978-9942-616-23-4

1. Química inorgánica



GUIDO GONZALO BRITO ZÚÑIGA

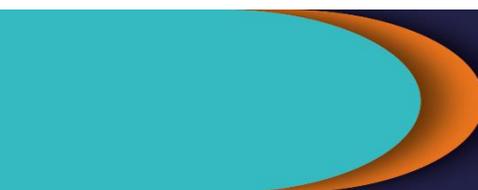
Ecuatoriano, casado, residenciado en Riobamba, es Doctor en Química en la Especialidad Orgánico Bioquímico en la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo (1987). Magíster en Protección Ambiental, ESPOCH Ecuador (2018). Diplomado Superior las Nuevas Tecnologías de la Información y Comunicación y su aplicación en la Práctica Docente Ecuatoriana. Director del Departamento de Química ESPOCH (2002). Docente del Colegio Santo Tomás Apóstol Riobamba y la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo (1990). Autor de libros y artículos de investigación para revistas indexadas. Ha participado en cursos, talleres, seminarios y congresos a nivel nacional e internacional.

Para mi es una verdadera satisfacción presentar el texto de Química Inorgánica, una obra, fruto del trajinar en la cátedra por más de treinta años. La Química se torna infranqueable por la multiplicidad de temas complejos que contiene el esfuerzo metodológico con términos apropiados y abordables para que los alumnos asimilen con claridad, los conocimientos aportados por investigadores del área, proporcionando la estimulación del pensamiento para el desarrollo, interpretación y aplicación científica, fundamentalmente como pilar de aprendizajes posteriores que se desarrollarán durante la carrera.

El texto está dividido en siete capítulos, los mismos que corresponden al programa analítico del primer nivel de la Carrera de Zootecnia y Medicina Veterinaria, vigente en la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo. Al final de cada capítulo encontrarán actividades complementarias; como ejercicios resueltos y para resolver, que proporcionarán al estudiante de Química, una visión exhaustiva y actualizada de la formulación de la Química general inorgánica. Contenidos teóricos precisos que fortalecen los procesos de enseñanza y aprendizaje implícitos en el texto; apoyados por tablas que faciliten la comprensión en temas como: nomenclatura química, tabla periódica de los elementos, leyes de los gases, disoluciones, ajuste de ecuaciones, estequiometría de las reacciones, equilibrio químico y equilibrio ácido base. Muchos ejercicios se resuelven sobre el propio libro, clasificado en cuatro categorías: seguimiento, integración, recuperación y profundización y es un buen aliado que permite descubrir por ti mismo, el maravilloso mundo de la Química.

Considero que el texto estimula el espíritu de trabajo en equipo, cooperación, colaboración con sus maestros y estudiantes, servirá de gran ayuda y complementará sus notas de clase, asimismo, apoyará al docente durante el proceso de aprendizaje de sus alumnos, por esto debe ser utilizado no sólo en el estudio individual, si no diariamente en la clase.

El autor



DEDICATORIA

Mi reconocimiento y testimonio de amor, lealtad y gratitud a mi abnegada y comprensiva esposa Amparito Cristina.

A mis padres: David y Marianita por su ejemplo, impulso y motivación.

A mis hijos, proyección de mi vida: Cristina Gabriela, Adriana Geoconda, Emily Dayana, Guido Renato y Daniel Antonio.

A mis hermanos: Benigno, Galo, David, Teresita, Mario, Enmita, Nelson, Marianita, Iván y Fausto Brito Zúñiga; con los mejores deseos de bienestar y triunfo.

El autor

Semblanza del autor	5
Prólogo	6
Dedicatoria	8
Introducción	16

Capítulo 1

Nomenclatura química y funciones de los compuestos inorgánicos: binarios, ternarios, cuaternarios y casos especiales 20

Nomenclatura química	20
Estados de oxidación de los no metales	26
Estados de oxidación de los metales	27
Compuestos binarios	28
Óxidos ácidos o anhídridos	29
Óxidos metálicos u óxidos básicos	31
Óxidos salinos o mixtos	33
Ácidos hidrácidos	35
Peróxidos	36
Hiperóxidos o superóxidos	38
Ozónidos	40
Compuestos especiales o hidruros no metálicos	40
Hidruros metálicos	42
Sales halógenas neutras	43
Compuestos no salinos	44
Aleaciones binarias	45
Amalgamas binarias	46
Compuestos ternarios y cuaternarios	47
Ácidos oxácidos	48
Ácidos oxácidos del carbono	48
Bases o hidróxidos metálicos	53
Clasificación de las sales oxisales	56
Oxisales neutras	57
Oxisales ácidas	61

Oxisales básicas	64
Oxisales dobles	67
Oxisales mixtas	70
Clasificación de las sales halógenas	73
Halógenas neutras	74
Halógenas ácidas	76
Halógenas básicas	78
Halógenas dobles	79
Halógenas mixtas	81
Ejercicios para resolver	84

Capítulo 2

Tabla Periódica de los elementos

Generalidades	96
Desarrollo histórico de la tabla periódica	97
Tríadas de Döbereiner	98
Octavas de Newlands	100
Sistema Periódico Mendeléiev	100
Clasificación moderna de los elementos	104
Ley periódica	108
Propiedades periódicas	110
Radio atómico	111
Radio iónico	114
Volumen atómico	115
Energía o potencial de ionización	117
Afinidad electrónica	119
Electronegatividad	121
Carácter metálico	123
Metales	123
No metales	123
Semimetales	124
Estados de oxidación	125
Números cuánticos y tabla periódica	127
Número cuántico principal (n)	127
Número cuántico secundario (ℓ)	128
Número cuántico magnético (m)	129
Número cuántico espín (ms)	129
Configuración electrónica.....	130
Ejercicios resueltos	133
Ejercicios para resolver	149

Capítulo 3

Estado gaseoso y leyes de los gases 159

Introducción	159
Características de los gases	161
Temperatura	161
Termómetro	162
Principales escalas	162
Volumen	164
Presión	165
Cantidad de un gas	165
La presión atmosférica	165
Experiencia de Torricelli	166
Leyes de los gases	168
Ley de Boyle y Mariotte	168
Ley de Jacques Charles	173
Ley de Louis Joseph Gay Lussac	178
Ley combinada de los gases	182
Ley de Dalton	185
Principio de Avogadro y el volumen molar de los gases	191
Ley de difusión de Thomas Graham (1832)	197
Ejercicios para resolver.....	205

Capítulo 4

Soluciones 213

Generalidades	213
Definición	214
Disolvente (ste)	215
Soluto (sto)	215
Disolución física o solvatación	215
Solubilidad	217
Factores que afectan la solubilidad	218
Naturaleza de solvente y soluto	218
Naturaleza del soluto	218
Naturaleza del solvente	218
Temperatura	219
Presión	221
Estado de subdivisión del soluto	221
Agitación	222

Clasificación de las soluciones	222
Soluciones iónicas	222
Soluciones moleculares	223
Según el estado físico	223
Según el tamaño de las partículas	223
Soluciones verdaderas	223
Soluciones coloidales	224
Efecto de Tyndall	225
De acuerdo con el contenido de soluto	226
Soluciones diluidas	226
Soluciones concentradas	226
Soluciones saturadas	227
Soluciones sobresaturadas	227
Concentración de las soluciones	227
Unidades físicas para expresar la concentración de una solución	228
Porcentaje en masa (%m/m)	228
Ejercicios resueltos	230
Problemas para resolver	235
Porcentaje en masa volumen (%m/V)	236
Porcentaje Volumen Soluta/ Volumen Solución (%V/V)	244
Ejercicios para resolver (Volumen Soluta – Volumen Solución)	248
Partes por millón (ppm)	248
Ejercicios para resolver de (ppm)	251
Unidades químicas de concentración para expresar la concentración de una solución ...	252
Molaridad (M)	252
Ejercicios resueltos de Molaridad (M)	254
Ejercicios para resolver de Molaridad (M)	265
Normalidad (N)	266
Ejemplos del cálculo de los equivalentes Químicos	267
Ejercicios resueltos de Normalidad (N)	269
Ejercicios para resolver de Normalidad (N)	282
Ejercicios resueltos	285
Molalidad (m)	288
Fracción Molar	294
Ejercicios resueltos de Fracción Molar	295
Ejercicios propuestos de Fracción Molar	301
Ejercicios complementarios	302

Capítulo 5

Estequiometría

Estequiometría de las reacciones	311
Reacciones químicas	312
Clasificación de las reacciones	312
Ecuaciones (Redox)	316
Métodos de igualación o balanceo de ecuaciones	320
Ejercicios resueltos	321
Ejercicios para resolver	321
Método de variación del número de oxidación (Redox)	322
Ejercicios resueltos sobre variación del número de oxidación (Redox)	325
Ejercicios para resolver	331
Método algebraico	333
Ejercicios resueltos método algebraico	336
Ejercicios para resolver	344
Método de igualación del Ión Electrón	345
Ión electrón en medio ácido	346
Ión electrón en medio básico	349
Ejercicios resueltos	351
Ejercicios para resolver	361
Composición porcentual o centesimal	366
Fórmula molecular de un compuesto	372
Leyes ponderales	375
Ley de la conservación de la materia	375
Ley de las proporciones constantes o definidas	376
Ley de las proporciones múltiples	377
Ley de los volúmenes de combinación	377
Cálculos estequiométricos	378
Cálculos mol-mol	384
Cálculos gramo-gramo	386
Volumen molar de un gas	389
Cálculos gramos-volumen	391
Cálculos de reactivo en exceso limitante y porcentaje de rendimiento	395
Porcentaje de rendimiento	400
Ejercicios para resolver	416

Capítulo 6

Equilibrio químico

Equilibrio químico	422
Constante de equilibrio	422
Ley de acción de masas	425
Ejercicios resueltos	426
Constante de equilibrio en función de las presiones de los gases	427
Coefficiente de la Reacción (Qc)	428
Principio de Le Châtelier. Factores que afectan al equilibrio	448
Efecto en la concentración	449
Efecto de la temperatura	450
Efecto del cambio de presión	451
Efecto del cambio de volumen	451
Efecto de los catalizadores	451
Equilibrio heterogéneo	453
Ejercicios para resolver	454

Capítulo 7

Equilibrio ácido base

Equilibrio iónico	458
Electrolitos	459
Soluciones electrolíticas	459
Teoría de Arrhenius	460
Ácidos y bases	461
Propiedades de los ácidos	462
Propiedades de las bases o álcalis	462
Ácidos y bases según Arrhenius	463
Ácidos y bases según Brønsted-Lowry	464
Ácidos y bases según Lewis	467
Anfolitos	469
Grado de disociación	469
Producto iónico del agua	473
Potencial de Hidrógeno o pH	475
Acidez de las soluciones	476
Medición del pH	478
Ejercicios resueltos	480
Ejercicios para resolver	494
Soluciones amortiguadoras	496
Indicadores	497
Producto de solubilidad	499

Efecto del ion común	503
Neutralización de soluciones	506
Ejercicios para resolver.....	512
Referencias	513

Todos los aspectos del mundo de hoy, incluso la política y las relaciones internacionales, se ven afectados por la Química.

Linus Pauling

La Química es una ciencia natural que se ocupa del estudio de los materiales que conforman el universo, así como de los cambios que en estos se operan, “mediante la cual el hombre estudia la composición de la materia, así como la relación de esta con la materia” (Mondragón Martínez, 2009); su origen se pierde en el tiempo, muy asociado al propio origen de la alquimia¹ en el antiguo Egipto, Persia, Mesopotamia, China y la India, y a las prácticas llevadas a cabo por los griegos durante el trabajo con diferentes metales: hierro, oro, plata, plomo, entre otros y sus compuestos metálicos derivados: cobre y bronce.

El campo de acción de la Química es muy extenso y multifacético, encontrándose presente en toda la actividad del mundo material en el que vivimos; ya sea por la diversidad de la estructura de la materia y de los cambios químicos que en ella se operan, como por su incalculable utilidad práctica donde está presente en infinidad de productos y procesos de toda índole. Se constituye como una ciencia interdisciplinaria con algunas otras ciencias, como la mineralogía, física, biología, matemáticas, estadística. Es especialmente empírica y aplica para su desarrollo el procedimiento científico. De esta forma se convirtió en herramienta esencial para solucionar enormes incógnitas planteadas por la raza humana, generando respuestas a sus necesidades. Ejemplos de esto, y que permanecen íntimamente involucrados

¹ **Alquimia.** Se trata de una antigua práctica protocientífica que intercalaba conocimientos de química, física, metalúrgica, filosofía, medicina, etc., en busca de conseguir la vida eterna, así como la transmutación de cualquier metal en oro.

con nuestro entorno de entendimiento fueron el hallazgo e implementación de las vacunas, los anticuerpos, los medios de contraste, los antibióticos, entre otros por enumerar sólo algunos casos.

Desde este enfoque moderno y dinámico, en la academia que se imparte en las carreras de las diferentes facultades de las universidades, el esfuerzo va encaminado a incentivar la búsqueda del conocimiento mediante el estímulo del pensamiento científico que coadyuve al desarrollo y genere una perspectiva más clara sobre la interpretación y cuantificación de los efectos químicos en la vida diaria y su incidencia sobre las fuentes y ejes primordiales, el ser humano, su salud y el ambiente en que está inmerso.

En otras palabras, hablamos de más de cien elementos con diferentes propiedades: a partir de metales enormemente reactivos como: litio, sodio, potasio, hasta metales bastante nobles como: oro, plata, platino, de igual manera, nos encontraremos con elementos no metálicos tan agresivos como el flúor, el cloro, el bromo, en oposición a otros bastante inertes como: el helio, argón, neón. Todo, en un mundo amplio y demasiado interesante, base y punto de apoyo dónde se lleva a cabo todo el planeta materia, los compuestos inorgánicos tales como el óxido plumboso (PbO) usado para la elaboración del vidrio con fines decorativos, óxido de litio (Li_2O) como material fundente en la preparación de esmaltes cerámicos, óxido de calcio (CaO) como fertilizante o nutriente de las plantas, óxido de aluminio (Al_2O_3) para la fabricación de prótesis dentales, monóxido de nitrógeno (N_2O) como anestésico médico, ácido bromhídrico (HBr) para la elaboración de productos farmacéuticos de aplicación en medicina veterinaria, el ácido sulfúrico y ácido nítrico en la elaboración de fertilizantes. El ácido sulfhídrico (H_2S) en la hibernación de los ratones. El carbonato de calcio (CaCO_3) en estado natural es usado en la industria de jabones, detergentes, en la industria farmacéutica, en la fabricación de productos a base de resinas (cascos y estructura plásticas) en la fabricación de suelas (industria del calzado), para la elaboración del poliuretano (materia prima de la

espuma flex), en la elaboración de velas, materiales aislantes, pegamentos industriales, entre otros.

El sulfato de cobre (CuSO_4) es una sal en cristales color azul marino. Actúa como agente reactivador de sulfuros. Permite la recuperación de metales preciosos, además de numerosas aplicaciones: como fungicida en el tratamiento de aguas, fabricación de concentrados alimenticios para animales, abonos, pesticidas, mordientes textiles, industria del cuero, pigmentos, baterías eléctricas, recubrimientos galvanizados, medicina, preservantes de la madera. El H_3PO_4 utilizado como regulador de pH en la preparación de levaduras, cerveza, aceites y bebidas refrescantes.

El hombre tuvo que realizar muchas investigaciones en el vasto entorno del campo de la “Química Inorgánica”. El químico se preocupa por descubrir las propiedades y características que le permitan hallar la diferencia entre unas sustancias y otras; separar los componentes que forman los cuerpos; investigar los procesos de transformación de las sustancias con la finalidad de obtener nuevos materiales más útiles para el hombre, estudiar la estructura de la materia para poder explicar su comportamiento y propiedades.



CAPÍTULO

1

Nomenclatura química y funciones de los compuestos inorgánicos: binarios, ternarios, cuaternarios y especiales

NOMENCLATURA QUÍMICA Y FUNCIONES DE LOS COMPUESTOS INORGÁNICOS: BINARIOS, TERNARIOS, CUATERNARIOS Y CASOS ESPECIALES

La Química comienza en las estrellas. Las estrellas son la fuente de los elementos químicos, que son los componentes básicos de la materia.

Peter Atkins

Logros de aprendizaje

Con este resumen de nomenclatura química se espera:

- Reconocer el valor de todas las funciones químicas inorgánicas.
- Conocer la nomenclatura química para nombrar, escribir los elementos y compuestos.
- Realizar la escritura de las fórmulas de los diversos compuestos químicos.
- Aplicar las reglas de nomenclatura IUPAC para la denominación de los compuestos.

NOMENCLATURA QUÍMICA

Introducción

Cada ciencia en la actualidad maneja su propio lenguaje, como la forma común y universal de hacerse entender utilizando determinados conceptos y regulaciones que la caracterizan. Dentro de este panorama, la nomenclatura química se constituye como el conjunto de reglas que se han establecido y aplican para nombrar, representar y escribir con símbolos y fórmulas los elementos y compuestos químicos. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) (IUPAC) se erige como la máxima autoridad encargada de establecer todas las reglas y procedimientos contextualizados en el mundo de la Química.

Hasta finales del siglo XVIII, tanto la notación química como la nomenclatura, no existían como tales, pues tan solo se contaba con una simbología de signos que permitían el reconocimiento de los cuerpos simples y compuestos (la génesis u origen de la nomenclatura química moderna, la podemos encontrar en el *Méthode de nomenclature chimique*) (Lefèvre, 2018).

En cuanto a la denominación de los símbolos y sus nombres en ello han prevalecido diferentes criterios. En 1814, Jacob Berzelius² fue quien propuso unificar universalmente los símbolos de los compuestos químicos tomando como base el idioma latín (el símbolo escrito con mayúsculas); también se dieron nombres a los elementos de acuerdo con las propiedades representadas por estos, en honor a su descubridor, el lugar de su descubrimiento, en referencia a algún planeta (en las tablas 1 a 5 se muestran algunos ejemplos, para más información ver el Anexo 1).

Pero, no fue hasta casi seis décadas después (1869) que el insigne químico ruso Dmitri Mendeleev³ presentó una tabla ordenada de los elementos (Teterin & Terlon, 1971), (Ver Anexo 2).

Tabla 1.1

Nombre y símbolo del elemento químico tomando como base el idioma latín.

NOMBRE	Kalium	Natrium	Plumbum	Phosphorus*	Hydrargyrum**	Sulphurium
SÍMBOLO	K	Na	Pb	P	Hg	S

Tabla 1.2

Nombre de los elementos de acuerdo con determinadas propiedades representadas por estos.

NOMBRE	Hidrógeno	Cloro	Oxígeno	Nitrógeno	Azufre
SÍMBOLO	H	Cl	O	N	S
PROPIEDADES	Generador de agua	Amarillo Verdoso	Formador de ácidos	Formador de nitratos	Formador de sulfuros

² **Jöns Jacob Berzelius**: médico y químico sueco (1779-1848), gestor del actual sistema de notación química. Junto a John Dalton, Robert Boyle y Antoine Lavoisier es considerado como uno de los padres de la Química moderna.

³ **Dimitri Ivánovich Mendeléyev**: renombrado químico ruso (1834-1907), que estableció la forma de ordenamiento de los elementos químicos, según su número atómico en forma creciente, la configuración de los electrones y las propiedades químicas. Esta disposición establecida en 1869 se conoce como "Tabla periódica de los elementos". (Poveda-Vargas, 1997)

Tabla 1.3*Nombre de los elementos basados en un científico famoso.*

NOMBRE	Fermio	Einstenio	Nobelio	Bohrío	Seaborgio
SÍMBOLO	Fm	Es	No	Bh	Sg
QUÍMICO	Enrico Fermi	Albert Einstein	Alfred Nobel	Niels Bohr	Glenn Seaborg

Tabla 1.4*Nombre de los elementos de acuerdo con el lugar de su descubrimiento.*

NOMBRE	Americio	Francio	Californio	Germanio	Berkelio
SÍMBOLO	Am	Fr	Cf	Ge	Bk
LUGAR	América	Francia	California EE.UU.	Alemania	Berkeley EE.UU

Tabla 1.5*Nombre de los elementos de acuerdo con algún planeta del Sistema Solar.*

NOMBRE	Neptunio	Uranio	Helio	Mercurio	Plutonio
SÍMBOLO	Np	U	He	Hg	Pu
PLANETA	Neptuno	Urano	Atmósfera del Sol	Mercurio	Plutón

La nomenclatura química se encarga de aplicar las reglas y regulaciones que rigen la designación o el nombre para identificar las sustancias químicas.

Los compuestos inorgánicos se clasifican de acuerdo con la función química que comprenden y por el número de elementos químicos que los conforman, con reglas específicas de nomenclatura para cada grupo. Una función química es un grupo de átomos que imprimen cierta tendencia de una sustancia a reaccionar de forma típica en presencia de otra (Simoza, 2017).

Por ejemplo, los compuestos ácidos tienen propiedades de la función ácido, debido a que todos ellos contienen el ion hidrónio (H^{+1}); también, las bases tienen propiedades de este grupo debido al ion Hidroxilo (OH^{+1}) presente en estos compuestos. Se debe mencionar aquí que las funciones principales químicas son: óxidos, bases, ácidos y sales.

Los compuestos inorgánicos se clasifican con base a distintos criterios: por ejemplo, por la cantidad de átomos monoatómicos, diatómicos, triatómicos.

Por la variedad de elementos que lo componen: binarios, ternarios, cuaternarios o según los comportamientos químicos que muestren (“función” química), por ejemplo, representadas en fórmulas generales: Óxidos metálicos ($M^{+}O^{-2}$), Óxidos no metálicos ($m^{+}O^{-2}$), Hidruros metálicos ($M^{+}H^{-}$), Hidruros no metálicos o Ácidos hidrácidos ($H^{+} m^{-}$), Hidróxidos metálicos $M(OH)$, Ácidos oxácidos (H_mO). Donde: M: metal; (m): no metal; H: Hidrógeno; O: Oxígeno, sin importar cuantos átomos de cada uno.

Cuando escribimos una fórmula química de un óxido metálico, hay que recordar que el metal debe colocarse delante del oxígeno o a la izquierda del elemento electronegativo.

A continuación, se colocan los subíndices que indican los estados de oxidación de cada elemento, pero intercambiados y en caso de que ambos subíndices sean múltiplos, se llegan a simplificar. Por ejemplo, el aluminio reacciona con el oxígeno formando un óxido básico. El aluminio actúa con estado de oxidación equivalente a +3 y el oxígeno con estado de oxidación equivalente a -2. Para poder escribir la fórmula química del óxido, primero se escribe el símbolo químico de cada elemento y arriba, los estados de oxidación:

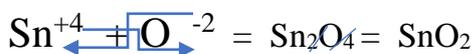
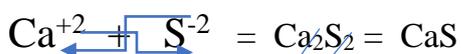


A continuación, se ubican los estados de oxidación de los elementos intercambiados. Por lo tanto:



Dado que no podemos simplificar los subíndices, la fórmula química queda Al_2O_3 , existen compuestos que sus subíndices podemos simplificar.

Ejemplos:



En la formulación, a cada elemento dentro de un compuesto se le asigna un número positivo o negativo que se denomina como número de oxidación. Dichos números son de carácter prácticamente operativo, puesto que sirve para deducir con facilidad las fórmulas de las diversas combinaciones posibles.

Las reglas para la asignación de los estados de oxidación de los elementos en sus compuestos son:

Tabla 1.6

Regla de los números de oxidación.

REGLA DE LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN	ELEMENTOS O COMPUESTOS	EJEMPLO
1. En una molécula sencilla o de un elemento en estado elemental, es decir sin combinar, es igual a cero.	$\text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2, \text{H}_2, \text{O}_2, \text{N}_2$, en estado puro o libre los metales Cu, Mg, Na, Li, K, Al	$\text{Cl}_2^0, \text{S}_8^0, \text{I}_2^0, \text{H}_2^0, \text{O}_2^0, \text{Fe}^0, \text{Cu}^0, \text{Mg}^0, \text{Na}^0, \text{Li}^0, \text{K}^0, \text{Al}^0$
2. En una combinación química es igual al estado de oxidación con la cual participa en el enlace.	NaCl (Cloruro de Sodio) ZnCl ₂ (Cloruro de Zinc) LiOH (Hidróxido de Litio)	$\text{Na}^{+1} - \text{Cl}^{-1}$ $\text{Zn}^{+2} - 2 \text{Cl}^{-1}$ $\text{Li}^{+1} \text{O}^{-2} \text{H}^{+1}$

REGLA DE LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN	ELEMENTOS O COMPUESTOS	EJEMPLO
3. Los elementos metálicos tienen número de oxidación positivo cuando se combinan con los no metales que tienen número de oxidación negativo.	KCl BaBr ₂	K ⁺¹ - Cl ⁻¹ Ba ⁺² Br ₂ ⁻¹
4. Los metales alcalinos (grupo IA en la Tabla Periódica) poseen número de oxidación +1.	K Ag Cu Na	K ⁺¹ Ag ⁺¹ Cu ⁺¹ Na ⁺¹
5. Los metales alcalinotérreos (grupo IIA en la Tabla Periódica) tienen número de oxidación +2.	Be Mg Ca Sr Ba Ra	Be ⁺² Mg ⁺² Ca ⁺² Sr ⁺² Ba ⁺² Ra ⁺²
6. El Oxígeno tiene número de oxidación -2 en la mayoría de los compuestos, a excepción de los peróxidos donde su número de oxidación es -1.	Fe ₂ O ₃ CaO Cr ₂ O ₃ K ₂ O ₂ H ₂ O ₂	Fe ₂ O ₃ ⁻² CaO ⁻² Cr ₂ O ₃ ⁻² K ₂ O ₂ ⁻¹ (peróxido) H ₂ O ₂ ⁻¹ (peróxido)
7. El Hidrógeno tiene número de oxidación +1 en la mayoría de los compuestos, excepto cuando forma hidruros metálicos donde su número de oxidación es -1.	H ₂ Se HClO ₂ HBrO NaH CaH ₂ AlH ₃	Se ⁻² + 2H ⁺¹ H ⁺¹ + ClO ₂ ⁻¹ H ⁺¹ + BrO ⁻¹ Na ⁺¹ + H ⁻¹ Ca ⁺² + 2 H ⁻¹ Al ⁺³ + 3 H ⁻¹
8. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos químicos que conforman una molécula debe dar como resultado cero.	Cl ₂ O ₇ CO ₂	Cl ₂ ⁺⁷ + O ₇ ⁻² = 0 C ⁺⁴ + O ₂ ⁻² = 0
9. Al tratar los compuestos binarios, el número de oxidación negativo se le da a aquel elemento más electronegativo.	O F ₂	O ⁺² F ₂ ⁻¹
10. El número de oxidación de un ion es idéntico a su carga iónica.	ion sulfato (SO ₄) ⁻²	S ⁺⁶ + O ₂ ⁻² = 1(6) + 4(-2) = 6-8 = -2

ESTADOS DE OXIDACIÓN DE LOS NO METALES

Tabla 1.7

Estados de oxidación de los Halógenos y Anfígenos.

Halógenos -1 Estados de Oxidación Monovalentes negativos			Anfígenos -2 Estado de Oxidación Divalentes negativos		
Elemento	Símbolo	Estado de oxidación	Elemento	Símbolo	Estado de oxidación
Flúor	F	-1	Oxígeno	O	-2
Cloro	Cl		Azufre	S	-2, +2, +4, +6
Yodo	I	+1	Selenio	Se	-2, +2, +4, +6
Bromo	Br	+3 +5 +7	Telurio	Te	-2, +2, +4, +6

Nota. Adaptado de (Solano-Pinzón, 1994).

Tabla 1.8

Estados de oxidación de los Nitrogenoideos y Carbonoideos.

Nitrogenoideos -3 Trivalentes negativos			Carbonoideos -4 tetravalentes negativos		
Elemento	Símbolo	Estado de oxidación	Elemento	Símbolo	Estado de oxidación
Nitrógeno	N	+3 +5.	Carbono	C	-4, +2, +4
Fósforo	P	+3 +5.	Silicio	Si	+4
Arsénico	As	+3 +5	Germanio	Ge	-4 Compuestos especiales
Antimonio	Sb	+3 +5			

Nota. Adaptado de (Solano-Pinzón, 1994).

COMPUESTOS BINARIOS

Están formados por dos clases de átomos en su molécula. Por ejemplo: Bromuro de sodio NaBr, Dióxido de Carbono CO₂, Seleniuro de Hidrógeno H₂Se, Peróxido de Sodio Na₂O₂, nombres asignados a los diferentes compuestos químicos se ciñen a la nomenclatura sistemática recomendada por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada; la fórmula de un compuesto indica el número de átomos de cada uno de los elementos que constituyen una molécula, los compuestos binarios comprenden las siguientes funciones:

Tabla 1.11
Clasificación de las funciones binarias.

Clasificación de las funciones binarias		
No.	FUNCIÓN	FÓRMULA GENERAL
1	Anhídrido u óxido ácido	$m^+ O^{-2}$
2	Óxido metálico	M^+O^{-2}
3	Óxidos Salinos o Mixtos	$M^{+2}O^{-2} + M^{+3}O^{-2} = M_3O_4$ $M^{+2}O^{-2} + M^{+4}O^{-2} = M_3O_4$
4	Ácido hidrácidos	HX
5	Peróxidos	$H_2^{+1}O_2^{-1}$
6	Hiperóxidos	MO_2^{-1}
7	Ozónidos	MO_3^{-1}
8	Compuestos especiales	$N^{-3}, C^{+4} + H^{-1}$
9	Hidruros metálicos	$M^{+1}H^{-1}$
10	Haluros neutros	$M^+ m^-$
11	Compuestos no salinos	$M^+ + N^{-3}, -C^{-4}$
12	Aleaciones binarias	$M \% + M\%$
13	Amalgamas binarias	$M\% + Hg\%$

ÓXIDOS ÁCIDOS O ANHÍDRIDOS

Los anhídridos están formados por oxígeno y un elemento no-metálico. Se obtienen de la combinación de cualquier no-metal (m^+) con el oxígeno (O^{-2}) tomando en cuenta el estado de oxidación positiva del no metal y la negativa -2 del oxígeno.

Para asignar los nombres a los Anhídridos se emplean las siguientes nomenclaturas: Nomenclatura Tradicional o antigua, Nomenclatura Stock y la IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Los anhídridos se pueden nombrar con la palabra genérica *anhídrido*, seguida del nombre del no metal con el sufijo *oso* para el valor del menor estado de oxidación e *ico* para el valor del mayor estado de oxidación, por ejemplo:



Cuando el no metal presenta más de dos estados de oxidación como es el caso del bromo, se conservan los sufijos de la regla anterior y se utilizan además, el prefijo *hipo* proveniente del griego "hypo" que significa inferior o debajo, y el prefijo *hiper* o *per* del griego "hyper" que significa mayor o superior, por ejemplo:



Nomenclatura Stock: Los anhídridos se les nombra con la palabra *óxido* seguida de la preposición *de*, a continuación, el *nombre del no metal* expresando con *número romano* el valor del estado de oxidación con el que interactuó con el oxígeno, por ejemplo:

SO₂ Óxido de azufre (IV)

SO₃ Óxido de azufre (VI)

Nomenclatura IUPAC: Los anhídridos se nombran a partir de la cantidad de elementos que constituyan a su representación simbólica, empleando las raíces griegas de los números correspondientes, por ejemplo:

As₂O₃ Trióxido de diarsenico

As₂O₅ Pentaóxido de diarsenico

Tabla 1.12

Ejemplos de los Anhídridos según la Nomenclatura Tradicional, STOCK y IUPAC.

FUNCIÓN: ANHÍDRIDOS Obtención: No metal + Oxígeno = m⁺O⁻² Fórmula general: (m⁺ O⁻²).			
Ejemplos:		Nomenclatura	
COMPUESTO	TRADICIONAL	STOCK (*)	IUPAC
Br₂O	Anhídrido hipobromoso	Óxido de bromo(I)	Dibromuro de oxígeno
Cl₂O	Anhídrido hipocloroso	Óxido de cloro (I)	Monóxido de dicloro
Cl₂O₃	Anhídrido cloroso	Óxido de cloro (III)	Trióxido de dicloro
Cl₂O₅	Anhídrido clórico	Óxido de cloro (V)	Pentaóxido de dicloro
Cl₂O₇	Anhídrido perclórico	Óxido de cloro (VII)	Heptaóxido de dicloro
I₂O	Anhídrido hipoyodoso	Óxido de yodo(I)	Monóxido de diyodo
I₂O₃	Anhídrido yodoso	Óxido de yodo (III)	Trióxido de diyodo
I₂O₅	Anhídrido yódico	Óxido de yodo (V)	Pentaóxido de diyodo
I₂O₇	Anhídrido periódico	Óxido de yodo (VII)	Heptaóxido de diyodo
SO₂	Anhídrido sulfuroso	Óxido de azufre (IV)	Dióxido de azufre
SO₃	Anhídrido sulfúrico	Óxido de azufre (VI)	Trióxido de azufre
N₂O₃	Anhídrido nitroso	Óxido de nitrógeno (III)	Trióxido de dinitrógeno
N₂O₅	Anhídrido nítrico	Óxido de nitrógeno (V)	Pentaóxido de dinitrógeno

COMPUESTO	TRADICIONAL	STOCK (*)	IUPAC
P ₂ O ₃	Anhídrido fosforoso	Óxido de fósforo (III)	Trióxido de difósforo
P ₂ O ₅	Anhídrido fosfórico	Óxido de fósforo (V)	Pentaóxido de difósforo
CO ₂	Anhídrido carbónico	Óxido de carbono (IV)	Dióxido de carbono
SiO ₂	Anhídrido silícico	Óxido de silicio (IV)	Dióxido de Silicio

Observaciones:

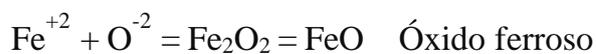
(*) Esta nomenclatura designa a los anhídridos como verdaderos óxidos, ya que en la designación se escribe primero, la palabra óxido y luego el nombre del no-metal con la indicación de su estado de oxidación en números romanos y entre paréntesis.

ÓXIDOS METÁLICOS U ÓXIDOS BÁSICOS

Esta función llamada también óxidos básicos se obtienen de combinar un metal (M⁺) con el oxígeno (O⁻²), tomando en cuenta los estados de oxidación positiva del metal, y la negativa (-2) del oxígeno.

Los óxidos metálicos se designan, por intermedio de la Nomenclatura Tradicional, Nomenclatura Stock y Nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Los óxidos metálicos se pueden nombrar con la palabra genérica *óxido* seguida del nombre del metal con el sufijo *oso* para el valor menor de los estados de oxidación y con el sufijo *ico* cuando el valor de su estado de oxidación es mayor, por ejemplo:



Nomenclatura Stock: Se nombra con la palabra genérica *óxido* seguido de la preposición *de* a continuación el *nombre del metal* con el que se combinó, por ejemplo:



Cuando el metal presenta más de un estado de oxidación se nombran con la palabra genérica *óxido* seguida de la preposición *de* y después el *nombre del metal*, escribiendo *entre paréntesis con número romano* el *valor del estado de oxidación*, por ejemplo:



Nomenclatura IUPAC: Los óxidos metálicos se nombran a partir de la cantidad de elementos que constituyan a su representación simbólica empleando las raíces griegas de los números correspondientes, por ejemplo:

FeO Monóxido de hierro Fe₂O₃ Trióxido de dihierro

PbO₂ Dióxido de plomo CrO Monóxido de cromo

Al₂O₃ Trióxido de dialuminio Cr₂O₃ Trióxido de dicromo

Tabla 1.13

Ejemplos de los Óxidos Metálicos, según las nomenclaturas Tradicional, STOCK y IUPAC.

FUNCIÓN: ÓXIDO METÁLICO			
Obtención:	Metal + oxígeno = M ⁺ O ⁻²		
Fórmula general: M ⁺ O ⁻²			
Ejemplos:			
COMPUESTO	TRADICIONAL	NOMENCLATURA STOCK (*)	IUPAC (**)
Li₂O	Óxido de litio	Óxido de litio I	Monóxido de dilitio
Cs₂O	Óxido de cesio	Óxido de cesio I	Monóxido de dicesio
CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio II	Monóxido de calcio
PbO	Óxido plumboso	Óxido de plomo II	Monóxido de plomo
PbO₂	Óxido plúmbico	Óxido de plomo (IV)	Dióxido de plomo
Al₂O₃	Óxido de aluminio	Óxido de aluminio III	Trióxido de dialuminio
Cu₂O	Óxido cuproso	Óxido de cobre (I)	Monóxido de dicobre
CuO	Óxido cúprico	Óxido de cobre (II)	Monóxido de cobre
FeO	Óxido ferroso	Óxido de hierro (II)	Monóxido de hierro
Fe₂O₃	Óxido férrico	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro

COMPUESTO	TRADICIONAL	NOMENCLATURA STOCK (*)	IUPAC
CrO	Óxido cromoso	Óxido de cromo (II)	Monóxido de cromo
Cr ₂ O ₃	Óxido crómico	Óxido de cromo (III)	Trióxido de dicromo
SnO ₂	Óxido estáñico	Óxido de estaño (IV)	Dióxido de estaño

Observaciones:

(*) Esta nomenclatura designa a los óxidos metálicos con la palabra óxido seguido del nombre del metal y el estado de oxidación con números romanos, y entre paréntesis.

ÓXIDOS SALINOS O MIXTOS

Son óxidos que se forman de la unión de dos óxidos de un mismo metal, óxidos de los metales divalentes y trivalentes, o también los óxidos divalentes y tetravalentes.

Los elementos que forman este tipo de compuestos son: Fe, Ni, Co, Cr, Mn, Pb, Sn y Pt (ditrivalentes +2, +3, diteravalentes +2, +4). La forma que se designa no varía mucho de los óxidos binarios simples. Los óxidos salinos se designan, por intermedio de la Nomenclatura tradicional, Nomenclatura Stock y Nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: A los *óxidos salinos* se les agrega los prefijos *oso* e *ico* al metal, por ejemplo:



Otra manera de nombrar a los *óxidos salinos* con la palabra genérica *óxido* seguido de la preposición *de* seguida de la palabra *salino* y *del metal* con el que se combinó, por ejemplo:



Tabla 1.14*Ejemplos de Óxidos salinos, según la Nomenclatura Tradicional.*

FUNCIÓN: ÓXIDOS SALINOS O MIXTOS			
$M^{+2}O^{-2} + M^{+3}O^{-2} = M_3O_4$			
$M^{+2}O^{-2} + M^{+4}O^{-2} = M_3O_4$			
Fórmula general: M_3O_4	Nomenclatura Tradicional		
Ejemplos:			
$CrO + Cr_2O_3 = Cr_3O_4$	Óxido cromoso-crómico u óxido salino de cromo	$NiO + Ni_2O_3 = Ni_3O_4$	Óxido níqueloso-niquélico u óxido salino de níquel
$CoO + Co_2O_3 = Co_3O_4$	Óxido cobaltoso cobáltico u óxido salino de cobalto	$2PbO + PbO_2 = Pb_3O_4$	Óxido plumboso-plúmbico u óxido salino de plomo
$MnO + Mn_2O_3 = Mn_3O_4$	Óxido manganeso-mangánico u óxido salino de manganeso	$2SnO + SnO_2 = Sn_3O_4$	Óxido estañoso-estáñico u óxido salino de estaño
$FeO + Fe_2O_3 = Fe_3O_4$	Óxido ferroso-férrico u óxido salino de hierro		

Nomenclatura Stock: A los óxidos salinos se nombran con la palabra genérica *óxido* seguido de la preposición *de*, seguida los *nombres de los metales* con los que se combinó, expresando con *números romanos entre paréntesis* el valor del estado de oxidación de cada metal, por ejemplo:

Co_3O_4 Óxido de cobalto (II) y cobalto (III)

Pb_3O_4 Óxido de plomo (II) y plomo (IV)

Nomenclatura IUPAC: Para nombrar mediante esta nomenclatura se denota solo el óxido resultante a partir de la cantidad de elementos que constituyan a su representación simbólica, por ejemplo:

Sn_3O_4 Tetraóxido de Triestaño

Tabla 1.15*Ejemplos de los Óxidos Salinos, según las nomenclaturas STOCK y IUPAC.*

	STOCK	IUPAC
Co_3O_4	Óxido de cobalto (II) y cobalto (III)	Tetraóxido de Tricobalto
Cr_3O_4	Óxido de cromo (II) y cromo (III)	Tetraóxido de Tricromo
Fe_3O_4	Óxido de hierro (II) y hierro (III)	Tetraóxido de Trihierro
Pb_3O_4	Óxido de plomo (II) y plomo (IV)	Tetraóxido de Triplomo
Sn_3O_4	Óxido de estaño (II) y estaño (IV)	Tetraóxido de Triestaño

ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Compuestos formados por un no metal (halógenos o anfígenos) e hidrógeno, donde el Hidrógeno actúa con su estado de oxidación característico (+ 1) y el no metal con su estado de oxidación negativo y menor, al formular, primero se escribirá el símbolo del Hidrógeno y luego el del no metal.

Los ácidos hidrácidos se designan, por intermedio de la Nomenclatura Tradicional, Stock y Nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura Tradicional y Nomenclatura IUPAC: Los ácidos Hidrácidos se nombran con la palabra genérica *ácido* seguida del nombre del *no metal* con el que se combinó y con el sufijo *hídrico*, en solución acuosa, por ejemplo:

Tabla 1.16*Ejemplos de la Nomenclatura Tradicional de los Ácidos hidrácidos*

FUNCIÓN: ÁCIDOS HIDRÁCIDOS			
Obtención: Hidrógeno + No metal (halógenos o anfígenos) = $\text{H}^+ \text{m}^-$			
Fórmula general: $(\text{H}^+ \text{m}^{-1})$ o $(\text{H}^+ \text{m}^{-2})$			
Ejemplos:	Nomenclatura tradicional		
$\text{H}^{+1} + \text{Cl}^{-1} = \text{HCl}$	Ácido clorhídrico	$\text{H}^{+1} + \text{S}^{-2} = \text{H}_2\text{S}$	Ácido sulfhídrico
$\text{H}^{+1} + \text{Br}^{-1} = \text{HBr}$	Ácido bromhídrico	$\text{H}^{+1} + \text{Se}^{-2} = \text{H}_2\text{Se}$	Ácido selenhídrico

Nomenclatura Stock: Se asigna con el nombre del no metal con sufijo *uro* seguida de la preposición *de* y finalmente la palabra *hidrógeno*, por ejemplo:

H₂Te Teluro de hidrógeno

HCl Cloruro de hidrógeno

Tabla 1.17

Ejemplos de la función Ácido hidrácido.

COMPUESTO	TRADICIONAL	STOCK
HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
HBr	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno
HI	Ácido yodhídrico	Yoduro de hidrógeno
H ₂ S	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
H ₂ Se	Ácido selenhídrico	Selenuro de hidrógeno
H ₂ Te	Ácido telurhídrico	Teluro de hidrógeno
HCN	Ácido cianhídrico	Cianuro de hidrógeno (Caso Especial)

Nomenclatura IUPAC: Según esta nomenclatura, para designar los ácidos hidrácidos se indica la proporción del no metal y de Hidrógeno, por ejemplo:

H₂S Sulfuro de di hidrógeno

HBr Bromuro de monohidrógeno

PERÓXIDOS

Resultan de combinar un metal con el grupo peróxido (O₂⁻²), en esta función binaria el oxígeno interviene con número de oxidación -1.

Tomando en cuenta que los átomos de oxígeno con número de oxidación -1 no existen como átomos aislados, sino que se presentan en grupos de dos átomos o grupos peróxidos (O₂⁻²) en la fórmula final del peróxido no se puede simplificar.

Nomenclatura Tradicional: Los peróxidos se nombran con la palabra peróxido seguido del nombre del metal, siempre que el metal tenga un solo estado de oxidación, como sufijo se utiliza el nombre metal normal o con la terminación en *ico*. Si el metal tiene dos estados de oxidación, se nombra con la del mayor estado de oxidación terminada en *ico*, ejemplo:

Na_2O_2 Peróxido de sodio

Cu_2O_2 Peróxido cuproso

Li_2O_2 Peróxido lítico

CuO_2 Peróxido cúprico

Nomenclatura Stock: Se utiliza como prefijo la palabra *peróxido* seguido de la preposición *de*, seguida de los *nombres del metal*, expresando con *números romanos* el valor del estado de oxidación de cada metal *entre paréntesis*, por ejemplo:

CaO_2 Peróxido de calcio

Ni_2O_6 Peróxido de níquel (III)

Nomenclatura IUPAC: Con el nombre genérico *óxido* precedido de los prefijos griegos: *mono*, *di*, *tri*, *tetra*, *penta*, para indicar el número de oxígenos presentes en la molécula y el *nombre del metal precedido también de los prefijos griegos* (si es mayor que uno) para indicar los átomos del metal que hay en la molécula, por ejemplo:

K_2O_2 , Dióxido de dipotasio.

Tabla 1.18*Ejemplos de la función Peróxido.*

FUNCIÓN: PERÓXIDOS METÁLICOS			
Obtención:	Metal + O₂⁻² = MO₂		Peróxido
Ejemplos:	Nomenclatura Tradicional		
COMPUESTO	TRADICIONAL	STOCK (*)	IUPAC
Na₂O₂	Peróxido de sodio	Peróxido de sodio	Dióxido de disodio
K₂O₂	Peróxido de potasio	Peróxido de potasio	Dióxido de dipotasio
CaO₂	Peróxido de calcio	Peróxido de calcio	Dióxido de calcio
CuO₂	Peróxido cúprico	Peróxido de cobre (II)	Dióxido de cobre
Li₂O₂	Peróxido de litio	Peróxido de litio	Dióxido de dilitio
Cu₂O₂	Peróxido cuproso	Peróxido de cobre (I)	Dióxido de dicobre
Ni₂O₆	Peróxido níquelico	Peróxido de níquel (III)	Hexaóxido de diníquel

Observaciones:

(*) Esta nomenclatura designa a estos compuestos con la palabra peróxidos seguido del nombre del metal con números romanos que corresponde a la valencia del elemento metálico.

HIPERÓXIDOS O SUPERÓXIDOS

También llamados superóxidos. Contienen el grupo o anión hiperóxido o dióxido (-1), la fórmula general es Metal + (O₂)⁻¹. Aparentemente, el oxígeno tiene el estado de oxidación -1/2. Generalmente el grupo hiperóxido reacciona con los elementos alcalinos y alcalinotérreos. Se nombran tan sólo cambiando peróxido por superóxido o hiperóxido.

Los hiperóxidos se designan, por intermedio de la Nomenclatura Tradicional, Nomenclatura Stock y Nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Los Hiperóxidos se nombran con la palabra superóxido seguido del nombre del metal siempre que el metal tenga una sola valencia, como subfijo se utiliza el nombre del metal, por ejemplo:

NaO₂ Superóxido de sodio

Nomenclatura Stock: Utiliza como prefijo la palabra *superóxido* seguido de la preposición *de* enseguida los *nombres del metal*, expresando con *números romanos dentro de paréntesis el valor de la valencia de cada metal*, por ejemplo:

CaO₄ Superóxido de calcio (II)

Nomenclatura IUPAC: Designamos con el nombre genérico *óxido* precedido de los prefijos griegos: *mono, di, tri, tetra, penta*, para indicar el número de oxígenos presentes en la molécula y el *nombre del metal precedido también de los prefijos griegos* (si es mayor que uno) para indicar los átomos del metal que hay en la molécula, por ejemplo:

BaO₄, Tetraóxido de bario

Tabla 1.19
Ejemplos de la función Hiperóxidos Metálicos.

FUNCIÓN: HIPERÓXIDOS METÁLICOS			
Obtención:	$\text{Metal} + \text{O}_2^{-1} = \text{MO}_2^{-1}$		
Fórmula general:	MO ₂ ⁻¹		
Ejemplos	Nomenclatura tradicional	Stock	IUPAC
$\text{Li}^{+1} + \text{O}_2^{-1} = \text{LiO}_2$	Superóxido de litio	Superóxido de litio	Dióxido de litio
$\text{Fe}^{+2} + \text{O}_2^{-1} = \text{FeO}_4$	Superóxido ferroso	Superóxido de hierro	Tetraóxido ferroso
$\text{Zn}^{+2} + \text{O}_2^{-1} = \text{ZnO}_4$	Superóxido de zinc	Superóxido de zinc	Tetróxido de zinc
$\text{Fe}^{+3} + \text{O}_2^{-1} = \text{FeO}_6$	Superóxido férrico	Superóxido de hierro	Hexaóxido férrico
$\text{Sn}^{+4} + \text{O}_2^{-1} = \text{SnO}_8$	Superóxido de estaño	Superóxido de estaño	Octaóxido estaño

OZÓNIDOS

Están formados por los metales alcalinos y por el grupo ozónido o anión **trióxido** (**1-**), triatómico, derivado del ozono, que son 3 oxígenos enlazados con un estado de oxidación total de -1. Los ozónidos se nombran de forma análoga a los peróxidos con la diferencia que en estos compuestos se utiliza el nombre ozónido en lugar de peróxido.

Tabla 1.20

Ejemplos de la función Ozónidos.

FUNCIÓN: OZÓNIDOS METÁLICOS			
Obtención:	Metal + $O_3^{-1} = MO_3^{-1}$	Ozónido	
Fórmula general:	MO_3^{-1}		
Ejemplos			
$Li^{+1} + O_3^{-1} = LiO_3$	Ozónido de litio	$Ag^{+1} + O_3^{-1} = AgO_3$	Ozónido de plata
$K^{+1} + O_3^{-1} = KO_3$	Ozónido de potasio	$Rb^{+1} + O_3^{-1} = RbO_3$	Ozónido de rubidio
$Cs^{+1} + O_3^{-1} = CsO_3$	Ozónido de cesio	$Na^{+1} + O_3^{-1} = NaO_3$	Ozónido de sodio

COMPUESTOS ESPECIALES O HIDRUIROS NO METÁLICOS

Los compuestos especiales se forman por combinación de cualquier no metal trivalente o tetravalente con el hidrógeno. Tomando en cuenta el estado de oxidación negativo del no metal y la positiva +1 del hidrógeno.

Estos compuestos se designan por intermedio de la Nomenclatura Tradicional y la Nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Se asignan con nombres especiales:

PH₃ Fosfamina o Fosfina SiH₄ Silicano o Silano
 AsH₃ Arsenamina o Arsina GeH₄ Germanano
 SbH₃ Estibamina o Estibina

Nomenclatura IUPAC: Los compuestos especiales se identifican con los siguientes nombres:

NH₃ Nitruro de trihidrógeno o Trihidruro de nitrógeno
 PH₃ Fosfuro de trihidrógeno o Trihidruro de fósforo
 AsH₃ Arseniuro de trihidrógeno o Trihidruro de arsénico
 SbH₃ Antomoniuro de trihidrógeno o Trihidruro de antimonio

Tabla 1.21

Ejemplos de la función Compuestos Especiales.

FUNCIÓN: COMPUESTO ESPECIAL			
Obtención: No metal (Nitrogenoides o Carbonoides) + Hidrógeno = compuesto especial			
Fórmula general: (m ⁻³ H ⁺¹) o (m ⁻⁴ H ⁺¹).			
N ⁻³ + H ⁺¹ = NH ₃	Amoníaco	C ⁻⁴ + H ⁺¹ = CH ₄	Metano

Tabla 1.22

Ejemplos de la función Compuestos Especiales, según las nomenclaturas Tradicional y IUPAC.

FUNCIÓN: COMPUESTO ESPECIAL		
Obtención: No metal (Nitrogenoides o Carbonoides) + Hidrógeno = compuesto especial		
Fórmula general: (m ⁻³ H ⁺¹) o (m ⁻⁴ H ⁺¹).		
COMPUESTO	TRADICIONAL	IUPAC
NH ₃	Amoníaco	Nitruro de trihidrógeno o trihidruro de nitrógeno
PH ₃	Fosfamina o fosfina	Fosfuro de trihidrógeno o trihidruro de fósforo
AsH ₃	Arsenamina o arsina	Arseniuro de trihidrógeno o trihidruro de arsénico
SbH ₃	Estibamina o estibina	Antomoniuro de trihidrógeno o trihidruro de antimonio

COMPUESTO	TRADICIONAL	IUPAC
CH ₄	Metano o formeno	Carburo de tetrahidrógeno o tetrahidruro de carbono
SiH ₄	Silicano o silano	Siliciuro de tetrahidrógeno o tetrahidruro de silicio
GeH ₄	Germanano	Germaniuro de tetrahidrógeno o tetrahidruro de germanio

HIDRUROS METÁLICOS

Los hidruros metálicos resultan de combinar cualquier metal con el hidrógeno, tomando en cuenta el estado de oxidación positivo del metal y la negativa -1 del hidrógeno. Ver los siguientes ejemplos:

Tabla 1.23

Ejemplos de la función Hidruros Metálicos.

FUNCIÓN: HIDRUROS METÁLICOS			
Obtención: Metal + Hidrógeno = M ⁺ H ⁻¹			
Fórmula general = M ⁺ H ⁻¹			
Ejemplos:			
Na ⁺¹ + H ⁻¹ = NaH	Hidruro de sodio	Fe ⁺² + H ⁻¹ = FeH ₂	Hidruro ferroso
Ca ⁺² + H ⁻¹ = CaH ₂	Hidruro de calcio	Fe ⁺³ + H ⁻¹ = FeH ₃	Hidruro férrico
Al ⁺³ + H ⁻¹ = AlH ₃	Hidruro de aluminio	Au ⁺¹ + H ⁻¹ = AuH	Hidruro auroso
Co ⁺² + H ⁻¹ = CoH ₂	Hidruro cobaltoso	Au ⁺³ + H ⁻¹ = AuH ₃	Hidruro aurífero
Co ⁺³ + H ⁻¹ = CoH ₃	Hidruro cobáltico	Ba ⁺² + H ⁻¹ = BaH ₂	Hidruro de bario

Tabla 1.24

Ejemplos de Hidruros Metálicos, según las nomenclaturas Antigua o Tradicional, Stock y IUPAC.

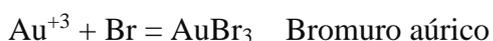
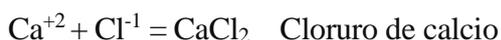
EJEMPLO	TRADICIONAL	STOCK	IUPAC
Ba ⁺² + H ⁻¹ = BaH ₂	Hidruro de bario	Hidruro de bario	Dihidruro de bario
Al ⁺³ + H ⁻¹ = AlH ₃	Hidruro de aluminio	Hidruro de aluminio	Trihidruro de aluminio
Co ⁺² + H ⁻¹ = CoH ₂	Hidruro cobaltoso	Hidruro de cobalto (II)	Dihidruro de cobalto
Co ⁺³ + H ⁻¹ = CoH ₃	Hidruro cobáltico	Hidruro de cobalto (III)	Trihidruro de cobalto

SALES HALÓGENAS NEUTRAS

Esta función binaria se obtiene principalmente combinando cualquier no metal monovalente o divalente (halógenos o anfígenos) con un metal tomando en cuenta el estado de oxidación negativo del no metal y la positiva del metal.

Las sales hálógenas neutras se designan por intermedio de la Nomenclatura Tradicional, Nomenclatura Stock y Nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: En este sistema se designan con el nombre del no metal terminado en *uro*, seguido del *nombre del metal*; si este es de estado de oxidación variable, se utiliza el subfijo *oso* para el de menor estado de oxidación y el de mayor estado de oxidación en *ico*, por ejemplo:



Nomenclatura Stock: Mediante este sistema a las *sales halógenas neutras* nombramos al no metal con el subfijo terminado en *uro*, seguido del metal con su respectivo estado de oxidación representado con *números romanos entre paréntesis*. Por ejemplo:



Nomenclatura IUPAC: En este sistema designamos a las *sales halógenas neutras* tomando en cuenta la proporción del metal y del no metal, por ejemplo:



Tabla 1.25

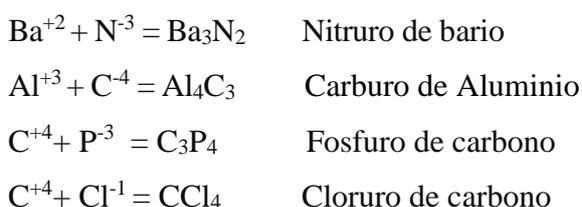
Ejemplos de Halógenas Neutras, según las nomenclaturas Tradicional, Stock y IUPAC.

FUNCIÓN: HALÓGENAS NEUTRAS			
Obtención: Metal + No metal = M^{+m}			
Fórmula general: M^{+m}			
Ejemplos:			
COMPUESTO	ANTIGUA	STOCK	IUPAC
CoS	Sulfuro cobaltoso	Sulfuro de cobalto (II)	Disulfuro de monocobalto
Co ₂ S ₃	Sulfuro cobáltico	Sulfuro de cobalto (III)	Trisulfuro de dicobalto
CuS	Sulfuro cúprico	Sulfuro de cobre (II)	Monosulfuro de monocobre
Cu ₂ S	Sulfuro cuproso	Sulfuro de cobre (I)	Monosulfuro de dicobre
HgS	Sulfuro mercuríco	Sulfuro de mercurio (II)	Monosulfuro de monomercurio

COMPUESTOS NO SALINOS

Esta función se obtiene disponiendo cualquier no metal trivalente o tetravalente con un metal combinando dos no metales entre sí. Los compuestos no salinos se designan por intermedio de la Nomenclatura Tradicional, Nomenclatura Stock y Nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Mediante este sistema se designan con el nombre del no metal terminado en *uro*, seguido del *nombre del metal o no metal*. Por ejemplo:



Nomenclatura Stock: Mediante este sistema a los compuestos no salinos nombramos al no metal con el subfijo terminado en *uro*, seguido del metal con su respectivo estado de oxidación representado con *números romanos entre paréntesis*, por ejemplo:

Cloruro de galio (III)

Sulfuro de estaño (IV)

Nomenclatura IUPAC: En este sistema designamos a las sales halógenas neutras tomando en cuenta la proporción del metal y del no metal, por ejemplo:

BaI₂ Diyoduro de mono bario

FeI₂ Diyoduro de mono hierro

CCl₄ Tetracloruro de carbono

Tabla 1.26

Ejemplos de Compuestos no Salinos, según las nomenclaturas Tradicional, Stock y IUPAC.

FUNCIÓN: COMPUESTOS NO SALINOS			
Obtención: Metal + no metal (trivalente o tetravalente) = M _{3m} o M _{4m}			
Fórmula general: M _{3m} o M _{4m}			
COMPUESTO	TRADICIONAL	STOCK	IUPAC
Li ₃ N	Nitruro de litio	Nitruro de litio	Nitruro de trilitio
P ₃ I ₃	Yoduro de fósforo	Yoduro de fósforo (III)	Triyoduro de fósforo

Nota. El estado de oxidación positivo o negativo depende de la electronegatividad del elemento en la fórmula con relación a la ubicación del elemento flúor en la tabla periódica, es decir el nitrógeno es más electronegativo que el carbono, $C^{+4} + N^{-3} = C_3N_4$ el nitrógeno está más cercano al F razón por la que se asigna la carga negativa -3, en el caso del $Al^{+3} + C^{-4} = Al_4C_3$, el carbono posee un estado de oxidación negativo, debido a que el C es más electronegativo en relación al metal.

ALEACIONES BINARIAS

Esta función se obtiene al combinar o mezclar dos metales entre sí, tomando en cuenta la representación de porcentajes.

A estos compuestos los designamos con la nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura IUPAC: Las aleaciones binarias se designan de manera genérica con la palabra aleación y específicamente con el nombre de los dos metales. A continuación, se muestran algunos ejemplos:

Tabla 1.27

Ejemplos de Aleaciones binarias, según las nomenclaturas IUPAC

FUNCIÓN: ALEACIONES BINARIAS					
Obtención: % Metal ₁ + % Metal ₂ = %M ₁ %M ₂					
Fórmula general: %M ₁ %M ₂					
Ejemplos:					
Aleación	Elementos	Porcentaje (%)	Aleación	Elementos	Porcentaje (%)
IUPAC: Aleación de oro y plata. Nombre común: Oro blanco	Au	85	IUPAC: Aleación Cromo y hierro	Cr	15
	Ag	15	Nombre común: Acero inoxidable	Fe	85
IUPAC: Aleación de plata y cobre Nombre común: Plata Fina	Ag	93	IUPAC: Aleación de cobre y zinc	Cu	80
	Cu	7	Latón	Zn	20
IUPAC: Aleación de cobre y estaño Nombre común: Bronce de campanas	Cu	85	IUPAC: Aleación de cobre y estaño	Cu y Zn	40-60
	Sn	15	Nombre común: Bronce de monedas	Sn	67
					33

AMALGAMAS BINARIAS

Esta función resulta de combinar o mezclar un metal con el mercurio, tomando en cuenta también los porcentajes. A estos compuestos se los designa con la Nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura IUPAC: A las amalgamas binarias se designan de manera genérica con la palabra amalgama y específicamente con el nombre del metal que se combina con el mercurio. A continuación, se muestran algunos ejemplos:

Tabla 1.28*Ejemplos de Amalgama binaria, según las nomenclaturas IUPAC*

FUNCIÓN: AMALGAMA BINARIA					
Obtención: % Metal ₁ + % Hg = %M ₁ %Hg					
Fórmula general: %M ₁ %Hg					
Amalgama	Elementos	Porcentaje (%)	Amalgama	Elementos	Porcentaje (%)
Amalgama de oro	Au	90	Amalgama de Plata	Ag	90
	Hg	10		Hg	10
Amalgama de sodio	Na	0,8 %	Amalgama de níquel	Ni	95
	Hg	99,2%		Hg	5

COMPUESTOS TERNARIOS Y CUATERNARIOS

Se trata de compuestos que tienen tres o cuatro átomos en su molécula, (ternarias y cuaternarias) y comprenden las siguientes funciones:

Tabla 1. 29*Clasificación de las funciones Ternarias y Cuaternarios.*

CLASIFICACIÓN DE COMPUESTOS TERNARIOS Y CUATERNARIOS		
No.	FUNCIÓN	FÓRMULA GENERAL
1	Ácido oxácido u oxisal de hidrógeno	H(mO)
2	Base o hidróxido metálico	M(OH)
3	Sales oxisales neutras	M(mO)
4	Sales oxisales ácidas	M(HmO)
5	Sales oxisales básicas	M(OH)mO
6	Sales oxisales dobles	M ₁ M ₂ (mO)
7	Sales oxisales mixtas	M(mO) ₁ (mO) ₂
8	Sales halógenas ácidas	M(Hm)
9	Sales halógenas básicas	M(OH)m
10	Sales halógenas dobles	M ₁ M ₂ m
11	Sales halógenas mixtas	Mm ₁ m ₂

ÁCIDOS OXÁCIDOS

Son compuestos constituidos por hidrógeno, un no metal y el oxígeno, se obtienen por combinación de un anhídrido con el agua.

Tabla 1.30

Ejemplos de Ácidos oxácidos

FUNCIÓN: ÁCIDOS OXÁCIDOS			
Obtención: Anhídridos + agua = Ácido Oxácido			
Fórmula general: H m O			
Ejemplos:			
$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2 = \text{HClO}$	Ácido hipocloroso	$\text{Br}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Br}_2\text{O}_2 = \text{HBrO}$	Ácido hipobromoso
$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_4 = \text{HClO}_2$	Ácido cloroso	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4 = \text{HNO}_2$	Ácido nitroso
$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6 = \text{HClO}_3$	Ácido clórico	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6 = \text{HNO}_3$	Ácido nítrico
$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8 = \text{HClO}_4$	Ácido perclórico	$\text{Br}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Br}_2\text{O}_4 = \text{HBrO}_2$	Ácido bromoso

ÁCIDOS OXÁCIDOS DEL CARBONO

Cuando se combinan con una molécula de agua se le antepone al nombre del ácido el prefijo *meta*. En cambio, cuando son dos las moléculas de agua se asignan al nombre del ácido el prefijo *orto*. Veamos los siguientes ejemplos:

Tabla 1.31

Ejemplos de la función Ácidos Oxácidos del Carbono.

Ácidos del Carbono.			
$\text{CO} + 1(\text{H}_2\text{O}) = \text{H}_2\text{CO}_2$	Ácido metacarbonoso o Carbonoso		
$\text{CO}_2 + 1(\text{H}_2\text{O}) = \text{H}_2\text{CO}_3$	Ácido metacarbónico o carbónico	$\text{CO}_2 + 2(\text{H}_2\text{O}) = \text{H}_4\text{CO}_4$	Ácido ortocarbónico

En el caso de los anhídridos fosforoso, fosfórico, arsenioso, arsénico, antimoniioso y antimónico; se hidratan cada uno de ellos con una, dos y tres moléculas de agua respectivamente. Cuando se combinan con una molécula de agua se asigna al nombre

del ácido el prefijo *meta*; si son dos las moléculas de agua el prefijo *piro*, y si son tres las moléculas de agua el prefijo *orto*. Veamos los siguientes ejemplos:

Tabla 1.32

Ejemplos de la función Ácidos del Fósforo.

Ácidos Ortohipofosforoso y Ortoperfosfórico.		
$P_2O + 3(H_2O) = H_6P_2O_4 = H_3PO_2$	Ácido ortohipofosforoso	$P_2O_7 + 3(H_2O) = H_6P_2O_{10} = H_3PO_5$ Ácido ortoperfosfórico

Tabla 1.33

Ejemplos de casos especiales de los ácidos oxácidos del Fósforo.

Ácidos del Fósforo		
META	PIRO	ORTO
$P_2O_3 + 1(H_2O) = H_2P_2O_4 = HPO_2$	$P_2O_3 + 2(H_2O) = H_4P_2O_5$	$P_2O_3 + 3(H_2O) = H_6P_2O_6 = H_3PO_3$
↑	↑	↑
Ácido Metafosforoso	Ácido Pirofosforoso	Ácido Ortofosforoso
$P_2O_5 + 1(H_2O) = H_2P_2O_6 = HPO_3$	$P_2O_5 + 2(H_2O) = H_4P_2O_7$	$P_2O_5 + 3(H_2O) = H_6P_2O_8 = H_3PO_4$
↑	↑	↑
Ácido Metafosfórico	Ácido Pirofosfórico	Ácido Ortofosfórico

Tabla 1.34

Ejemplos de casos especiales de los ácidos oxácidos del Arsénico y Antimonio.

Ácidos del Arsénico y Antimonio					
Ácido META		Ácido PIRO		Ácido ORTO	
HAsO₂	Meta-arsenioso	H₄As₂O₅	Piro-arsenioso	H₃AsO₃	Orto-arsenioso
HAsO₃	Ácido meta-arsénico	H₄As₂O₇	Piro-arsénico	H₃AsO₄	Orto-arsénico
H₄Sb₂O₅	Meta-antimonioso	H₄Sb₂O₅	Piro-antimonioso	H₃SbO₃	Orto-antimonioso
HSbO₃	Meta-antimónico	H₄Sb₂O₇	Piro-antimónico	H₃SbO₄	Orto-antimónico

Tabla 1.35
Ejemplos de ácidos de Boro.

Ácidos de Boro		
META	PIRO	ORTO
Ácido Metabórico $B_2O_3 + 1(H_2O) = H_2B_2O_4 = HBO_2$	Ácido Pirobórico $B_2O_3 + 2(H_2O) = H_4B_2O_5$	Ácido Ortobórico $B_2O_3 + 3(H_2O) = H_6B_2O_6 = H_3BO_3$

El ácido ortobórico conocido como ácido bórico (H_3BO_3) asociado en varias moléculas se deshidrata para formar los ácidos: tribórico, tetrabórico y pentabórico. Veamos los siguientes ejemplos:

Tabla 1.36
Ejemplos de ácidos del Boro.

Ácidos del Boro		
TRI	TETRA	PENTA
Ácido Tribórico $3(H_3BO_3) - 4(H_2O) = HB_3O_5$	Ácido Tetrabórico $4(H_3BO_3) - 5(H_2O) = H_2B_4O_7$	Ácido Pentabórico $5(H_3BO_3) - 7(H_2O) = HB_5O_8$

NOMENCLATURA DE LOS ÁCIDOS OXÁCIDOS

Los ácidos oxácidos se designan por intermedio de las tres nomenclaturas: Tradicional, Stock y IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: A los ácidos oxácidos se les nombra con las reglas generales para los anhídridos sustituyendo la palabra anhídrido por ácido (ya que de los anhídridos se originan).

Nomenclatura Stock: Estos compuestos se nombra al no metal con el sufijo – *ato*, se asigna los prefijos: *monoxo*, *dioxo*, *trioxo*, *tetraoxo*, *pentaoxo* y *heptaoxo*, según la proporción de oxígeno presente en el ácido, luego el número de estado de oxidación del no metal y por último se agrega *de hidrógeno*.

Tabla 1.37
Ejemplos de ácidos oxácidos.

ÁCIDOS OXÁCIDOS			
	TRADICIONAL	STOCK	
HClO	Ácido hipocloroso	Ácido monoxoclórico(I)	Oxoclorato (I) de hidrógeno
HClO₂	Ácido cloroso	Ácido dioxoclórico (III)	Dioxoclorato (III) de hidrógeno
HClO₃	Ácido clórico	Ácido trioxoclórico (V)	Trioxoclorato (V) de hidrógeno
HClO₄	Ácido perclórico	Ácido tetraoxoclórico (VII)	Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno
HNO₂	Ácido nitroso	Ácido dioxonítrico (III)	Dioxonitrato (III) de hidrógeno
HNO₃	Ácido nítrico	Ácido trixonítrico (V)	Trioxonitrato (V) de hidrógeno
H₂CO₃	Ácido carbónico	Ácido trioxocarbónico (IV)	Trioxocarbonato (IV) de hidrógeno
H₂SO₃	Ácido sulfuroso	Ácido trioxosulfúrico (IV)	Trioxosulfato (IV) de hidrógeno
H₂SO₄	Ácido sulfúrico	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)	Tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno

Nomenclatura IUPAC: Designa a los ácidos oxácidos de dos maneras:

1. Considera a los ácidos oxácidos como oxisales neutras, y para su designación escriba primero el nombre del ácido, pero cambiando la terminación *oso* por *ito* e *ico* por *ato*, y luego se indica la proporción de hidrógeno.
2. Considera a los ácidos oxácidos como oxisales neutras, y para su designación, al nombre de la oxisal de hidrógeno se asigna los prefijos: *monoxo*, *dioxo*, *trioxo*, *tetraoxo*, *pentaoxo* y *heptaoxo*, según la proporción de oxígeno presente en el ácido. Veamos los siguientes ejemplos:

Tabla 1.38
Ejemplos de ácidos oxácidos.

ÁCIDOS OXÁCIDOS NOMENCLATURA IUPAC		
	Nomenclatura 1	Nomenclatura 2
HClO	Hipoclorito de hidrógeno	Monoxohipoclorito de hidrógeno
HClO₃	Clorato de hidrógeno	Trioxoclorato de hidrógeno
HClO₄	Perclorato de hidrógeno	Tetraoxoperclorato de hidrógeno
H₂SO₃	Sulfito de hidrógeno	Trioxosulfito de dihidrógeno
H₂SO₄	Sulfato de hidrógeno	Tetraoxosulfato de dihidrógeno
H₃PO₃	Ortofosfito de hidrógeno	Trioxo-ortofosfito de trihidrógeno
H₄P₂O₅	Pirofosfito de hidrógeno	Pentaoxo-pirosulfito de tetra hidrógeno

Tabla 1.39*Aniones de los ácidos oxácidos.*

ANIONES DE LOS ÁCIDOS OXÁCIDOS			
Ejemplo: H ₂ SO ₄	= (2H ⁺ +SO ₄) ⁻²		
Ácido oxácido	Fórmula	Anión	nombre del Anión
Ac. Hipocloroso	HClO	(ClO) ⁻¹	hipoclorito
Ac. cloroso	HClO ₂	(ClO ₂) ⁻¹	clorito
Ac. perclórico	HClO ₄	(ClO ₄) ⁻¹	perclorato
Ac. yódico	HIO ₃	(IO ₃) ⁻¹	yodato
Ac. yodoso	HIO ₂	(IO ₂) ⁻¹	yodito
Ac. nitroso	HNO ₂	(NO ₂) ⁻¹	nitrito
Ac. Sulfúrico	H ₂ SO ₄	(SO ₄) ⁻²	sulfato
Ac. nítrico	HNO ₃	(NO ₃) ⁻¹	nitrato
Ac. Teluroso	H ₂ TeO ₃	(TeO ₃) ⁻²	telurito
Ac. Sulfuroso	H ₂ SO ₃	(SO ₃) ⁻²	sulfito
Ac. Carbónico	H ₂ CO ₃	(CO ₃) ⁻²	carbonato
Ac. O.fosfórico	H ₃ PO ₄	(PO ₄) ⁻³	orto fosfato
Ac. Perbromico	HBrO ₄	(BrO ₄) ⁻¹	perbromato
Ac. Selénico	H ₂ SeO ₄	(SeO ₄) ⁻²	selenato
Ac. PiroArsénico	H ₄ As ₂ O ₇	(As ₂ O ₇) ⁻⁴	piroarseniato
Ac. pirofosforoso	H ₄ P ₂ O ₅	(P ₂ O ₅) ⁻⁴	pirofosfito

Tabla 1.40*Aniones de los ácidos oxácidos casos especiales.*

ANIONES DE ÁCIDOS OXÁCIDOS CASOS ESPECIALES			
Ejemplo: H ₃ PO ₄	= 3H ⁺ +(PO ₄) ⁻³		
Ácido oxácido	Fórmula	Anión	nombre del Anión
Ac. crómico	H ₂ CrO ₄	(CrO ₄) ⁻²	cromato
Ac. dicrómico	H ₂ Cr ₂ O ₇	(Cr ₂ O ₇) ⁻²	dicromato
Ac. permangánico	HMnO ₄	(MnO ₄) ⁻¹	permanganato
Ac. hiposulfúrico	H ₂ S ₂ O ₆	(S ₂ O ₆) ⁻¹	ditiosulfato
A. peróxisulfúrico	H ₂ S O ₅	(S O ₅) ⁻²	peróxisulfato
Ac. tiosulfúrico	H ₂ S ₂ O ₃	(S ₂ O ₃) ⁻²	tio sulfato
A. metabórico	H B O ₂	(B O ₂) ⁻¹	metaborato
A. tetrabórico	H ₂ B ₄ O ₇	(B ₄ O ₇) ⁻²	tetraborato
Ac. piro-sulfúrico	H ₂ S ₂ O ₇	(S ₂ O ₇) ⁻²	pirosulfato
Ac. Oxálico	H ₂ C ₂ O ₄	(C ₂ O ₄) ⁻²	oxalato
Ac. Acético	CH ₃ COOH	(CH ₃ COO) ⁻	acetato

Tabla 1.41*Aniones monoatómicos.*

ANIONES MONOATÓMICOS			
ANIONES			
F⁻¹	Fluoruro	As⁻³	Arseniuro
Cl⁻¹	Cloruro	P⁻³	Fosfuro
Br⁻¹	Bromuro	Sb⁻³	Antimoniuro
I⁻¹	Yoduro	C⁻⁴	Carburo
S⁻²	Sulfuro	Se⁻²	Seleniuro
Te⁻²	Teluro	N⁻³	Nitruro

Tabla 1.42*Aniones especiales.*

ANIONES ESPECIALES			
Ejemplo: M(OH)	= M + (OH) ⁻¹		
compuestos	Fórmula	Anión	nombre del ion
Hidróxidos	M(OH)	(OH) ⁻¹	hidróxi
Peróxidos	M ₂ O ₂	(O ₂) ⁻¹	peróxi
Cianuros	HCN	(CN) ⁻¹	cianuro
Amonio	NH ₄	(NH ₄) ⁺	amonio
Amidas metálicas	NaNH ₂	(NH ₂) ⁻¹	amiduro

BASES O HIDRÓXIDOS METÁLICOS

Los Hidróxidos se obtienen por la reacción de un Óxido Metálico con agua, en otras palabras, resultan de la hidratación de los óxidos metálicos. Se caracterizan por la presencia del ion Hidroxilo “(OH)⁻¹” en la molécula.

Esta función se obtiene por dos procedimientos:

1. Se obtienen intercambiando el estado de oxidación entre un metal y el oxhidrilo (OH)⁻¹, que es monovalente negativo. Veamos los siguientes ejemplos:

Tabla 1.43*Ejemplos de la función Hidróxidos Metálicos.*

FUNCIÓN: BASES O HIDRÓXIDOS METÁLICOS			
Obtención: Metal + H₂O = M(OH)			
Fórmula general: M⁺(OH)⁻¹			
Ejemplos:			
$\text{Na}^{+1} + \text{OH}^{-1} = \text{NaOH}$	hidróxido de sodio	$\text{Al}^{+3} + \text{OH}^{-1} = \text{Al}(\text{OH})_3$	hidróxido de aluminio
$\text{Ca}^{+2} + \text{OH}^{-1} = \text{Ca}(\text{OH})_2$	hidróxido de calcio	$\text{Fe}^{+2} + \text{OH}^{-1} = \text{Fe}(\text{OH})_2$	hidróxido ferroso o de hierro (II)
$\text{Bi}^{+3} + \text{OH}^{-1} = \text{Bi}(\text{OH})_3$	hidróxido de bismuto	$\text{Fe}^{+3} + \text{OH}^{-1} = \text{Fe}(\text{OH})_3$	hidróxido férrico o de hierro (III)

2. Una segunda forma de obtención es combinando un óxido metálico con el agua, y aumentando tantas moléculas de agua como oxígenos tenga el óxido metálico.

Tabla 1.44*Ejemplos de las Bases o Hidróxidos Metálicos.*

FUNCIÓN BASE O HIDRÓXIDO METÁLICO		
$\text{Na}_2\text{O} + 1(\text{H}_2\text{O}) = \text{Na}_2\text{O}_2\text{H}_2$	NaOH	Hidróxido de sodio
$\text{SnO}_2 + 2(\text{H}_2\text{O}) = \text{SnO}_4\text{H}_4$	Sn(OH) ₄	Hidróxido estáñico
$\text{Al}_2\text{O}_3 + 3(\text{H}_2\text{O}) = \text{Al}_2\text{O}_6\text{H}_6$	Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio

En los hidróxidos se aplican las nomenclaturas Tradicional, Stock y Sistemática. A continuación, se muestran algunos ejemplos de algunos compuestos y su correspondiente nomenclatura, según las tres modalidades.

Nomenclatura Tradicional: No está recomendada, pero la usaremos como entrenamiento. Se nombran con las palabras *hidróxido de* seguido del nombre del metal terminada en los sufijos *-oso* u *-ico* según que actúe con el menor estado de oxidación o el mayor.

Nomenclatura Stock: Es la nomenclatura recomendada por la IUPAC. Se nombran con las palabras *hidróxido de* seguido del nombre del metal y entre paréntesis el número de oxidación, en números romanos, si tiene más de uno.

Nomenclatura Sistemática: Se nombran con la palabra genérica *hidróxido* precedida de los prefijos multiplicativos *-di*, *-tri*, *-tetra*, etc., que indican el número de grupos hidroxilo (OH-) (si el catión metálico presenta varios estados de oxidación), la preposición *de* y el *nombre del metal*.

Tabla 1.45

Ejemplos de bases o hidróxidos metálicos, según las nomenclaturas Antigua.

COMPUESTOS	NOMENCLATURA	TRADICIONAL	
LiOH	Hidróxido de litio	Cr (OH)₂	Hidróxido cromoso
NaOH	Hidróxido de sodio	Cr (OH)₃	Hidróxido crómico
Ba (OH)₂	Hidróxido de bario	NH₄OH	Hidróxido de amonio
Bi (OH)₃	Hidróxido de bismuto	Mg (OH)₂	Hidróxido de magnesio
Al (OH)₃	Hidróxido de aluminio	Os (OH)₄	Hidróxido de osmio
Hg OH	Hidróxido mercurioso	Tl (OH)	Hidróxido talioso
Hg (OH)₂	Hidróxido mercúrico	Tl (OH)₃	Hidróxido tálico

La nomenclatura Stock se utiliza para designar a los hidróxidos que tienen metales de estado de oxidación variable. Ejemplos:

Tabla 1.46

Ejemplos de hidróxidos, según la nomenclatura STOCK.

Nomenclatura STOCK			
Cu OH	Hidróxido de cobre (I)	Mn (OH)₂	Hidróxido de Mn (II)
Cu (OH)₂	Hidróxido de cobre (II)	Mn (OH)₃	Hidróxido de Mn (III)
Au OH	Hidróxido de oro (I)	Cr (OH)₂	Hidróxido de Cr (II)
Au (OH)₃	Hidróxido de oro (III)	Cr (OH)₃	Hidróxido de Cr (III)

Tabla 1.47*Ejemplos de los hidróxidos, según la nomenclatura Sistemática.*

Nomenclatura Sistemática			
Li OH	Monohidróxido de litio	Ca (OH)₂	Dihidróxido de calcio
Fe (OH)₂	Dihidróxido de hierro	Al (OH)₃	Trihidróxido de aluminio
Ba (OH)₂	Dihidróxido de bario	V(OH)₅	Pentahidróxido de vanadio

Tabla 1.48*Clasificación de las Sales Oxisales.*

SALES OXISALES			
Definición: en general las sales oxisales podemos obtener de la reacción entre los Hidróxidos metálicos y los ácidos Oxácidos.			Simbología M = metal m = no metal O = oxígeno H= hidrógeno
Función Sales Oxisales	Fórmula general	EJEMPLOS DE OBTENCIÓN	NOMENCLATURA
NEUTRAS	$M^{+1} (mO)^{-1}$	(*) El #OH del hidróxido debe estar en igual proporción que el #H del ácido oxácido. #H = OH Hidróxido + ácido oxácido $NaOH + HClO = NaClO + H_2O$	A las todas sales oxisales se les nombra cambiando la terminación oso por ito e ico por ato , seguido del nombre del Metal. NaClO: Hipo Clorito de sodio
ÁCIDAS	$M(HmO)^{-1}$	El #H del ácido oxácido debe estar en mayor proporción que el #OH del hidróxido. $>\#H \longrightarrow OH$ $KOH + H_2SO_4 = K(HSO_4)^{-1} + H_2O$	A las sales oxisales ácidas se les nombra cambiando la terminación oso por ito e ico por ato , seguido de la palabra ácido y luego el nombre del Metal. K(HSO₄)⁻¹: Sulfato ácido de potasio
BÁSICAS	$M^{+1}(OH)(mO)$	El #OH del hidróxido debe estar en mayor proporción que el #H del ácido oxácido. $>\#OH \longrightarrow H$ $Ba(OH)_2 + HBrO_3 = Ba(OH)^-(BrO_3)^{-1} + H_2O$	A las sales oxisales básicas se les nombra cambiando la terminación oso por ito e ico por ato , seguido de la palabra básico y luego el nombre del Metal. Ba (OH)⁻¹(BrO₃)⁻¹: Bromato básico de bario

SALES OXISALES		Simbología
Definición: en general las sales oxisales podemos obtener de la reacción entre los Hidróxidos metálicos y los ácidos Oxácidos.		M = metal m = no metal O = oxígeno H= hidrógeno

MIXTAS	$M(mO)_1(mO)_2$	<p>El #OH del hidróxido este en igual proporción que el #H delos 2 ácidos oxácidos.</p> <p>#H 2- Ac. Ox = #OH</p> <p>HClO₄ + Bi (OH)₃ = Bi⁺³(SO₄)⁻²ClO₄⁻ + H₂O H₂SO₄</p>	<p>A las sales oxisales mixtas se les nombra cambiando la terminación oso por ito e ico por ato provenientes de los dos ácidos oxácidos y luego el nombre del Metal.</p> <p>Bi⁺³(SO₄)⁻²(ClO₄)⁻¹: Per clorato sulfato de bismuto</p>
DOBLES	$M_1M_2(mO)$	<p>El #OH de los dos hidróxidos debe estar este en igual proporción que el #H del ácido oxácido.</p> <p>#H=#OH</p> <p>Li OH H₂SO₄ + = LiKSO₄+2H₂O K OH Sulfato doble de litio y de potasio</p>	<p>A las sales oxisales dobles se les nombra cambiando la terminación oso por ito e ico por ato, seguido de la palabra doble y del nombre de los dos metales. Si los metales son de valencia variable el de menor valencia terminado en oso e ico el de mayor valencia.</p> <p>Li K SO₄: Sulfato doble de litio y de potasio</p>

Observaciones:

^(*)Para facilitar la obtención del producto se debe cumplir con esta condición en los reaccionantes.

OXISALES NEUTRAS

Esta función se obtiene por los siguientes procedimientos:

1. Cuando reacciona un ácido oxácido y un hidróxido metálico por neutralización, teóricamente en los reactivos el #OH del hidróxido debe estar en igual proporción que el número de Hidrógenos del ácido oxácido.

A las sales oxisales se les nombra cambiando la terminación *oso* por *ito* e *ico* por *ato*, seguido del nombre del metal. Ejemplos:

Tabla 1.49*Ejemplos de Oxisales Neutras por neutralización.*

FUNCIÓN: OXISALES NEUTRAS		FÓRMULA GENERAL: $M^{+1}(mO)^{-1}$
Ejemplos	Obtención: Hidróxido + Ácido Oxácido = Sal Oxisal Neutra + Agua	
1	$KOH + HNO_3 = KNO_3 + H_2O$ Hidróxido de potasio + Ácido nítrico = Nitrato de potasio + Agua	
2	$Ba(OH)_2 + 2 HBrO_3 = Ba(BrO_3)_2 + 2H_2O$ Hidróxido de bario + Ácido brómico = Bromato de bario + Agua	
3	$Al(OH)_3 + 3 HIO_3 = Al(IO_3)_3 + 3 H_2O$ Hidróxido de aluminio + Ácido yódico = Yodato de aluminio + Agua	
4	$Ca(OH)_2 + H_2CO_3 = CaCO_3 + 2 H_2O$ Hidróxido de calcio + Ácido carbónico = Carbonato de calcio + Agua	
5	$2 LiOH + H_2SO_4 = Li_2SO_4 + 2H_2O$ Hidróxido de litio + Ácido sulfúrico = Sulfato de litio + Agua	
6	$NaOH + HClO = NaClO + H_2O$ Hidróxido de sodio + Ácido hipocloroso = Hipoclorito de sodio + Agua	

2. Intercambiando los estados de oxidación entre el radical aniónico proveniente de un ácido oxácido y un metal.

Tabla 1.50*Ejemplos de Oxisales Neutras por intercambio de los estados de oxidación.*

FUNCIÓN: OXISALES NEUTRAS		FÓRMULA GENERAL: $M^{+1}(mO)^{-1}$
Ejemplos	Obtención: Ion metálico + Ion del Ácido Oxácido = Sal Oxisal Neutra	
1	$Na^+ + (NO_3)^{-1} = NaNO_3$ Ion sodio + Ion nitrato = Nitrato de sodio	
2	$Bi^{+3} + (BrO_3)^{-1} = Bi(BrO_3)_3$ Ion bismuto + Ion bromato = Bromato de bismuto	
3	$Al^{+3} + (IO_3)^{-1} = Al(IO_3)_3$ Ion aluminio + Ion yodato = Yodato de aluminio	
4	$Mg^{+2} + (CO_3)^{-2} = MgCO_3$ Ion magnesio + Ion carbonato = Carbonato de magnesio	
5	$Li^{+1} + (SO_4)^{-2} = Li_2SO_4$ Ion litio + Ion sulfato = Sulfato de litio	
6	$K^+ + (ClO)^{-1} = KClO$ Ion potasio + Ion hipoclorito = Hipoclorito de potasio	

3. Desplazando los hidrógenos de un ácido por intermedio de un metal. En este proceso además de la oxisal neutra se desprende hidrógeno molecular (H₂).

Tabla 1.51

Ejemplos de Oxisales Neutras por desplazamiento del hidrógeno.

FUNCION: OXISALES NEUTRAS			
Obtención: desplazando los hidrógenos de un ácido por intermedio de un metal.			
Ejemplos:			
Ác. oxácido + metal = Oxisal neutra + H ₂			
2HNO ₃ + 2Na = 2NaNO ₃ + H ₂	H ₂ SO ₄ + Zn = ZnSO ₄ + H ₂	2H ₃ PO ₄ + 2Al = 2AlPO ₄ + H ₂	

NOMENCLATURA DE LAS OXISALES NEUTRAS

Estas sales tienen las siguientes nomenclaturas: Tradicional, STOCK y IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Nombramos el anión como se en los ácidos oxácidos pero cambiando las terminaciones - *oso* por - *ito* e - *ico* por - *ato* y a continuación el metal con los sufijos correspondientes según el estado de oxidación, por ejemplo:

Ba(NO₃)₂ Nitrato de bario Fe₂(CO₃)₃ Carbonato férrico

K₂CO₃ Carbonato de sodio Bi₂(SO₄)₃ Sulfato de bismuto

Tabla 1.52

Ejemplos de Oxisales Neutras, según la nomenclatura Tradicional.

NOMENCLATURA TRADICIONAL			
Ca (ClO) ₂	Hipoclorito de calcio	AgNO ₃	Nitrato de plata
KNO ₂	Nitrito de potasio	Li ₂ TeO ₄	Telurato de litio
Zn (NO ₃) ₂	Nitrato de zinc	Fe ₂ (CO ₃) ₃	Carbonato férrico
Na ₂ CO ₃	Carbonato de sodio	Al ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato de aluminio

Nomenclatura Stock: Identifica a las oxisales neutras con las siguientes designaciones:

Se basa en la tradicional, pero indicando el número de oxidación del metal o del catión entre paréntesis, y es la más utilizada en la literatura científica. De manera estricta, el estado de oxidación del no metal en las oxisales neutras también se debería indicar.

Tabla 1.53

Ejemplos de Oxisales Neutras, según la nomenclatura STOCK.

NOMENCLATURA STOCK			
CuSO ₃	Sulfito de cobre (I)	Pb (SO ₄) ₂	Sulfato de plomo (IV)
CuSO ₄	Sulfato de cobre (II)	Cr (NO ₃) ₃	Nitrato de cromo (III)
FeSO ₄	Sulfato de hierro (II)	Hg (NO ₃) ₂	Nitrato de mercurio (II)
PbSO ₄	Sulfato de plomo (II)	NiTeO ₄	Telurato de níquel (II)

Nomenclatura IUPAC: Designa a las oxisales neutras de dos maneras:

1. Nombra a las oxisales neutras indicando la proporción de metal y radical halogénica.

Tabla 1.54

Ejemplos de Oxisales Neutras, según la nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura IUPAC, indicando la proporción de metal y radical halogénica.			
KNO ₂	Nitrito monopotásico	Al ₂ (SO ₄) ₃	Trisulfato dialumínico
Na ₂ SO ₃	Sulfito disódico	K ₄ P ₂ O ₅	Pirofosfito tetrapotásico
Pb (SO ₄) ₂	Disulfato monoplúmbico	Fe ₄ (P ₂ O ₇) ₃	Tripirofosfato tetraférrico

2. Anteponiendo a la oxisal neutra los prefijos: *monoxo*, *dioxo*, *trioxo*, *tetraoxo*, *pentaoxo* y *heptaoxo*, según la proporción de oxígeno en la sal. Ejemplos:

Tabla 1.55

Ejemplos de Oxisales Neutras, según la nomenclatura IUPAC.

NOMENCLATURA IUPAC UTILIZANDO PREFIJOS			
NaClO	Monoxohipoclorito de sodio	Na₂SO₃	Trioxosulfito de disodio
KNO₂	Dioxonitrito de potasio	Pb (SO₄)₂	Tetraoxosulfato de plomo (IV)

OXISALES ÁCIDAS

Cuando reacciona un ácido oxácido y un hidróxido metálico con exceso en la reacción del ácido oxácido. El #H del ácido oxácido debe estar en mayor proporción que el #OH del hidróxido.

Las oxisales ácidas se designan por intermedio de las Nomenclaturas Tradicional, Stock y IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Designamos primero el anión como se indicó en los ácidos oxácidos, pero cambiando las terminaciones *-oso* por *-ito* e *-ico* por *-ato* y a continuación la palabra *ácido* con los prefijos numerales multiplicativos para indicar el número de hidrógenos presentes y, por último, el metal con los sufijos correspondientes según el estado de oxidación. Si se sustituyen la mitad de los hidrógenos se puede usar el prefijo *bi* - delante del nombre del anión. También podemos usar la palabra *hidrógeno* y los prefijos numerales multiplicativos que les correspondan delante del nombre del anión. Ejemplo: KHSO₄, sulfato ácido de potasio, hidrógenosulfato de potasio y bisulfato de potasio ya que el azufre tiene el estado de oxidación +6 y el potasio +1.

Nomenclatura Stock: En esta nomenclatura se usan las reglas generales para las sales neutras ternarias en estos dos sistemas, agregando la palabra *hidrógeno* antes del nombre del no metal. Cuando el anión se repite varias veces en la fórmula es recomendable indicarlo mediante los prefijos de cantidad alternativos (*bis*, *tris*, *tetra*, *penta*, etc.) introduciendo el nombre entre corchetes.

Según la Nomenclatura IUPAC: Tenemos las siguientes designaciones:

1. Entre el nombre genérico y el específico de la sal, se interpone las palabras *monoácido, diácido o triácido*, según el número de hidrógenos que contiene la sal:

LiHCO_3 Carbonato monoácido de potasio

$\text{MgH}_2\text{P}_2\text{O}_5$ Pirofosfito diácido de magnesio

NaH_2PO_2 Ortohipofosfito diácido de potasio

2. Al nombre de la oxisal ácida se asigna el prefijo *bi*:

KHCO_3 Bicarbonato de potasio

$\text{MgH}_2\text{P}_2\text{O}_5$ Bipirofosfito de magnesio

$\text{NaH}_3\text{P}_2\text{O}_7$ Bipirofosfato de litio

$\text{Ca}(\text{SO}_4\text{H})_2$ Bisulfato de calcio

BaHAsO_4 Biarseniato de bario

3. Al nombre de la sal se antepone la palabra *hidrógeno*:

NaHSiO_3 Hidrógeno silicato de sodio

KH_2PO_4 Hidrógeno fosfato de potasio

Las Sales Oxisales ácidas se obtienen por los siguientes procedimientos:

a) Por la unión de un hidróxido metálico y un exceso de ácidos oxácidos.

Tabla 1.56

Ejemplos de Oxisales Ácidas por la unión de un hidróxido metálico y un exceso de ácidos oxácidos.

Ejemplos	FUNCIÓN : OXISALES ÁCIDAS	FÓRMULA GENERAL:	$M(HmO)^{-1}$
	Obtención: Hidróxido + Ácido Oxácido = Sal Oxisal Ácida + Agua		
1	$AgOH + H_2SO_3 = Ag(HSO_3)^{-1} + H_2O$		
	Hidróxido de plata + Ácido sulfuroso = Sulfito ácido de plata + Agua		
2	$Ba(OH)_2 + 2H_2CO_3 = Ba(HCO_3)_2 + 2H_2O$		
	Hidróxido de bario + Ácido carbónico = Carbonato ácido de bario + Agua		
3	$Al(OH)_3 + 3H_2SeO_4 = Al(HSeO_4)_3 + 3H_2O$		
	Hidróxido de aluminio + Ácido selénico = Selenato ácido de aluminio + Agua		
4	$Ca(OH)_2 + 2H_2CO_3 = Ca(HCO_3)_2 + 2H_2O$		
	Hidróxido de calcio + Ácido carbónico = Carbonato ácido de calcio + Agua		
5	$Mg(OH)_2 + 2H_2SO_4 = Mg(HSO_4)_2 + 2H_2O$		
	Hidróxido de magnesio + Ácido sulfúrico = Sulfato ácido de magnesio + Agua		
6	$NaOH + 2H_2SO_4 = Na(HSO_4)^{-1} + H_2O$		
	Hidróxido de sodio + Ácido sulfúrico = Sulfato ácido de sodio + Agua		

Tabla 1.57

Ejemplos de Oxisales ácidas por sustitución parcial de los hidrógenos por un metal.

Ejemplos	FUNCIÓN: OXISALES ÁCIDAS	FÓRMULA GENERAL:	$M(HmO)^{-1}$
	Obtención: Metal + Ácido Oxácido = Sal Oxisal Ácida + H		
1	$2K + 2H_2CO_3 = 2K(HCO_3) + H_2$		
	Potasio + Ácido carbónico = Carbonato ácido de potasio + Hidrógeno		
2	$Mg + 2H_2SO_3 = Mg(HSO_3)_2 + H_2$		
	Mg + Ácido Sulfuroso = Sulfito Ácido de magnesio + Hidrógeno		
3	$Ba + H_2TeO_4 = Ba(HTeO_4)_2 + H_2$		
	Bario + Ácido Telúrico = Telurato ácido de bario + Hidrógeno		
4	$Ca + 2H_2SeO_4 = Ca(HSeO_4)_2 + H_2$		
	Calcio + Ácido Selénico = Selenato ácido de calcio + Hidrógeno		
5	$Zn + 2H_2SO_4 = Zn(HSO_4)_2 + H_2$		
	Zinc + Ácido Sulfúrico = Sulfato ácido de zinc + Hidrógeno		
6	$2Li(HSiO_3) + H_2SiO_3 = Li(HSiO_3)^{-1} + H_2$		
	Litio + Ácido Silícico = Silicato ácido de litio + Hidrógeno		

OXISALES BÁSICAS

Cuando reacciona un ácido oxácido y un hidróxido metálico con exceso de los hidróxidos metálicos. El #OH del hidróxido debe estar en mayor proporción que el #H del ácido oxácido.

Las sales Oxisales básicas se obtienen por los siguientes procedimientos:

a) Obtención de Oxisales básicas a partir de la reacción de una base o hidróxido en exceso y el ácido oxácido.

Tabla 1.58
Ejemplos de Oxisales Básicas

Ejemplos	FUNCIÓN: OXISALES BÁSICAS	FÓRMULA GENERAL:	$M^{+1}(OH) (mO)$
	Obtención: Hidróxido + Ácido Oxácido = Sal Oxisal Básica + Agua		
1	$Zn(OH)_2 + HNO_3 =$	$Al_2(OH)NO_3 + H_2O$	
	Hidróxido de zinc + Ácido nítrico = Nitrato básico de zinc + Agua		
2	$Sn(OH)_4 + H_2SO_3 =$	$Sn(OH)_2SO_3 + 2H_2O$	
	Hidróxido estáñico + Ácido sulfuroso = Sulfito básico estáñico + Agua		
3	$Al(OH)_3 + HBrO_3 =$	$Al(OH)_2BrO_3 + H_2O$	
	Hidróxido de aluminio + Ácido brómico = Bromato básico de aluminio + Agua		
4	$Fe(OH)_3 + H_2CO_3 =$	$Fe(OH)CO_3 + 2H_2O$	
	Hidróxido férrico + Ácido carbónico = Carbonato básico férrico + Agua		
5	$Co(OH)_3 + H_2SO_4 =$	$Co(OH)SO_4 + 2H_2O$	
	Hidróxido cobáltico + Ácido sulfúrico = Sulfato básico cobáltico + Agua		
6	$Ni(OH)_2 + HClO_3 =$	$Ni(OH)ClO_3 + H_2O$	
	Hidróxido níqueloso + Ácido clórico = Clorato básico níqueloso + Agua		

b) Sustituyendo parcialmente los oxhidrilos de una base por un radical halogénico de ácido.

Tabla 1. 59

Oxisales básicas.

Ejemplos	FUNCIÓN: OXISALES BÁSICAS	FÓRMULA GENERAL:	$M^{+1}(OH) (mO)$
	Obtención: Sustituyendo parcialmente los oxhidrilos de una base por un radical halogénico de ácido.		
	Hidróxido metálico + Radical ácido oxácido = Sal oxisal básica		
1		$Zn(OH)_2 + H(NO_3) = Zn(OH)NO_3 + H_2O$	
	Hidróxido de zinc + Ácido nítrico = Nitrato básico de zinc + Agua		
2		$Bi(OH)_3 + H_2SO_3 = Bi(OH)SO_3 + 2H_2O$	
	Hidróxido de bismuto + Ácido sulfuroso = Sulfito básico de bismuto + Agua		
3		$Pt(OH)_4 + H_2SiO_3 = Pt(OH)_2SiO_3 + 2H_2O$	
	Hidróxido platínico+ Ácido silícico = Silicato básico platínico + Agua		
4		$Pb(OH)_2 + HIO_2 = Pb(OH)IO_2 + H_2O$	
	Hidróxido plumboso + Ácido yodoso = Yodito básico plumboso		
5		$Tl(OH)_3 + H_2SO_4 = Tl(OH)SO_4 + 2H_2O$	
	Hidróxido tálico + Ácido sulfúrico = Sulfato básico tálico + Agua		
6		$Cr(OH)_3 + HClO_3 = Cr(OH)_2ClO_3 + H_2O$	
	Hidróxido crómico + Ácido clórico = Clorato básico crómico + Agua		

Las Oxisales Básicas se designan por intermedio de las nomenclaturas ya conocidas: Tradicional, Stock y IUPAC. Veamos a continuación algunos ejemplos.

Nomenclatura Tradicional: Estos compuestos se nombran como las *sales oxisales neutras* pero intercalando la palabra básico precedida del prefijo *di, tri, etc.*, según el número de grupos OH- presentes en la fórmula, después del anión oxoácido y antes del nombre del metal con los sufijos que necesite para precisar su estado de oxidación, por ejemplo:



Tabla 1.60*Ejemplos de Oxisales Básicas, según la nomenclatura Tradicional.*

NOMENCLATURA TRADICIONAL			
Zn (OH)ClO ₃	Clorato básico de zinc	Al (OH)CO ₃	Carbonato básico de aluminio
Bi (OH)SO ₄	Sulfato básico de bismuto	Na ₃ (OH)SiO ₃	Silicato básico de sodio
Ba (OH)NO ₃	Nitrato básico de bario	Zn ₂ (OH) ₂ SO ₄	Sulfato dibásico de zinc

Nomenclatura Stock: Esta nomenclatura designa a estos compuestos primero la palabra *hidroxi*, a continuación, el nombre del *anión*, luego el nombre del metal con su respectivo estado de oxidación en número romano, por ejemplo:

**Tabla 1.61***Ejemplos de Oxisales Básicas, según la nomenclatura STOCK.*

NOMENCLATURA STOCK			
Cu ₃ (OH)CO ₃	Hidróxi carbonato de cobre (I)	Fe ₂ (OH) ₂ TeO ₄	Hidróxi telurato de hierro (II)
Cu (OH)NO ₃	Hidroxi nitrato de cobre (II)	Fe (OH) ₂ IO ₄	Hidróxi peryodato de hierro (III)

Nomenclatura IUPAC: Designa a la *Oxial básica* de cuatro formas diferentes; veamos a continuación algunos ejemplos:

Tabla 1.62*Ejemplos de Oxisales Básicas, según la nomenclatura IUPAC.*

Nomenclatura IUPAC			
1.- Se intercala entre el genérico y el específico de la sal la palabra monobásico , dibásico o tribásico , según el número de oxidrilos presentes en dicha sal.			
Ba (OH)NO ₃	Nitrato monobásico de bario	Pt (OH) ₃ BrO ₃	Bromato tribásico de platino
Pd (OH)BO ₃	Ortoborato monobásico de paladio	Sn (OH) ₃ ClO ₃	Clorato tribásico de estaño

Tabla 1.63

Ejemplos de Oxisales Básicas, según la nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura IUPAC

2.- Al nombre genérico de la sal se asigna el prefijo **sub**.

Mg (OH)IO ₄	Subperiyodato de magnesio	Fe (OH) ₂ NO ₂	Subnitrito férrico
Al (OH)SO ₄	Subsulfato de aluminio	K ₂ (OH)ClO ₃	Subclorato de potasio

Tabla 1.64

Ejemplos de Oxisales Básicas, según la nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura IUPAC

3.- Al nombre genérico de la sal se asigna como prefijo la palabra **hidroxi**.

Zn(OH)ClO ₄	hidroxi-perclorato de zinc	Sr(OH)NO ₂	hidroxi-nitrito de estroncio
Sn(OH)PO ₄	hidroxi-fosfato de estaño	Fe ₂ (OH) ₂ CO ₃	hidroxi-carbonato hierro (II)

Tabla 1.65

Ejemplos de Oxisales Básicas, según la nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura IUPAC

4.- Al genérico de la sal se asigna como prefijo la palabra **monohidroxi**, **dihidroxi** o **trihidroxi**, según el número de oxhidrilos presente en dicha sal.

Al(OH)CO ₃	Monohidroxi-carbonato de aluminio	Pd (OH) ₃ ClO ₄	Trihidroxi-perclorato de paladio (IV)
Bi(OH) ₂ ClO ₃	Dihidroxi-carbonato de bismuto	Sn (OH) ₃ ClO ₂	Trihidroxi-clorito estaño (IV)

OXISALES DOBLES

Cuando reacciona un ácido oxácido y dos hidróxidos metálicos, el número de OH de los dos hidróxidos debe estar este en igual proporción que el número de Hidrógenos del ácido oxácido.

Las sales Oxisales dobles se obtienen por los siguientes procedimientos:

a) Obtención de *Oxisales dobles* a partir de la reacción de dos bases o hidróxidos y el ácido oxácido.

Tabla 1.66
Ejemplos de Oxisales Dobles

Ejemplos	FUNCIÓN: OXISALES DOBLES	FÓRMULA GENERAL:	M₁M₂(mO)
	Obtención: 2 Hidróxidos Metálicos + Ácido Oxácido = Sal Oxisal Doble + Agua		
1	Cd(OH)_2 $+ 2 \text{H}_2\text{TeO}_4 = \text{CdSr}(\text{TeO}_4)_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ Sr(OH)_2		
	Hidróxido de cadmio e hidróxido de estroncio + Ácido telúrico = Telurato doble de cadmio y de estroncio + Agua		
2	Ca(OH)_2 $+ \text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_5 = \text{CaZn}(\text{Sb}_2\text{O}_5) + 4 \text{H}_2\text{O}$ Zn(OH)_2		
	Hidróxido de calcio e Hidróxido de zinc + Ácido piroantimonioso = Piroantimonito doble de calcio y de zinc + Agua		
3	Ga(OH)_3 $+ 2 \text{H}_2\text{TeO}_4 = \text{AgGa}(\text{TeO}_4)_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ Ag(OH)		
	Hidróxido de galio e Hidróxido de plata + Ácido telúrico = Telurato doble de galio y de plata + Agua		
4	Fe(OH)_2 $+ 2 \text{H}_2\text{CO}_3 = \text{Au}_2 \text{Fe}(\text{CO}_3)_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$ 2 Au OH		
	Hidróxido ferroso e Hidróxido auroso + Ácido carbónico = Carbonato doble auroso y Ferroso + Agua		
5	Fe(OH)_3 $+ 3 \text{H}_2\text{SO}_3 = \text{Au Fe}(\text{SO}_3)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$ Au(OH)₃		
	Hidróxido férrico e Hidróxido áurico + Ácido sulfuroso = Sulfito doble áurico y Férrico + Agua		
6	Os(OH)_4 $+ 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgOs}(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$ Mg(OH)_2		
	Hidróxido de osmio + Hidróxido de magnesio + Ácido sulfúrico = Sulfato doble de magnesio y de Osmio + Agua		

b) Obtención de *Oxisales dobles* a partir de sumar dos oxisales neutras, que tengan el mismo radical, pero distinto metal.

Tabla 1.67*Ejemplos de funciones Oxisales Dobles.*

FUNCIÓN: OXISALES DOBLES	FÓRMULA GENERAL: $M_1M_2(mO)$
Obtención: De la reacción de dos oxisales neutras, con el mismo radical, pero distinto metal.	
Ejemplos:	
$Li_2CO_3 + K_2CO_3 = Li_2(CO_3)_2K_2 = Li K CO_3$	Carbonato doble de litio y potasio
$NaClO_3 + Ca (ClO_3)_2 = Na Ca (ClO_3)_3$	Clorato doble de calcio y sodio
$Ra (NO_3)_2 + AgNO_3 = Ag Ra (NO_3)_3$	Nitrato doble de radio y plata

La nomenclatura de las oxisales dobles se designan por intermedio de las Nomenclaturas Tradicional, Stock y de la IUPAC.

Nomenclatura tradicional: Se designa a estos compuestos anteponiendo el nombre del anión, seguido de la palabra doble, luego de seguido de los nombres de los metales, como apreciamos en la siguiente tabla.

Tabla 1.68*Ejemplos de Oxisal Doble, según la nomenclatura Tradicional.*

NOMENCLATURA TRADICIONAL	
RbKSO ₄	Sulfato doble de potasio y rubidio
Ag Cd PO ₄	Fosfato doble de cadmio y dplata
Sr Mg (IO ₄) ₄	Peryodato doble de estroncio y magnesio
K ₂ Zn(SiO ₃) ₂	Silicato doble de zinc y potasio

Nomenclatura Stock: Primero nombramos el radical aniónico, seguido de la palabra doble, seguido de los nombres de los metales con el estado de oxidación que interviene en la formación del compuesto con números romanos entre paréntesis.

Tabla 1.69*Ejemplos de Oxisal Doble, según la nomenclatura STOCK.*

Nomenclatura STOCK	
CoCu(NO ₃) ₅	Nitrato doble de cobre (II) y cobalto (III)
Sn Fe ₂ (SO ₄) ₄	Sulfato doble de hierro (III) y Estaño (II)
NiTl ₂ (TeO ₃) ₄	Telurito doble de níquel (II) y talio (III)

Nomenclatura IUPAC: Mediante este sistema de denominación a estos compuestos se nombra de derecha a izquierda, con los prefijos mono, di, tri, etc. seguido del nombre del radical aniónico, a continuación, la palabra doble, seguidamente, el nombre de los metales, veamos algunos ejemplos:

Tabla 1.70

Ejemplos de Oxisales Dobles, según la nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura IUPAC	
Li K CO ₃	Monocarbonato doble de potasio y litio
Mg ₃ Al(PO ₄) ₃	Trifosfato doble de aluminio y tri magnesio
Ag ₂ Ca(SiO ₃) ₂	Disilicato doble de calcio y di plata
Ca Ba(SO ₄) ₂	Disulfato doble de bario y calcio
Pd Zn(SO ₄) ₃	Trisulfato doble de zinc y paladio

OXISALES MIXTAS

Para esta función podemos concretar las siguientes obtenciones:

- a) Obtención de Oxisales Mixtas a partir de la reacción de dos ácidos oxácidos y un hidróxido metálico.

Tabla 1.71

Ejemplos de Oxisales Mixtas

FUNCIÓN: OXISALES MIXTAS		FÓRMULA GENERAL:	M(mO) ₁ (mO) ₂
Ejemplos	Obtención: 2 Ácidos oxácidos + Hidróxido = Sal oxisal mixta + Agua		
1	H ₂ TeO ₄	+ Sn(OH) ₄ = Sn(TeO ₄)(CO ₃) + 4H ₂ O	
	H ₂ CO ₃		
	Ácido telurico y Ácido carbónico + Hidróxido estánico = Telurato carbonato estánico + Agua		
2	H ₃ PO ₄	+ 4 Na(OH) = Na ₄ (ClO ₃)(PO ₄) + 4H ₂ O	
	HClO ₃		
	Ácido ortofosfórico y Ácido clórico + Hidróxido de sodio = Clorato ortofosfato de sodio + Agua		

FUNCIÓN: OXISALES MIXTAS		FÓRMULA GENERAL:	M(mO) ₁ (mO) ₂
Ejemplos	Obtención: 2 Ácidos oxácidos + Hidróxido = Sal oxisal mixta + Agua		
3	$H_4As_2O_7$ $+ 2 Pt (OH)_4 = Pt_2(As_2O_7) (SO_3)_2 + 8 H_2O$ $2 H_2SO_3$	Ácido piroarsénico y Ácido sulfuroso + Hidróxido platínico = Sulfito piroarsenato Platínico + Agua	
4	H_2SeO_4 $+ Fe (OH)_3 = Fe (SeO_4) (ClO_3) + 3 H_2O$ $HClO_3$	Ácido selenúrico y Ácido clórico + Hidróxido férrico = Selenato clorato férrico + Agua	
5	HNO_3 $+ Zn (OH)_2 = Zn (IO)(NO_3) + 2 H_2O$ HIO	Ácido nítrico y Ácido hipoyodoso + Hidróxido de zinc = Hipoyodito nitrato de zinc + Agua	
6	$3 HBrO_3$ $+ 3 Ca (OH)_2 = Ca_3 (PO_4) (BrO_3)_3 + 2 H_2O$ H_3PO_4	Ácido brómico y Ácido ortofosfórico + Hidróxido de calcio = Ortofosfato bromato de calcio + Agua	

b) A partir de la suma de dos oxisales neutras, que tengan el mismo metal, pero distintos radicales halogénicos.

Tabla 1.72

Ejemplos de Oxisales Mixtas, obtenidas a partir de la suma de dos oxisales neutras, que tengan el mismo metal, pero distintos radicales halogénicos.

FUNCIÓN: OXISALES MIXTAS		
$Ca (NO_3)_2 + CaCO_3$	$= Ca_2(NO_3)_2(CO_3)$	Nitrato-carbonato de calcio
$K_3PO_4 + K_2SiO_3$	$= K_5(PO_4)(SiO_3)$	Fosfato-silicato de potasio

Estas sales se designan por las nomenclaturas Tradicional, Stock y IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Mediante este sistema se designan con los dos radicales provenientes de la participación de los ácidos oxácidos en la reacción, seguido de la palabra *de* y de los nombres de y del metal correspondiente o radical catiónico. Ejemplo:

$Fe(NO_2)SO_4$ Nitrito sulfato de hierro (III)

Tabla 1.73*Ejemplos de Oxisales Mixtas, según la nomenclatura Tradicional.*

NOMENCLATURA TRADICIONAL			
Zn (NO ₂) (BrO ₃)	Bromato-nitrito de zinc	K ₂ (NO ₃) (ClO ₃)	Clorato-nitrato de potasio
Al (ClO ₄) (SO ₄)	Perclorato-sulfato de aluminio	Zn ₂ (PO ₄) (NO ₂)	Nitrito-fosfato de zinc
Li ₄ (CO ₃) (SO ₄)	Sulfato-carbonato de litio	Na ₂ (NO ₂) (ClO ₃)	Clorato-nitrito de sodio

Nomenclatura STOCK: Se asignan los nombres de los aniones seguidos de la palabra *de*, más el nombre del metal o radical catiónico con números romanos y entre paréntesis. Ejemplo:

**Tabla 1.74***Ejemplos de Oxisales Mixtas, según la nomenclatura STOCK.*

NOMENCLATURA STOCK			
Cu ₂ (SO ₃)(BrO ₃) ₂	Bromato-sulfito de cobre (II)	Pb ₂ NO ₃ PO ₄	Nitrato-fosfato de plomo (II)
Fe ₂ (CO ₃)(SO ₄)	Sulfato-carbonato de hierro (II)	SnTeO ₄ SiO ₃	Telurato-silicato de estaño (IV)

Nomenclatura IUPAC: Designa a la Oxisal Mixta de la siguiente manera: se escribe el nombre los aniones o radicales de la fórmula terminados en *ito*, *ato*, en algunos casos se emplearán prefijos de cantidades simples.

Tabla 1.75*Ejemplos de Oxisales Mixtas, según la nomenclatura IUPAC.*

NOMENCLATURA IUPAC			
Zn(NO ₃)(IO ₃)	Yodato-nitrato de mono zinc	Na ₃ (NO ₃)	Nitrato-carbonato de trisodio
K ₂ (NO ₂) (ClO ₃)	Clorato-nitrito de di potasio	Li ₄ SiO ₃ TeO ₄	Telurato-silicato de tetralitio

CLASIFICACIÓN DE LAS SALES HALÓGENAS

Tabla 1.76

Clasificación de las Sales Halógenas

SALES HALÓGENAS		Simbología	
Definición: resultan de la reacción entre los hidróxidos metálicos y los ácidos hidrácidos		M = metal m = no metal O = oxígeno H = hidrógeno	
CLASIFICACIÓN	Fórmula General	EJEMPLOS DE OBTENCIÓN (*)	NOMENCLATURA
NEUTRAS	$M^{+1}m^{-1}$	(*). El número de OH del hidróxido debe estar en igual proporción que el número H del ácido hidrácido. $Na OH + HCl = NaCl + H_2O$	A las sales halógenas en general se les nombra con el nombre del halógeno terminado en uro , seguido del nombre del Metal. NaCl : Cloruro de sodio
ÁCIDAS	$M(Hm)^{-1}$	(*). El número de H del ácido hidrácido, en mayor proporción que el #OH del hidróxido. $>\#H \rightarrow OH$ $KOH + H_2S = KHS + H_2O$	A las sales halógenas Ácidas se los nombra con el nombre del halógeno terminado en uro , seguido de la palabra ácido y luego el nombre del Metal. KHS : Sulfuro ácido de potasio
BÁSICAS	$M^{+1}(OH)^{-m^{-1}}$	(*). El número de OH del hidróxido debe estar en mayor proporción que el número de H del ácido hidrácido. $>\#OH \rightarrow H$ $Ba (OH)_2 + HCl = Ba(OH)Cl + H_2O$	A las sales halógenas Básicas se los nombra con el nombre del halógeno terminado en uro , seguido de la palabra básico y luego el nombre del metal. Ba (OH)Cl : Cloruro básico de bario
MIXTAS	$M+m_1m_2$	(*). El número de OH del hidróxido debe estar en igual proporción que el número de H de los 2 ácidos hidrácidos. $\#H-2 Ac.H \rightarrow \#OH$ HCl $+ Bi (OH)_3 = Bi^{+3} S^{-2+} Cl^{-} + H_2O$ H_2S	A las sales halógenas Mixtas se les nombra con el nombre de los dos halógenos terminados en uro , seguido del nombre del metal. BiSCl : Cloruro Sulfuro de Bismuto

SALES HALÓGENAS

Definición: resultan de la reacción entre los hidróxidos metálicos y los ácidos hidrácidos

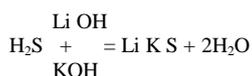
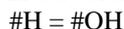
Simbología

M = metal
m = no metal
O = oxígeno
H = hidrógeno

DOBLES



(*). El #OH de los dos hidróxidos debe estar en igual proporción que el #H del ácido hidrácido.



A las sales halógenas dobles se les nombra con el nombre del halógeno terminado en **uro**, seguido de la palabra doble y del nombre de los dos metales. Si los metales son de valencia variable el de menor valencia terminado en oso e ico el de mayor valencia.
Li K S: Sulfuro doble de Litio y Potasio

Observaciones:

(*) Para facilitar la obtención del producto se debe cumplir con esta condición en los reaccionantes.

HALÓGENAS NEUTRAS

Son sales binarias que se obtienen por la reacción de un ácido hidrácido y un hidróxido metálico por neutralización. Teóricamente, en los reactivos el número de OH del hidróxido debe estar en igual proporción que el número de hidrógenos del ácido hidrácido.

Estas sales tienen las siguientes nomenclaturas: Tradicional, STOCK y IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Las sales halógenas se les asigna con el nombre del no metal terminado en *uro*, seguido del nombre del metal que forma la sal. Ejemplos:

Tabla 1.77

Ejemplos de las Halógenas neutras, según la nomenclatura Tradicional.

Ejemplos	FUNCIÓN: HALÓGENAS NEUTRAS	FÓRMULA GENERAL: $M^{+1}m^{-1}$
	Obtención: Hidrógeno + Ácido hidrácido = Sal halógena neutra + Agua	
1	$\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	
	Hidróxido de potasio + Ácido clorhídrico = Cloruro de potasio + Agua	
2	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HBr} = \text{BaBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	
	Hidróxido de bario + Ácido bromhídrico = Bromuro de bario + Agua	

Ejemplos	FUNCIÓN: HALÓGENAS NEUTRAS	FÓRMULA GENERAL: $M^{+1}m^{-1}$
	Obtención: Hidrógeno + Ácido hidrácido = Sal halógena neutra + Agua	
3	$Al(OH)_3 + 3 HI = AlI_3 + 3 H_2O$	
	Hidróxido de aluminio + Ácido yodhídrico = Yoduro de aluminio + Agua	
4	$Ca(OH)_2 + H_2S = CaS + 2 H_2O$	
	Hidróxido de calcio + Ácido sulfhídrico = Sulfuro de calcio + Agua	
5	$2 Li OH + H_2Se = Li_2Se + 2 H_2O$	
	Hidróxido de litio + Ácido selenhídrico = Seleniuro de litio + Agua	
6	$Na OH + HCl = NaCl + H_2O$	
	Hidróxido de sodio + ácido clorhídrico = Cloruro de sodio + Agua	

Nomenclatura Stock: Mediante este sistema se asigna el nombre del no metal terminado en *uro* seguido del nombre del metal representado con números romanos de acuerdo al estado de oxidación del metal, por ejemplo:

CoTe Teluro de cobalto (II)

Nomenclatura IUPAC: En este sistema se toma en cuenta la proporción del metal y del no metal, por ejemplo:

AuBr₃ Tribromuro de mono oro

Tabla 1.78

Ejemplos de Halógenas Neutras, según las nomenclaturas Tradicional, Stock y IUPAC.

	TRADICIONAL	STOCK	IUPAC
FeS	Sulfuro ferroso	Sulfuro de hierro (II)	Monsulfuro de hierro
Fe₂S₃	Sulfuro férrico	Sulfuro de hierro (III)	Trisulfuro de dihierro
CuS	Sulfuro cúprico	Sulfuro de cobre (II)	Monosulfuro de cobre
Cu₂S	Sulfuro cuproso	Sulfuro de cobre (I)	Monosulfuro de dicobre
HgS	Sulfuro mercúrico	Sulfuro de mercurio (II)	Monosulfuro de mercurio

HALÓGENAS ÁCIDAS

Esta función se obtiene cuando reacciona un ácido hidrácido y un hidróxido metálico con exceso en la reacción del ácido hidrácido. El número de hidrógenos del ácido hidrácido debe estar en mayor proporción que el número de OH del hidróxido.

Estos compuestos se designan por intermedio de las tres nomenclaturas ya conocidas: Tradicional, Stock y IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Las sales halógenas ácidas se les asigna con el nombre del no metal terminado en *uro* más la palabra *ácido* seguido del *nombre del metal* que forma la sal. Otra manera es anteponiendo la palabra *hidrógeno*, por ejemplo: $\text{Ba}(\text{SH})_2$ Hidrógeno sulfuro de bario. Veamos algunos ejemplos a continuación.

Tabla 1.79

Ejemplos de Halógenas Ácidas, según las nomenclaturas Tradicional.

NOMENCLATURA TRADICIONAL			
NaHS	Sulfuro ácido de sodio Hidrógeno sulfuro de sodio	NaHCl_2	Cloruro ácido de sodio Hidrógeno cloruro de sodio
$\text{Zn}(\text{HS})_2$	Sulfuro ácido de zinc Hidrógeno sulfuro de zinc	AlHBr_4	Bromuro ácido de aluminio Hidrógeno bromuro de aluminio

Nomenclatura Stock: Mediante este sistema se asigna el nombre del no metal terminado en *uro* seguido de la palabra *ácido* más el nombre del metal representado con números romanos de acuerdo a la valencia o estado de oxidación del metal, por ejemplo:

$\text{Fe}(\text{HTe})_2$ Teluro ácido de hierro (II)

Tabla 1.80

Ejemplos de Halógenas Ácidas, según la nomenclatura STOCK.

NOMENCLATURA STOCK			
CuHCl_2	Cloruro ácido de cobre (I)	CuHCl_3	Cloruro ácido de cobre (II)
$\text{Fe}(\text{SH})_2$	Sulfuro ácido de hierro (II)	FeHS_2	Sulfuro ácido de hierro (III)

Nomenclatura IUPAC: En este sistema se toma en cuenta la proporción del no metal terminada en *uro*, seguida de la palabra *hidrógeno*, más el nombre del metal correspondiente al del compuesto, por ejemplo:

AuHBr₄ Tetrabromuro de hidrógeno y oro

Tabla 1.81

Ejemplos de Halógenas Ácidas, según la nomenclatura IUPAC.

Nomenclatura IUPAC			
NaHS	Monosulfuro de hidrógeno y sodio	ZnH ₃	Trioduro de hidrógeno y zinc
KHCl ₂	Dicloruro de hidrógeno y potasio	AlHBr ₄	Tetrabromuro de hidrógeno y aluminio
Ca(SH) ₂	Disulfuro de dihidrógeno y calcio	Bi (HS) ₂	Disulfuro de hidrógeno y bismuto
Mg (HTe) ₂	Diteluro de hidrógeno y Magnesio	MgH ₃	Trioduro de hidrógeno y magnesio

Tabla 1.82

Ejemplos de las Halógenas Ácidas.

Ejemplos	FUNCIÓN: HALÓGENAS ÁCIDAS	FÓRMULA GENERAL:	M(Hm) ⁻¹
	Obtención: hidróxido + ácido hidrácido = Sal Halógena ácida + Agua		
1	LiOH + H ₂ Se =	Li HSe +	H ₂ O
	Hidróxido de litio + Ácido selenhídrico = Selenuro ácido de litio + Agua		
2	Ca (OH) ₂ + 2 H ₂ Te =	Ca (HTe) ₂ +	2 H ₂ O
	Hidróxido de calcio + Ácido telurhídrico = Teluro ácido de calcio + Agua		
3	Al (OH) ₃ + 3 H ₂ S =	Al (HS) ₃ +	3 H ₂ O
	Hidróxido de aluminio + Ácido sulfhídrico = Sulfuro ácido de aluminio + Agua		
4	Ba (OH) ₂ + 2 H ₂ Te =	Ba (HTe) ₂ +	2 H ₂ O
	Hidróxido de bario + Ácido telurhídrico = Teluro ácido de bario + Agua		
5	Mg (OH) ₂ + 2 H ₂ S =	Mg (HS) ₂ +	2 H ₂ O
	Hidróxido de magnesio + Ácido sulfhídrico = Sulfuro ácido de magnesio + Agua		
6	NaOH + H ₂ Se =	NaHSe +	H ₂ O
	Hidróxido de sodio + Ácido selenhídrico = Selenuro ácido de sodio + Agua		

HALÓGENAS BÁSICAS

Cuando reacciona un ácido hidrácido y un hidróxido metálico con exceso de los hidróxidos metálicos. El número de OH del hidróxido debe estar en mayor proporción que el número de H del ácido hidrácido.

Las sales halógenas básicas se obtienen a partir de la reacción de una base o hidróxido y el ácido hidrácido.

Nomenclatura: A las sales halógenas básicas se les nombra igual que las sales halógenas neutras con la siguiente variación, se intercala entre la palabra genérica el no metal terminado en uro y la específica la palabra básico, seguido del nombre del metal que forma la sal.

Tabla 1.83

Ejemplos de Halógenas Básicas

Ejemplos	FUNCIÓN: HALÓGENAS BÁSICAS	FÓRMULA GENERAL: $M^{+1}(OH) m$
	Obtención: Hidróxido + ácido hidrácido = Sal halógena básica + Agua	
1	$2 Au OH + HCl = Au_2(OH)Cl + H_2O$	
	Hidróxido auroso + Ácido clorhídrico = Cloruro básico auroso + Agua	
2	$Sn(OH)_4 + H_2S = Sn(OH)_2S + 2H_2O$	
	Hidróxido estáñico + Ácido sulfhídrico = Sulfuro básico estáñico + Agua	
3	$Al(OH)_3 + HBr = Al(OH)_2Br + H_2O$	
	Hidróxido de aluminio + Ácido bromhídrico = Bromuro básico de aluminio + Agua	
4	$Fe(OH)_3 + H_2Te = Fe(OH)Te + 2H_2O$	
	Hidróxido férrico + Ácido telurhídrico = Teluro básico férrico + Agua	
5	$Co(OH)_3 + HBr = Co(OH)_2Br + H_2O$	
	Hidróxido cobáltico + Ácido bromhídrico = Bromuro básico cobáltico + Agua	
6	$Ni(OH)_2 + HI = Ni(OH)I + H_2O$	
	Hidróxido níqueloso + Ácido yodhídrico = Yoduro básico níqueloso + Agua	

HALÓGENAS DOBLES

Las sales halógenas dobles se obtienen por los siguientes procedimientos:

- a) Obtención de **las halógenas dobles** a partir de la reacción de dos bases o hidróxidos y el ácido hidrácido.

Tabla 1.84

Ejemplos de Halógenas Dobles a partir de la reacción de dos bases o hidróxidos y el ácido hidrácido.

Ejemplos	FUNCIÓN: HALÓGENAS DOBLES	FÓRMULA GENERAL:	M ₁ M ₂ m
	Obtención: 2 Hidróxidos + ácido hidrácido = Sal halógena doble + Agua		
1	Cd (OH) ₂ Sr (OH) ₂ Hidróxido de cadmio + Hidróxido de estroncio	+ 2 H ₂ Te = CdSr (Te) ₂ + 4 H ₂ O	
	Ácido telurhídrico = Teluro doble de cadmio y de estroncio + Agua		
2	Ca (OH) ₂ Zn (OH) ₂ Hidróxido de calcio + Hidróxido de zinc	+ 4 HI = CaZn (I) ₄ + 4 H ₂ O	
	Ácido yodhídrico = Yoduro doble de calcio y de zinc + Agua		
3	Ga (OH) ₃ Ag OH Hidróxido de galio + Hidróxido de plata	+ 2 H ₂ Te = AgGa (Te) ₂ + 4 H ₂ O	
	Ácido telurhídrico = Teluro doble de plata y de galio + Agua		
4	Fe (OH) ₂ 2 Au OH Hidróxido ferroso + hidróxido auroso	+ 2 H ₂ S = Au₂Fe (S) ₂ + 4 H ₂ O	
	Ácido sulfhídrico = Sulfuro doble auroso y ferroso + Agua		
5	Fe (OH) ₃ Au (OH) ₃ Hidróxido férrico + Hidróxido áurico	+ 3 H ₂ Se = AuFe (Se) ₃ + 6 H ₂ O	
	Ácido selenhídrico = Selenuro doble auroso y férrico + Agua		
6	Os (OH) ₄ Mg (OH) ₂ Hidróxido de osmio + Hidróxido de magnesio	+ 3 H ₂ S = MgOs (S) ₃ + 6 H ₂ O	
	Ácido sulfhídrico = Sulfuro doble de magnesio y de osmio + H ₂ O		

- b) Obtención de las *Halógenas Dobles a partir de dos sales halógenas neutras con un mismo no metal.*

Tabla 1.85

Halógenas Dobles a partir de dos sales halógenas neutras con un mismo no metal.

Nomenclatura ANTIGUA o TRADICIONAL	
$\text{NaCl} + \text{KCl} = \text{NaKCl}_2$	Cloruro doble de potasio y de sodio
$\text{K}_2\text{S} + \text{CaS} = \text{CaK}_2\text{S}_2$	Sulfuro doble de calcio y de potasio
$\text{BaCl}_2 + \text{AlCl}_3 = \text{Ba Al Cl}_5$	Cloruro doble de aluminio y de bario

Estos compuestos se designan por intermedio de las tres nomenclaturas ya conocidas: Tradicional, Stock y IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Las sales halógenas dobles se les asigna con el nombre del no metal terminado en *uro* más la palabra *doble* seguido del nombre de los dos metales que forma la sal. Veamos algunos ejemplos a continuación:

Tabla 1.86

Ejemplos de Halógenas Dobles según la nomenclatura Tradicional.

Nomenclatura Tradicional			
Li NaI_2	Yoduro doble de litio y Sodio	AlI_5Zn	Yoduro doble de aluminio y Zinc
Ca Mg Br_4	Bromuro doble de calcio y Magnesio	KI_2Rb	Yoduro doble de potasio y Rubidio

Nomenclatura Stock: Mediante este sistema se asigna el nombre del no metal terminado en *uro* seguido de la palabra *doble* más el nombre de los metales representados con números romanos de acuerdo al estado de oxidación de cada uno de los metales que forman el compuesto, por ejemplo:

Fe CoTe_2 Teluro doble de hierro (II) y Cobalto (II).

Tabla 1.87*Ejemplos de Halógenas Dobles, según la nomenclatura STOCK.*

Nomenclatura STOCK			
CoCuI ₄	Yoduro doble de cobre (I) y Cobalto (III)	Cr ₂ FeS ₄	Sulfuro doble de hierro (II) y cromo (III)
Ni FeI ₅	Yoduro doble de hierro (II) y níquel (III)	Au ₂ FeS ₄	Sulfuro doble de hierro (II) y Oro (III)

Nomenclatura IUPAC: En este sistema se toma en cuenta la proporción del no metal terminada en *uro*, seguida de la palabra hidrógeno, más el nombre del metal correspondiente al del compuesto, por ejemplo:

LiNaBr₂ Dibromuro de litio y sodio.

Tabla 1.88*Ejemplos de las Halógenas Dobles, según la nomenclatura IUPAC.*

NOMENCLATURA IUPAC			
K NaCl ₂	dicloruro de potasio y sodio	LiMgCl ₃	tricloruro de magnesio y litio
K ₂ ZnS ₂	disulfuro de zinc y dipotasio	AgCaCl ₃	tricloruro de calcio y plata

HALÓGENAS MIXTAS

Las sales halógenas mixtas se obtienen por los siguientes procedimientos:

- Obtención de Halógenas Mixtas a partir de la reacción de una base o hidróxido y dos ácidos hidrácidos.

Tabla 1.89*Ejemplos de las Halógenas Mixtas*

Ejemplos	Función: Halógenas Mixtas	Fórmula general:	M(m) ₁ (m) ₂
	Obtención: 2 Ácidos Hidrácidos + hidróxido = Sal Halógena Mixta + Agua		
1	H ₂ Te + Sn(OH) ₄ = SnTeS + 4 H ₂ O H ₂ S		
	Ácido telurhídrico + Ácido sulfhídrico + Hidróxido estáñico = Teluro sulfuro estáñico + Agua		
2	H ₂ Se + Cr(OH) ₃ = CrClSe + 4 H ₂ O HCl		
	Ácido selenhídrico + Ácido clorhídrico + Hidróxido de cromo (III) = Cloruro selenuro crómico + Agua		
3	H ₂ S + Pt(OH) ₄ = Pt S(CN) ₂ + 4 H ₂ O 2HCN		
	Ácido sulfhídrico + Ácido cianhídrico + Hidróxido platínico = Sulfuro cianuro platínico + Agua		
4	H ₂ Se + Fe (OH) ₃ = Fe Cl Se + 3 H ₂ O HCl		
	Ácido selenhídrico + Ácido clorhídrico + Hidróxido férrico = Selenuro cloruro férrico + Agua		
5	HBr + Zn (OH) ₂ = Zn F Br + 2 H ₂ O HF		
	Ácido bromhídrico + Ácido fluorhídrico + Hidróxido de zinc = Fluoruro bromuro de zinc + Agua		
6	HBr + Ca (OH) ₂ = CaI Br + 2 H ₂ O HI		
	Ácido bromhídrico + Ácido yodhídrico + Hidróxido de calcio = Yoduro bromuro de calcio + Agua		

b) A partir de dos sales halógenas neutras con un mismo metal, y distinto no metal.

Tabla 1.90*A partir de dos sales halógenas neutras con un mismo metal, y distinto no metal.*

NOMENCLATURA TRADICIONAL	
NaCl + NaBr = Na ₂ ClBr	Cloro-bromuro de sodio
KI + KCl = K ₂ ICl	Cloro-yoduro de potasio
ZnBr ₂ + ZnS = Zn ₂ Br ₂ S	Bromo-sulfuro de zinc

Los haluros mixtos se designan por intermedio de las nomenclaturas Tradicional, Stock y IUPAC.

Nomenclatura Tradicional: Las sales halógenas mixtas se les asigna con el nombre de los dos no metales terminados en *uro* seguido del nombre del metal que forma la sal. Veamos algunos ejemplos a continuación:

Tabla 1.91

Ejemplos de Halógenas Mixtas, según la nomenclatura Tradicional.

Nomenclatura Tradicional			
K₂BrI	bromo-yoduro de potasio	Na ₃ ClS	cloro-sulfuro de sodio
AlIS	yodo-sulfuro de aluminio	Bi ₂ I ₃ Cl ₃	cloro-yoduro de bismuto

Nomenclatura Stock: Mediante este sistema se asigna el nombre de los dos no metales el primero tal como su nombre lo indica y el segundo no metal terminado en *uro*, seguido del nombre del metal y representados con números romanos de acuerdo al estado de oxidación del metal que forman el compuesto, por ejemplo:

Fe CoSCl Cloro sulfuro de cobalto (III)

Tabla 1.92

Ejemplos de Halógenas Mixtas, según la nomenclatura STOCK.

NOMENCLATURA STOCK			
Cu ₂ Br I	Bromo-yoduro de cobre (I)	CrIS	Yodo-sufuro de cromo (III)
CuClII	Cloro-yoduro de cobre (II)	Fe ₄ Se ₃ Te ₃	Selenio-telururo de hierro (III)
Fe ₂ I ₂ S	Yodo-sulfuro de hierro (II)	CrClS	Cloro-sufuro de cromo (III)

Nomenclatura IUPAC: En este sistema se toma en cuenta la proporción de los dos no metales y del metal correspondiente al del compuesto, por ejemplo:

Li₂ClBr Cloro bromuro de dilithio

Tabla 1.93*Ejemplos de Halógenas Mixtas, según la nomenclatura IUPAC.*

Nomenclatura IUPAC			
K_2BrI	Bromo-yoduro de dipotasio	$Bi_2I_3Cl_3$	Tricloro-triyoduro de dibismuto
Na_3ClS	Cloro-sulfuro de trisodio	$Fe_4S_3Te_3$	Triazufre-tritelururo de tetrahierro

EJERCICIOS PARA RESOLVER**Ejercicio 1**

En los siguientes compuestos de la tabla escriba los nombres correspondientes a la Nomenclatura STOCK y Nomenclatura Tradicional.

FÓRMULA	NOMENCLATURA STOCK	NOMENCLATURA TRADICIONAL
As_2O_3		
MgO		
Cr_2O_3		
SO		
BaO		
K_2O		
SrO		
B_2O_3		
CaO		
P_2O_5		
NiO		
Fe_2O_3		
I_2O_3		
Rb_2O		
CO_2		

Ejercicio 2

Escriba los nombres de los siguientes hidróxidos según las Nomenclaturas Stock y Tradicional respectivamente.

FÓRMULA	NOMENCLATURA STOCK	NOMENCLATURA TRADICIONAL
NH ₄ OH		
Au OH		
Fe (OH) ₃		
Sn (OH) ₄		
Pb (OH) ₂		
Ca (OH) ₂		
Au (OH) ₃		
Cd (OH) ₂		
Mg (OH) ₂		
Li OH		
Sn (OH) ₂		
Fe (OH) ₂		
Bi (OH) ₃		
Na OH		
K OH		

Ejercicio 3

Escriba los nombres de los siguientes hidruros metálicos según las nomenclaturas Stock y Tradicional respectivamente.

FÓRMULA	NOMENCLATURA STOCK	NOMENCLATURA TRADICIONAL
NaH		
AuH ₃		
FeH ₃		
SnH ₄		
PbH ₂		
CaH ₂		
AuH		
CdH ₂		
MgH ₂		
Li H		
SnH ₂		
FeH ₂		
BiH ₃		
AgH		
KH		

Ejercicio 4

En la casilla correspondiente escriba la fórmula del compuesto.

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
Di bromuro de platino		Sulfuro de aluminio	
Bromuro cúprico		Cloruro de cobalto (III)	
Selenuro plúmbico		Tri Yoduro de oro	
Carburo de aluminio		Yoduro de cobre (I)	
Cianuro de potasio		Selenuro plumboso	

Ejercicio 5

En la casilla correspondiente escriba la fórmula del compuesto.

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
Ácido yódico		Ácido brómico	
Ácido perclórico		Ácido orto fosfórico	
Ácido crómico		Ácido permangánico	
Ácido hipocloroso		Ácido orto arsénico	
Ácido sulfúrico		Ácido pirofosfórico	

Ejercicio 6

En la casilla correspondiente escriba la fórmula del compuesto.

NOMBRE	FÓRMULA
Hipoclorito de sodio	
Hipobromito de calcio	
Perclorato férrico	
Sulfito de hierro (III)	
Carbonato de mercurio (II)	
Orto fosfato de zinc	
Piroarseniato de bismuto(III)	

Ejercicio 7

En la casilla correspondiente escriba el nombre del compuesto.

FÓRMULA	NOMENCLATURA DE LA IUPAC
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	
Li_2CO_3	
MgSO_4	
KClO	
$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	

Ejercicio 8

En la casilla correspondiente escriba el nombre del compuesto.

NOMBRE	FÓRMULA DE LOS COMPUESTOS
Sulfito ácido de sodio	
Carbonato de calcio	
Sulfato ácido de bario	
Sulfato de potasio	
Fosfato diácido de potasio	
Carbonato ácido de rubidio	

Ejercicio 9

En la casilla correspondiente escriba el nombre del compuesto.

FÓRMULA	NOMENCLATURA DE LA IUPAC
NaHSO_4	
LiH_2PO_3	
$\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$	
$\text{Ni}(\text{HSO}_4)_2$	
$\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$	
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	
$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	

Ejercicio 10

En la casilla correspondiente escriba las fórmulas de los compuestos:

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
Perclorato básico de bario		Yodato dibásico de aluminio	
Hipoclorito básico de calcio		Carbonato dihidróxido de níquel(III)	
Nitrito básico de zinc		Hidroxinitrito de calcio	
clorito básico de bario		Nitrato básico de plúmbico	
Hidroxiyodato de magnesio		bromato dibásico de bismuto	

Ejercicio 11

En la casilla correspondiente escriba las fórmulas de los compuestos.

FÓRMULA	NOMENCLATURA TRADICIONAL
Zn (OH)NO ₂	
Mg (OH)IO ₃	
Ca (OH)ClO	
Ba (OH)BrO ₂	
Na ₂ (OH)ClO ₄	
Sn (OH) ₂ (CO ₃)	
Pt (OH)(PO ₄)	

Ejercicio 12

En la casilla correspondiente escriba las fórmulas de los compuestos.

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
Perclorato doble de potasio y de sodio		Peryodato doble de cesio y sodio	
Sulfato doble de potasio férrico		Sulfito doble de calcio y magnesio	
Nitrato doble de bario y de magnesio		Nitrato doble de radio y magnesio	
Ortofosfato doble zinc y de litio		Ortofosfato doble mercuríco y cuproso	
Carbonato doble estañoso aúrico		Carbonato doble de estroncio y auroso	

Ejercicio 13

En la casilla correspondiente escriba los nombres de los compuestos.

FÓRMULA	NOMENCLATURA IUPAC
ZnCa(NO ₂) ₄	
MgLi ₂ (IO ₃) ₄	
LiK(ClO) ₂	
BaCo(CO ₃) ₂	
Na ₂ (OH)ClO ₄	
Sn(OH) ₂ (CO ₃)	
Pt(OH)(PO ₄)	

Ejercicio 14

En la casilla correspondiente escriba las fórmulas de los compuestos:

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
Carbonato, clorito de aluminio		Yodato, hipoclorito de Escandio	
Pernitrato, yodito de galio		Orto arseniato, bromato Estáñico	
Sulfato, carbonato de platino		Carbonato, sulfito de renio	
Sulfito, peryodato de wolframio		Carbonato, clorito de Aluminio	
Piro arsenato, selenito de uranio		Clorito, yodito férrico	

Ejercicio 15

En la casilla correspondiente escriba los nombres de los compuestos.

FÓRMULA	NOMENCLATURA STOCK
Co(NO ₃)(IO)	
Ba(IO ₃)(ClO ₃)	
Al(FO ₃)(CO ₃)	
Sn(BrO ₃)(FO ₄)	
Pt(SO ₃)(SO ₄)	
U(PO ₄)(TeO ₄)	
Ce(TeO ₃)(SeO ₄)	

Ejercicio 16

En la casilla correspondiente escriba las fórmulas de los compuestos.

NOMBRE	FÓRMULA
Sulfuro de sodio	
Teluro de calcio	
Yoduro férrico	
Sulfuro de hierro (III)	
Bromuro de mercurio (II)	
Teluro de zinc	
Cloruro de bismuto(III)	

Ejercicio 17

En la casilla correspondiente escriba los nombres de los compuestos.

FÓRMULA	NOMENCLATURA IUPAC
CaS	
LiCl	
MgS	
KBr	
BaTe	
Fe ₂ S ₃	
PtCl ₄	

Ejercicio 18

En la casilla correspondiente escriba las fórmulas de los compuestos.

NOMBRE	FÓRMULA
Sulfuro ácido de sodio	
Teluro ácido de calcio	
Sulfuro ácido de bario	
Seleniuro ácido de potasio	
Seleniuro ácido ferroso	
Teluro ácido de rubidio	
Seleniuro ácido de estroncio	

Ejercicio 19

En la casilla correspondiente escriba los nombres de los compuestos.

FÓRMULA	NOMENCLATURA STOCK
NaHS	
LiHTe	
Fe (HSe) ₃	
Ni (HS) ₂	
Al (HS) ₃	
Fe (HS) ₃	
K HSe	

Ejercicio 20

En la casilla correspondiente escriba las fórmulas de los compuestos.

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
Cloruro básico de bario		Yoduro dibásico de aluminio	
Yoduro básico de calcio		Bromuro dihidróxido de níquel	
Sulfuro básico de zinc		Teluro básico de calcio	
Cloruro básico de bario		Sulfuro básico plúmbico	
Yoduro básico de magnesio		Fluoruro di básico de bismuto de europio	

Ejercicio 21

En la casilla correspondiente escriba los nombres de los compuestos.

FÓRMULA	NOMENCLATURA IUPAC
Zn (OH) Cl	
Mg (OH) I	
Ca (OH) Br	
Ba (OH) Br	
Bi (OH) S	
Sn (OH) ₂ Te ₂	
Pt (OH) ₂ S	

Ejercicio 22

En la casilla correspondiente escriba las fórmulas de los compuestos.

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
Cloruro doble de potasio y sodio		Bromuro doble de cesio y sodio	
Sulfuro doble de potasio férrico		Sulfuro doble de calcio y magnesio	
Yoduro doble de bario y de magnesio		Cloruro doble de radio y magnesio	
Seleniuro doble zinc y de litio		Teluro doble mercúrico y cuproso	
Cloruro doble estañoso y aúrico		Seleniuro doble de estroncio y auroso	

Ejercicio 23

En la casilla correspondiente escriba los nombres de los compuestos.

FÓRMULA	NOMENCLATURA STOCK
ZnCa Te ₂	
MgLi ₂ S ₂	
LiKCl ₂	
BaCoSe ₂	
NaLiCl ₂	
SnCoS ₂	
PtCoSe ₃	

Ejercicio 24

En la casilla correspondiente escriba las fórmulas de los compuestos.

NOMBRE	FÓRMULA	NOMBRE	FÓRMULA
Sulfuro, cloruro de aluminio		Yoduro, cloruro de escandio	
Yoduro, teluro de galio		Fluoruro, bromuro estañico	
Seleniuro, yoduro de wolframio		Teluro, cloruro de disprosio	
Teluro, sulfuro de uranio		Fluoruro, yoduro cromoso	

Ejercicio 25

En la casilla correspondiente escriba los nombres de los compuestos:

FÓRMULA	NOMENCLATURA DE LA IUPAC
CoClBr	
Ba I F	
Al F S	
Sn Br F	
Pt S Te	
U Se Te ₄	
Os Te Se	

Ejercicio 26

En la siguiente tabla enlace la fórmula vs función química que corresponda a los siguientes compuestos.

No	FÓRMULA	No	FUNCIONES QUÍMICAS	FÓRMULA	F.Q.
1	Pt S Te	1	Sal halógena neutra		
2	ZnCa(NO ₂) ₄	2	Ácido oxácido		
3	Ba (OH)Br	3	Ácido hidrácido		
4	H ₂ S	4	Sal halógena doble		
5	Fe (HSe) ₃	5	Hidruro metálico		
6	H ₂ SO ₄	6	Hidróxido metálico		
7	MgS	7	Anhídrido		
8	MgLi ₂ S ₂	8	Peróxido		
9	Na ₃ (OH)SO ₄	9	Sal halógena básica		
10	Bi (OH) ₃	10	Sal oxisal neutra		
11	KClO ₃	11	Caso especial		
12	Cl ₂ O	12	Sal oxisal doble		
13	PtH ₄	13	Sal halógena mixta		
14	CH ₄	14	Sal halógena ácida		
15	H ₂ O ₂	15	Sal oxisal básica		

Ejercicio 27

Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos y a que función corresponden.

Nombre del compuesto	Fórmula	Función
Ácido bromhídrico		
Óxido de selenio (VI)		
Fosfamina		
Metano		
Hidruro de aluminio		
Amalgama de plata		
Amoniaco		
Anhídrido carbónico		
Óxido de aluminio		
Óxido de estaño (IV)		



CAPÍTULO

2

Tabla periódica de los elementos

Vi en un sueño una mesa donde todos los elementos encajaban según lo requerido. Al despertar, inmediatamente lo escribí en una hoja de papel.
Dmitri Mendeléyev.

Logros de Aprendizaje

Al culminar este capítulo el estudiante estará en capacidad de:

- Clasificar los elementos químicos y predecir la estabilidad de los átomos.
- Identificar las principales propiedades periódicas para sintetizar la información.
- Determinar el período, bloque, grupo y familia, a partir de la configuración electrónica y los números cuánticos.
- Predecir varias propiedades de los elementos representativos por su posición en la tabla.

Generalidades

La Química como ciencia debe clasificar el material que estudia, principalmente sus elementos. Cada uno de los elementos químicos que conforman la tierra tienen sus propiedades específicas. El H₂ y el O₂ forman las nubes, el N₂ se encuentra en el viento, el Ca en las rocas y en el agua, el Mg en la clorofila de las hojas de los árboles, el C en el tejido de los crustáceos y el Cu en su sangre. El Fe y el O₂ los podemos hallar en la herrumbre de un clavo; y algo sorprendente, pero muy natural, solo en un saltamontes pueden estar presentes más de mil complejos compuestos químicos.

Al igual que un mapa organiza la información de un mundo diverso sobre diferentes áreas y/o regiones, donde puntualmente sus colores indican mares, regiones pantanosas, oro e hidrografía, dividiéndolos por zonas bien definidas, y en diferentes lugares conocidos y desconocidos, proporcionando información detallada, así de esa misma forma es la tabla periódica de los elementos; misma que constituye un libro abierto de información en el apasionante mundo de la Química.

El desarrollo de la teoría atómica de los elementos (referida especialmente a los electrones del último nivel), su ubicación en la tabla y sus propiedades químicas posee su génesis en las primeras ideas simples y filosóficas acerca de la materia dadas por Demócrito hasta los trabajos más recientes de Dalton⁽¹⁾ en el siglo XIX sobre la Teoría Atómica (Dingle, 2003) así como también, los químicos comenzaron a clasificar los elementos de acuerdo con similitudes en sus propiedades físicas y químicas. El final de esos estudios generó la Tabla Periódica Moderna que conocemos en la actualidad.

La idea básica de la tabla es que las propiedades químicas de los elementos son propiedades periódicas, recurrentes o se repiten cuando estos se disponen de manera apropiada y se puede anticipar, con un buen grado de exactitud, el comportamiento químico de cualquier elemento.

Desarrollo histórico de la Tabla Periódica

La tabla periódica moderna es el resultado de varios intentos de clasificar a los elementos químicos y sus propiedades, poco después de sentada las bases de la teoría atómica por John Dalton. En el año 1787, el químico francés Antoine-Laurent de Lavoisier⁽²⁾ publicó el *Método de nomenclatura química*, el cual permitió

(1) **John Dalton** (1766 - 1844): notable físico, matemático, meteorólogo nacido en la Gran Bretaña. Entre sus trabajos más relevantes se encuentra el modelo atómico y la tabla de pesos relativos de los elementos, bases indiscutibles de la Química moderna.

(2) **Antoine-Laurent de Lavoisier** (1743 - 1794): destacado químico, biólogo y economista francés. Se le considera "El Padre de la Química Moderna", por sus brillantes aportes en la concepción de la Ley de conservación de masa": Ley Lomonósov-Lavoisier.

“prescindir de la terminología alquímica que se utilizaba” hasta entonces (Teijón-Rivera, 2020). Al conocer más elementos y estudiar mejor sus propiedades surgió la necesidad de agruparlos sistemáticamente. Los hombres de ciencia desarrollaron la idea de que los átomos de un elemento pudieran tener ciertas propiedades en partes análogas a las de otro distinto; siguiendo este razonamiento, se llevaron a cabo muchas tentativas para clasificar los elementos.

Una de ellas pretendía clasificarlos de acuerdo con la clase de óxidos que originaban: básicos o ácidos. Sin embargo, estos intentos no tuvieron éxito debido a que algunos de estos elementos poseen un óxido básico y un óxido ácido; además, los óxidos de un cierto número de elementos no se combinan con el agua. Se intenta clasificar entonces los elementos de acuerdo con la valencia, pero esta no puede servir de base conveniente, ya que hay elementos que solo tienen una valencia, mientras que otros poseen dos o más. A continuación, se mencionan los más importantes.

Tríadas de Döbereiner

Entre 1817 y 1829, el químico alemán Johan Döbereiner ⁽²⁾ clasificó a algunos elementos en grupos de tres, denominados tríadas, ya que tenían propiedades químicas similares. Döbereiner, señaló por primera vez, la existencia de una relación significativa entre las propiedades de los elementos y sus masas atómicas.

Sus estudios le hicieron observar que hay varios grupos de tres elementos (tríadas) en los que la masa atómica del elemento central se aproxima a la media aritmética de las masas de los elementos extremos, y que los tres elementos tienen propiedades análogas. Las investigaciones llevadas a cabo por este insigne científico presentaban la dificultad de que no siempre se disponía de valores exactos para las masas atómicas, por lo que se hacía difícil la búsqueda de regularidades. Los

(3) **Johann Wolfgang Döbereiner** (1780 - 1849): destacado químico alemán descubridor de la teoría acerca de las tríadas en ciertos elementos químicos.

componentes de cada tríada tienen propiedades físicas crecientes y propiedades químicas similares. Esta semejanza se advierte en cada uno de los ejemplos de las tres tríadas siguientes; observe el cálculo de sus masas atómicas (M.A.) (Little-Pirri, 2013).

Tabla 2.1

Tríada Litio-Sodio-Potasio.

Primera tríada	Li	Na	K
Masa atómica	7	23	39

$$\text{M.A.}(\text{Na}) = \frac{(7+39)}{2} = 23 \text{ g}$$

Tabla 2.2

Tríada Calcio-Estroncio-Bario.

Primera tríada	Ca	Sr	Ba
Masa atómica	40	87,6	137

$$\text{M.A.}(\text{Sr}) = \frac{(40+137)}{2} = 87,6 \text{ g}$$

Tabla 2.3

Tríada Fósforo-Arsénico-Antimonio.

Primera tríada	P	As	Sb
Masa atómica	31	75	122

$$\text{M.A.}(\text{As}) = \frac{(31+122)}{2} = 76,5 \text{ g}$$

Octavas de Newlands

John Newlands⁽⁴⁾, en 1863, se dio cuenta que el octavo elemento (de los 62 hasta esos momentos conocidos) se asemejaba al primero, así como el noveno era similar al segundo; observando este hecho, se le ocurrió hacer la comparación entre sus octavas: “Ordenando los elementos en orden creciente con respecto a su masa atómica, el octavo elemento tiene propiedades muy similares al primero, el noveno al segundo, ocurre con las notas de la escala musical” (Teijón-Rivera, 2020).

Tabla 2.4

Octavas de Newlands.

Octavas de Newlands						
1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	C 40,0					

Nota. Adaptado de Teijón-Rivera (2020, p. 244).

Dicha comparación carecía de validez alguna, pero fue por ella que a su clasificación se le dio el nombre de Octavas de Newlands.

Sistema Periódico Mendeléiev

En 1869, el ruso Mendeléiev dio a conocer una ordenación más completa de los elementos (en filas horizontales o períodos apropiados) la cual se disponía en forma creciente a su masa atómica empezando por el de menor masa atómica. Esta tabla contaba con 63 elementos.

(4) **John Alexander Reina Newlands** (1837 - 1898): prominente químico analítico inglés autor de una tabla de elementos ordenados según sus masas atómicas (propuso la Ley de la Octavas: determinadas propiedades se repetían cada 8 elementos).

Es bueno hacer la salvedad, que, aunque el nombre de este sistema periódico ha perdurado en el tiempo como la Tabla Periódica de Mendeléiev, se dio el hecho que de forma separada y casi simultáneamente el químico alemán Lothar Meyer llegó a una conclusión análoga.

En la tabla periódica de 1869, Mendeléiev predijo con gran acierto que los espacios libres de su tabla serían ocupados por elementos no descubiertos hasta entonces; y, además, en el caso de la situación de estas vacancias, llegó a deducir las masas atómicas y propiedades de tales elementos (ver Figura 2.1).

Figura 2.1

Representación gráfica de la primera tabla periódica de 1869, con sus 63 elementos.

Nota. Cuando Mendeléiev dio a conocer su sistema de clasificación no se conocían los elementos Escandio (Sc), Galio (Ga) y Germanio (Ge) así como diversos, otros. Para mantener la regularidad observada en la primera parte de la tabla y disponer los elementos parecidos en columna vertical, tuvo la idea genial de dejar algunos espacios en blanco. Fuente: (Teijón-Rivera, 2020).

Dos años después, en 1871, Mendeléiev modificó las masas atómicas de algunos de los elementos y la propia tabla: “De manera que las filas horizontales de la clasificación de 1869 pasaron a ser columnas verticales, es decir, las columnas

verticales o grupos tienen propiedades periódicas, y las filas horizontales o periodos van en función de la masa atómica”; en esta nueva ordenación de los elementos tiene en cuenta además, el estado de oxidación de los mismos. (Teijón-Rivera, 2020).

Figura 2.2

Representación gráfica de la Tabla Periódica de Mendeléiev (1871).

Row	Group I — R ₂ O	Group II — RO	Group III — R ₂ O ₃	Group IV RH ₄ RO ₂	Group V RH ₃ R ₂ O ₅	Group VI RH ₂ RO ₃	Group VII RH R ₂ O ₇	Group VIII — RO ₄
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9.4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27.3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35.5	
4	K = 39	Ca = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140				
9								
10			?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184		Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12				Th = 231		U = 240		

Nota. No obstante a estas mejoras, la tabla aun presentaba determinados problemas, como: no había un lugar definido para el Hidrógeno (podría colocarse indistintamente en el grupo de los halógenos o de los metales alcalinos); no había una separación clara entre metales y no metales; el W y el Mn estaban colocados en el grupo de los elementos no metálicos; no estaba previsto un lugar para los lantánidos ni para los actínidos; y, finalmente, no figuran los gases nobles (no conocidos hasta esos momentos). Fuente: Teijón-Rivera (2020).

En el caso del Germanio (Ge) fue aislado en 1886. Este hecho tuvo una gran trascendencia, ya que proporcionó la mejor confirmación de la teoría de la tabla periódica hasta ese momento, pues se pudo constatar que este elemento comparte propiedades más visibles con sus elementos vecinos en relación con las dos predicciones anteriormente confirmadas de Mendeléiev (ver Tabla 78).

Como se ha podido demostrar durante el cursar histórico con respecto a la aparición de los demás elementos químicos que conforman la tabla periódica moderna actual, muchas de las predicciones hechas por el insigne científico Dimitri Mendeléiev fueron cumplidas con gran certeza.

Tabla 2.5*Comparación de las propiedades del Ekasilicio y el Germanio.*

Propiedades	Ekasilicio	Germanio
Masa atómica	72	72,61
Densidad (g/cm ³)	5,5	5,35
Punto de fusión (°C)	alto	947
Color	gris	gris
Tipo de óxido	dióxido de tipo refractario	dióxido de tipo refractario
Densidad del óxido (g/cm ³)	4,7	4,7
Actividad del óxido	debilmente básico	debilmente básico
Punto de ebullición del cloruro	menor de 100 °C	86 °C (GeCl ₄)
Densidad de cloruro (g/cm ³)	1,9	1,9

Nota. Adaptado de (TheReaderWeb, s.f.)

Entre las ventajas más notables de la clasificación del científico ruso se encuentran:

- permitió tener una idea general de la clasificación de los elementos;
- posibilidad de fijar nuevas propiedades de los elementos;
- predicción acerca de la existencia de elementos nuevos, p. ej., el Germanio (Ge), al que había denominado Eka-Silicio.

No obstante, dicha tabla presentaba algunas desventajas, tales como:

- no siempre existía la periodicidad creciente de los elementos; ejemplo de ello viene dado por tres deficiencias: Argón-Potasio, Cobalto-Níquel y Teluro-Yodo;
- el hidrógeno no poseía una posición adecuada en la tabla;
- los metales y no metales, no siempre se encontraban bien diferenciados.

Clasificación moderna de los elementos

Henry Moseley⁽⁵⁾ basándose en sus experimentos con rayos X, propuso la clasificación de los elementos en orden creciente de sus números atómicos⁽⁶⁾; esto lo llevó a cabo basándose en el hecho de que únicamente la mayor parte de las propiedades de los elementos devienen como función periódica de sus números atómicos.

Posteriormente, esta tabla fue modificada por el científico alemán Lothar Meyer al sumarles los elementos de las “tierras raras” (Lantánidos y Actínidos).

En la clasificación moderna de la tabla periódica, los elementos que tienen igual configuración electrónica se agrupan en columnas verticales (con un total de 18), las cuales constituyen 16 grupos o familias que se dividen en principales (A) y secundarios (B).

Dado el valor de Z (número atómico) se puede deducir la división de un elemento en la tabla. A partir de su configuración electrónica, se puede identificar el período, bloque y grupo o familia para un determinado elemento. Veamos a continuación algunas de estas características en la tabla 2.6.

(5) Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887 - 1915), químico, físico inglés. Su principal contribución fue la justificación cuantitativa del concepto de número atómico mediante la “Ley Moseley”; así como su notable apoyo al modelo atómico de Bohr.

(6) Número atómico (Z): número total de protones que posee cada átomo de un elemento químico.

Tabla 2.6

Características del período, bloque y grupo o familia en dependencia de la configuración electrónica.

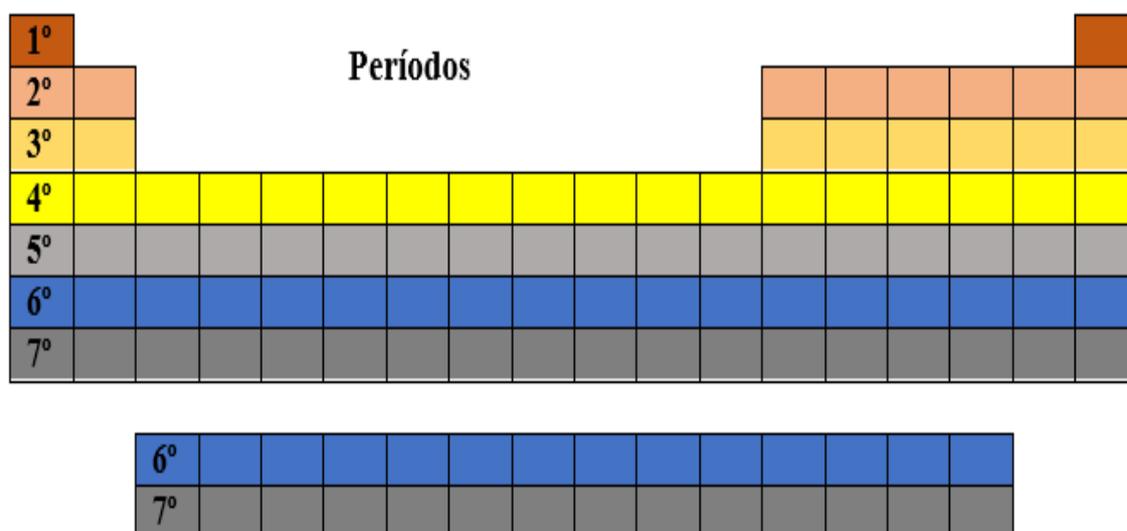
Dado el valor de Z	Características	
Período	Viene dado por el mayor valor de n que aparece en la configuración del elemento (1 a 7).	
Bloque	Depende del subnivel más externo de la configuración electrónica del elemento (puede ser: s, p, d, f).	

Grupo o Familia	Configuración Electrónica	Grupo o Familia
	ns^2d^1	IIIB
	ns^2d^2	IVB
	ns^2d^3	VB
	ns^1d^5	VI B
	ns^2d^5	VII B
	ns^2d^6	VIII B

A continuación, se detallan gráficamente las características de los periodos, grupos o familias de la tabla periódica:

Figura 2.3

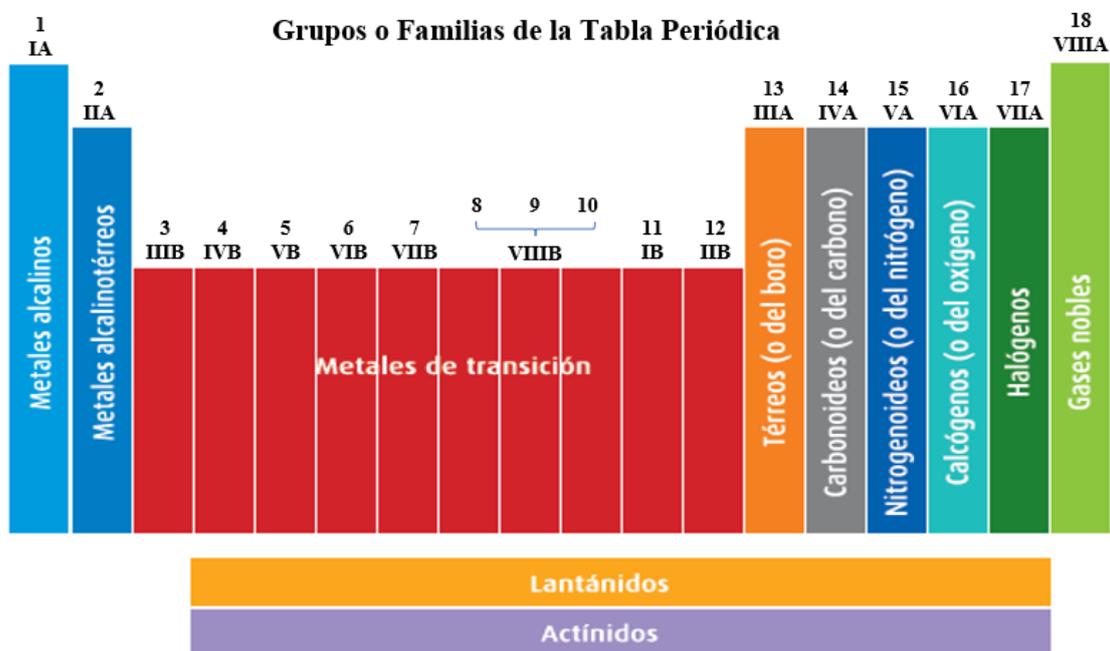
Representación gráfica de los siete (7) períodos de la tabla periódica.



Nota. Las divisiones horizontales o períodos son siete (7); a veces se les designa con las letras: K, L, M, N, O, P, Q.

Figura 2.4

Representación gráfica de los grupos o familias en la Tabla Periódica Moderna.



Nota. Tabla reelaborada; como se puede observar se ha utilizado la numeración arábica y romana para la designación de los diferentes grupos o familias. Fuente: (5. *Tabla Periódica: Organización y Propiedades de Los Elementos Químicos - Ciencia y Tecnología. Química*, n.d.).

En 1913, el químico inglés Henry Moseley, mediante estudios de rayos X, determinó la carga nuclear (número atómico) de los elementos, reagrupándolos en orden creciente de su número atómico tal como podemos apreciar en la siguiente figura:

Figura 2.5

Reagrupación de los elementos, según Moseley, atendiendo al orden creciente de su número atómico.

Figura 2.6

Tabla periódica moderna.

Tabla periódica de los elementos

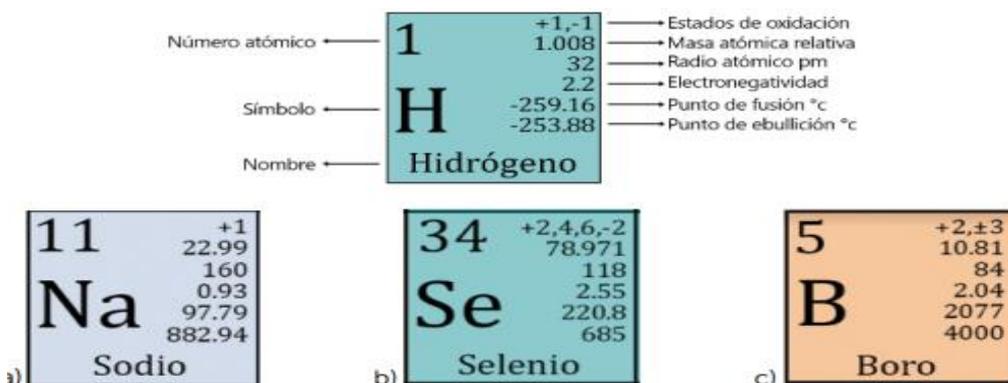
<p>masa atómica número másico de isótopo más estable</p> <p>1,4 energía de ionización en eV/mol</p> <p>símbolo químico</p> <p>nombre</p> <p>configuración electrónica</p>																	
<p>estados de oxidación más comunes del elemento</p>																	
<p>metales alcalinos</p> <p>alcalinotérreos</p> <p>otros metales</p> <p>metales de transición</p> <p>lantánidos</p> <p>actínidos</p> <p>metaloides</p> <p>no metales</p> <p>halógenos</p> <p>gases nobles</p> <p>elementos desconocidos</p> <p>grupo de elementos radiactivos</p>																	
<p>bloques de configuración electrónica</p>																	
<p>Notas</p> <ul style="list-style-type: none"> *1 kJ/mol = 96,485 eV. **Todos los elementos tienen un estado de oxidación positivo cero. ***Las configuraciones electrónicas de los elementos 108, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son predicciones. ****Las configuraciones electrónicas de los elementos 109, 106, 107, 108, 109, 110, 111, 112, 113, 114, 115, 116, 117 y 118 son especulativas. 																	

Nota. La información contenida, en la casilla de cada elemento, en las tablas periódicas modernas, puede variar de una tabla a otra. Fuente: (Tabla Periódica de Los Elementos - Wikipedia, La Enciclopedia Libre, n.d.).

En la Figura 2.7, a manera de ejemplo, se muestran los detalles principales de algunos elementos de la tabla periódica.

Figura 2.7

Información contenida en cada casilla de las tablas periódicas modernas.



Nota. Se detalla: el símbolo y nombre del elemento, el número atómico, la masa atómica, el estado de oxidación, el número de electrones de valencia, la electronegatividad, la densidad, la estructura atómica, la temperatura de fusión, la temperatura de ebullición, el calor específico; y, en algunas tablas incluyen la forma de cristalización.

Ley periódica

La ley periódica se puede establecer como sigue: cuando los elementos se acomodan en orden creciente de sus números atómicos, muestran propiedades similares periódicamente.

Las tablas periódicas originales de Mendeléiev y Lothar Meyer (alrededor de 1870) se basaron solamente en la química de unos 60 elementos. Es sorprendente que un concepto tan fundamental como la periodicidad de los elementos, fuera descubierto sobre la base de una información notoriamente limitada.

Los elementos de una hilera horizontal son miembros de un período, por ejemplo, el primer período contiene solo dos elementos (H y He); tanto que el segundo como el tercer período contienen ocho elementos. Nótese que el grupo de 14 elementos del sexto período, conocido como serie lantánida, los elementos de la serie de los actínidos del séptimo período así como la extensión hasta dónde puede llegar la tabla

misma, depende del número de elementos nuevos que puedan ser descubiertos o sintetizados además de los ya conocidos. La tabla no solo ha acomodado los más recientes elementos sintéticos, sino que ha previsto atinadamente muchos elementos naturales descubiertos después de que fue delineada originalmente.

Una de las más grandes comprobaciones de la validez de la ley periódica se originó cuando una serie de elementos, la correspondiente a los gases nobles o inertes, fue descubierta por Sir William Ramsay⁽⁷⁾ durante período de 1894 a 1897. Estos elementos fueron acomodados en la Tabla simplemente por adición de una nueva columna, algunas veces llamada Grupo 0.

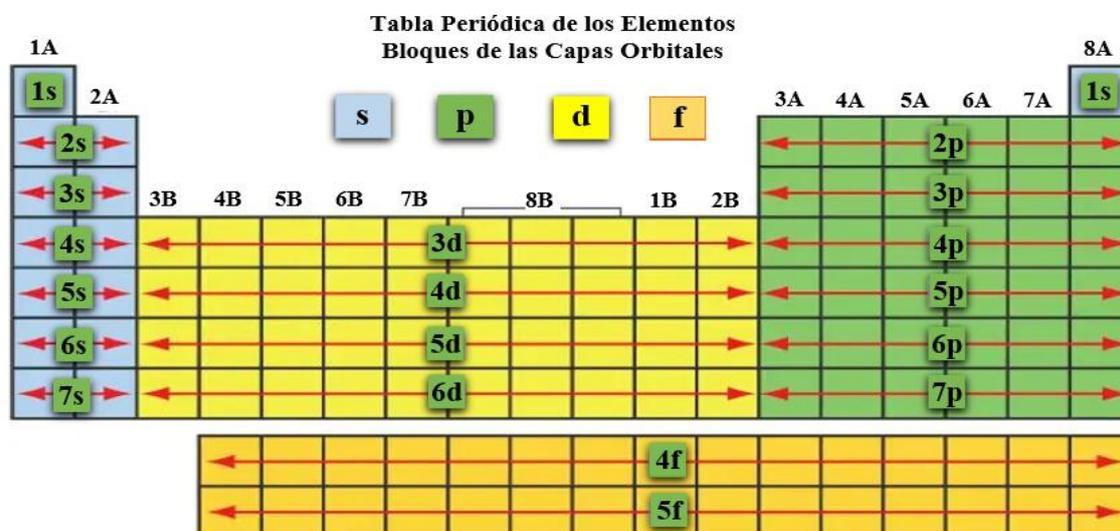
La tabla periódica es fundamentalmente un acomodo basado en los números atómicos de los elementos y no de sus masas atómicas. Por ejemplo, el Co y el Ni, Ar y K, el Fe y I están fuera de orden desde el punto de vista de la masa atómica, pero todas sus otras propiedades tanto químicas como físicas, justifican sus posiciones en la tabla periódica moderna.

La estructura electrónica de los elementos tiene una relación directa en la ubicación en la tabla periódica. El primer período representa la ocupación del subnivel 1s; en el segundo período se llenan los subniveles 2s y 2p y en el tercer período se llenan los subniveles 3s y 3p. Con el cuarto período la relación se vuelve más compleja. Los elementos 10 y 20 están llenando el nivel 4s; los 10 elementos representan la ocupación del subnivel 3d y el resto de este período requiere completar el subnivel 4p. Otro grupo de elementos, los metales de las tierras raras (Lantánidos) aparecen después del elemento 57 como resultado de la ocupación del subnivel 4f que sigue después de ocupados los subniveles 6s, 5s, 5p. (Ver Figura 2.8.)

(7) **William Ramsay** (1852-1916): sobresaliente químico británico laureado con el premio Nobel de Química en 1904.

Figura 2.8

Representación gráfica de los cuatro bloques contenidos en la tabla periódica; así como los diferentes subniveles.



Nota. En esta tabla reelaborada podemos observar claramente los 4 bloques: s, p, d, f.

Para la ubicación de los elementos químicos en la tabla periódica moderna observa las siguientes normas:

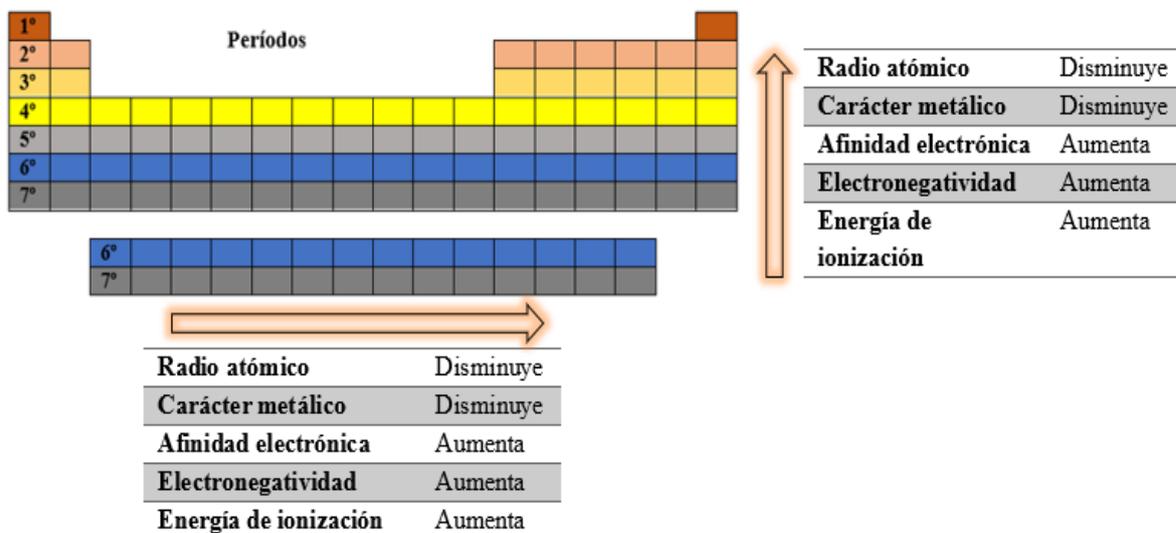
- Orden creciente en el número atómico (z).
- Número correspondiente al último nivel (n).
- Último subnivel (d).
- Número de electrones del último subnivel y electrones de valencia.

Propiedades periódicas

Se denomina así a un conjunto de propiedades químicas de los distintos elementos que varían de una forma gradual y característica en función de la posición de los elementos en la tabla periódica.

En la Figura 2.9, se puede observar cómo varían algunas de las más importantes propiedades de la tabla periódica.

Figura 2.9
Propiedades de la tabla periódica.



A continuación, estudiaremos las peculiaridades de estas y otras propiedades de la tabla periódica:

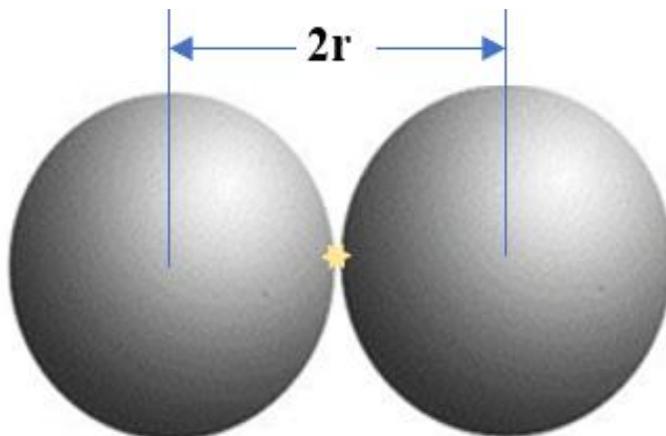
- El radio atómico.
- Radio iónico.
- Volumen atómico.
- Energía de ionización o potencial de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad.
- Carácter metálico y los estados de oxidación.

Radio atómico

Estructuralmente hablando, el tamaño de un átomo es aproximadamente 10^{-8} cm, aunque difícil de medir, ya que la nube electrónica que rodea el núcleo no tiene una superficie bien delimitada. Sin embargo, se puede medir una cantidad conocida como el radio atómico. En los dos esféricos de la Figura 2.10 (suposición de dos núcleos atómicos) observamos la distancia del espacio inter nuclear, equivalente a dos radios.

Figura 2.10

Representación esquemática de los radios atómicos en el espacio inter nuclear.



Nota. El radio atómico es la mitad de la distancia existente entre los centros nucleares de dos átomos que están en contacto.

En la siguiente figura podemos observar la variación de las medidas en Å⁰ (1 amstrong = 10⁻⁸cm).

Figura 2.11

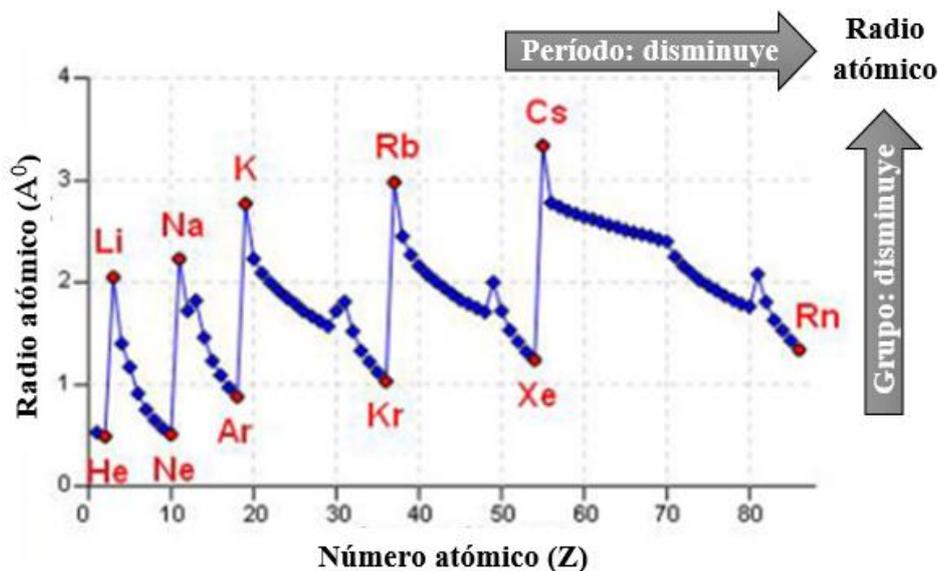
Medidas del radio atómico de los elementos.

H 0,25																			He
Li 1,45	Be 1,05											B 0,85	C 0,7	N 0,65	O 0,6	F 0,5			Ne
Na 1,8	Mg 1,5											Al 1,25	Si 1,1	P 1	S 1	Cl 1			Ar
K 2,2	Ca 1,8	Sc 1,6	Ti 1,4	V 1,35	Cr 1,4	Mn 1,4	Fe 1,4	Co 1,35	Ni 1,35	Cu 1,35	Zn 1,35	Ga 1,3	Ge 1,25	As 1,15	Se 1,15	Br 1,15			Kr
Rb 2,35	Sr 2	Y 1,8	Zr 1,55	Nb 1,45	Mo 1,45	Tc 1,35	Ru 1,3	Rh 1,35	Pd 1,4	Ag 1,6	Cd 1,55	In 1,55	Sn 1,45	Sb 1,45	Te 1,4	I 1,4			Xe
Cs 2,6	Ba 2,15	*	Hf 1,55	Ta 1,45	W 1,35	Re 1,35	Os 1,3	Ir 1,35	Pt 1,35	Au 1,35	Hg 1,5	Tl 1,9	Pb 1,8	Bi 1,6	Po 1,9			At	Rn
Fr	Ra 2,15	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts			Og
*	La 1,95	Ce 1,85	Pr 1,85	Nd 1,85	Pm 1,85	Sm 1,85	Eu 1,85	Gd 1,8	Tb 1,75	Dy 1,75	Ho 1,75	Er 1,75	Tm 1,75	Yb 1,75	Lu 1,75				
**	Ac 1,95	Th 1,8	Pa 1,8	U 1,75	Np 1,75	Pu 1,75	Am 1,75	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				

Nota. Datos publicados por la J. C. Slater (1964). «Atomic Radii in Crystals». *Journal of Chemical Physics*. Fuente: (Slater, 2004).

En general, el radio atómico disminuye a medida que nos desplazamos de izquierda a derecha en el sistema periódico (*Las Propiedades Periódicas*, 2010).

Figura 2.12
Variación del radio atómico.



Nota. En un período, el radio atómico disminuye de izquierda derecha. Igualmente sucede en un mismo grupo o familia de abajo hacia arriba. Fuente: adaptado de (*Las Propiedades Periódicas*, 2010).

Estas tendencias se pueden racionalizar en términos de la llamada carga nuclear efectiva de cualquier electrón, según la expresión (2.1).

$$Z_{\text{ef}} = Z - S \quad (2.1)$$

donde Z es la carga nuclear real es decir, el número atómico y S es el número de electrones que hay entre el electrón más externo y el núcleo reduciendo la atracción que este ejerce sobre aquel.

Tabla 2.7*Representación de la carga efectiva nuclear.*

Configuración Electrónica	Número atómico (Z)	Capa Interna total de e ⁻ (S)	Carga Efectiva Nuclear Z _{ef} = Z - S
Na 1s.2s.2p.3s	11	10	(11-10) =1
Mg 1s.2s.2p.3s	12	10	(12-10) =2
K 1s.2s.2p.3s.3p.4s	19	18	(19-18) =1

Nota. Para los elementos del grupo principal (Na, Mg, K.), S es aproximadamente el número de electrones internos llenos.

Los electrones del nivel de energía más externo no apantallan entre sí la carga nuclear. Por ejemplo, un electrón 3s del Mg no está apantallado por un segundo electrón 3s que esté a la misma distancia del núcleo.

Radio iónico

Esta propiedad es importante cuando se estudian compuestos iónicos ya que la estructura tridimensional depende exclusivamente del tamaño de los iones involucrados. El radio iónico se mide en picómetros ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$) o Angstroms ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$). El Ri es, al igual que el Ra, el espacio entre el centro del núcleo del átomo y el electrón estable más distante del mismo, haciendo referencia al ion, no al átomo.

En el caso de cationes, la ausencia de uno o varios electrones disminuye la fuerza eléctrica de repulsión mutua entre los electrones restantes dando como resultado un radio iónico menor que el atómico.

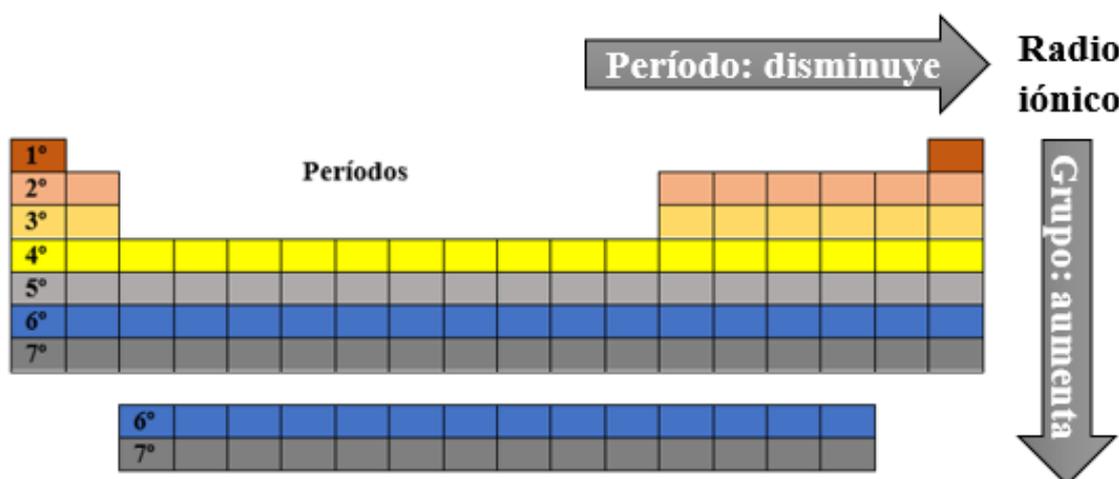
En el caso de los aniones el fenómeno es, al contrario, de modo que el radio atómico es menor que el radio iónico.

En general, se puede decir que los cationes son de menor tamaño que los átomos de los que proceden, y que los aniones son de mayor tamaño que los átomos respectivos. Este hecho se explica fácilmente al estudiar la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo.

En la Figura 2.13 se muestra como el radio iónico disminuye en un período de izquierda a derecha, mientras que aumenta para un mismo grupo de arriba hacia abajo.

Figura 2.13

Variación del radio iónico para un mismo período y para un mismo grupo o familia.



Volumen atómico

El volumen atómico es el que ocupa una mol del átomo de un elemento a temperatura ambiente, normalmente en centímetros cúbicos por mol (**cc/mol**). El volumen atómico se calcula con relación a la masa atómica y la densidad. Ver fórmula (2.2):

$$V_a = \frac{m}{d} = \text{volumen atómico} = \frac{\text{masa atómica}}{\text{densidad}} \quad (2.2)$$

Empero, se considera volumen atómico al volumen aproximado de un átomo del elemento, incluyendo los espacios vacíos de los átomos.

La variación del volumen atómico en la tabla periódica debemos imaginar a los átomos como esferas que varían de tamaño. Al aumentar el número atómico, el volumen atómico va aumentando en relación con los elementos del mismo grupo (ver Tabla 2.8); por ejemplo, el volumen del litio es menor que el del sodio, y así sucesivamente.

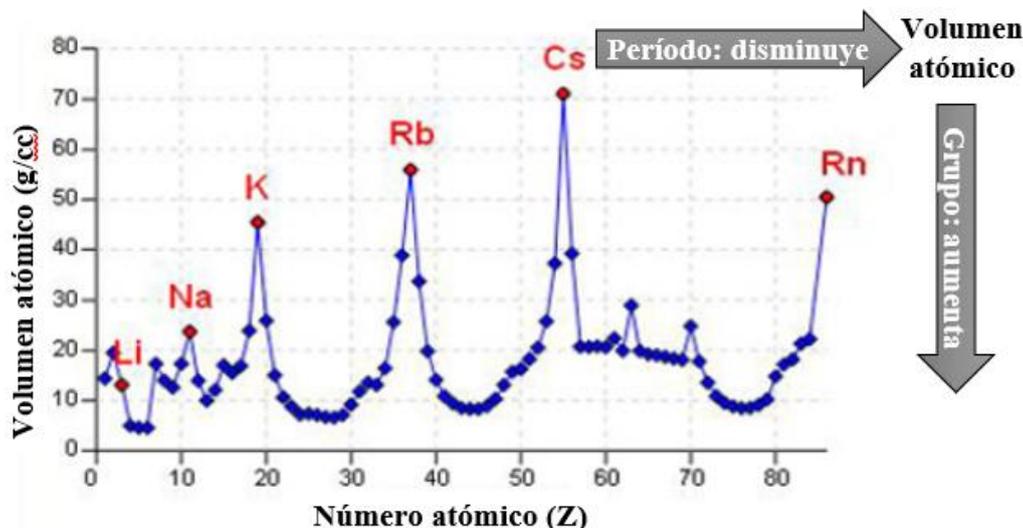
Tabla 2.8
Volumen atómico de los elementos del grupo IA.

Grupo IA	Z	Volumen atómico
H	1	14,1 cc/mol
Li	3	13,1 cc/mol
Na	11	23,7 cc/mol
K	19	45,3 cc/mol
Rb	37	55,9 cc/mol
Cs	55	70,0 cc/mol

En el caso de un mismo período, el volumen atómico, al igual que el radio atómico, disminuye de izquierda a derecha; igualmente sucede con un mismo grupo o familia.

Figura 2.14

Variación del volumen atómico para un mismo período y grupo o familia.



Nota. en un período, el volumen atómico disminuye de izquierda derecha; mientras que aumenta en un mismo grupo o familia de arriba hacia abajo. Fuente: adaptado de (*Las Propiedades Periódicas*, 2010).

Energía o potencial de ionización

Energía o potencial de ionización (E_i) es la energía mínima necesaria que se le debe suministrar a un átomo neutro y en estado fundamental (perteneciente a un elemento en estado gaseoso) para arrancarle un electrón. La primera energía de ionización es la variación de energía en la separación del electrón más externo produciendo un ion positivo (catión). Veamos a continuación el siguiente modelo matemático (Quimica.es, n.d.-a):



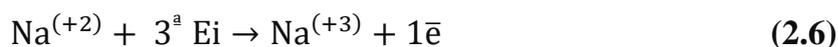
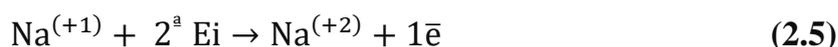
Donde:

$A_{(g)}$	=	Átomos neutros de una sustancia elemental en estado gaseoso.
$A_{(g)}^+$	=	Catión monopositivo gaseoso.
E_I	=	Energía de ionización (corresponde a la 1ra energía de ionización).
\bar{e}	=	Electrón.

La segunda energía o potencial de ionización corresponde a la energía necesaria para arrancarle al átomo el segundo electrón; de igual manera para el caso de la tercera energía de ionización. En general, cuanto mayor sea la E_i , más difícil es separar un electrón. La E_i aumenta a medida que nos desplazamos de izquierda a derecha en el sistema periódico, y disminuye a medida que bajamos.

Ejercicio

En el siguiente ejercicio estudiaremos las sucesivas energías de ionización: primera, segunda y tercera que se suceden en el caso de un átomo alcalino (el sodio). Veamos a continuación su desarrollo.



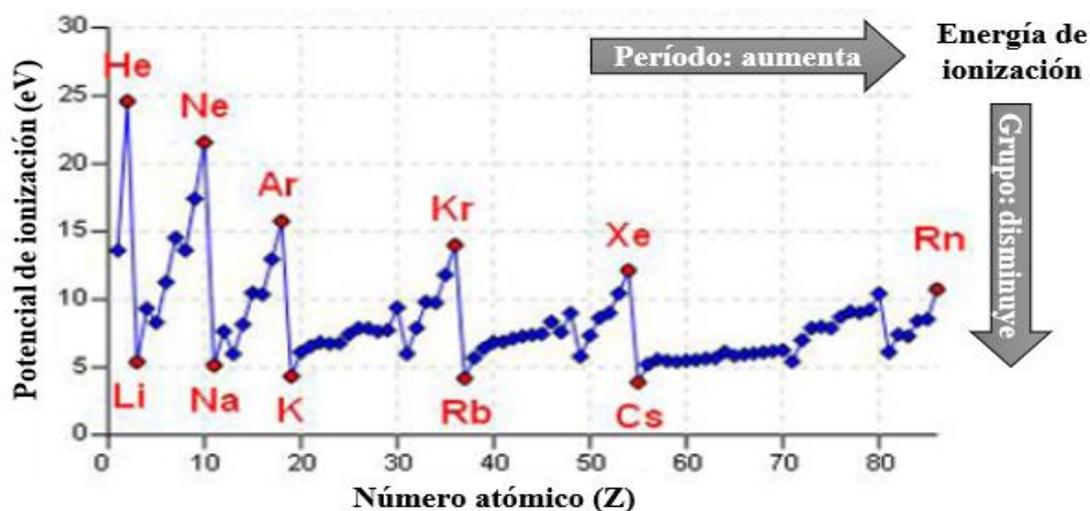
Para un mismo elemento, las energías de ionización sucesivas son sucesivamente mayores ya que al tener el ion carga positiva (catión) este atrae con más fuerza a los electrones restantes; de esta manera resulta energéticamente cada vez más costoso poderlo arrancar. Para distintos elementos, la energía de ionización crece hacia la derecha en un mismo período, debido a que también crece la carga nuclear efectiva. Esto explica por qué la primera energía de ionización del magnesio es mayor que la primera energía de ionización del sodio (Quimitube, 2012).

Tabla 2.9
Energías de ionización sucesivas.

Z	Elemento	Energías de ionización sucesivas					
		1ra	2da	3ra	4ta	5ta	6ta
1	H	1 312					
2	He	2 373	5 248				
3	Li	520	7 300	11 808			
4	Be	899	1 757	14 850	20 992		
5	B	801	2 430	3 660	25000	32 800	
6	C	1 086	2 350	4 620	6 220	38 000	47 232
7	N	1400	2 860	4 580	7 500	9 400	53 000
8	O	1 314	3 390	5 300	7 470	11 000	13 000
9	F	1 680	3 370	6 050	8 400	11 000	15 200
10	Ne	2 080	3 950	6 120	9 370	12 200	15 000

Nota. Adaptado de (Tomás Mora, 2020).

Figura 2.15
Variación del potencial o energía de ionización.



Nota. Adaptado de (Tomás Mora, 2020).

Afinidad electrónica

La afinidad electrónica (E_{ea}) es una medida de la variación de energía cuando se añade un electrón a un átomo neutro para formar un ion negativo (anión), ver ecuación (2.7). Por ejemplo, cuando un átomo de Cl neutro, en forma gaseosa agrega

un electrón para formar un ion Cl^- , desprende energía de 349 kJ/mol o 3,6 eV/átomo. Se dice que tiene una afinidad electrónica de -349 kJ/mol, y este número cuando es grande indica que se formó un ion negativo estable. Por el contrario, los números pequeños indican que se ha formado un ion negativo menos estable. Las mayores afinidades electrónicas la poseen los grupos VIA y VIIA de la tabla periódica. No forman iones negativos estables los elementos alcalinotérreos (Grupo IIA) y los gases nobles (Grupo VIII A).



Donde:

- $\text{X}_{(g)}$ = Átomo gaseoso neutro de una sustancia elemental.
- $\text{X}_{(g)}^-$ = Anión mononegativo gaseoso.
- E_{ea} = Afinidad electrónica o electroafinidad.

Este proceso puede ser visto como el reverso de la energía de E_i , es decir que las afinidades electrónicas aumentan al disminuir el tamaño del átomo debido a que los radios disminuyen de izquierda a derecha a través de un período del 1 al 7. Las afinidades serán máximas para los elementos del grupo siete (halógenos). Dentro de un grupo, las E_{ea} son máximas para los primeros miembros, como se puede apreciar en la siguiente tabla:

Tabla 2.10
Afinidades electrónicas (kJ/mol).

Período	IA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
1	H	---	---	---	---	---
	-73	---	---	---	---	---
2	Li	B	C	N	O	F
	-60	-27	-122	0	-141	-328
3	Na	Al	Si	P	S	Cl
	-53	-44	-134	-72	-200	-349
4	K	Ga	Ge	As	Se	Br
	-48	-30	-120	-77	-195	-325
5	Rb	In	Sn	Sb	Te	I
	-47	-30	-121	-101	-190	-295
6	Cs	Tl	Pb	Bi	Po	At
	-45	-30	-110	-110	-180	-270

Se hace evidente, al inspeccionar los valores de la afinidad electrónica para los distintos halógenos que esta no varía apreciablemente en sentido vertical en el grupo. En particular, la explicación de por qué el flúor tiene menor valor de la afinidad electrónica que el cloro se relaciona porque a pesar del pequeño radio y el valor alto de la carga efectiva de sus átomos, el efecto de repulsión de los electrones en 2p que ocupan menos espacio que los 3p del cloro, es grande.

En general, los elementos con valores más altos de electroafinidad en la tabla periódica son los no metales de los grupos VIA y VIIA, a los que corresponden mayores valores de las cargas efectivas sobre los electrones de valencia de sus átomos, y son en general, los elementos más electronegativos y de potenciales de ionización de valores elevados.

Electronegatividad

La electronegatividad (E.N.) es la tendencia que tiene un átomo de atraer electrones que están siendo compartidos con otro átomo en un enlace covalente. La electronegatividad también se puede definir como la capacidad relativa de atraer electrones, y presentan una tendencia muy fuerte a dar iones negativos.

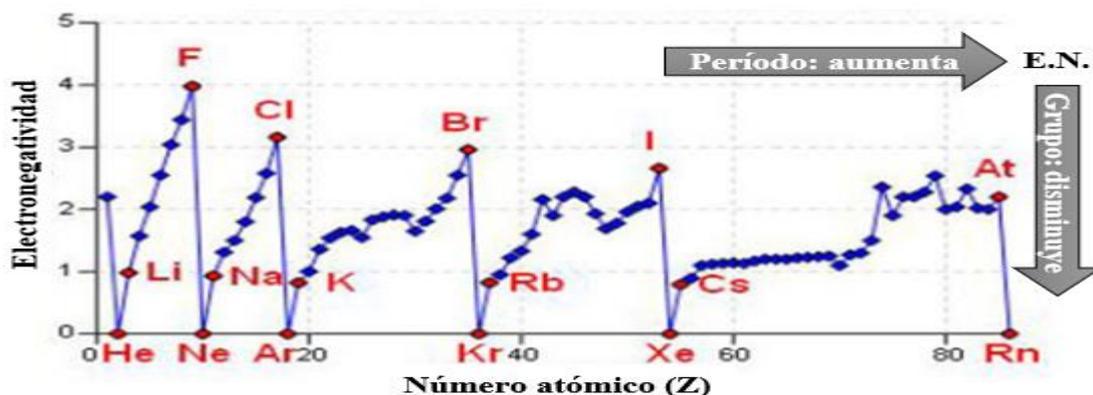
Mulliken⁽⁸⁾ sugirió que se puede obtener una medida cuantitativa de esta propiedad a través del promedio de la E_i y la afinidad electrónica de los átomos individuales; pero, esta sugerencia no tuvo acogida porque solo se conocen valores de afinidad electrónica para pocos elementos. Este concepto (E.N.) fue propuesto por Linus Pauling⁽⁹⁾ en 1932.

Estos valores de electronegatividad se pueden utilizar en la predicción de cuáles enlaces serán predominantemente iónicos y cuáles predominantemente covalentes.

(8) **Robert Sanderson Mulliken** (1896 - 1986): destacado físico, químico estadounidense. Recibió el Premio Nobel de Química en 1966.

(9) **Linus Carl Pauling** (1901 - 1994): prominente Ingeniero químico y bioquímico estadounidense. Recibió el Premio Nobel de Química en 1954.

Figura 2.16
Variación de la electronegatividad.



Nota. Adaptado de (Tomás Mora, 2020).

En la tabla periódica, Pauling estableció que la electronegatividad aumentaba en los períodos y disminuía en los grupos de arriba hacia abajo. En la Figura 2.17 se pueden apreciar los valores de electronegatividad dados por Pauling.

Figura 2.17
Valores de electronegatividad (Pauling) para los elementos de la tabla periódica.

																		Período: aumenta →						E.N.
																								↓ Grupo: disminuye
IA 1 H 2.1																	IIA 2 He 0.0							
3 Li 1.0	4 Be 1.5																	5 B 2.0	6 C 2.5	7 N 3.0	8 O 3.5	9 F 4.0	10 Ne 0.0	
11 Na 0.9	12 Mg 1.2	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B				IB	II B	13 Al 1.5	14 Si 1.8	15 P 2.1	16 S 2.5	17 Cl 3.0	18 Ar 0.0						
19 K 0.8	20 Ca 1.0	21 Sc 1.3	22 Ti 1.5	23 V 1.6	24 Cr 1.5	25 Mn 1.8	26 Fe 1.8	27 Co 1.8	28 Ni 1.8	29 Cu 1.9	30 Zn 1.6	31 Ga 1.6	32 Ge 1.8	33 As 2.0	34 Se 2.4	35 Br 2.8	36 Kr 0.0							
37 Rb 0.8	38 Sr 1.0	39 Y 1.3	40 Zr 1.4	41 Nb 1.6	42 Mo 1.8	43 Tc 1.9	44 Ru 2.2	45 Rh 2.2	46 Pd 2.2	47 Ag 1.9	48 Cd 1.7	49 In 1.7	50 Sn 1.8	51 Sb 1.9	52 Te 2.1	53 I 2.5	54 Xe 0.0							
55 Cs 0.7	56 Ba 0.9	57-71 *	72 Hf 1.3	73 Ta 1.5	74 W 1.7	75 Re 1.9	76 Os 2.2	77 Ir 2.2	78 Pt 2.2	79 Au 2.4	80 Hg 1.9	81 Tl 1.8	82 Pb 1.8	83 Bi 1.9	84 Po 2.0	85 At 2.2	86 Rn 0.0							
87 Fr 0.7	88 Ra 0.9																							

Nota. La electronegatividad aumenta con la disminución del tamaño o radio atómico para los elementos en cada período de izquierda a derecha y en cada grupo de abajo hacia arriba. El Hidrógeno, que no está situado apropiadamente en ningún grupo, tiene una electronegatividad cercana a la del Boro en esta escala. Fuente:(Sanderson, 1988).

Carácter metálico

Esta propiedad representa un conjunto de características, tales como: alta conductividad eléctrica, brillo metálico, alta conductividad calórica, ductilidad, maleabilidad, dureza y son cualidades de los elementos denominados metales; aproximadamente 81 pueden clasificarse como metales de los 106 existentes. El elemento más “metálico” es el Francio, seguido de Cesio. En general, los aumentos de carácter metálico se producen a medida que estos se mueven hacia el lado inferior del grupo de la tabla periódica.

Metales

Tal vez, la característica más sencilla de los metales es su tendencia a perder electrones con facilidad. Desde un punto de vista químico esto significa que tienden a formar iones positivos (por ejemplo: Na^{+1} , Mg^{+2} , Al^{+3}). Desde el punto de vista físico podemos relacionar el carácter metálico con la energía de ionización baja.

No metales

Ubicados en la parte superior derecha de la tabla periódica, hay 17 elementos que se clasifican como no metales. Poseen pocas de las propiedades características propias de los metales. A excepción del Selenio y del grafito (que es una forma de carbono), no son conductores de la corriente eléctrica. Con algunas excepciones, sobre todo el diamante, los cristales de elementos no metálicos tienen un aspecto mate y no brillante. Todos los sólidos no son elementos metálicos, se rompen si se estiran o martillan.

Desde el punto de vista químico, la característica más notable de los no metales es su tendencia a ganar electrones en las reacciones químicas. Así, se encuentra que elementos tales como el Oxígeno y Flúor adquieren electrones y forman iones

negativos cuando reaccionan con los metales. La tendencia de los átomos no metálicos es a ceder electrones con facilidad. Se refleja también en su electronegatividad; esta va desde 2,1 hasta 4,0.

Semimetales

Hay diversos elementos que se localizan a lo largo de una línea diagonal en la tabla periódica y son: B (Grupo 3^a), el Si y el Ge (Grupo 4^a), As y Sb (Grupo VA), y el Te (Grupo VIA); y poseen propiedades intermedias entre los metales y no metales. A estos elementos se les conoce como metaloides. Todos estos elementos tienen lustre metálico, no obstante, ninguno forma iones positivos en las reacciones químicas.

Los metaloides son semiconductores, aunque el Sb y el As tienen conductividad eléctrica cercana a la de los metales. El Si y el Ge son los principales elementos que se emplean en dispositivos semiconductores comerciales como por ejemplo, los transistores.

Los elementos muy pesados, como el Po y At (ninguno de los cuales existe en la naturaleza) se clasifican de ordinario como metaloides. En realidad, poco se conoce sobre sus propiedades químicas y físicas, y cualquier clasificación es más bien arbitraria.

En el estudio que se ha realizado en la tabla periódica, y las propiedades periódicas, se deben destacar los aspectos siguientes:

1. Tanto la posición de los elementos en la tabla periódica, como las propiedades periódicas de los átomos de los distintos elementos, tienen su explicación en las distribuciones electrónicas de la envoltura de los átomos. La esencia de la ley periódica, de su representación en forma de tabla periódica y de las

propiedades periódicas de los elementos, está en la propia estructura de sus átomos.

2. El sistema de los elementos o sustancias simples muestra una perfecta organización que va desde el elemento más simple (hidrógeno), hasta los de mayor complejidad estructural conocidos; de manera que al ir aumentando en los átomos la cantidad de carga en el núcleo, aparecen sucesivamente nuevos elementos con propiedades distintas.
3. La estructura de cada átomo es a su vez un sistema complejo, consecuencia de las interacciones de fuerzas atractivas y repulsivas, en virtud de las cargas eléctricas de las partículas subatómicas. Estas contradicciones de fuerzas determinan, en última instancia la estructura estable de cada clase de átomo y su posición en el sistema periódico.
4. En la sucesión de los elementos del sistema periódico, en cada período, se repiten elementos con propiedades semejantes a las de los elementos del período anterior, pero con una estructura atómica más compleja, es decir, con un nivel electrónico más, en la envoltura y una carga nuclear mayor.

Todos estos hechos no son más que una consecuencia de la naturaleza materialista dialéctica de la realidad objetiva en lo referente a la estructura y comportamiento de las sustancias simples.

Estados de oxidación

Los estados de oxidación o números de oxidación (asignados un tanto arbitrariamente), pueden ser positivos, negativos, cero o fraccionarios, se definen como la carga que parece tener un átomo en un cierto compuesto. Pese a esto, los estados de oxidación están relacionados con la configuración electrónica del átomo. En la tabla periódica se observan algunos de estos comunes para un grupo o familia.

Figura 2.18

Estados de oxidación de los elementos de la tabla periódica.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	⁺¹ H 1,0														⁺¹ ⁻¹ H 1,0			⁰ He 4,0
2	⁺¹ Li 6,9	⁺² Be 9,0											⁺² ⁺³ B 10,8	⁺² ⁺⁴ C 12,0	⁺¹ ⁺³ N 14,0	⁻² O 16,0	⁻¹ F 19,0	⁰ Ne 20,2
3	⁺¹ Na 23,0	⁺² Mg 24,3											⁺³ Al 27,0	⁺² ⁺⁴ Si 28,1	⁺³ ⁺⁵ P 31,0	⁺⁴ S 32,1	⁺¹ ⁺³ Cl 35,5	⁰ Ar 39,9
4	⁺¹ K 39,1	⁺² Ca 40,1	⁺³ Sc 44,9	⁺² ⁺⁴ Ti 47,9	⁺² ⁺⁴ V 50,9	⁺² ⁺³ Cr 52,0	⁺² Mn 54,9	⁺² Fe 55,8	⁺² Co 58,9	⁺² Ni 58,7	⁺¹ Cu 63,5	⁺² Zn 65,2	⁺³ Ga 69,7	⁺² ⁺⁴ Ge 72,6	⁺³ ⁺⁵ As 74,9	⁺² ⁺⁴ Se 79,0	⁺¹ ⁺³ Br 79,9	⁰ Kr 83,8
5	⁺¹ Rb 85,5	⁺² Sr 87,6	⁺³ Y 88,9	⁺² Zr 91,2	⁺² ⁺⁴ Nb 92,9	⁺² ⁺³ Mo 95,9	⁺² Tc 98,0	⁺² Ru 101,7	⁺² Rh 102,9	⁺² Pd 106,4	⁺¹ Ag 107,9	⁺² Cd 112,4	⁺³ In 114,8	⁺² ⁺⁴ Sn 118,7	⁺³ ⁺⁵ Sb 121,7	⁺² ⁺⁴ Te 127,6	⁺¹ ⁺³ I 126,9	⁰ Xe 131,3
6	⁺¹ Cs 132,9	⁺² Ba 137,3	⁺² La 138,9	⁺² Hf 178,5	⁺² ⁺⁴ Ta 180,9	⁺² W 183,8	⁺² Re 186,2	⁺² Os 190,2	⁺² Ir 192,2	⁺² Pt 195,1	⁺¹ Au 197,0	⁺¹ Hg 200,6	⁺¹ Tl 204,4	⁺² ⁺⁴ Pb 207,2	⁺³ ⁺⁵ Bi 209,0	⁺² ⁺⁴ Po 210,0	⁺¹ ⁺³ At 210,0	⁰ Rn 222,0
7	⁺¹ Fr 223,0	⁺² Ra 226,0	⁺² Ac 227,0															

Nota. De manera general los metales tienen valores positivos, pues su tendencia es perder electrones; quedan con carga positiva (cationes). Los no metales tienen estados de oxidación negativos pues tienden a ganar electrones (aniones). En los dos casos adquieren configuraciones estables similares a la de un gas noble

En los halógenos, el estado de oxidación debe ser -1, ya que ganan un electrón para completar su capa electrónica más externa; no obstante, se debe observar que en el Cloro, Bromo y Yodo se indica también +1, +3, +5 y +7. Además, tener en cuenta que: Cu, Ag y Au si bien están en el grupo 11, el Cu tiene estados de oxidación +1 y +2, el Ag ⁺¹ y el Au ⁺¹ y ⁺³.

Los metales de los grupos IA y IIA tienen un estado de oxidación único +1 y +2 respectivamente. Los metales que tienen subcapas **d** incompletas tienen estados variables de pasos de a 1, ya que después de perder los electrones de la subcapa **s**, se pierden varios de los electrones de la última subcapa **d**.

Los metales pueden tener como valor máximo de estado de oxidación del número del grupo o familia en que se encuentre (Cl = ⁺⁷, Se = ⁺⁶, P = ⁺⁵). Los otros estados de oxidación son variables y en pasos de a 2.

Los lantánidos tienen principalmente estados de oxidación de +2 y +1. Los actínidos tienen estados de oxidación variables en pasos de 2 se pueden considerar las siguientes variaciones de los números de oxidación en la tabla periódica.

Números cuánticos y tabla periódica

Existen cuatro valores llamados números cuánticos. Estos números proporcionan las características de los electrones.

- Número cuántico principal (n)
- Número cuántico secundario (ℓ)
- Número cuántico magnético (m)
- Número cuántico espín (m_s)

Número cuántico principal (n)

Explica la presencia de los electrones en el nivel energético del orbital, siendo el primer nivel el de menor energía, la distancia promedio que hay del electrón al núcleo en un determinado orbital. A medida que el nivel energético (n) aumenta, la posibilidad de encontrar el electrón cerca del núcleo disminuye y la energía del orbital aumenta.

El número cuántico principal estudia a los electrones dentro de cada nivel. Toma los valores enteros positivos: $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$.

Por ejemplo, si tengo un elemento químico que su último nivel es el 3s, su número cuántico principal sería el 3.

Si tengo un elemento químico en que su último nivel es el 6s, entonces su número cuántico principal o nivel energético sería 6.

Número cuántico secundario (ℓ)

Conocido como el número cuántico del momento angular orbital o número cuántico azimutal, y se simboliza como ℓ . Estudia a los electrones en los subniveles de energía. Los valores de ℓ dependen del número cuántico principal. Puede tomar los valores desde $\ell = 0$ hasta $\ell = n-1$. Por ejemplo:

Para s:

$$\ell = n-1$$

$$\ell = 1-1= 0$$

Para p:

$$\ell = 2-1$$

$$\ell = 1$$

Para d:

$$\ell = n-1$$

$$\ell = 3-1= 2$$

Para f:

$$\ell = n-1$$

$$\ell = 4-1= 3$$

$$s = 0; p=1; d=2 \text{ y } f=3$$

En el caso que los átomos posean más de un electrón, determina también el subnivel de energía en el que se encuentra un orbital (dentro de un cierto nivel energético). El valor de l se designa según se muestra en la Tabla 2.11.

Tabla 2.11

Designación de los valores del número cuántico secundario o azimutal, l .

ℓ	0	1	2	3
Subniveles	s	P	d	f

Nota. Los orbitales que tienen el mismo valor de n , reciben el nombre de “nivel” y los orbitales que tienen igual n y ℓ , “subnivel”.

Por ejemplo, si tenemos un elemento químico en que su último orbital es el **2p**: el número cuántico principal sería 2 y el número cuántico secundario (ℓ) sería 1, ya que si nos fijamos en la tabla anterior $p = 1$. Otro ejemplo: si tenemos un elemento químico en que su último nivel es el 3d, el $n = 3$ y el $\ell = 2$, ya que $d = 2$.

Número cuántico magnético (m)

Indica la orientación del orbital en el espacio. Puede tomar valores entre: **$-\ell \dots 0 \dots +\ell$** : solo valores enteros que van desde -3 hasta $+3$, incluyendo el cero. En el caso de que $\ell = 0$, $m = 0$.

Número cuántico espín (m_s)

El cuarto número cuántico se denota con las letras **m_s** y se le denomina número cuántico de espín o de giro del electrón. Este número tiene dos valores por cada valor del número cuántico **m** , los valores son $-1/2$ o $+1/2$, y denotan los posibles giros del electrón alrededor de su propio eje.

Un electrón tiene dos estados de espín de acuerdo con la mecánica cuántica, representados por las flechas \uparrow y \downarrow (o gira en un sentido o en el opuesto), independientemente de sus valores de n , l , m , girando en el sentido de las manecillas del reloj a cierta velocidad (el estado \uparrow) o en el sentido opuesto de las manecillas del reloj a la misma velocidad (el estado \downarrow) alrededor de su propio eje.

Tabla 2.12

Resumen acerca de las características principales de los números cuánticos de la tabla periódica: número cuántico principal (n); número cuántico secundario o azimutal (l); número cuántico (m); número cuántico espín (m_s).

Número cuántico principal (n).	Determina el tamaño del orbital y la energía del electrón en el átomo. Estudia al electrón en los niveles energéticos, indica el período dentro de la tabla periódica	Valor de n	1,2,3,4,5,6,7...
------------------------------------	--	--------------	------------------

Número cuántico secundario o azimutal (l)	Determina la forma del orbital. Estudia el electrón en sus subniveles de energía. $l = (n-1)$	Valor de l	0	1	2	3
		subniveles	s	p	d	f

Número cuántico (m)	Determina la orientación del campo magnético originado al moverse el electrón en el orbital. Estudia al electrón en los orbitales. Toma valores de $m = -l \dots 0 \dots +l$	n	l	m
		1	0	0
		2	1	-1,0,1
		3	2	-2,-1,0,1,2
		4	3	-3,-2,-1,0,1,2,3

Número cuántico Espín (m_s)	Determina el movimiento de los electrones respecto a un eje imaginario. $(m_s) = +1/2, -1/2$	m	(m_s)
		0	s +1/2, -1/2
		-1,0,+1	p +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2
		-2,-1,0,1,2	d +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2
		-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	f +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2 +1/2, -1/2

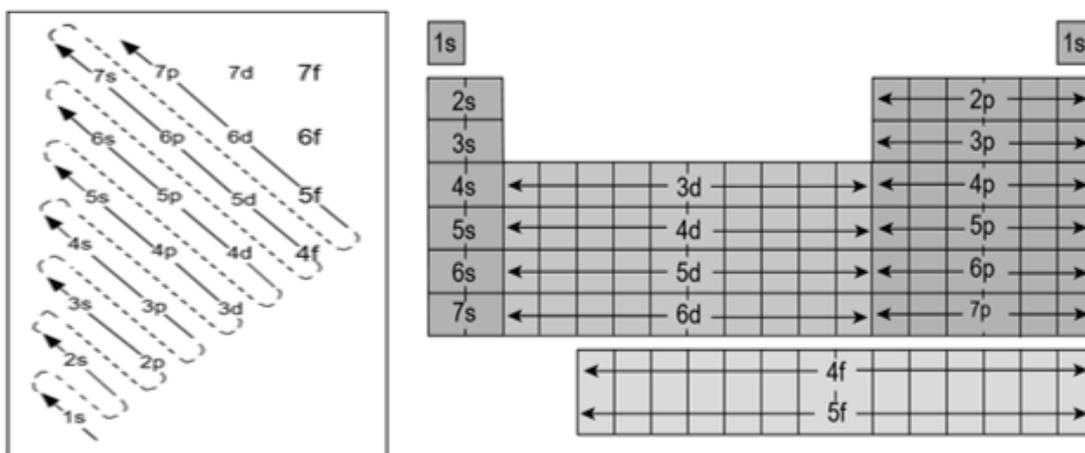
Configuración electrónica

La configuración electrónica se obtiene siguiendo tres principios:

1. **Principio de mínima energía:** los electrones van ocupando los orbitales de menos energía que estén disponibles.

2. **Principio de exclusión de Pauli:** en un átomo no puede haber dos electrones con el mismo conjunto de números cuánticos.
3. **Principio de máxima multiplicidad de Hund:** nos indica que, en niveles de igual energía, los electrones tienden a ubicarse con valores de spin paralelo (desapareados).
4. **El diagrama de Aufbau:** es un instrumento que funciona como una guía bastante útil para predecir lo que se denomina como configuración electrónica presente en diversos elementos. Los fundamentos que permiten construir este tipo de diagrama se idearon en un principio como un método para explicar la estructura atómica. El diagrama de Aufbau se construye obedeciendo los postulados mencionados anteriormente al llenar adecuadamente las diversas escalas de energía denotadas por los niveles s, p, d y f, como podemos apreciar en la figura 2.19.

Figura 2.19
Diagrama de Aufbau



Nota. Ordenación de los orbitales en términos de energía.

Ejemplo

Configuración electrónica para el elemento **carbono** ($Z = 6$).

1. Configuración global: $1s^2 2s^2 2p^2$
2. Configuración detallada: $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^0$
3. Configuración diagrama de orbitales

Figura 2.20

$Z = 6$, en la configuración electrónica del carbono.

		1s	2s	2p _x	2p _y	2p _z
Li	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow			
Be	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$			
B	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow		
C	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow
Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$

A continuación, se muestra una serie de ejercicios ilustrativos. Fueron utilizadas las fuentes: Dingle (2003); Little-Pirri (2013); 5. *Tabla Periódica: Organización y Propiedades de Los Elementos Químicos - Ciencia y Tecnología. Química* (n.d.); Teijón-Rivera (2020); *Las Propiedades Periódicas* (2010).

Ejercicio 1

Dadas las configuraciones electrónicas de los elementos:

- a) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1$
- b) $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$
- c) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$
- d) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^1$
- e) $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$

Indicar:

- El elemento que representará mayor afinidad electrónica.
- El elemento menos electronegativo.
- El número de oxidación normal que presentan estos elementos.
- El carácter metálico o no-metálico que tienen.

Solución:

- a) El elemento d será el más electronegativo por tener desapareado un solo electrón en un orbital bastante próximo al núcleo.
- b) El menos electronegativo es el e porque tiene todos sus orbitales completos y ningún electrón desapareado.
- c) El número de oxidación del elemento (a) puede ser -2 o bien -4 si desaparea sus electrones 2s, y comparte 2 ó 4 electrones de otros átomos menos electronegativos (o bien +4, si se une a átomos más electronegativos).

El elemento (b) presentará como número de oxidación -3, si completa sus 3 orbitales incompletos con electrones antiparalelos de otros átomos menos electronegativos, o bien +3 si comparte los 3 electrones desapareados con otros átomos más electronegativos. Podría, en este caso, compartir un electrón (+1), o dos (+2) o hasta los cinco electrones de valencia (+5) y actuaría con esos cinco números de oxidación.

El elemento (d) posee normalmente un estado de oxidación -1, pues tiende a captar o compartir un electrón de otros átomos menos electronegativos.

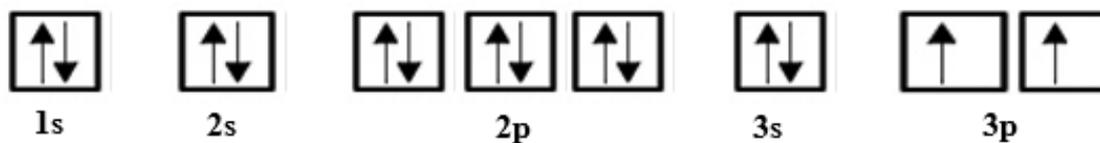
El elemento (e) no se combinará con otros elementos en condiciones normales, pues carece de electrones desapareados.

Ejercicio 2

Según la configuración electrónica del elemento cuyo diagrama orbital se muestra en la figura 21, resuelva según se indica:

Figura 2.21

Diagrama orbital de la configuración electrónica del elemento.



- Deducir su número atómico.
- Deducir su valencia.
- Razonar si tiene mucha o poca electronegatividad
- ¿Es metal o no-metal?

Solución:

Se trata del elemento: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

- Su número atómico $Z = 14$ (igual al de electrones).
- Puede actuar con estado de oxidación 2 (debido a los electrones desapareados), o bien 4 (si intervienen en la combinación los 4 electrones de valencia).
- Elemento poco electronegativo (debido al radio atómico y a la carga nuclear no muy elevada).
- Es un no-metal, aunque puede presentar cierto carácter metálico (debido a su volumen no muy grande y su carga nuclear).

Ejercicio 3

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).
- Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla.

Tabla 2.13
Números cuánticos.

<i>E</i>	<i>N</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>ms</i>
A	4	3	-3	½
B	3	2	1	½
C	3	1	1	-1/2
D	3	2	-1	½
E	5	0	0	-1/2

Solución:

- Primeramente, debe ser dibujada la tabla periódica (ver Figura 21); y, seguidamente, determinar la configuración electrónica de cada elemento.

Figura 2.22

Tabla periódica, donde se señalan los elementos A, B, C, D y E.

IA												VIII A					
H	IIA											III A	IV A	V A	VIA	VII A	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
<u>Na</u>	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	C Ar ¹⁸	
K	Ca	Sc	D Ti ²²	V	B Cr ²⁴	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	E Sr ³⁸	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In ⁴⁹	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Ti	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	<u>Ym</u>	Lu	LANTANIDOS
Th	<u>Pa</u>	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	<u>Lw</u>	ACTINIDOS

- Determinación de la configuración electrónica de los elementos: A, B, C, D y E.

$$Z_A = 4f^{11} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{11} = 67$$

$$Z_B = 3d^4 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4 = 24$$

$$Z_C = 3p^6 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = 18$$

$$Z_D = 3d^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 = 22$$

$$Z_E = 5s^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 = 38$$

- Ubicación de los elementos teniendo en cuenta el número atómico, y se identifican: bloque, período, grupo o familia; seguidamente se relacionan los elementos ubicados en la tabla periódica y se efectúa la comparación de sus propiedades.

Tabla 2.14

Características estructurales de la tabla periódica.

Elemento	No. Atómico	Bloque	Período	Grupo
Z _A	67	p	5	IIIA
Z _B	24	d	4	VIB
Z _C	18	p	3	VIIIA
Z _D	22	d	4	IVB
Z _E	38	s	5	IIA

Ejercicio 4

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico.
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).
- Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla 2.15.

Tabla 2.15
Números cuánticos.

<i>E</i>	<i>n</i>	<i>L</i>	<i>m</i>	<i>ms</i>
A	3	2	-2	-1/2
B	5	0	0	1/2
C	3	2	1	1/2
D	3	1	0	1/2
E	4	3	0	-1/2

Solución:

Figura 2.23

Tabla periódica, donde se ubican los elementos A, B, C, D y E.

IA												VIII A					
H	IIA											III A	IV A	VA	VIA	VIIA	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	Al	Si ¹⁴	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr ²⁴	Mn	Fe ²⁶	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb ³⁷	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho ⁶⁷	Er	Tm	Ym	Lu	LANTANIDOS
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw	ACTINIDOS

$$Z_A = 3d^6 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 = 26 \text{ Hierro}$$

$$Z_B = 5s^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 = 37 \text{ Rubidio}$$

$$Z_C = 3d^4 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4 = 24 \text{ cromo}$$

$$Z_D = 3p^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 = 14 \text{ Silicio}$$

$$Z_E = 4f^{11} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{11} = 67$$

Tabla 2.16*Características estructurales de la tabla periódica.*

Elemento	No. Atómico	Bloque	Período	Grupo
Z _A	26	d	4	IIIA
Z _B	37	s	5	VIB
Z _C	24	d	4	VIIIA
Z _D	14	p	3	IVB
Z _E	67	f	6	IIA

Ejercicio 5

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico.
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).
- Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla.

Tabla 2.17*Números cuánticos.*

<i>E</i>	<i>N</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>ms</i>
A	4	0	0	-1/2
B	4	1	0	-1/2
C	3	2	1	-1/2
D	5	3	0	+1/2
E	3	1	-1	-1/2

Solución:

Figura 2.24

Tabla periódica, donde se señalan los elementos A, B, C, D y E.

IA																VIIIA	
H	IIA											III A	IV A	V A	VIA	VII A	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII B			IB	IIB	Al	Si	P	S ¹⁶	Cl	Ar
K	Ca ²⁰	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu ²⁹	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br ³⁵	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Ym	Lu	LANTANIDOS
Th	Pa	U ⁹²	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw	ACTINIDOS

$$Z_A = 4s^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 = 20 \text{ Calcio}$$

$$Z_B = 4p^5 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5 = 35 \text{ Bromo}$$

$$Z_C = 3d^9 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^9 = 29 \text{ Cobre}$$

$$Z_D = 5f^4 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^4 = 92 \text{ Uranio}$$

$$Z_E = 3p^4 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 = 16 \text{ Azufre}$$

Tabla 2.18

Características estructurales de la tabla periódica.

Elemento	No. Atómico	Bloque	Período	Grupo
Z _A	20	s	4	IIA
Z _B	35	p	4	VIIA
Z _C	29	d	4	IB
Z _D	92	f	7	ACTINIDOS
Z _E	16	p	3	VIA

Ejercicio 6

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico.
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).
- Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla.

Solución:

Figura 2.25

Tabla periódica, donde se señalan los elementos A, B, C, D y E

IA																		VIIIA
H	IIA											III A	IV A	V A	VI A	VII A	He	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIII B			IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb ³⁷	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La	Hf	Ta ⁷³	W	Re	Os ⁷⁶	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac																

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Ym	Lu	LANTANIDOS
Th	Pa ⁹¹	U	Np ⁹³	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw	ACTINIDOS

Tabla 2.19
Números cuánticos.

<i>l</i>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
A	5	2	-2	-1/2
B	5	0	0	+1/2
C	5	3	1	+1/2
D	5	2	0	+1/2
E	5	3	-1	+1/2

$$Z_A = 5d^6 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^6 = 76 \text{ Osmio}$$

$$Z_B = 5s^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1 = 37 \text{ Rubidio}$$

$$Z_C = 5f^5 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^5 = 93$$

Neptunio

$$Z_D = 5d^3 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^3 = 73 \text{ Tantalio}$$

$$Z_E = 5f^3 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^3 = 91$$

Protactinio

Tabla 2.20
Características estructurales de la tabla periódica.

Elemento	No. Atómico	Bloque	Período	Grupo
Z _A	76	d	6	VIIA
Z _B	37	s	5	IA
Z _C	93	f	7	ACTINIDOS
Z _D	73	d	6	VB
Z _E	91	f	7	ACTINIDOS

Ejercicio 7

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico.
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).
- Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla.

Solución:

Figura 2.26

Tabla periódica, donde se señalan los elementos A, B, C, D y E.

IA												VIII A					
H	IIA											III A	IV A	V A	VIA	VII A	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B			IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr ³⁶
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd ⁴⁶	Ag	Cd	In	Sn ⁵⁰	Sb ⁵¹	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er ⁶⁸	Tm	Ym	Lu	LANTANIDOS
Th	Pa	U	Np	Pu	Am		Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw	ACTINIDOS

Tabla 2.21

Números cuánticos.

<i>l</i>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
A	5	1	0	+1/2
B	5	1	1	-1/2
C	4	2	0	-1/2
D	4	3	1	-1/2
E	4	1	1	-1/2

$$Z_A = 5p^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2 = 50 \text{ Estaño}$$

$$Z_B = 5p^3 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^3 = 51 \text{ Antimonio}$$

$$Z_C = 4d^8 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^8 = 46 \text{ Paladio}$$

$$Z_D = 4f^{12} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{12} = 68 \text{ Erbio}$$

$$Z_E = 4p^6 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 = 36 \text{ Kriptón}$$

Tabla 2.22
Características estructurales de la tabla periódica.

Elemento	No. Atómico	Bloque	Período	Grupo
Z _A	50	p	5	IVA
Z _B	51	p	5	VA
Z _C	46	d	5	VIIIB
Z _D	68	f	6	Lantánidos
Z _E	36	p	4	VIIIA

Ejercicio 8

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico.
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).
- Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla.

Solución:

Figura 2.27
Tabla periódica, donde se señalan los elementos A, B, C, D y E

IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA																													
H	He											B	C	N	O	F	Ne																													
Li ³	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar																													
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar																															
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																													
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh ⁴⁵	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																													
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																													
Fr	Ra ⁸⁸	Ac																																												
<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu⁶³</td><td>Gd⁶⁴</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Ym</td><td>Lu</td><td>LANTANIDOS</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lw</td><td>ACTINIDOS</td> </tr> </table>																	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu ⁶³	Gd ⁶⁴	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Ym	Lu	LANTANIDOS	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw	ACTINIDOS
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu ⁶³	Gd ⁶⁴	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Ym	Lu	LANTANIDOS																																
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw	ACTINIDOS																																

Tabla 2.23
Números cuánticos.

<i>l</i>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
A	2	0	0	+1/2
B	7	0	0	-1/2
C	4	2	-1	-1/2
D	4	3	3	+1/2
E	4	3	-3	+1/2

$$Z_A = 2s^1 = 1s^2 2s^1 = 3 \text{ Litio}$$

$$Z_B = 7s^2 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 = 88$$

Radio

$$Z_C = 4d^7 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^7 = 45 \text{ Rodio}$$

$$Z_D = 4f^7 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^7 = 63 \text{ Europio}$$

$$Z_E = 4f^8 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^8 = 64 \text{ Gadolinio}$$

Tabla 2.24
Características estructurales de la tabla periódica.

Elemento	No. Atómico	Bloque	Período	Grupo
Z _A	3	S	3	IA
Z _B	88	S	7	IIA
Z _C	45	D	5	VIII B
Z _D	63	F	6	LANTANIDOS
Z _E	64	F	6	LANTANIDOS

Ejercicio 9

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico.
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).
- Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla.

Solución:

Figura 2.28

Tabla periódica, donde se señalan los elementos A, B, C, D y E.

IA												VIII A					
H	IIA											III A	IV A	V A	VIA	VII A	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIB		Al	Si	P ¹⁵	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe ²⁶	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo ⁴²	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I ⁵³	Xe
Cs ⁵⁵	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Ym	Lu	LANTANIDOS
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw	ACTINIDOS

Tabla 2.25

Números cuánticos.

<i>l</i>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
A	6	0	0	+1/2
B	3	1	1	+1/2
C	3	2	2	-1/2
D	4	2	1	+1/2
E	5	1	0	-1/2

$$Z_A = 6s^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1 = 55 \text{ Cesio}$$

$$Z_B = 3p^3 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 = 15 \text{ Fósforo}$$

$$Z_C = 3d^6 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6 = 26 \text{ Hierro}$$

$$Z_D = 4d^4 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^4 = 42 \text{ Molibdeno}$$

$$Z_E = 5p^5 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5 = 53 \text{ Yodo}$$

Tabla 2.26
Características estructurales de la tabla periódica.

Elemento	No. Atómico	Bloque	Período	Grupo
Z _A	55	s	6	IA
Z _B	15	p	3	VA
Z _C	26	d	4	VIII B
Z _D	42	d	5	VIB
Z _E	53	p	5	VIIA

Ejercicio 10

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico.
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).
- Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla.

Solución:

Figura 2.29

Tabla periódica, donde se señalan los elementos A, B, C, D y E.

IA												VIII A					
H	IIA											III A	IV A	V A	VIA	VII A	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na ¹¹	Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	VIII B	IB	IIB	Al	Si	P	S ¹⁶	Cl	Ar		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr ²⁴	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb ⁴¹	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In ⁴⁹	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac															
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Ym	Lu	LANTANIDOS			
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw	ACTINIDOS			

Tabla 2.27
Números cuánticos.

<i>l</i>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
A	3	1	-1	-1/2
B	3	2	1	+1/2
C	3	0	0	+1/2
D	3	2	0	+1/2
E	5	1	-1	+1/2

$$Z_A = 3p^4 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 = 16 \text{ Azufre}$$

$$Z_B = 3d^4 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4 = 24 \text{ Cromo}$$

$$Z_C = 3s^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 = 11 \text{ Sodio}$$

$$Z_D = 4d^3 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3 = 41$$

$$Z_E = 5p^1 = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^1 = 49 \text{ Indio}$$

Tabla 2.28
Características estructurales de la tabla periódica.

Elemento	No. Atómico	Bloque	Período	Grupo
Z _A	16	p	3	VIA
Z _B	24	d	4	VIA
Z _C	11	s	3	IA
Z _D	41	d	5	VB
Z _E	49	p	5	IIIA

Ejercicio 1

Responda el siguiente cuestionario:

1. ¿Por qué es importante la ley periódica?
2. ¿Cómo enunció Mendeléiev la ley periódica?
3. ¿Cómo se enuncia actualmente la ley periódica?
4. ¿Qué criterio utilizó Mendeléiev para ordenar los elementos en la tabla periódica que lleva su nombre?
5. Señale algunas anomalías que se presentan en la tabla periódica cuando se ordenan los elementos por sus masas atómicas crecientes.
6. ¿En qué consistió la experiencia de Moseley?
7. ¿Cómo deben ordenarse los elementos en la tabla periódica, por el orden sucesivo y creciente de sus masas atómicas o por el orden sucesivo y creciente de las cargas nucleares de sus átomos? ¿Por qué?
8. ¿Qué nombre recibe el número de orden de un elemento en la tabla periódica? ¿A qué es igual dicho número de orden?
9. Explique lo que significa la expresión de que las propiedades de los elementos son función periódica del número atómico.
10. ¿Por qué la energía del electrón del hidrógeno es la misma en los distintos subniveles del nivel $n = 2$?
11. ¿Cómo usted reconoce el tipo de elemento a partir de conocer la configuración electrónica de este elemento? ¿Cuántos tipos de elementos existen atendiendo a los tipos de configuraciones electrónicas de los átomos?

12. ¿Qué configuración electrónica tienen en su último nivel cuántico los átomos de los gases nobles? ¿Qué característica química fundamental tienen todos los gases nobles?
13. ¿Cuáles son las expresiones generales de las configuraciones electrónicas del último nivel de los átomos de los elementos representativos? ¿Cómo usted identifica el grupo de la tabla periódica a que pertenecen, en cada caso, a partir de conocer las configuraciones electrónicas correspondientes?
14. ¿Por qué las propiedades de los elementos representativos, de un mismo grupo de la tabla periódica son parecidas?
15. Explique las configuraciones electrónicas del cromo ($Z = 24$) y del cobre ($Z = 26$), y sus diferencias con respecto a los elementos restantes de la misma serie de transición.
16. ¿Por qué las propiedades de los elementos de transición se mantienen muy semejantes a lo largo del periodo?
17. ¿Cuál es la diferencia entre metales y no metales, desde el punto de vista de la estructura electrónica de sus átomos?
18. Dibuje la tabla periódica y señale las regiones en que se sitúan los metales y los no metales
19. ¿Cómo varía el radio atómico a lo largo de un grupo de elementos representativos en la tabla periódica? ¿Por qué?
20. Defina la energía de ionización de un átomo y señale por qué es importante esta propiedad.

Ejercicio 2

¿Cuál de los dos iones, de los pares que se indican, tiene mayor radio iónico:

Na^+ y Al^{+3}

Fe^{+2} y Fe^{+3}

S^{-2} y S^{+6}

Ejercicio 3

Teniendo en cuenta los valores que pueden tener los números cuánticos, deduzca:

- Los electrones que puede haber en un orbital **s**.
- Los electrones que caben en el subnivel **p**.
- Los electrones que puede haber en el nivel $n=2$.
- La configuración electrónica de los elementos de $Z = 18$ y $Z = 26$ indicando su valencia y electroafinidad.

Ejercicio 4

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico.
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).
- Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla.

Tabla 2.29

Números cuánticos.

<i>l</i>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
A	4	0	0	-1/2
B	4	0	0	+1/2
C	3	1	1	-1/2
D	3	1	0	-1/2
E	3	1	1	-1/2

Ejercicio 5

Dibuje la tabla periódica y determine:

- Bloque, período, familia o grupo, número atómico.
- Estudie las diferentes propiedades de la tabla periódica (E.N CM. AE. EI).

- c) Ordene de forma creciente sus propiedades, teniendo en cuenta los números cuánticos representados en la Tabla 2.29.

Tabla 2.30

Números cuánticos.

<i>l</i>	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m</i>	<i>s</i>
A	4	3	-2	+1/2
B	3	2	1	-1/2
C	5	1	1	-1/2
D	3	2	-1	+1/2
E	5	0	0	-1/2

Ejercicio 6

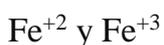
- ¿Qué propiedades periódicas aumentan al desplazarnos en un período de izquierda a derecha en la tabla periódica?
- ¿Qué propiedades periódicas aumentan al recorrer un grupo de arriba hacia abajo en la tabla periódica?
- ¿En la tabla periódica, el tamaño atómico tiende a aumentar hacia la derecha?
- ¿La segunda energía de ionización en el magnesio, será menor o mayor a la primera?

Ejercicio 7

Los iones F^- y K^+ poseen igual estructura electrónica. Escriba las ecuaciones correspondientes; y fundamente por qué el radio iónico del F^- es mayor que el del Na^+ .

Ejercicio 8

Fundamente cuál de los dos iones de los pares que se indican a continuación, tiene mayor radio iónico:



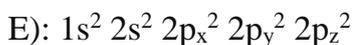
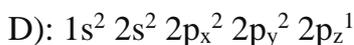
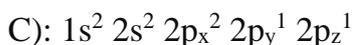
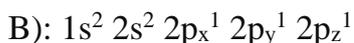
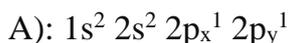
Ejercicio 9

Cuatro elementos diferentes: A, B, C, D tienen número atómico $Z = 6, 9, 13$ y 19 respectivamente. Se desea saber:

- El número de electrones de valencia en cada uno de ellos.
- Su clasificación en metales y no metales.
- La fórmula de los compuestos que B puede formar con todos los demás, ordenados, de ser posible, desde el compuesto más iónico al más covalente.

Ejercicio 10

Dadas las configuraciones electrónicas de los elementos:



Indicar:

- El elemento que representará mayor afinidad electrónica.
- El elemento menos electronegativo.
- El número de oxidación normal que presentan estos elementos.
- El carácter metálico o no-metálico que tienen.

Ejercicio 11

Ordenar de mayor a menor electronegatividad los elementos: Mg, Al, C, F, I, N, O.

Ejercicio 12

Escribir la configuración electrónica de los iones y elementos siguientes:

F⁻ y F

O y O⁼

Mg y Mg⁺⁺

Ejercicio 13

Fundamente si son ciertas o no las proposiciones siguientes:

- El potencial o energía de ionización (P. I.) disminuye en los grupos al aumentar el número atómico.
- En un período, el (P. I.) aumentan al avanzar en e los bloques s, p.
- En todos los elementos, el 2^{do} (P. I.) es mayor que el primero.
- Para arrancar un electrón al ion Na⁺ se necesita menos energía que para arrancarlo del ion Mg⁺

Ejercicio 14

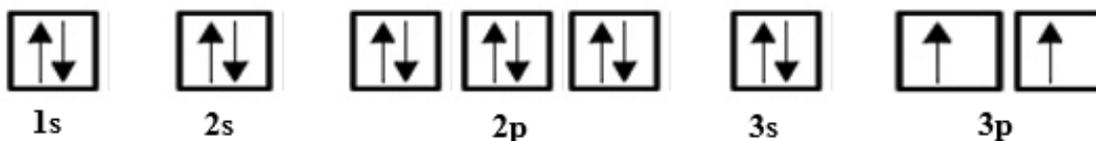
- Dada la configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ de un átomo A, razonar y deducir:
- El átomo A tiene 11 de número atómico.
- El átomo A se encuentra en estado (normal/excitado)
- El elemento A pertenece al grupo de los alcalino-térreos.
- El elemento A pertenece al 4^{to} período.

Ejercicio 15

Indicar la configuración electrónica del elemento cuyo diagrama orbital se muestra en la Figura 2.31

Figura 2.31

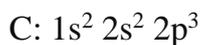
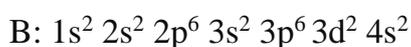
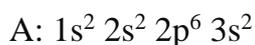
Diagrama orbital de la configuración electrónica del elemento.



- Deducir su número atómico.
- Deducir su valencia.
- Razonar si tiene mucha o poca electronegatividad
- ¿Es metal o no metal?

Ejercicio 16

A partir de las configuraciones de los siguientes elementos (A, B y C) dibujar los diagramas energéticos por orbitales:



- Indicar el número de electrones desapareados que tiene cada uno.
- Razonar el carácter metálico o no metálico de esos elementos.
- Ordenarlos por orden decreciente de sus (P.I.)
- Explicar las valencias con que se combinan con el hidrógeno y con el oxígeno.

Ejercicio 17

Indicar qué elemento de los bloques s p cumple la condición de ser:

- a) Metálico y no metálico.
- b) No se le puede asignar una posición en el bloque s o p.
- c) El metal, más reductor.
- d) El no metal más oxidante.

Ejercicio 18

Razonar el papel que desempeñan en la configuración electrónica de los elementos:

- a) El principio de Pauli.
- b) La regla de Hund.

Ejercicio 19

Razonar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Los elementos de transición colocan su electrón diferenciador en los orbitales d.
- b) La configuración más exterior de los elementos de transición es: $d^n s^2$.
- c) Muchos compuestos de los elementos de transición son colorados.
- d) La mayor parte de los elementos de transición actúan con más de una valencia.

Ejercicio 20

Teniendo en cuenta los valores que pueden tener los números cuánticos, deducir razonadamente:

- a) Los electrones que puede haber en un orbital s.
- b) Los electrones que caben en el subnivel p.
- c) Los electrones que puede haber en el nivel $n = 2$.
- d) La configuración electrónica de los elementos de $Z = 18$ y $Z = 26$, indicando su valencia y electroafinidad.



CAPÍTULO

3

Estado gaseoso y leyes de los gases

*Nada en la vida es para ser temido, es sólo para ser comprendido.
Ahora es el momento de entender más, de modo que podamos temer
menos.*

Marie Curie

Logros de Aprendizaje

Con este resumen de las leyes de los gases se espera:

- Conocer las leyes de Boyle, Charles, Dalton y la de los gases ideales.
- Aplicar el conocimiento de las leyes de Boyle, Charles, Dalton y de los gases ideales en la solución de problemas.
- Comprender las características del estado gaseoso, su comportamiento, las leyes que lo rigen y las variables que lo afectan.
- Identificar mediante gráficas la relación que existe entre las variables V, P y T, considerando las leyes de los gases.
- Hacer cálculos que involucren presiones parciales para mezclas de gases.
- Utilizar la ley general de los gases, para calcular los cambios en la presión de un gas que resulta del cambio de volumen y/o temperatura. El volumen molar y la masa molecular de un gas.
- Conocer la ley difusión de los gases de Graham.

Introducción

Los gases como parte de la materia se encuentran en forma dispersa. Los gases tienen muchas aplicaciones, la mayor parte de ellos se utilizan para acelerar o detener procesos; calentar, enfriar y la preservación de productos elaborados. Los

gases tienen aplicaciones en la medicina; el Oxígeno medicinal por ejemplo se almacena en tanques de acero con una presión que varía de 150 a 200 mmHg, se utilizan en cuidados intensivos, en anestesiología en cirugías entre otros.

Los gases se comprimen fácilmente, por esta razón decimos que son muy compresibles. Esta propiedad se debe al espacio vacío que hay entre sus moléculas.

El volumen está en relación con los cambios de presión y temperatura. El gas no presenta forma y volumen propio, tiende a ocupar uniformemente el recipiente que lo contiene.

El aire que respiramos, es una combinación invisible de gases, principalmente el nitrógeno y oxígeno carecen de olor y de sabor. Conocer lo que es el aire y su composición, la importancia de la calidad del aire que respiramos, nos permitirá el cuidado de nuestra salud y en definitiva nuestra calidad de vida.

Existen otros gases en menor cantidad como el Argón (0,93 %) y el Dióxido de carbono (0,0318%). Los demás componentes están en tan pequeña proporción que se les suele llamar componentes traza, presentes en cantidades inferiores al 0,00001% (IDEAM - Instituto de Hidrología, n.d.).

El vapor de agua se encuentra en una proporción muy variable en la atmósfera, normalmente varía entre el 1% y el 4%. El porcentaje de agua en la atmósfera decrece rápidamente conforme se incrementa la altitud.

La composición natural básica de la atmósfera se expone en la tabla 3.1.

Tabla 3.1

Composición natural básica de la atmósfera.

Gas	Porcentaje %
Nitrógeno	78,09
Oxígeno	20,94

Argón	0,93
Neón	0,0015
Helio	0,0005
Criptón	0,00011
Xenón	0,000009
Ozono	0,000001
Dióxido de Carbono	0,0318
Hidrógeno	0,0005
Metano	0,00015
Dióxido de nitrógeno	0,0000001
Dióxido de azufre	0,00000002
Amoniaco	0,000001

Nota. Adaptado (IDEAM - Instituto de Hidrología, n.d.)

Características de los gases

En comparación con los otros estados de la materia, el estado gaseoso es un estado disperso de la materia, sus moléculas se difunden rápidamente por su elevada energía cinética. Para la determinación del comportamiento de los gases, existen algunas propiedades como: Temperatura, presión, volumen y la cantidad de moles. Antes de desarrollar una relación entre estas variables, es necesario considerar el significado de cada uno de esos términos.

Temperatura. - Este término lo podemos definir como la medida o nivel térmico que alcanzan los cuerpos. La temperatura describe el estado de energía cinética de la materia. La mayoría de las sustancias líquidas o gaseosas se expanden cuando se aumenta la temperatura.

El calor producido por un cuerpo se debe fundamentalmente a la mayor o menor energía cinética que tienen sus moléculas, estos niveles térmicos, se expresan en grados de temperatura en diversos sistemas.

La temperatura o grado de calor se mide en instrumentos llamados termómetros, cuyo componente fundamental es el Mercurio. Este es un metal líquido, con un coeficiente de dilatación constante entre $-38,8$ y $356,9$ °C respectivamente, los puntos de fusión y de ebullición del mercurio.

Termómetro. - Son instrumentos para medir la temperatura y se basan en la dilatación de los líquidos.

Las escalas termométricas son comparaciones que se hacen tomando en cuenta los puntos de congelación y de ebullición de sustancias conocidas como: alcohol, mercurio, benceno, agua, entre otros.

Principales escalas

I.-Escalas relativas

- a. **Escala Celsius o Centígrada (°C).**- Es aquella escala relativa que toma como punto de origen de medida a la congelación del agua 0°C y 100°C el punto de ebullición del agua. (Anders Celsius) Sueco.
- b. **Escala Fahrenheit (°F).** - El punto normal de congelación del agua es 32°F y el punto de ebullición del agua es de 212°F ; 5°C equivalen a 9°F . (Daniel Fahrenheit) Alemán.
- c. **Escala Reamur(°r).**- Es aquella escala relativa cuyo origen es la congelación del agua (0°r) y 80°r para la ebullición del agua. Esta escala es poco utilizada en la práctica.

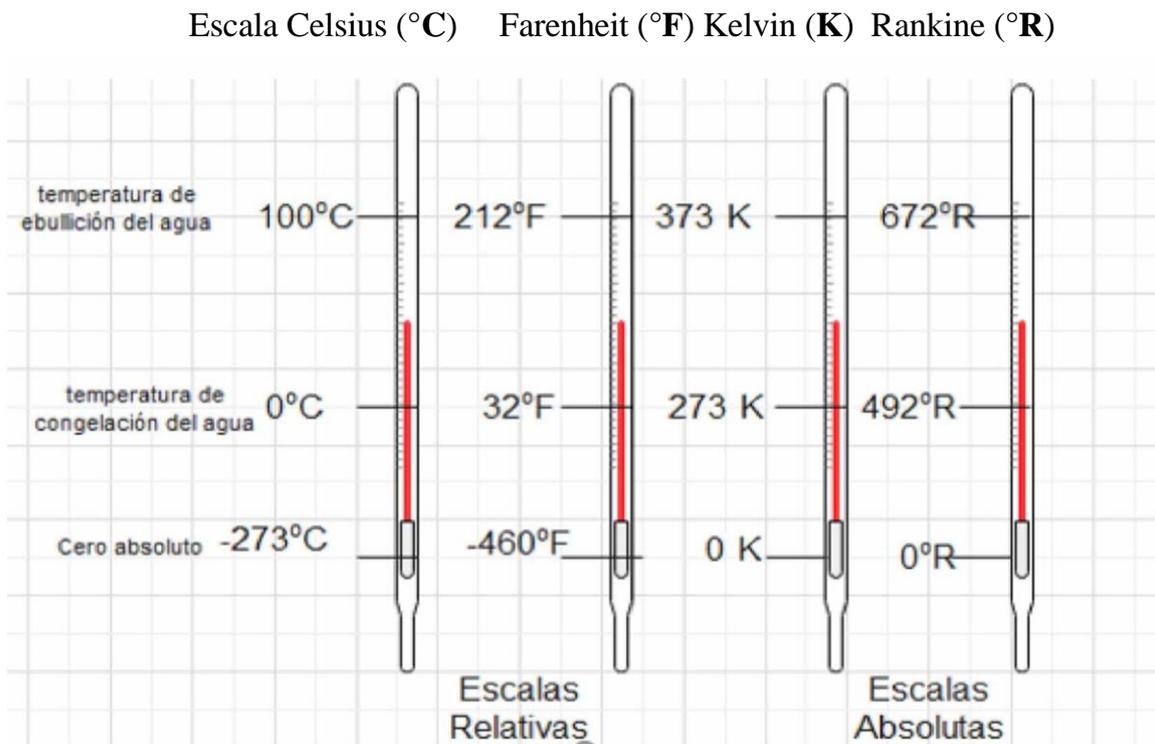
II.-Escalas absolutas

Son aquellas que tienen su origen en el punto correspondiente al cero grado absoluto, es decir, un lugar donde cesa teóricamente todo movimiento molecular, por lo tanto, con referencia a una presión nula (vacío absoluto).

- Escala Kelvin (K).**- Corresponde a la escala absoluta de la escala centígrada, llamada por tal razón escala métrica absoluta.
- Escala Rankine (°R).**- Corresponde a la absoluta de la escala Fahrenheit llamada también como la escala inglesa absoluta.

Tabla 3.2

Escalas de temperatura relativas y absolutas.



Nota. Adaptado (Rodríguez, 2015)

La temperatura mide la intensidad del calor para lo cual se tiene en cuenta propiedades como la dilatación térmica; la temperatura de los gases se mide generalmente en grados centígrados (0°C). Cuando se aplica las leyes de los gases ideales esta temperatura (grados centígrada) debe convertirse a la escala absoluta que es la temperatura Kelvin, así: °K= 0°C+273.

Volumen

El volumen es el espacio que ocupa un cuerpo. El volumen de un gas es igual al volumen disponible del recipiente que lo contiene. El gas se expande espontáneamente ocupando totalmente el recipiente que lo contiene, el volumen ocupado por un gas es la capacidad del recipiente que lo contiene. La unidad SI patrón de volumen es el metro cúbico (m³), una unidad básicamente grande. Un decímetro (dm³) es una unidad de volumen más convencionalmente para nuestros objetivos. Aunque generalmente se le da otro nombre: Litro.

Para volúmenes más pequeños, usaremos centímetro cúbico (cm³), o el mililitro (mL), que son aproximadamente iguales.

Tabla 3.3

Equivalencias de volumen

Unidad	Tabla de equivalencia de volumen					
	cm ³	litro	m ³ (SI)	Pulgadas ³	pies ³	galón
1 cm ³	1	0,001	1,0 E-6	6,1024 E-2	3,5325 E-5	2,6417 E-4
1 litro	1000	1	0,001	61,024	3,5315 E-2	0,26417
1 m ³ (SI)	1,0 E+6	1000	1	6102,4	35,315	264,17
1 pulg. ³	16,3871	1,6387 E-2	1,6387 E-5	1	5,7870 E-4	4,3290 E-3
1 pie ³	2,8317 E+4	28,3168	2,8317 E-2	1728	1	7,4805
1 galón	3785,4	3,7854	3,7854 E-3	231	0,13368	1

Nota. Adaptado (Tableworld, n.d.)

Presión

Es la fuerza ejercida por una unidad de área, esta fuerza actúa de manera uniforme sobre todos los espacios del recipiente.

$$p = \frac{F}{A} \frac{\text{Fuerza perpendicular a la superficie}}{\text{Área donde se distribuye la fuerza}}$$

$$\text{Presión} \left(\text{en} \frac{\text{dinas}}{\text{cm}^2} \right) = \frac{\text{Fuerza (en dinas)}}{\text{Área(en cm}^2\text{)}}$$

Otras unidades usadas para presión: gramos, fuerza/ cm²; libras/ pulgadas y newton/m o pascal (Pa).

Sin embargo, en Química, para expresar presiones de gases, se usa la atmósfera (atm) estándar y milímetro de mercurio (mm Hg) o torr (torr).

Cantidad de un gas

La cantidad de un gas se expresa en moles (n); esta unidad es fácil de obtenerla a partir de gramos o número de moléculas de un compuesto. En condiciones normales (CN) de un gas, significa que la temperatura es de 0 °C o 273 K y la presión de una atmósfera o 760 torr.

La presión atmosférica es la fuerza ejercida por un conjunto de gases o por la atmósfera sobre los cuerpos que están en la superficie terrestre. Mientras más alto se halle una persona menos aire hay por encima de él, por lo tanto, la presión sobre él será menor.

Experiencia de Torricelli

En los líquidos es muy fácil medir la presión que estos producen.

$$P = \text{densidad} \times \text{gravedad} \times \text{altura}$$

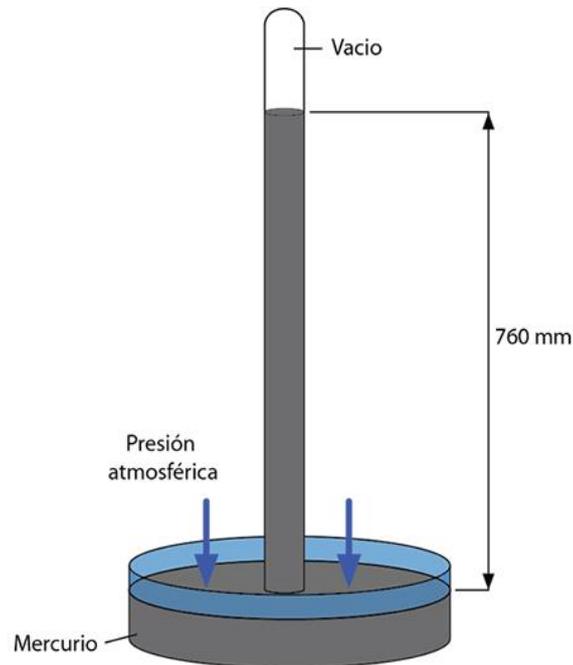
Medir la presión atmosférica implica otro aspecto: a medida que subimos en la atmósfera la densidad del aire disminuye, lo cual significa que la densidad no es constante. Torricelli fue el primero en utilizar un método sencillo para medir la presión atmosférica; veamos en que consiste.

Se toma un tubo estrecho de 100 cm de longitud cerrado por uno de sus extremos y lo llenamos de mercurio. Procedemos a tapar el extremo libre y luego se invierte sobre un recipiente, también con mercurio. Si observamos, el mercurio del tubo desciende hasta determinar altura dejando un espacio sin aire en su parte superior. No cae todo el mercurio en la cubeta, aun estando a mayor altura, por cuanto la presión externa del aire empuja el mercurio dentro del tubo.

A nivel del mar y una temperatura de 0 °C, la columna de mercurio siempre queda a una altura de 76 cm o 760 mm. En la ciudad de Manta, por ejemplo (a nivel del mar), la altura de la columna de mercurio es de 760 mm; pero si cambiamos de lugar y con ello variamos la altitud, en Riobamba, por ejemplo, es de 550 mm. A diferentes alturas la presión atmosférica es distinta.

Figura 3.4

Experiencia de Torricelli



Nota. Adaptado (Atkins, 2006)

La presión atmosférica se mide por medio del barómetro una de las unidades de presión es el torr (en honor de Torricelli), que equivale a un milímetro de mercurio.

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg.}$$

De este modo podemos afirmar que en la ciudad de Manta, la presión atmosférica es de 760 mmHg y en la ciudad de Riobamba es de 550 mmHg.

Ejemplo 1

Hallar la altura de una columna de agua para medir la presión atmosférica en la ciudad de Riobamba.

La presión atmosférica promedio en Riobamba es de 550 torr o 55 cm de mercurio.

Solución:

$$P_{\text{atm}} = d \times h$$

$$P_{\text{atm}} = 13.6 \text{ g/cm}^3 \times 55 \text{ cm} = 748 \text{ g/cm}^2$$

Ahora podemos aplicar la misma ecuación teniendo en cuenta el agua:

$$748 \text{ g/cm}^2 = 1.0 \text{ g/cm}^3 \times h$$

$$h = \frac{748 \frac{\text{g}}{\text{cm}^2}}{1.0 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 748 \text{ cm}$$

Tabla 3.5
Equivalencia de presión

Atmósfera	Cm Hg	Torr o mmHg	g/cm ²	Lb/pulg ²	Pulgada Hg	mH ₂ O	Kg/cm ²	Dinas/cm ²
1	76	760	1033,22	14,7	29,9	10,33	1,03323	1,01325X10 ⁶

Nota. Adaptado de (Rodríguez, 2015)

Leyes de los Gases

Las leyes de los Gases que rigen en el estado gaseoso son: Ley de Boyle y Mariotte; Ley de Charles; Ley de Dalton; Ley de difusión Gaseosa o de Graham(Cedron et al., 2011):

Ley de Boyle y Mariotte

En 1662, Robert Boyle realizó una serie de experimentos con los cuáles determinó la relación que existe entre las variaciones de volumen y la presión en una cantidad dada de gas a una temperatura constante.

“A temperatura constante el volumen de una muestra de gas varía en forma inversamente proporcional a la presión a que se somete.”

El término **inversamente proporcional**, en la afirmación de la ley de Boyle, significa que al aumentar la presión el volumen se reduce en la misma proporción.

Esta relación matemática se expresa así:

$$V_1 P_1 = V_2 P_2 \text{ (a temperatura constante)}$$

o también

$$\frac{V^1}{V^2} = \frac{P^2}{P^1}$$

Si la presión *aumenta* el volumen disminuye y si la presión *disminuye* el volumen aumenta.

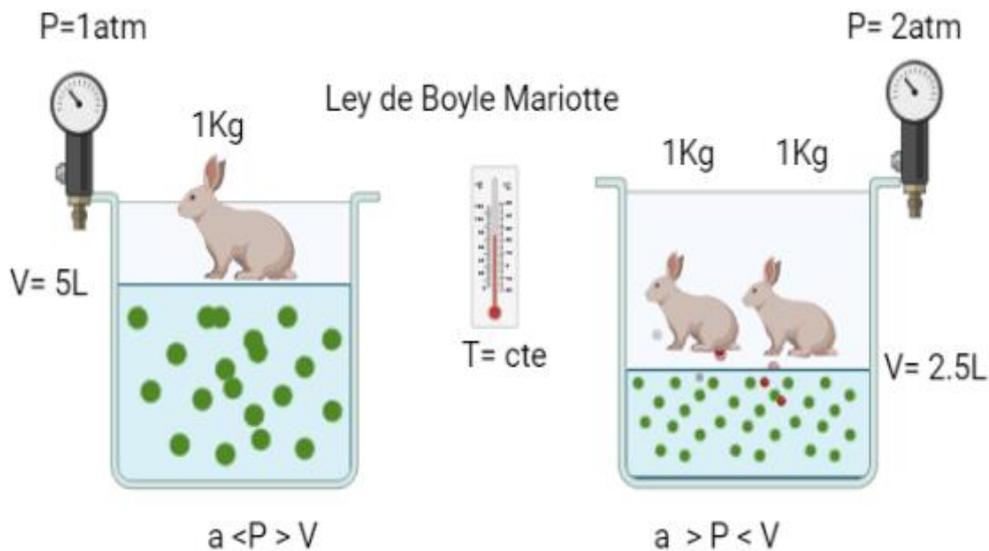
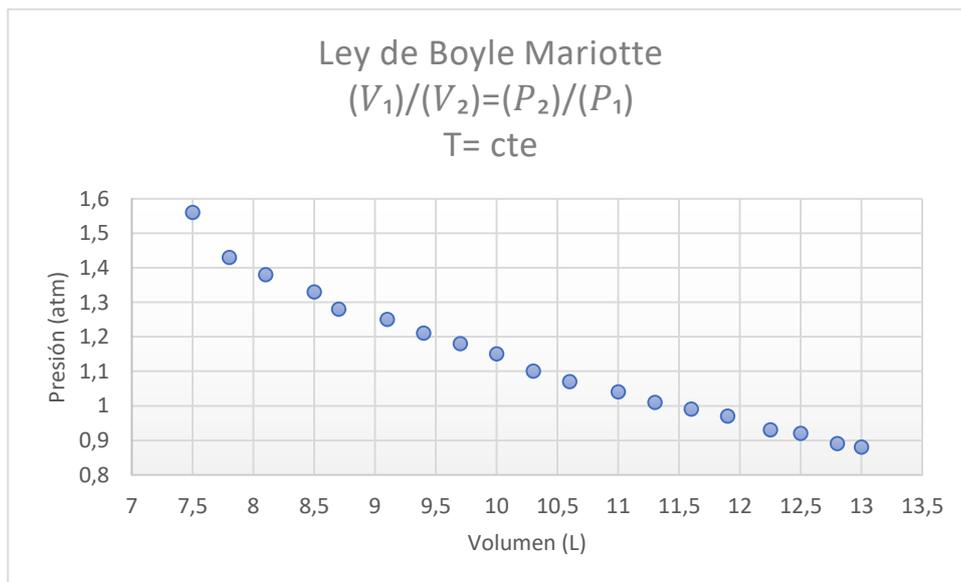


Tabla 3.6

Datos experimentales de la Ley de Boyle y Mariotte.

	Volumen (L)	Presión (atm)
1	13	0,88
2	12,8	0,89
3	12,5	0,92
4	12,25	0,93
5	11,9	0,97
6	11,6	0,99
7	11,3	1,01
8	11	1,04
9	10,6	1,07
10	10,3	1,1
12	10	1,15
13	9,7	1,18
14	9,4	1,21
15	9,1	1,25
16	8,7	1,28
17	8,5	1,33
18	8,1	1,38
19	7,8	1,43
20	7,5	1,56



Nota. Adaptado de (Calahorra, 2019)

Ejercicio 1

A una presión de 260 torr, una masa de nitrógeno ocupa un volumen de 1,75 litros. Hallar el volumen que ocupará el mismo gas a la presión de una atmósfera y temperatura constante.

Datos:

Presión inicial (P_1) = 260 torr

Volumen inicial (V_1) = 1,75 litros

Presión final (P_2) = 1 atmósfera = 760 torr

Volumen final (V_2) = x

La temperatura permanece constante, entonces si la presión aumenta, el volumen debe disminuir, por lo tanto, la proporción de presiones debe ser menor que la unidad y se multiplica por el volumen inicial así:

O reemplazamos los valores problema en la ecuación de Boyle y despejamos V_2 :

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1} \rightarrow V_2 = \frac{V_1 P_1}{P_2}$$
$$V_2 = \frac{(1,75\text{L})(260 \text{ torr})}{760 \text{ torr}} = 0,59 \text{ L}$$

Ejercicio 2

Se tiene 0,45 gramos de oxígeno en un recipiente de 380 mL a 22 °C y una presión de 510 torr. ¿Cuál será la nueva presión de gas si cambia a un recipiente de 0,85 litros? La temperatura permanece constante.

Datos:

Volumen inicial (V_1) = 380 mililitros

Presión inicial (P_1) = 510 torr

Volumen final (V_2) = 0,85 litros = 850 mililitros

Presión final (P_2) = x

Si el volumen aumenta, la presión debe disminuir.

Aplicamos la ecuación para el cálculo así:

$$P_2 = \frac{V_1 P_1}{V_2}$$
$$P_2 = \frac{(380 \text{ mL})(510 \text{ torr})}{(850 \text{ mL})} = 228 \text{ torr}$$

Ejercicio 3

Una muestra de gas ocupa un volumen de 500 mL a una presión 960 mmHg y a una temperatura de 20 °C. Si disminuye la Presión a 780 mmHg, ¿Cuál el volumen final del gas?

Datos:

Presión inicial (P_1) = 960 mmHg

Volumen inicial (V_1) = 500 mL

Presión final (P_2) = 780 mmHg

Volumen final (V_2) = x

Aplicamos la ley de Boyle:

$$V_2 = \frac{V_1 P_1}{P_2}$$
$$V_2 = \frac{(500 \text{ mL})(960 \text{ mmHg})}{(780 \text{ mmHg})} = 615,3 \text{ mL}$$

Ejercicio 4

La presión que se aplica sobre 750 mL de un gas aumenta desde 1,25 atm. a 2,25 atm. Determinar el nuevo volumen si la temperatura permanece constante a 17 °C.

Datos:

Presión inicial (P_1) = 1,25atm

Volumen inicial (V_1) = 750mL

Presión final (P_2) = 2,25atm

Volumen final (V_2) = x

Aplicamos la ley de Boyle:

$$V_2 = \frac{V_1 P_1}{P_2}$$
$$V_2 = \frac{(750 \text{ mL})(1,25 \text{ atm})}{(2,25 \text{ atm})} = 416,6 \text{ mL}$$

Ley de Jacques Charles

Charles en 1787 y Gay-Lussac en 1808, después de muchas experiencias, demostraron que, a presión constante, el volumen de un gas determinado varía en forma lineal con la temperatura de un gas y cuando se va acercando a 0 °C, los volúmenes de los gases varían en 1/273 por cada grado centígrado.

La **ley de Charles** fue enunciada así:

“A presión constante, el volumen de un gas varía directamente proporcional a su temperatura absoluta.”

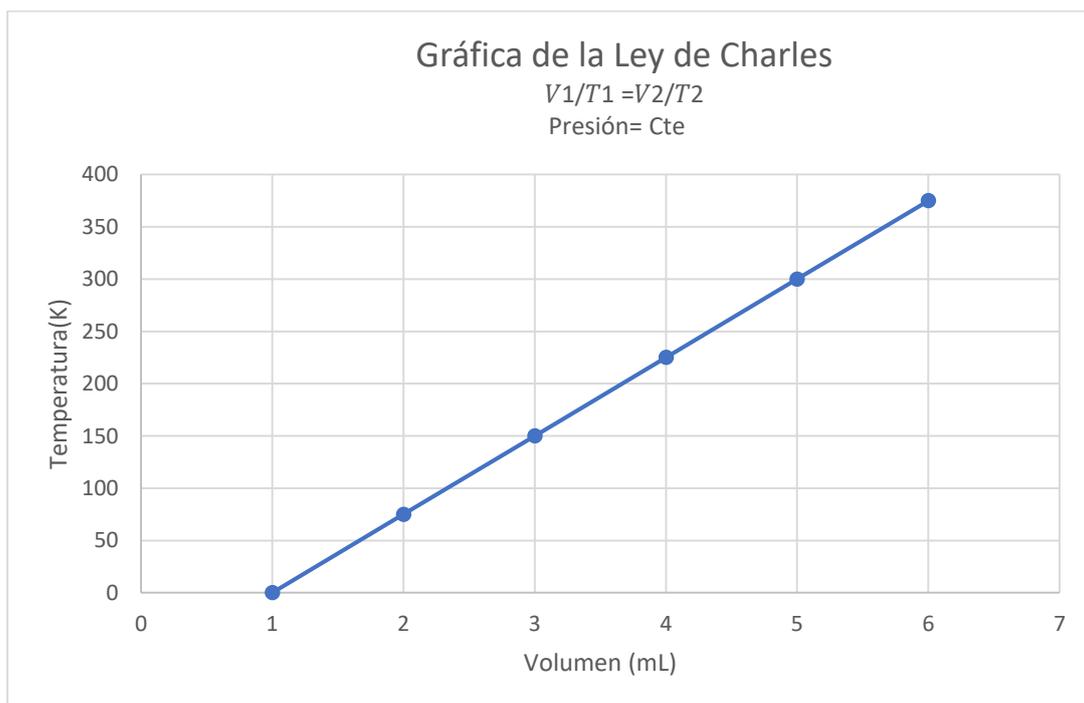
Su expresión matemática es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad (\text{Presión constante})$$

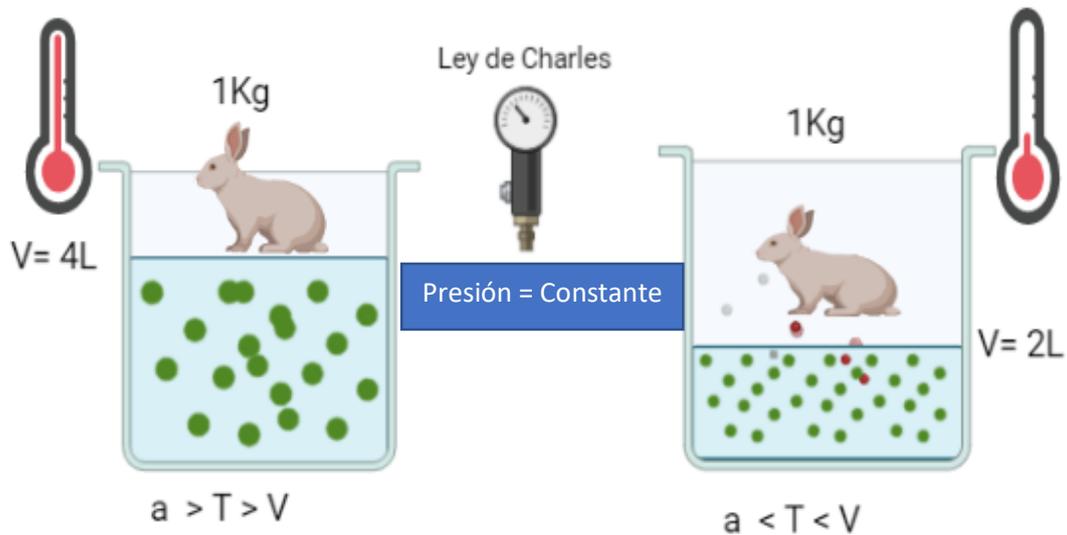
Debemos recordar que cuando trabajamos problemas relacionados con las leyes de los gases, donde se incluya la temperatura, la relación de la proporcionalidad se trabaja con la temperatura absoluta, es decir, en grados Kelvin:

Tabla 3.7
Datos experimentales de la Ley de Charles

	Temperatura (K)	Volumen (mL)
1	100	75
2	200	150
3	300	225
4	400	300
5	500	375



Ley de Charles: “A presión constante, el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta”.



Ejercicio 1

Se tiene un gas ideal a presión constante en un recipiente de 6,5 litros a 47 °C y calentamos el gas a 110 °C, ¿cuál será el nuevo volumen del gas?

Datos:

Volumen inicial (V_1) = 6,5 L

Temperatura inicial (T_1) = 47 °C + 273 = 320 K

Temperatura final = 110 °C + 273 = 383 K

Volumen final (T_2) = x

Según la ley de Charles al aumentar la temperatura debe aumentar el volumen que se demuestra en la solución de este problema:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$$

$$V_2 = \frac{(6,5L)(383 K)}{320 K} = 7,77 L$$

Al calentar el gas hasta 110 °C, su nuevo volumen es de 7,77 L

Ejercicio 2

Un globo se encuentra inflado con oxígeno y ocupa un volumen de 250 mililitros a una temperatura de 10 °C. Si se somete al enfriamiento, su temperatura disminuye hasta -7 °C. ¿Cuál es el nuevo volumen del gas?

Datos:

Volumen inicial (V_1) = 250 mL

Temperatura inicial (T_1) = 10 °C + 273 = 283 K

Temperatura final (T_2) = -7 °C + 273 = 266 K

Volumen final (V_2) = x

La disminución de la temperatura de 283 K a 266 K implica una disminución del volumen; por consiguiente, al sustituir en la ecuación de Charles:

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} \rightarrow V_2 = \frac{(250 \text{ ml})(266 \text{ K})}{283 \text{ K}}$$
$$V_2 = 234,98 \text{ mL}$$

El volumen final del oxígeno es 234,98 mL.

Ejercicio 3

Una muestra de gas metano (CH_4) ocupa 400 mL a 25 °C. Calcular la nueva temperatura absoluta y relativa cuando la presión se mantiene constante y el volumen disminuye a 275 mL

Datos:

Volumen inicial (V_1) = 400 mL

Temperatura inicial (T_1) = 25 °C + 273 = 298 K

Temperatura final (T_2) = x

Volumen final (V_2) = 275 mL

$$T_2 = \frac{T_1 V_2}{V_1} \rightarrow V_2 = \frac{(250 \text{ mL})(298 \text{ K})}{(400 \text{ mL})} = 186,25 \text{ K}$$

$$186,25 \text{ K} - 273 = -86,75 \text{ }^\circ\text{C}$$

Ejercicio 4

Un gas ocupa un volumen de 45 L en CN de temperatura, que volumen ocupará a 18 °C. ¿Cuál es el nuevo volumen del gas?

Datos:

Volumen inicial (V_1) = 45 L

Temperatura inicial (T_1) = 0°C + 273 = 273 K

Temperatura final (T_2) = 18°C + 273 = 291 K

Volumen final (V_2) = x

Por consiguiente, al sustituir en la ecuación de Charles:

$$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} \rightarrow V_2 = \frac{(45 \text{ L})(291 \text{ K})}{(273 \text{ K})}$$

$$V_2 = 48,29 \text{ L}$$

Ejercicio 5

Un gas mantenido a presión constante ocupa un volumen de 2,5 litros a 200 °C. ¿Cuál es su volumen a 0 °C?

Datos:

Volumen inicial (V_1) 2,5 L

Temperatura inicial (T_1) = 200°C + 273 = 473 K

Temperatura final (T_2) = 0°C + 273 = 273 K

Volumen final (V_2) = x

Por consiguiente, al sustituir en la ecuación de Charles:

$$200 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 473 \text{ K}$$

$$0 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$$

$$V_1 T_2 = V_2 T_1$$

Luego:

$$2,5 \text{ L} \times 273 \text{ K} = V_2 \times 473 \text{ K}$$

$$V_2 = 1,44 \text{ L}$$

Ejercicio 6

A una determinada cantidad de nitrógeno gaseoso se le hace descender la temperatura, desde 20 °C hasta -20 °C. Si el volumen inicial es de 1,5 litros, ¿Cuál será el volumen final si la presión se mantiene constante?

Datos:

Volumen inicial (V_1) = 1,5 L

Temperatura inicial (T_1) = 20°C + 273 = 293 K

Temperatura final (T_2) = -20°C + 273 = 253 K

Volumen final (V_2) = x

Por consiguiente, al sustituir en la ecuación de Charles:

Se recuerda que la temperatura se debe manejar en escala absoluta Kelvin:

$$K = 20 + 273 = 293$$

$$K = -20 + 273 = 253$$

$$V_1 T_2 = V_2 T_1$$

Luego:

$$1,5\text{L} \times 253 \text{ K} = V_2 \times 293 \text{ K}$$

$$V_2 = 1,29 \text{ L}$$

Ley de Louis Joseph Gay Lussac

A principios de 1800 el científico francés Louis Joseph Gay Lussac demostró que un gas aumenta su presión a medida que aumenta la temperatura si el volumen y la masa se mantienen constantes.

El enunciado de esta Ley dice: “A volumen constante la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.”

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

$$T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$$

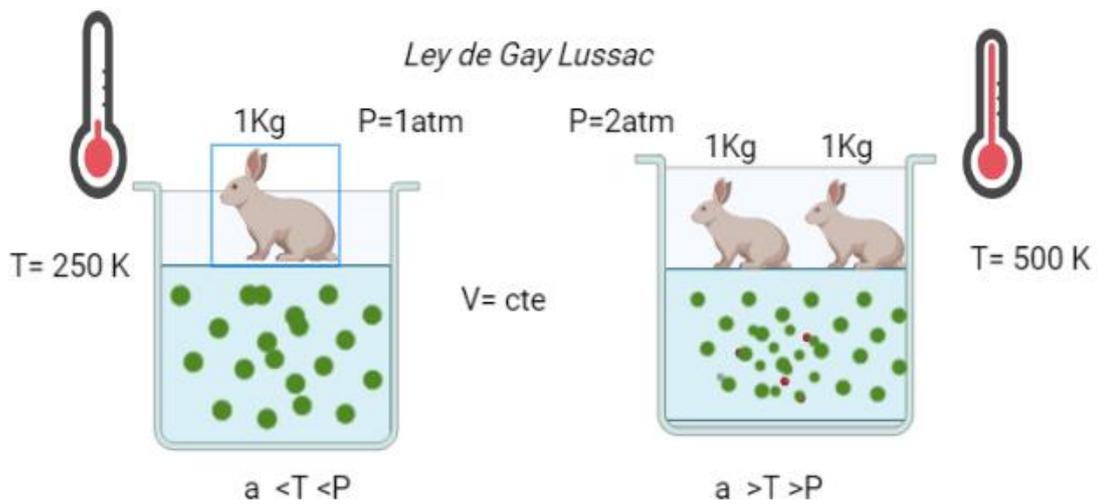
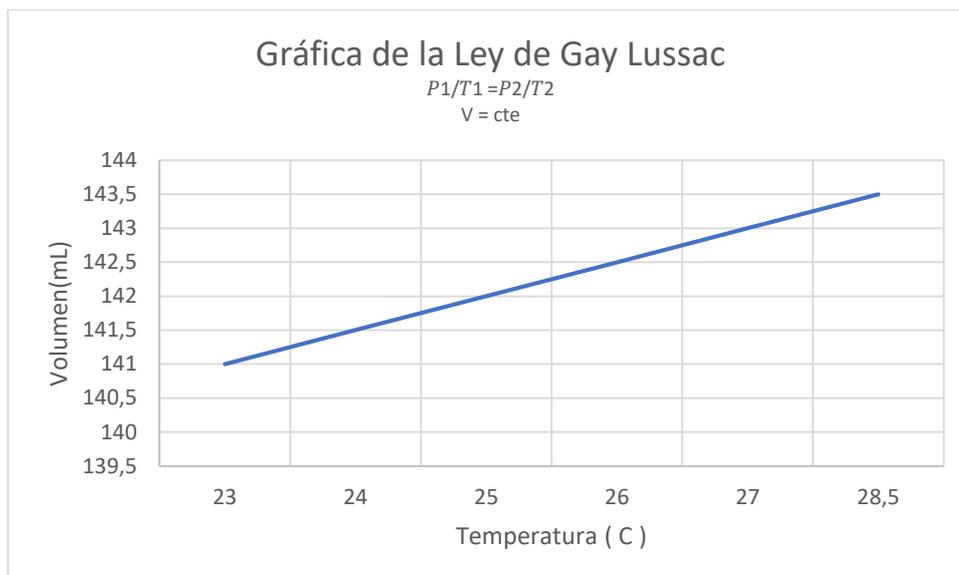


Tabla 3.8

Datos experimentales de la ley de Louis Joseph Gay Lussac

Temperatura °C	Volumen (mL)
23	141
24	141,5
25	142
26	142,5
27	143
28,5	143,5



Ejercicio 1

Un gas ocupa un volumen a la presión de 750 mmHg y a la temperatura de 20 °C ¿Qué presión soportará si la temperatura se eleva en 15 °C

Datos:

Presión inicial (P_1) = 750 mmHg

Temperatura inicial (T_1) = 20 °C + 273 = 293 K

Temperatura final (T_2) = 35 °C + 273 = 308 K

Presión final (P_2) = x

Por consiguiente, al sustituir en la ecuación de Gay Lussac:

$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$$

$$P_2 = \frac{(750 \text{ mmHg})(308 \text{ K})}{(293 \text{ K})} = 788,39 \text{ mmHg}$$

Ejercicio 2

Un gas que se encuentra a una presión de 1200 mmHg y una temperatura de 120 °C se comprime hasta llegar a 4500 mmHg ¿cuál será la temperatura en grados absolutos y grados relativos final de este gas?

Datos:

Presión inicial (P_1) = 1200 mmHg

Temperatura inicial (T_1) = 120 °C + 273 = 393 K

Temperatura final (T_2) = x

Presión final (P_2) = 4500 mmHg

Por consiguiente, al sustituir en la ecuación de Gay Lussac:

$$T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$$

$$T_2 = \frac{(4500\text{mmHg})(393\text{K})}{(1200\text{mmHg})} = 1473,75 \text{ K}$$

$$1473,75 \text{ K} - 273 = 1200,75 \text{ °C}$$

Ejercicio 3

Un gas, a una temperatura de 25 °C y una presión de 640 mm de Hg, se calienta hasta que su presión sea de 860 mm de Hg. Si el volumen permanece constante, ¿Cuál es la temperatura final del gas en °C?

Datos:

Presión inicial (P_1) = 640 mmHg

Temperatura inicial (T_1) = 25°C + 273 = 298 K

Temperatura final (T_2) = x

Presión final (P_2) = 860 mmHg

Por consiguiente, al sustituir en la ecuación de Gay Lussac:

$$T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$$
$$T_2 = \frac{(860\text{mmHg})(298^\circ\text{K})}{(640\text{mmHg})} = 400,43 \text{ K}$$
$$T_2 = 400,43 \text{ K} - 273 = 127,43^\circ \text{ C}$$

Ley combinada de los gases

La ley de Boyle, la ley de Charles y la ley de Gay Lussac se pueden combinar en una sola ley.

La ecuación plantea la relación entre la presión, el volumen y la temperatura de una cantidad fija de gas.

La presión es inversamente proporcional al volumen y directamente proporcional a la temperatura.

Esta expresión matemática se denomina la ley combinada lo general de los gases. En donde el volumen de una muestra dada de gas es inversamente proporcional a su presión y directamente proporcional a su temperatura absoluta.

$$\frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_2 P_2}{T_2}$$
$$\rightarrow P_1 = \frac{P_2 V_2 T_1}{V_1 T_2}$$
$$\rightarrow P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{V_2 T_1}$$
$$\rightarrow V_1 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 T_2}$$
$$\rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}$$
$$\rightarrow T_1 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 V_2}$$
$$\rightarrow T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1}$$

Ejercicio 1

Se bombea una muestra de gas desde un recipiente de 8,5 litros a 22 °C y presión de 660 mmHg a otro recipiente de 3,5 litros a 50 °C. ¿Cuál será su presión final?

Datos:

Estado inicial:

presión inicial $P_1 = 660$ torr

volumen inicial $V_1 = 8,5$ L

temperatura inicial $T_1 = 22$ °C = 300 K

Estado final:

presión final $P_2 = x$

volumen final $V_2 = 2,5$ L

Temperatura final $T_2 = 50 + 273 = 323$ K

$$\frac{V_1 P_1}{T_1} = \frac{V_2 P_2}{T_2} \rightarrow P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{V_2 T_1}$$
$$P_2 = \frac{(660 \text{ mmHg})(8,5 \text{ L})(323 \text{ K})}{(295 \text{ K})(2,5 \text{ L})} = 2456,98 \text{ mmHg}$$

Ejercicio 2

2,8 L de un gas ideal a 25 °C y 2,2 torr de presión se calientan y se comprimen simultáneamente a una temperatura de 77 °C y a una presión de 3,3 torr. ¿Cuál es el volumen final del gas?

Datos:

Estado inicial:

presión inicial $P_1 = 2,2$ torr

volumen inicial $V_1 = 2,8$ L

temperatura inicial $T_1 = 25$ °C = 298 K

Estado final:

presión final $P_2 = 3,3$ torr

volumen final $V_2 = x$

Temperatura final $T_2 = 77 + 273 = 350$ K

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} \rightarrow V_2 = \frac{(2,2 \text{ torr})(2,8 \text{ L})(350 \text{ K})}{(3,3 \text{ torr})(298 \text{ K})} = 1,715 \text{ L}$$

Ejercicio 3

Un gas ideal ocupa 600 L a -15 °C y 2,2 atm de presión. Calcular la temperatura final del gas si este se comprimen un tanque de 150 L de capacidad a la presión de 4,5 atm.

Datos:

Estado inicial:

presión inicial $P_1 = 2,2$ atm

volumen inicial $V_1 = 600$ L

temperatura inicial $T_1 = -15$ °C + 273 = 258 K

Estado final:

presión final $P_2 = 4,5$ atm

volumen final $V_2 = 150$ L

Temperatura final $T_2 = X$

$$T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1}$$
$$T_2 = \frac{(4,5 \text{ atm})(150 \text{ L})(258 \text{ K})}{(2,2 \text{ atm})(600 \text{ L})}$$
$$T_2 = 131,9 \text{ K}$$

Ley de Dalton

Cuando se mezclan dos o más gases, cada uno de ellos ocupa todo el volumen del recipiente que los contiene. Ambos tienen la misma temperatura y, sin embargo, cada gas ejerce una presión diferente e independiente de la de los demás gases.

Dalton establece: “La presión total que ejerce una mezcla de gases es el resultado de sumar las presiones parciales”.

La presión parcial es la que cada uno de los gases ejerce sobre el recipiente en las mismas condiciones dadas para la mezcla.

Matemáticamente se expresa así:

$$P_{\text{Total}} = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

Donde p_1, p_2, \dots, p_n son las presiones parciales de cada uno de los gases de la mezcla.

$$P_t = P_1 + P_2 + P_2 + P_3 \dots + P_n$$

Ejercicio 1

En un recipiente hay 40 gramos de dióxido de carbono y 65 gramos de nitrógeno, siendo la presión total de 600 mmHg. Calcula:

- La presión parcial de cada gas.
- ¿Cuál será el porcentaje en volumen de cada gas en la mezcla?

a) Para calcular la presión parcial vamos a utilizar la ley de Dalton: $P_i = X_i \cdot P_T$. Necesitamos, por lo tanto, calcular previamente las fracciones molares de los gases:

$$m.mol (CO_2) = 12g + 32g = 44g/mol$$

$$m.mol (N_2) = 14g(2) = 28g/mol$$

Procedemos a calcular el número de moles:

$$40g CO_2 = \frac{1mol}{44g CO_2} = 0,90mol CO_2$$

$$65g N_2 = \frac{1mol}{28g N_2} = 2,32 mol N_2$$

Luego las fracciones molares:

$$X_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_T} = \frac{0,90mol}{3,22mol} = 0,27$$

$$X_{N_2} = \frac{n_{Ar}}{n_T} = \frac{2,32 mol}{3,22 mol} = 0,72$$

Luego calculamos la presión parcial de cada gas:

$$P_i = x_i \cdot P_T$$

- $P_{CO_2} = 0,27 \cdot 600 \text{ mmHg} = 162 \text{ mmHg}$
- $P_{Ar} = 0,094 \cdot 600 \text{ mmHg} = 432,3 \text{ mmHg}$

El porcentaje en volumen coincide con el porcentaje en moles, porque en las mismas condiciones de presión y temperatura un gas ocupa un volumen proporcional al número de moles. El porcentaje en volumen será:

$$\%V_{CO_2} = \frac{n_{CO_2}}{n_T} \cdot 100$$

$$\%V_{CO_2} = \frac{0,90}{3,22} \cdot 100 = 27,95\%$$

$$\%V_{Ar} = \frac{n_{Ar}}{n_T} \cdot 100 =$$

$$\%V_{Ar} = \frac{2,32}{3,22} \cdot 100 = 72,04\%$$

Ejercicio 2

La presión medida en un recipiente, que contiene una mezcla de tres gases, es de 2,5 atm. Las masas de los gases contenidos son 85 g de Cl_2 , 3,6 g de H_2 y 4,22 g de Ar. ¿Cuál es la presión parcial de cada gas dentro del recipiente?

Masas atómicas: Cl = 35,45 g; H = 1g; Ar = 40 g.

Procedemos a calcular el número de moles:

$$85 \text{ g } \text{Cl}_2 = \frac{1 \text{ mol}}{35,45 \text{ gCl}_2} = 2,39 \text{ mol } \text{Cl}_2$$

$$3,6 \text{ g } \text{H}_2 = \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ gH}_2} = 1,8 \text{ mol } \text{H}_2$$

$$4,22 \text{ g Ar} = \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ gAr}} = 0,105 \text{ mol Ar}$$

$$n \text{ total} = 4,30 \text{ moles}$$

luego las fracciones molares:

$$X_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{T}}} = \frac{2,39 \text{ mol}}{4,30 \text{ mol}} = 0,55$$

$$X_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{T}}} = \frac{1,8 \text{ mol}}{4,30 \text{ mol}} = 0,42$$

$$X_{\text{Ar}} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n_{\text{T}}} = \frac{0,105 \text{ mol}}{4,30 \text{ mol}} = 0,0244$$

Luego calculamos la presión parcial de cada gas:

$$P_i = x_i \cdot P_{\text{T}}$$

- $P_{\text{Cl}_2} = 0,55 \cdot 2,5 \text{ atm} = 1,375 \text{ atm}$
- $P_{\text{H}_2} = 0,42 \cdot 2,5 \text{ atm} = 1,05 \text{ atm}$
- $P_{\text{Ar}} = 0,024 \cdot 2,5 \text{ atm} = 0,06 \text{ atm}$

Ejercicio 3

Una mezcla de gases contiene 6 mol de neón (Ne), 0,94 mol de argón (Ar), y 3 mol de xenón (Xe). Determine las presiones parciales de los gases si la presión total es de 3,00 atm a cierta temperatura.

Calculamos la fracción molar de cada gas:

$$X_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}}}{n_{\text{T}}} = \frac{6 \text{ mol}}{9,94 \text{ mol}} = 0,60$$

$$X_{\text{Ar}} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n_{\text{T}}} = \frac{0,94 \text{ mol}}{9,94 \text{ mol}} = 0,094$$

$$X_{\text{Xe}} = \frac{n_{\text{Xe}}}{n_{\text{T}}} = \frac{3 \text{ mol}}{9,94 \text{ mol}} = 0,30$$

Finalmente determinamos la presión parcial de cada gas según su fracción molar:

$$P_i = x_i \cdot P_T$$

- $P_{\text{Ne}} = 0,60 \cdot 3 \text{ atm} = 1,8 \text{ atm}$
- $P_{\text{Ar}} = 0,094 \cdot 3 \text{ atm} = 0,282 \text{ atm}$
- $P_{\text{Xe}} = 0,30 \cdot 3 \text{ atm} = 0,90 \text{ atm}$
- $P_t = P_1 + P_2 + P_2 + P_3 \dots + P_n$

$$P_t = (1,8 \text{ atm} + 0,282 \text{ atm} + 0,90 \text{ atm}) = 2,98 \text{ atm.}$$

Ejercicio 4

En un recipiente de 6 L se introducen 18 g de helio, 94 g de nitrógeno diatómico y 95 g de vapor de agua. Si la temperatura del recipiente es de 25 °C, calcular:

- a) Presión total que ejercen los gases en las paredes del recipiente.
- b) La presión que ejerce cada gas.

Datos:

Vamos a aplicar la ley de Dalton de las presiones parciales, pero para ello debemos conocer antes la presión total del sistema, que es el apartado

a) de nuestro problema.

$$\bullet \quad P = \frac{n R T}{V}$$

Vemos que es necesario saber los moles de gas que están encerrados en el recipiente.

$$18\text{g He} \frac{1\text{mol}}{4\text{g}} = 4,5\text{mol de He}$$

$$94\text{g N}_2 \frac{1\text{mol}}{28\text{g}} = 3,35 \text{ mol de N}_2$$

$$95\text{g H}_2\text{O} \frac{1\text{mol}}{18\text{g}} = 5,27\text{mol de H}_2\text{O}$$

Los moles totales de gas serán: $(4,5 + 3,35 + 5,27) \text{ mol} = 13,12 \text{ mol}$.

Ahora sustituimos en la ecuación de los gases ideales:

$$P = \frac{n R T}{V}$$

$$P = \frac{13,12 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K mol}} \cdot 298 \text{ K}}{6 \text{ L}}$$

$$P = 53,43 \text{ atm.}$$

Es necesario calcular las fracciones molares de los gases:

$$X_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{T}}} = \frac{4,5 \text{ mol}}{13,12\text{mol}} = 0,342$$

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{3,35 \text{ mol}}{13,12 \text{ mol}} = 0,255$$

$$X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_T} = \frac{5,27 \text{ mol}}{13,12 \text{ mol}} = 0,401$$

- a) Para determinar la presión que ejerce cada gas en la mezcla, presión parcial, debemos aplicar la ley de Dalton:

$$P_i = x_i \cdot P_T$$

Solo nos queda aplicar la ecuación de Dalton para cada caso:

- $P_{He} = 0,342 \times 53,43 = 18,32 \text{ atm}$
- $P_{N_2} = 0,255 \times 53,43 = 13,62 \text{ atm}$
- $P_{H_2O} = 0,401 \times 53,43 = 21,46 \text{ atm}$

Ejercicio 6

En un balón de 10 L, se tiene una muestra que contiene 8 moles de N_2 y 7 moles de O_2 a 298 K.

- a) Calcular la presión total en el balón

$$n_{\text{tot}} = 8 \text{ moles} + 7 \text{ moles} = 15 \text{ moles}$$

- b) La presión parcial de cada uno de los gases en el recipiente aplicando la ley de Dalton

$$P_t = \frac{n_t R T}{V}$$

$$P = \frac{15 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K mol}} 298 \text{ K}}{10 \text{ L}}$$

$$P = 36,65 \text{ atm}$$

$$P_i = x_i \cdot P_T$$

$$X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{8 \text{ mol}_2}{15 \text{ mol}} = 0,53 \times 36,65 \text{ atm} = 19,54 \text{ atm}$$

$$X_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_T} = \frac{7 \text{ mol}_2}{15 \text{ mol}} = 0,46 \times 36,65 \text{ atm} = 17,10 \text{ atm}$$

$$P_t = 19,54 \text{ atm} + 17,10 \text{ atm} = 36,64 \text{ atm}$$

Principio de Avogadro y el volumen molar de los gases

Si comparamos diferentes gases en las mismas condiciones de temperatura y presión, observamos que tiene el mismo volumen por mol.

Esto no solamente es aplicable a condiciones estándares o normales (una atmósfera de presión y 273 K), sino que también puede aplicarse a cualquier valor de presión y temperatura. Amadeo Avogadro en 1811, planteó su hipótesis de la siguiente manera: “A las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de distintos gases contienen el mismo número de moléculas”.

Mediante el principio de Avogadro podemos ver que la razón del número de moléculas en dos volúmenes de gas (medidas a la misma presión y temperatura) es la misma que la de los volúmenes mismos. Es decir, a presión y temperatura constantes el volumen de una muestra de gas es proporcional al número de moléculas de la muestra.

Además, conocemos que el número de moléculas existentes en una molécula recibe el nombre de número de Avogadro y equivale a $6,022140 \times 10^{23}$ moléculas.

El volumen que ocupa una mol de cualquier gas en condiciones estándares o normales es 22,4 L y recibe el nombre de volumen molar. De acuerdo con el principio de Avogadro podemos deducir que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles (n):

$$V \propto n \text{ (a T, P constantes)}$$

Condiciones estándares (STP) o normales (CN) para los gases son:

Temperatura normal: $0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$

Presión normal: $760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$

Volumen normal (1 mol): 22,4 litros.

El principio de Avogadro establece que “en idénticas condiciones de P.T y V gases diferentes contienen el mismo número de moléculas”.

Si se introduce una constante de proporcionalidad R, se puede convertir la anterior proporción en igualdad:

$$V = \frac{R(T)(n)}{P}$$

Agrupando tenemos:

$$PV = n R T$$

Esta igualdad es conocida con el nombre de ecuación de estado de los gases ideales o ley de los gases perfectos.

R = constante universal de los gases ideales, su valor depende de las unidades en que se expresen las diversas variables. Por convención, el volumen V de un gas se expresa en litros, el valor n en moles, la temperatura T en grados Kelvin, y la presión P en mmHg, atmósferas o torr.

Ejercicio 1

El valor de la constante R, para una mol de cualquier gas a condiciones estándar o normales se determina a partir de la ecuación anterior así:

$$\begin{array}{lll} V = 22,4 \text{ litros} & P = 1 \text{ atm} & R = x \\ T = 273 \text{ K} & n = 1 \text{ mol} & \end{array}$$

Despejando R de la ecuación 1 tenemos:

$$R = \frac{P \times V}{T \times n} \rightarrow R = \frac{(1 \text{ atm})(22,4 \text{ L})}{(273 \text{ K})(1 \text{ mol})}$$

$$R = 0,082 \text{ atm} \times \text{L} / \text{K} \times \text{mol}$$

Ejercicio 2

¿Cuál es el número de moles (n) del gas O₂ contenido en un recipiente de 5,5 L a una temperatura de 42 °C y una presión de 2,4 atm?

Datos:

$$P = 2,4 \text{ atm}$$

$$V = 5,5 \text{ L}$$

$$T = 40 \text{ °C} + 273 = 313 \text{ K}$$

$$R = 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

Aplicamos la ecuación:

$$PV = nRT$$

Despejando n encontramos:

$$n = \frac{PxV}{R \times T} \rightarrow n = \frac{(2,4 \text{ atm})(5,5 \text{ L})}{\left(0,082 \text{ L} \frac{\text{atm}}{\text{K mol}}\right) (313 \text{ K})}$$

$$n = 0,51 \text{ moles de O}_2$$

La cantidad en moles de oxígeno es de 0,51 moles.

Ejercicio 3

¿Cuál es la presión ejercida por 0,55 moles de hidrógeno que se encuentra en un recipiente de 3,5 litros a 32 °C?

Datos:

$$n = 0,55 \text{ moles}$$

$$T = 32 \text{ °C} + 273 = 305 \text{ K}$$

$$V = 3,5 \text{ litros}$$

$$P = x$$

$$PV = nRT$$

Despejando P tenemos:

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{(0,55 \text{ moles}) \left(0,082 \text{ L} \frac{\text{atm}}{\text{K mol}}\right) (305 \text{ K})}{3,5 \text{ L}} = 3,93 \text{ atm}$$

La presión ejercida por el hidrógeno es de 3,93 atm.

Ejercicio 4

Suponer que 0,16 moles de un gas ideal ocupan 9,5 litros a una presión de 0,90 atmósferas. ¿Cuál es su temperatura en grados Celsius?

Datos:

$$P = 0,90 \text{ atm}$$

$$V = 9,5 \text{ L}$$

$$n = 0,16 \text{ moles}$$

$$T = x$$

$$PV = nRT \quad \text{despejamos la temperatura: } T = \frac{PV}{nR}$$

$$T = \frac{(0,90 \text{ atm})(9,5 \text{ L})}{(0,16 \text{ moles}) \left(0,082 \text{ L} \frac{\text{atm}}{\text{K}} \text{ mol}\right)} = 435,11 \text{ K}$$

$$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273$$

$$^{\circ}\text{C} = 435,11 - 273 = 162,1 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Ejercicio 5

A partir de la ecuación del estado podemos dar solución a otros problemas relativos a masa molecular o densidad para los gases a unas condiciones dadas. Para ello se calcula el número de moles (n) en una muestra de gas dividiendo la masa de la muestra (m) para la masa molecular del gas (m.mol), así:

$$n = \frac{m}{\text{m.mol}}$$

Reemplazando este valor n en la ecuación de estado de los gases y ordenando la igualdad queda:

$$P(\text{m.mol}) = \frac{m}{V} RT$$

como $m/V = d$ (densidad), obtenemos:

$$P(\text{m. mol}) = d R T$$

$$(\text{m. mol}) = \frac{dRT}{P}$$

Ejercicio 6

La densidad de un gas a 750 mmHg y 38 °C es de 2,40 g/L. ¿Cuál es la masa molecular del gas?

Datos:

$$T = 38 \text{ °C} + 273 \text{ K} = 311 \text{ K}$$

$$d = 2,4 \text{ g/L}$$

$$R = \left(0,082 \text{ L} \frac{\text{atm}}{\text{K}} \text{ mol}\right)$$

Solución:

$$P = 750 \text{ mmHg} \left(\frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right) = 0,98 \text{ atm}$$

$$P(\text{m. mol}) = d R T$$

Despejamos la masa molecular:

$$(\text{m. mol}) = \frac{d R T}{P}$$

$$\text{m. mol} = \frac{\left(2,4 \frac{\text{g}}{\text{L}}\right) \left(0,082 \text{ L} \frac{\text{atm}}{\text{K}} \text{ mol}\right) (311 \text{ K})}{0,98 \text{ atm}} = 64,44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ejercicio 7

Hallar la densidad del ácido sulfhídrico gaseoso (H_2S) a $20\text{ }^\circ\text{C}$ y 655 mmHg de presión.

Datos:

$$d = x$$

$$M = 34,082\text{ g/mol}$$

$$T = 20\text{ }^\circ\text{C} + 273 = 293\text{ K}$$

$$P = 655\text{ mmHg} \cdot 1\text{ atm}/760\text{ mmHg} = 0,86\text{ atm}$$

$$R = \left(0,082\text{ L} \frac{\text{atm}}{\text{K}} \text{ mol}\right)$$

$$P (\text{m. mol}) = d R T \quad d = \frac{P (\text{m. mol})}{R T}$$

$$d = \frac{(0,86\text{ atm}) \left(34,082 \frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}{\left(0,082\text{ L} \frac{\text{atm}}{\text{K}} \text{ mol}\right) (293\text{ K})} = 1,21 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Ley de difusión de Thomas Graham (1832)

Este científico encontró que a iguales condiciones de P y T , las velocidades de efusión y difusión de los gases son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus masas moleculares.

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{m. \text{ mol } 2}{m. \text{ mol } 1}}$$

Como la densidad de un gas es proporcional a la masa molar.

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n}{V} R \cdot T$$

$$P = \frac{\frac{g}{m.mol}}{V} R \cdot T$$

$$P = \frac{g}{m.mol \cdot V} \cdot R \cdot T$$

$$P = \frac{d}{m.mol} \cdot R \cdot T$$

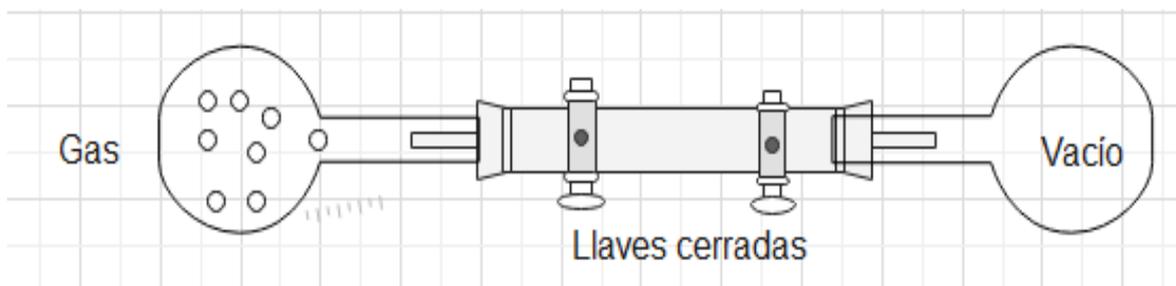
$$P \cdot (m.mol) = d \cdot R \cdot T$$

Por lo que podemos decir que en la ley de Graham se cumple que:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{d_2}}{\sqrt{d_1}}$$

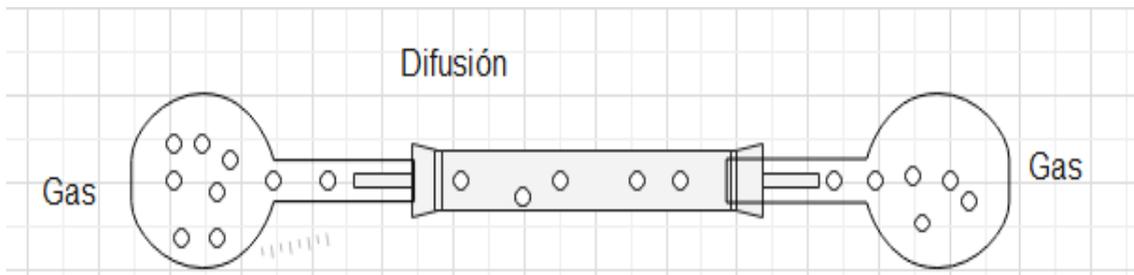
“La velocidad de difusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su densidad.” (*Ley de Graham (Efusión Del Gas) ~ La química y sus gases, 2022*)

Figura 3.2.
Experimento de la ley de Graham



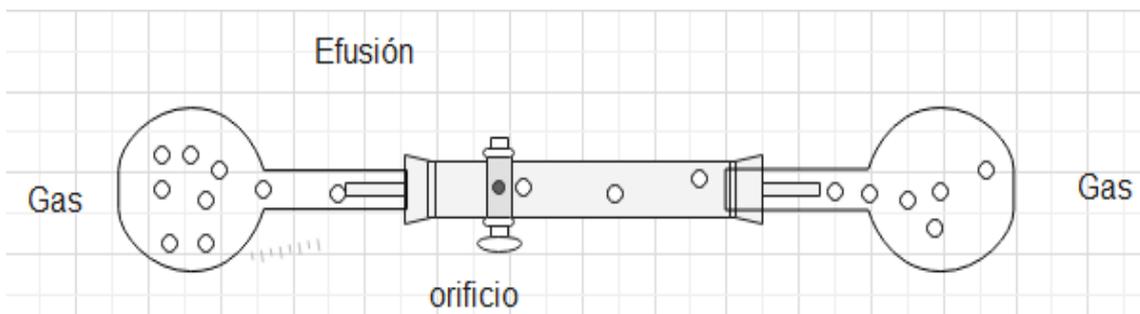
La difusión es el proceso por el cual una sustancia gaseosa se distribuye uniformemente en el espacio que la encierra o en el medio en que se encuentra

Figura 3.3.
Difusión de los gases



La efusión del gas es pasaje del gas por un pequeño orificio hacia el vacío

Figura 3.4.
Efusión de los gases



Ejercicio 1

Determine cuál es la velocidad de difusión del hidrógeno con respecto a la velocidad de difusión del oxígeno en condiciones de presión y temperatura estándar. La densidad del gas hidrógeno es igual 0,09 g/mL y el oxígeno es de 1,43 g/mL.

Datos:

$$d_{H_2} = 0,09 \text{ g/mL}$$

$$d_{O_2} = 1,43 \text{ g/mL}$$

$$m.mol \text{ H}_2 = 2 \text{ g/mol}$$

$$m.mol \text{ O}_2 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{m. mol 2}{m. mol 1}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{\frac{32g}{mol}}{\frac{2g}{mol}}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{16}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = 4$$

La velocidad de difusión del hidrógeno es 4 veces la del oxígeno.

También lo resolvemos con la fórmula donde relacionamos las densidades:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{d_2}}{\sqrt{d_1}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\sqrt{\frac{1,43g}{mL}}}{\sqrt{\frac{0,09g}{mL}}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{15,99}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = 4$$

La velocidad de difusión del hidrógeno es de 4m/s y del oxígeno es de 1m/s

Ejercicio 2

¿Cuál será la velocidad de difusión relativa de las moléculas de C_3H_8 y de CH_4 los dos gases se encuentran en la misma mezcla y a la misma temperatura?

La velocidad del C_3H_8 es 0,603 veces la del CH_4 .

Datos:

m.mol: $C_3H_8 = 44g/mol$

m.mol : $CH_4 = 16g/mol$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{m.mol\ 2}{m.mol\ 1}}$$

$$\frac{C_3H_8}{CH_4} = \sqrt{\frac{16g/mol}{44g/mol}}$$

$$\frac{C_3H_8}{CH_4} = 0,603$$

La velocidad del C_3H_8 es 0,603 veces la del CH_4 .

Ejercicio 3

En un biodigestor se forma un gas constituido por átomos de carbono e hidrógeno, por acción metabólica de algunas bacterias anaeróbicas. Una muestra de este gas produce una barrera porosa en 95 segundos. Un volumen igual de bromo gaseoso, en idénticas condiciones de temperatura y presión, produce la misma barrera porosa en 300 segundos.

- a) Calcular la masa molecular del gas desconocido
b) Explicar la relación entre la velocidad de efusión y la masa de un gas.

Datos:

m.mol 1 = X

m.mol 2 Br₂ = 160g/mol

Longitud de la barrera porosa l

Solución:

- a) Aplicamos la ley de Graham la misma que establece la relación entre las velocidades de difusión y las masas moleculares de estos:

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{m.mol\ 2}{m.mol\ 1}}$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{300}{95} = 3,16$$

Este factor se puede utilizar para calcular la masa molecular:

$$3,16 = \sqrt{\frac{m.mol\ 2}{m.mol\ 1}}$$

$$(3,16)^2 = \frac{m.mol\ 2}{m.mol\ 1}$$

$$m.mol\ 1 = \frac{160g}{(3,16)^2}$$

$$m.\text{mol}1 = \frac{16g}{\text{mol}}$$

b) La velocidad de efusión depende empíricamente de la densidad del gas ($d = m/v$). Si ponemos los dos gases en las mismas condiciones de presión y temperatura y si utilizamos las masas moleculares de cada gas, se cumple:

$$\frac{V1}{V2} = \sqrt{\frac{\frac{m.\text{mol} 2}{V2}}{\frac{m.\text{mol} 1}{V1}}}$$

Si tenemos las mismas condiciones de P y T y sus masas moleculares, estaríamos considerando por lo tanto sus volúmenes molares, van a ser iguales, simplificando:

$$\frac{V1}{V2} = \sqrt{\frac{m.\text{mol} 2}{Mm.\text{mol} 1}}$$

Ejercicio 4

Una muestra de 100 mL de $\text{H}_{2(g)}$ experimenta una difusión a través de un medio poroso con una velocidad 4 veces mayor que la de un gas desconocido $\text{X}_{2(g)}$. ¿Cuál será la masa molecular del gas X_2 ?

Datos:

$$V \text{H}_2 = 4$$

$$V \text{X}_2 = 1$$

$$m.\text{mol} \text{X}_2 = X$$

$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{m.mol\ 2}{m.mol\ 1}}$$

$$\frac{V_{H_2}}{V_{X_2}} = \sqrt{\frac{m.mol\ 2}{m.mol\ 1}}$$

$$\frac{4}{1} = \sqrt{\frac{m.mol\ X_2}{m.mol\ H_2}}$$

$$\frac{4}{1} = \sqrt{\frac{m.mol\ X_2}{\frac{2g}{mol}}}$$

$$m.mol\ X_2 = \frac{2g}{mol} \times (4)^2$$

$$m.mol\ X_2 = 32\ g/mol$$

Ejercicio 5

Determine el tiempo de efusión de CH_4 , a través del orificio de un recipiente vacío, sabiendo que el tiempo del etano (C_2H_6) es de 240 segundos.

$$\frac{t_2}{t_1} = \sqrt{\frac{m.mol\ 2}{m.mol\ 1}}$$

$$t_2 = t_1 \sqrt{\frac{m.mol\ 2}{m.mol\ 1}}$$

$$t_2 = 240 \text{ seg} \sqrt{\frac{16g}{\frac{mol}{30g}}}$$

$$t_2 = 175 \text{ seg}$$

EJERCICIOS PARA RESOLVER

1. Una masa de nitrógeno ocupa 80 mL a 778 mm de Hg. Calcular su volumen cuando la presión desciende a 645 mm de Hg, permaneciendo constante la temperatura.
R = 96,5 mL.
2. Un volumen de oxígeno de 480 mL ha sido recolectado a la presión de 790 mm de Hg. Encontrar el volumen que ocupará a 1,8 atmósferas, cuando la temperatura permanece constante.
R = 277,2 mL.
3. Una masa de Bromo ocupa 60 cm³ a 30°C. Calcular su volumen a 48 °C, permaneciendo constante la presión.
R = 63,56 cm³.
4. Un recipiente de gas contiene 700 mL de aire a 25°C. ¿Cuál será su volumen a 124 °F y presión constante?
R = 761,33 mL.

5. Un volumen de 35 litros de metano se recolectó a 28°C. Calcular el volumen de metano a 180 °F y a presión constante.

$$\mathbf{R = 41,30 L.}$$

6. El gas propano de un tanque está a la presión de 700 mm de Hg y 30 °C. La temperatura sube a 52 °C y el volumen permanece constante. A partir de estos datos, encontrar la nueva presión en atmósferas del gas en el tanque.

$$\mathbf{R = 0,98 atm.}$$

7. Un gas ocupa de 775 ml a 300 K. Calcular el nuevo volumen en L de dicho gas a -15°C a presión constante

$$\mathbf{R = 0,666 L.}$$

8. Un volumen de 4,5 litros de cloro se recogió a una presión de 650 mm de Hg. Calcular el volumen que ocupará el oxígeno a una presión de 1,5 atm.

$$\mathbf{R = 2,56 L.}$$

9. A presión constante una masa de gas nitrógeno ocupa un volumen de 450 cm³ a 30 °C. Calcular el volumen en L que ocupará la misma masa gaseosa a 55 °C a presión constante.

$$\mathbf{R = 0,48 L.}$$

10. A temperatura constante se recogió un volumen de 45 mL de metano en condiciones normales. Calcular la nueva presión cuando el volumen se eleva a 90 mL.

$$\mathbf{R = 380 mm de Hg.}$$

11. Permaneciendo constante la presión, la temperatura de un gas pasa de $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ a $35\text{ }^{\circ}\text{C}$. Si el volumen inicial se fijó en 175 cm^3 , calcular el nuevo volumen en L del gas.

$$\mathbf{R = 0,18\text{ L.}}$$

12. El gas nitrógeno ocupa a $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$ un volumen de 20 litros. Si al calentarlo a presión constante sube a 35,5 litros, calcular la temperatura final del gas en grados kelvin y en grados centígrados.

$$\mathbf{R = 484,6\text{ K y }211,6\text{ }^{\circ}\text{C.}}$$

13. Un tanque cilíndrico contiene un gas a $30\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a la presión de 800 mm de Hg. Calcular la nueva presión en atmósferas cuando la temperatura se eleva a $80\text{ }^{\circ}\text{C}$ y el volumen permanece constante.

$$\mathbf{R = 1,22\text{ atm.}}$$

14. Una masa de hidrógeno ocupa un volumen de 30 pies cúbicos a $90\text{ }^{\circ}\text{F}$. Si la presión permanece constante, encuentre el nuevo volumen de nitrógeno a $230\text{ }^{\circ}\text{F}$.

$$\mathbf{R = 37,64\text{ pies cúbicos.}}$$

15. Ocho litros de nitrógeno a la presión de una atmósfera a $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ están contenidos en un cilindro que tiene un pistón móvil. El pistón se introduce hasta que la misma masa de gas ocupa 2,5 litros a $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ de temperatura. Calcular la presión final en el cilindro.

$$\mathbf{R = 3,2\text{ atm.}}$$

16. El Cloro ocupa un volumen de 25 mL a $680\text{ }^{\circ}\text{R}$ y 800 mm de Hg. Calcular el volumen que ocupará el gas en condiciones normales.

$$\mathbf{R = 19,03\text{ mL}}$$

.

17. El gas etano tiene un volumen de 200 mL a 118 °F y una presión de 95 cm de Hg. Calcular el nuevo volumen en mL y L en condiciones normales (a 0 °C y 76 cm de Hg).

R = 212,81 mL. o 0,212 L.

18. La masa de gas oxígeno ocupa 150 litros a 80°C y 680 mm de Hg. Calcular el volumen ocupa por dicho gas a 55°C y 800 mm de Hg.

R = 118,5 L.

19. Un gas ocupa un volumen de 600 litros a 25°C y 775 mm de mercurio. Calcular la nueva temperatura cuando se comprime dentro de un tanque de 100 litros de capacidad a la presión de 6 atmósferas.

R = 292 K y 19 °C.

20. Un cilindro contiene 1 litro de gas a una atmósfera y -20°C. Calcular la nueva presión de 0,5 litros a 104°F.

R = 2,47 atm.

21. Un gas ocupa 500 ml a 30 °C y 720 mm de Hg. Calcular su volumen en condiciones normales.

R = 426 mL.

22. Un recipiente contiene 10 litros de helio a una atmósfera y 120 K. Calcular la nueva temperatura, cuando el volumen aumenta a 20 L y la presión a 2 atmósferas.

R = 207 °C.

23. Cierta masa gaseosa ocupa 200 litros a 95 °C y 782 mm de mercurio. Calcular el volumen que ocupará dicha masa de gas a 149 °F y 1,073 atm de mercurio.

R = 176,15 L.

24. Un sistema gaseoso ocupa un volumen de 1,5 L en condiciones normales. Calcular el volumen que ocupará a 300 °C y a la presión de 25 atmósferas.
R = 0,126 L.
25. Se tiene 40 litros de amoniaco a 10 °C y 800 mm de mercurio. Calcular su volumen a 40 °C y 900 mm de mercurio.
R = 39,32 L.
26. La densidad del oxígeno es 1,43 g/litro en condiciones normales. Calcular la densidad del oxígeno a 17 °C y 700 mm de mercurio.
R = 1,24 g/L.
27. La densidad de un gas a 20 °C y 1,5 atmósferas es 1,422 g/litros. Calcular en condiciones normales.
R = 1,017 g/L.
28. ¿Cuántos gramos tiene un litro de hidrógeno en condiciones normales?
R = 0,089 g.
29. Calcular la masa de 200 ml de ácido sulfhídrico, medidos a 30 °C y presión de 80 cm de Hg.
R = 0,287 g.
30. Se dispone de ácido clorhídrico a 23°C y presión de 738 mm de Hg. A partir de estos datos, determinar la densidad del ácido clorhídrico.
R = 1,458 g/L.

31. Se dispone de óxido nitroso a 80 °C y presión de 1,31 atmósferas. Calcular la densidad del óxido nitroso, sabiendo que su peso molecular es 44 g/mol.
R = 1,991 g/L.
32. Calcular la masa molecular del gas carbónico, si disponemos de 12 gramos de este a 74 cm de Hg y 30 °C para obtener un volumen de 6,96 litros.
R = 44 g/mol.
33. Calcular la masa molecular del oxígeno, si 8,4 litros de este gas pesan 12 g en condiciones normales.
R = 32 g/mol
34. ¿Cuál será la masa de 8,4 litros de oxígeno en condiciones normales?
R = 12 gramos.
35. Encontrar el volumen de un gas ideal, si se dispone de 0,241 moles de dicho gas a 30 °C y una atmósfera.
R = 6 litros.
36. ¿Cuál será el volumen de un gas que tiene 0,4 moles a 2,4 atmósferas y 20 °C?
R = 4 litros.
37. Un gas de masa molecular 16 g/mol tiene una densidad de 1,660 g/litro a 20°C.
¿Cuál será la presión de dicho gas?
R = 2,49 atm.
38. La densidad del gas carbónico es 1,964 g/litros en condiciones normales. Se llenan cilindros de 20 litros de capacidad con gas carbónico a 8 atm y 30 °C. Hallar la masa de gas carbónico en cada cilindro.
R = 283,12 g.

39. ¿Qué volumen ocuparán 0,6 libras de argón a 80 °C y 700 mm de mercurio?
R = 213,84 L.
40. Si la densidad del dióxido de carbono se ha fijado en 1,964 g/litro, calcular la masa molecular de un gas que tiene una densidad de 0,899 g/litro en las mismas condiciones de presión y temperatura.
R = 2 g/mol.
41. Determinar los gramos de magnesio que deben disolverse en ácido clorhídrico para obtener 500 ml de gas hidrógeno a 25°C y 750 mm de Hg.
R = 0,4824 g de Mg.
42. Si la densidad del oxígeno es 1,45 g/litro. Calcular la masa molecular de un gas que tiene una densidad de 2 g/L en las mismas condiciones de presión y temperatura.
R = 44 g/mol.
43. La densidad de un gas a 20 °C y 1,25 atmósferas es 1,436 g/L. Calcular su densidad en condiciones normales.
R = 1,232 g/L.



CAPÍTULO

4

Soluciones

Creemos que no hay color, pensamos que no es dulce, pensamos que no es amargo, pero en realidad hay átomos y el vacío.
Demócrito

Logros de Aprendizaje

A término de esta unidad los estudiantes estarán en capacidad de:

- Identificar las características de diferentes tipos de disoluciones de uso frecuente y diferencien entre soluto y solvente.
- Clasificar las soluciones según su estado físico.
- Definir la solubilidad y explicar los factores que influyen sobre ella.
- Calcular la concentración de soluciones: fracción molar, porcentaje, partes por millón, molaridad y molalidad, dados la cantidad de soluto y la cantidad de solvente o solución.
- Preparar soluciones de diversas concentraciones y determinar concentraciones de soluciones ya preparadas.

Generalidades

Los océanos y mares de la tierra son inmensas soluciones, y las microscópicas células vivas son porciones diminutas de ellas.

Muchos de los procesos vitales tienen lugar en aquellas muestras homogéneas, a lo que nosotros llamamos soluciones, en los organismos más complejos, las soluciones hacen posible las interacciones químicas que proporcionan alimento, transportan los desechos del metabolismo y transmiten impulsos nerviosos.

En el laboratorio y en la industria, las soluciones no solo facilitan la medición y la utilización de las sustancias químicas adecuadas, sino que aceleran las reacciones químicas y hacen que las reacciones se efectúen, de otro modo no sucederían ¿Por qué?, la respuesta está en la comprensión de la naturaleza de las soluciones y quizá de lo que no son.

Definición

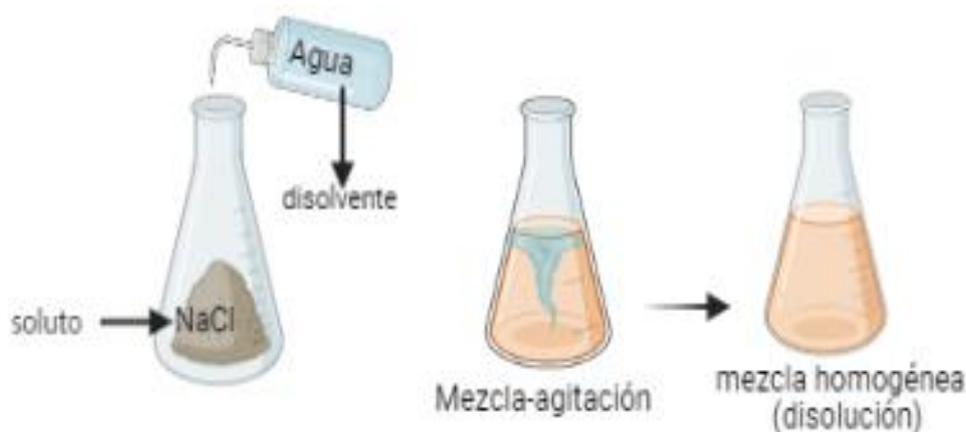
Se denomina soluciones al fenómeno de difusión de un cuerpo en el seno de otro, generalmente las soluciones se encuentran formadas por dos componentes: el soluto y el solvente (Timberlake, 2013). Por lo tanto, de acuerdo con nuestro concepto, la solución es la difusión del soluto en el seno del disolvente para formar un sistema ópticamente homogéneo o unifacial.

Se dice ópticamente homogéneo porque los componentes forman una sola fase, y el conjunto presenta propiedades iguales en todas sus fases, como sus partículas son moléculas, átomos o iones, no se puede distinguir al microscopio y ni separarse por filtración. La solución adopta el estado físico del disolvente, es decir, si el solvente es líquido, la solución es líquida.

Las propiedades físicas y químicas son una combinación de sus componentes.

Figura 4.1.

Proceso de disolución



Disolvente (ste)

Se considera como la fase dispersante en la que se disuelve el soluto; existen solventes orgánicos como el alcohol, éter, benceno, entre otros; los disolventes inorgánicos como el ácido sulfúrico, el disolvente universal el agua, magnífico disolvente, no solo por sus propiedades polares, sino también por su bajo costo y fácil consecución.

Soluto (sto)

El soluto es la sustancia que se disuelve en una solución. El soluto puede ser sólido, líquido o gaseoso, que se disuelve en una sustancia que puede ser sólido, líquido o gaseoso, siendo este último el que determina el estado de la solución.

Una característica importante del soluto es su solubilidad, es decir, la capacidad que este tiene para disolverse en otra sustancia. Ejemplos comunes de solutos sólidos son el azúcar o la sal que, al mezclarse con agua, forman una solución azucarada o salina respectivamente. También hay solutos gaseosos, como el gas carbónico, que, al juntarse con agua, forma una solución de agua carbonatada.

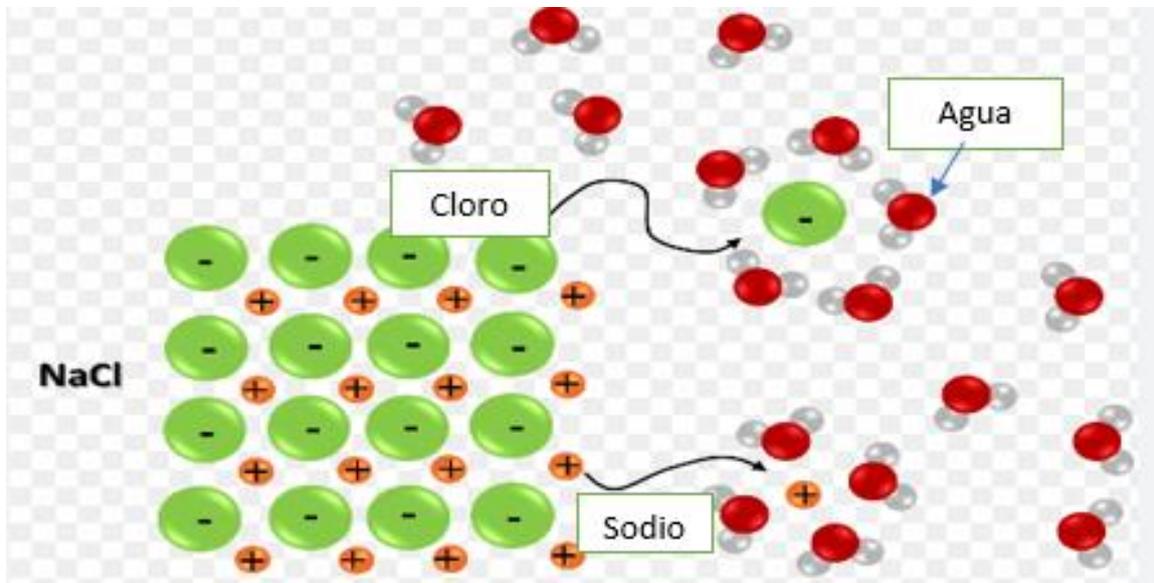
Asimismo, hay solutos líquidos como, por ejemplo, el ácido acético que, mezclado con agua, produce vinagre.

Disolución física o solvatación

En ella no hay transformación en la sustancia que se disuelve, pudiendo obtenerse nuevamente al retirar el solvente. Este tipo de disolución se denomina frecuentemente solvatación y si el disolvente es el agua toma el nombre de hidratación.

Figura 4.2.

Proceso de disolución para el NaCl en agua, las moléculas polares del agua atraen los iones formando estados de agregación molecular, arrastrándoles lejos de la red cristalina para formar iones solvatados.



Nota. Adaptado de (Moron, 2022)

Proceso en el cual el soluto interactúa con el disolvente para formar estados de agregación molecular, donde los iones del soluto son atraídos por el disolvente para formar parte de la disolución (Chang et al., 2017).

En la solvatación de algunos solutos iónicos como por ejemplo el NaCl es necesario un gran número de moléculas de disolvente, lo que depende de la concentración de la solución.

Cuando se presentan el caso de solvatación de una sal, como NaCl en agua, el mecanismo de hidratación se indica con la ordenación de los dipolos del agua de manera que se orientan hacia las esquinas del cristal, formándose agregados moleculares o hidratándose aniones y cationes.

Solubilidad

Se define como solubilidad de una sustancia, a la cantidad de soluto que se disuelve en una cantidad de disolvente específico (Timberlake, 2013). Se puede definir como solubilidad a la máxima cantidad de soluto que logra disolverse en una cantidad dada de solvente a una temperatura determinada: Ej.: la solubilidad de NaCl a 25 °C; es 311 g/litro de solución a 36 g x 100 g de agua.

Cuando una sustancia se disuelve en un disolvente determinado, se dice que es soluble, y de acuerdo con la proporción que se disuelva se podrá obtener varios tipos de soluciones.

En general puede considerarse cuando se añade un soluto a un solvente, el primero comienza a disolverse aumentando poco a poco la concentración de la disolución, hasta que permanezca constante hasta que se ha disuelto todo el soluto; sin embargo, esto depende de la cantidad de soluto y del volumen del disolvente, es decir, que un volumen determinado de solvente admite una determinada cantidad de soluto para que lo solubilice a una cierta temperatura, si aumenta la cantidad de soluto sobre este punto la solución resultante quedará saturada o sobresaturada.

Para que una sustancia sea soluble en el disolvente hay que tener en cuenta la polaridad de uno y otro; por ejemplo, en el caso del agua, que es polar, se disuelven las sustancias de tipo polar; cuando un disolvente es no polar debido a que posee en su estructura enlaces covalentes en forma simétrica, se disolverán en él también sustancias no polares; en caso del Tetracloruro de Carbono en el cual se disuelven esteres, grasas.

Resumiendo: en solventes polares sólo se disuelven sustancias polares, y en solventes no polares sólo se disolverán sustancias no polares. Es por esto que el agua solo disuelve sales iónicas como el Cloruro de Sodio o el Potasio, o sustancias moleculares como la glucosa, pero en ningún momento se solubilizan en ellas las grasas, esteres.

Factores que afectan la solubilidad

Entre los principales tenemos: naturaleza del soluto, naturaleza del solvente, son importantes en la determinación de las solubilidades de los compuestos, cumpliendo el axioma químico “lo igual disuelve a lo semejante”. Los factores que afectan la solubilidad son: temperatura, presión, estado de subdivisión del soluto y grado de agitación.

Naturaleza de solvente y soluto

Se refiere a la afinidad que debe existir entre el soluto y el solvente, ya sea valores similares de polaridad o a la semejanza de la estructura molecular.

Naturaleza del soluto

Para que una sustancia se solubilice con otra, es indispensable que su naturaleza sea semejante en cuanto a su polaridad.

Naturaleza del solvente

Como en el caso anterior para que una sustancia se disuelva o disperse en el solvente su constitución debe ser similar, pues la velocidad de disolución será mayor cuando más semejantes sean las dos sustancias.

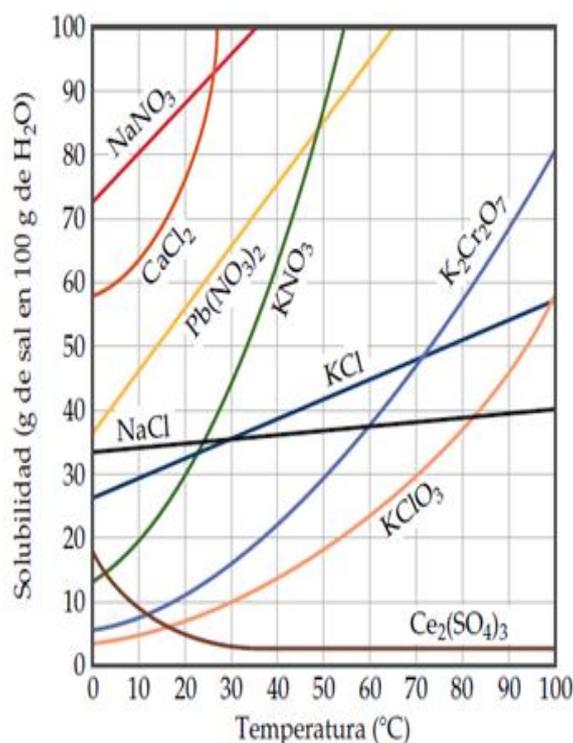
Lógicamente que hay operaciones físicas que ayudan a que la solubilización sea más rápida, por ejemplo, en el estado de agrupación en que se encuentre el soluto, entre más pulverizado está, el proceso de la disolución será más rápida, a mayor agitación facilitará la disolución.

Tabla 4.1.*Ejemplos de la naturaleza de solvente y soluto*

Soluto	Disolvente	Interacción Ejemplos	Mezcla	Solubilidad
Polar NaCl	Polar (H ₂ O)	NaCl - H ₂ O	Homogénea	Soluble
No polar	Polar	KI - benceno	Heterogénea	Insoluble
Polar	No Polar	Agua - aceite	Heterogénea	Inmiscibles
No polar	No Polar	Hexano - octano	Homogénea	Miscibles

Temperatura

Es uno de los factores más importantes en la solubilidad, sin embargo, no hay regla general que especifique que al aumentar la temperatura aumente la solubilidad de las sustancias, pues dependiendo del estado físico en que se encuentren. Por ejemplo: Si un gas está disuelto en un líquido, al calentar la mezcla aumenta la temperatura de la solución, pero disminuye la solubilidad por la fugacidad de las partículas gaseosas, si se trata de un sólido disuelto en líquido depende si la disolución es endotérmica o exotérmica, si la disolución es endotérmica al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad del soluto en el seno del disolvente, caso contrario, disminuye la solubilidad.

Figura 4.3.*Solubilidades de algunos compuestos iónicos en agua con relación a la temperatura**Nota.* Adaptado de (Hernández, 2017)

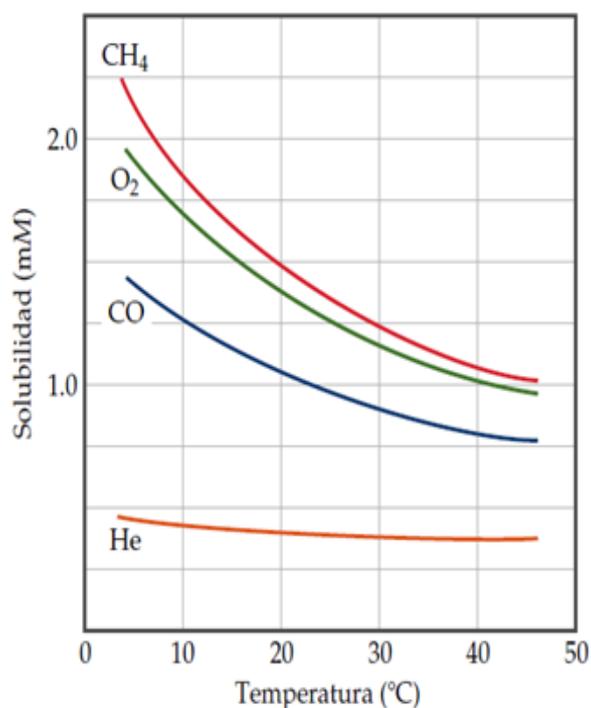
Así, cuando se trata de la solubilidad de un sólido en un líquido hay absorción de energía debido del paso de sólido a líquido en la fase dispersante; por lo tanto, la solubilidad aumentará al aumentar la temperatura.

Esto ocurre siempre cuando se disuelven sólidos en agua; pero hay algunas sustancias que no se ven afectadas por su solubilidad por la temperatura como sucede con la sal común (NaCl), incluso puede darse el caso de aumentar la temperatura y disminuya la solubilidad en algunas sustancias como ocurre con el sulfato de Cerio en agua.

Cuando se trata de una solución de líquido a líquido, por tener ambos el mismo estado físico, prácticamente la temperatura no tiene mayor incidencia en estas disoluciones.

Figura 4.4.

Solubilidad de algunos gases en agua en relación a la temperatura.



Nota. Adaptado (Hernández, 2017)

Pero en el caso de la solubilidad de un gas en líquido, el aumento en la temperatura hace decrecer la solubilidad, debido a que la energía de las moléculas del líquido aumenta impidiendo la entrada del gas dentro del solvente.

Presión

Cuando se habla del efecto de la presión sobre la solubilidad se refiere esencialmente a la de los gases, pues la influencia de la presión en la solubilidad de los sólidos y líquidos es prácticamente inapreciable.

En los gases si es fundamental, pues al aumentar la presión de un gas hay mayor compenetración del soluto (gas) con el solvente, reflejándose en la mayor solubilidad del gas; además la presión de un gas ejercida sobre un líquido es directamente proporcional a la masa del gas disuelto, (Ley de Henry). En el caso de que el gas no solo se solubilice, sino que reaccione con el solvente, obviamente aumentará todavía más su solubilidad.

Estado de subdivisión del soluto

Este factor tiene especial importancia en la disolución de sustancias sólidas disueltas en líquidos, ya que mientras más divididas o más pequeñas sean las partículas del soluto, más superficie de contacto existirá entre las moléculas del soluto y del solvente y se disolverá más rápido. Por ejemplo, si se tienen granos de sal gruesa es mucho más difícil disolverla, que cuando se tiene sal fina, ya que el tamaño de las partículas es mucho más pequeño y será más fácil disolverla.

Agitación

Al disolverse el sólido, las partículas del mismo deben difundirse por toda la masa del solvente. Al agitar la solución, se logra que el solvente se pueda integrar mejor con el soluto.

Este proceso es lento y alrededor del cristal se forma una capa de disolución muy concentrada que dificulta la continuación del proceso; al agitar la solución se logra la separación de la capa y nuevas moléculas de solvente alcanzan la superficie del sólido.

La agitación no aumenta la solubilidad como tal, pero sí disminuye el tiempo que demora un sólido en disolverse en un disolvente determinado. Es decir, hace que el proceso sea más rápido.

Clasificación de las soluciones

Existen diferentes clasificaciones de las soluciones y estas generalmente se realizan de acuerdo a diferentes puntos de vista, por lo que existen diferentes tipos de clasificaciones. En esta unidad vamos a exponer las más importantes:

- a) Analizando el tipo de partículas de soluto disuelto.
- b) Según el estado físico de sus componentes.
- c) Según el tamaño de las partículas.
- d) Según las cantidades relativas de soluto y solvente

a) Analizando el tipo de partículas de soluto disuelto, las soluciones se clasifican en iónicas y moleculares:

Soluciones iónicas

En una solución iónica, las partículas disueltas son iones que se obtienen al disolver solutos de naturaleza ácida, básica y sales, son buenos conductores de la electricidad. Ejemplo: NaCl, KOH, HCl.

Soluciones moleculares

Las partículas disueltas son moléculas o agregados moleculares que se obtienen al disolver solutos de naturaleza molecular como muchas sustancias orgánicas, no son buenos conductores de la electricidad. Ejemplo: CCl_4 , O_2 , N_2 , Cl_2 , C_6H_6 .

b) Clasificación de las soluciones según el estado físico

Las soluciones químicas pueden presentar los tres estados de la materia: líquida, sólida y gaseosa. A su vez, sus solutos y sus solventes también pueden presentar esos tres estados.

Figura 4.5.

Clasificación de las soluciones según el estado físico de sus componentes

SOLUTO	SOLVENTE	SOLUCIÓN	EJEMPLO
Gas	Gas	Gaseosa	O_2 Y N_2 (Aire) Aire Húmedo
Líquido	Gas		Vapor de agua en aire
Sólido	Gas		Sublimación del yodo
Gas	Líquido	Líquida	CO_2 / H_2O
Líquido	Líquido		Etanol / H_2O
Sólido	Líquido		Azúcar / H_2O
Gas	Sólido	Sólida	H_2 /Pd. Gas Estufa
Líquido	Sólido		Hg/Cu (amalgama)
Sólido	Sólido		(Cu-Au) Aleaciones

Nota. Adaptado de (De Paz, 2018)

c) Según el tamaño de las partículas.- Estas soluciones se clasifican en soluciones verdaderas y soluciones coloidales.

Soluciones verdaderas

Son sistemas homogéneos de dos o más sustancias, cuya composición puede variar entre ciertos límites, el tamaño de la partícula está en el orden de 10^{-8}cm . Evidentemente atraviesa el papel filtro, no observables con medios ópticos ejemplo: NaCl , CuSO_4 , HCl acuoso.

Estas soluciones son mezclas homogéneas cuyas partículas disueltas (moléculas o iones) son tan pequeñas que no se pueden apreciar a simple vista, ni siquiera con la ayuda de un microscopio.

La razón es que el diámetro de estas partículas es menor de 1mm es por eso que no se pueden separar por medio de ultrafiltros.

Soluciones coloidales

Son sistemas homogéneos de dos o más sustancias, en los cuales el diámetro de las partículas dispersas está comprendido entre 10^{-7} cm. y 10^{-5} cm. Observables con medios ópticos, se conocen varios tipos de dispersiones coloidales dependiendo de la fase (sólida, líquida o gaseosa) en que se encuentren las sustancias dispersas y el medio dispersante. Un ejemplo de esto es la gelatina, que permanece suspendida en el agua para formar un gel. Otros ejemplos: crema de leche, pinturas al látex, goma espuma.

En los cuáles el diámetro de las partículas está en el orden de 10^{-5} observables a simple vista o con medios ópticos. En una suspensión, el sólido (solute) no se diluye en el medio líquido (solvente).

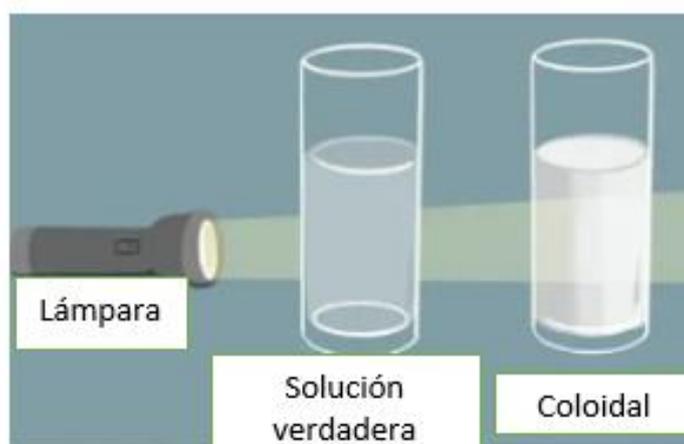
Las partículas por su composición quedan retenidas fácilmente en el papel filtro. Ejemplos: la arena en agua es una suspensión, aceite más agua cuando se agita la mezcla, mercurio más aceite cuando se agita la mezcla.

Efecto de Tyndall

John Tyndall (1820 -1893) fue el primero que realizó un experimento en el que hizo pasar un rayo de luz a través de una solución verdadera en forma directa y no se hacía visible; al pasar el mismo rayo por la solución coloidal la luz se dispersaba al chocar contra las partículas coloidales, los cuales producían rayos luminosos los cuales venían a 90° de la línea de visión del microscopio amplificado, a este fenómeno se le conoce como el Efecto de Tyndall y es un medio para diferenciar cuando una solución es verdadera o es de tipo coloidal.

Figura 4.6

Efecto de Tyndall



A través del experimento de Tyndall, más adelante Robert Brown observó que las partículas coloidales, que las llamó micelas, estaban en continuo movimiento en diferentes direcciones.

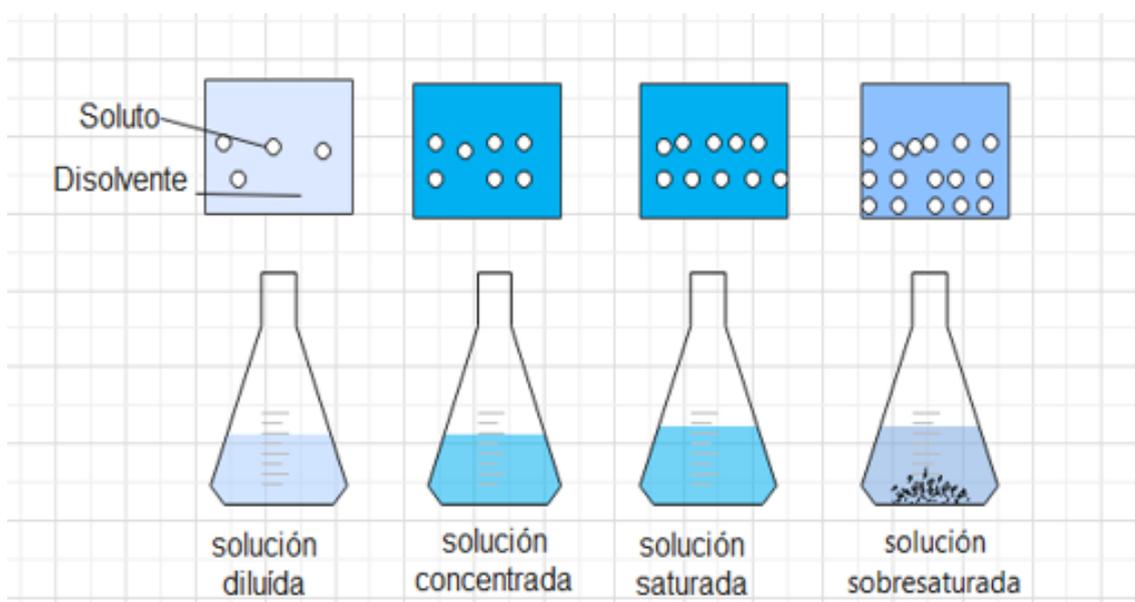
Este movimiento Browniano en honor a su descubridor, demuestra la energía cinética de las moléculas que anima la materia dispersa en el medio dispersante.

d) De acuerdo con el contenido de soluto

Atendiendo a la concentración de una solución, es decir de la cantidad de sustancia (soluto) disuelta en un volumen o masa del solvente, las soluciones pueden ser de varias clases: diluidas concentradas, saturadas y sobresaturadas.

Figura 4.7

Clasificación de las soluciones de acuerdo a la cantidad de soluto



Soluciones diluidas

Son las que contienen una pequeña cantidad de soluto, en una gran cantidad de solvente; por ejemplo: 1 gramo de azúcar disuelto en un litro de agua.

Soluciones concentradas

Son aquellas que se caracterizan principalmente por lograr solubilizar una cantidad mayor de soluto sin necesidad de encontrarse a cierta temperatura sin llegar a saturación; por ejemplo: 30 gr. de sal en 200 cm de agua, ácido sulfúrico al 96%.

Soluciones saturadas

Son aquellas que tienen una gran cantidad de solvente límite para una determinada cantidad de soluto a una temperatura dada.

A determinada temperatura hay un límite para la cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad determinada de solvente. Cuando se alcanza dicho límite, se dice que la solución resultante está saturada. Por ejemplo, una solución saturada la forman 35 g de NaCl en 100 cm de Solución a 25°C.

Soluciones sobresaturadas

Pertenecen a esta clase las que contienen una cantidad mayor de soluto de la que el disolvente puede disolver. Como al incrementar la temperatura puede aumentar la solubilidad de las sustancias, al calentar una solución y al calentarla puede sobrepasar el límite de la saturación, que refleja se enfriaría al quedar el exceso de soluto depositado en el fondo del recipiente.

Un ejemplo de solución sobresaturada es cuando se disuelve 50 g. de KCl en 100 cm de disolvente.

Concentración de las soluciones

La relación que existe entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente, recibe el nombre de concentración. Así, mientras mayor sea la cantidad de soluto en un disolvente, más concentrada será una solución. La concentración es la magnitud física que expresa la cantidad de un elemento o un compuesto por unidad de volumen.

La cantidad de soluto puede expresarse en: gramo (g), mol, y la cantidad de solvente se puede medir y expresar en cualquier unidad de masa o de volumen: 100 ó 1000 g, 100 ó 1000 mL (cm³ ó cc), o litro(L). Según la unidad que se tome para expresar o medir al soluto, solvente o solución, se emplean diferentes formas de expresar la concentración de las soluciones, y a estas, se denominan unidades de concentración de las soluciones.

Las medidas de concentración de soluciones son determinadas por unidades físicas y unidades químicas de concentración.

Unidades físicas de concentración de las soluciones

Las unidades físicas son aquellas que definen la proporción entre el soluto y el solvente en masa, volumen o sus partes.

Las medidas físicas de las concentraciones y sus fórmulas de aplicación para los cálculos correspondientes son las siguientes:

Porcentaje en masa (%m/m)

$$\% \frac{m}{m} = \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{sol}}} \times 100$$

Por ser la concentración una relación numérica, es necesario establecer unidades apropiadas.

Corresponde a la cantidad en gramos de soluto disuelto en 100 g de solución. Se calcula a partir de una cantidad determinada de gramos de soluto respecto a una cantidad en gramos de solución, factor que se multiplica por 100 para expresar el resultado como porcentaje.

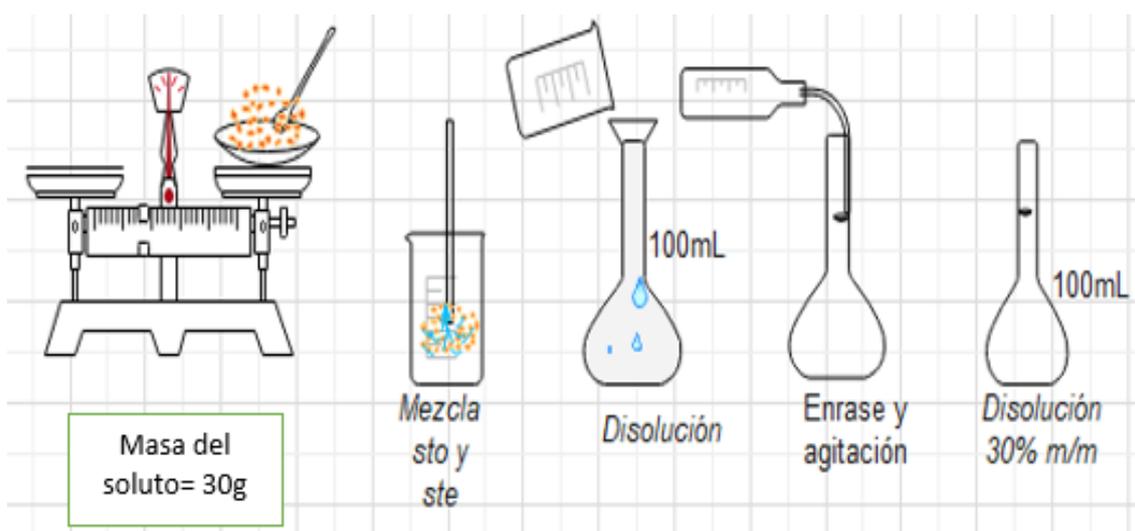
Una solución al 30% m/m de sacarosa es la que contiene 30 g de sacarosa en 100 g de solución.

En el laboratorio ¿Cómo prepararía una solución al 30 %?

Si no consta alguna unidad, se asume que tanto la solución como el soluto está en gramos. La cantidad de solución es 100 g de solución. Solución al 30% significa que: 100 g corresponde al total de la solución; 30 gramos corresponden a la cantidad de soluto y 70 g de solvente en los 100 g de solución.

Figura 4.8

Preparación de una solución de concentración % m/m.



La preparación de las diferentes soluciones de concentraciones físicas o de concentración química, podemos prepararlos en el laboratorio paso a paso como describimos en el gráfico.

Ejercicio 1

Cuántos gramos de sto se requieren para preparar 30 g de solución al 8% de NaOH.

Datos:

Solución: 30 g;

100 g sol. Contiene 8 g de soluto. (8%).

Fórmula de Aplicación:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{sol}}} \times 100$$

$$m_{\text{sto}} = \frac{m_{\text{sol}} \% \frac{m}{m}}{100_{\text{sol}}}$$

$$m_{\text{sto}} = \frac{30 \text{ g} \times 8\%}{100_{\text{sol}}}$$

$$m_{\text{sto}} = 2,4\text{g}$$

Regla de tres:

100g sol.		8g sto. NaOH
30g sol.		x g sto.

$$\text{g sto.} = \frac{30\text{g sol.} \times 8\text{g sto.}}{100 \text{ g sol.}} = 2,4\text{g sto.}$$

Factores de conversión:

Inicialmente con 30 g sol. Y luego relacione con la solución porcentual del 8%:

$$30\text{g sol.} \times \frac{8\text{g sto.}}{100\text{g sol.}} = 2,4\text{g sto.}$$

Ejercicio 2

Cuántos gramos de sto se requieren para preparar una solución de 250 g al 20% de KOH.

Datos:

El hidróxido de potasio es el soluto.

Solución: 250 g

20 g de soluto en 100 g de solución. (20%).

Desarrollo del ejercicio

Fórmula de Aplicación:

$$\begin{aligned}\% \frac{m}{m} &= \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{sol}}} \times 100 \\ m_{\text{sto}} &= \frac{m_{\text{sol}} \% \frac{m}{m}}{100_{\text{sol}}} \\ m_{\text{sto}} &= \frac{250\text{g} \times 20\%}{100_{\text{sol}}} \\ m_{\text{sto}} &= 50\text{ g}\end{aligned}$$

Regla de tres:

$$\begin{array}{l} 100\text{ g sol.} \quad \times \quad 20\text{g sto. KOH} \\ 250\text{ g sol.} \quad \times \quad x\text{ g sto. KOH} = \end{array}$$

$$\frac{250\text{ g sol.} \times 20\text{g sto. KOH}}{100\text{ g sol.}} = 50\text{ g sto. KOH}$$

Factor de conversión:

$$250 \text{ g sol.} \times \frac{20 \text{ g sto. KOH}}{100 \text{ g sol.}} = 50 \text{ g sto. KOH}$$

Ejercicio 3

Cuál es la concentración en % en masa. Si existen 25 gramos de cloruro cobáltico contenidos en 150 g solución.

Datos:

Soluto = 25 g CoCl_3

solución = 150 g Sol;

X= % de soluto en 100 g de solución

Desarrollo del ejercicio

Como la cantidad de soluto es de 16,6 g en 100 g de solución, se lo expresa en %;
16,6 % de CoCl_3

Fórmula de Aplicación:

$$\begin{aligned} \% \frac{m}{m} &= \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{sol}}} \times 100 \\ \% \frac{m}{m} &= \frac{25 \text{ g}_{\text{sto}}}{150 \text{ g sol}} \times 100 \\ \% \frac{m}{m} &= 16,6\% \end{aligned}$$

Factor de conversión:

Relacione con la composición indicada:

$$100 \text{ g sol.} \times \frac{25 \text{ g sto. CoCl}_3}{150 \text{ g sol.}} = 16,6\% \text{ de CoCl}_3$$

Regla de tres:

$$\begin{array}{ccc} 150 \text{ g sol.} & \times & 25 \text{ g sto. CoCl}_3 \\ 100 \text{ g sol.} & \times & X = \text{ g sto. CoCl}_3 \end{array}$$

$$= \frac{100 \text{ g sol.} \times 25 \text{ g sto. CoCl}_3}{150 \text{ g sol.}} = 16.6 \text{ g ó } 16.6 \% \text{ CoCl}_3$$

Ejercicio 4

Se desea preparar 200 gramos de solución al 15% de KClO_3 . ¿Cómo prepararía? ¿Cuántos gramos de K estarán presentes en la solución?

Datos:

Solución= 200 g

Solución en %= 100 g solución contiene 15 g de KClO_3 (sto)

Desarrollo del ejercicio

Calcule la cantidad de soluto:

$$\begin{array}{ccc} 100 \text{ g sol.} & \times & 15 \text{ g sto. KClO}_3 \\ 200 \text{ g sol.} & \times & X \text{ g sto. KClO}_3 = \end{array}$$

$$\frac{200 \text{ g sol} \times 15 \text{ g KClO}_3}{100 \text{ g sol}} = 30 \text{ g KClO}_3$$

Para calcular los g de K presentes en la solución: determine la masa molecular del KClO_3 e indique la composición:

$$\text{K} = 39,10 \text{ g}$$

$$\text{Cl} = 35,45 \text{ g}$$

$$\text{O}_3 = 47,96 \text{ g}$$

$$\text{m.mol} = \overline{122,51 \text{ g/mol}}$$

En 122,51 g de KClO_3 hay 39,10 g de K

$$30 \text{ g KClO}_3 \times \frac{39,10 \text{ g K}}{122,51 \text{ g KClO}_3} = 9,57 \text{ g K}$$

Factor de conversión:

$$200 \text{ g sol.} \times \frac{15 \text{ g KClO}_3}{100 \text{ g sol.}} \times \frac{39,10 \text{ g K}}{122,51 \text{ g KClO}_3} = 9,57 \text{ g K}$$

PROBLEMAS PARA RESOLVER

1. 65 gramos de NaCl están contenidos en 120 gramos de solución. Indique la concentración en % en masa. **R** = 54,16%
2. En una solución de 175 gramos, están contenidos 12,5 gramos de carbonato de bario. Determine la concentración en % en masa. **R** = 7,14%
3. Encuentre el porcentaje en masa, si una solución de 40 gramos de ácido cítrico, contiene 6,5 gramos de este ácido. **R** = 16,25%
4. Prepare una solución de 120 gramos al 15% de Cloruro de níquel (III). **R** = 18 g sto NiCl₃.
5. ¿Cómo prepararía una solución de 180 gramos de Sulfato de cobre al 12%? ¿Cuánto de azufre está presente en la solución?: **R1** = 21,6 g CuSO₄ **R2** = 4,33 g S
6. Prepare 800 mL de solución al 30%. La densidad de la solución es de 1,43g/mL. **R** = 34,32 g sto.
7. Prepare 1400 mL de solución de HCl al 25%. La densidad de la solución es de 1,12 g/mL. **R** = 392 g sto.
8. Prepare 500 mL de solución de ácido sulfúrico al 96%, de densidad 1,84 g/mL. **R** = 883,2g sto
9. Se tiene 106 gramos de ácido nítrico al 20% en masa de este ácido. ¿Qué volumen de solución se puede preparar con una densidad de ácido nítrico de 1,51 g/mL?. **R**= 350,9 mL sol.
10. Se dispone de 160 mL de HBr de densidad 1,12g/mL al 40%. ¿Qué volumen de solución se podrá preparar con una densidad de 1,49 g/mL?. **R** = 325 mL sol.

Porcentaje masa – volumen(%m/V): Expresa la cantidad de gramos de soluto por cada 100 mL de solución. Una solución de NaCl al 20% m/V es la que está formada por 20 g de NaCl en 100 mL de solución.

Para expresar las soluciones masa-volumen, se requerirá transformar el volumen de la solución a masa y luego operar como en los casos anteriores: para ello tendrá que darse necesariamente la densidad.

$$\% \frac{m}{V} = \frac{m_{sto}}{V_{sol}} \times 100$$

$$m_{sto} = \frac{d \times V \times \%}{100 \%}$$

$$V = \frac{m_{sto} \times 100\%}{dx \%}$$

Expresa la cantidad de gramos de soluto por cada 100 mL de solución. Una solución de NaCl al 20% m/V es la que está formada por 20 g de NaCl en 100 mL de solución.

Ejercicio 1

Cuántos gramos de soluto se requieren para preparar 250mL de solución al 25%. Si la densidad de la solución es 1,17 g/mL.

Datos:

Solución de 250 mL de densidad 1,17 g/mL

100 g de solución contiene 25 gramos de soluto. (solución 25%).

Desarrollo del ejercicio:

Utilizamos la fórmula de la densidad de un líquido:

$$d = \frac{m}{v} \text{ de donde } m = v \times d, \text{ por tanto}$$

$$m = 250\text{mL} \times 1.17 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

$$m = 292,5 \text{ g sol.}$$

Por la fórmula de aplicación:

$$M_{\text{sto}} = \frac{d \times V \times \%}{100 \%}$$

$$X = \frac{\frac{1,17\text{g}}{\text{mL}} \times 250\text{mL} \times 25\%}{100 \%} = 73,12 \text{ g sto.}$$

Factor de conversión:

Iniciando con 250 mL de solución y luego relacione con la densidad:

$$250 \text{ mL sol.} \times \frac{1,17\text{g sol.}}{1 \text{ mL sol.}} = 292,5\text{g sol.}$$

Con este dato de 292.5 g de solución, determine la composición de la solución:

$$\begin{array}{ccc} 100\text{g sol.} & \times & 25\text{g sto.} \\ 292,5\text{g sol.} & \times & x \text{ g sto.} \end{array}$$

$$\frac{292,5\text{g sol.} \times 25\text{g sto.}}{100\text{g sol.}} = 73,12\text{g sto.}$$

Factor de conversión:

Iniciamos con los 250 mL de solución y relacione con la densidad, finalmente relacione con la composición de la solución:

$$250 \text{ mL sol.} \times \frac{1,17\text{g sol.}}{1 \text{ mL sol.}} \times \frac{25\text{g sto.}}{100\text{g sol.}} = 73,12\text{g sto.}$$

Ejercicio 2

Prepare 750 mL de solución al 36 % de HCl. La densidad de la solución es de 1,18 g/mL.

Datos:

500 mL de solución;

100g solución contiene 36,0 g HCl: 36%

Densidad de la solución: 1,18 g/mL

Masa de sto = X

Desarrollo del ejercicio

Transformamos los 750 mL a gramos, partimos de la densidad:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mL sol.} & \times & 1,18 \text{ g sol.} \\ 750 \text{ mL sol.} & & x \text{ g sol.} = \end{array}$$

$$\frac{750 \text{ mL sol.} \times 1,18 \text{ g sol.}}{1 \text{ mL sol.}} = 885 \text{ g sol.}$$

Fórmula de aplicación:

$$\text{msto} = \frac{\delta \times V \times \%}{100 \%}$$
$$X = \frac{\frac{1,18 \text{ g}}{\text{mL}} \times 750 \text{ mL} \times 36 \%}{100 \%} = 318,6 \text{ g HCl sto.}$$

Usando el porcentaje, determine la composición de soluto en 885 gramos de solución.

Regla de tres:

$$\begin{array}{ccc} 100 \text{ g sol.} & \times & 36 \text{ g sto. HCl} \\ 885 \text{ g sol.} & \times & x \text{ g sto. HCl} = \end{array}$$

$$\frac{885 \text{ g sol.} \times 36 \text{ g sto.}}{100 \text{ g sol.}} = 318,6 \text{ g HCl}$$

Factor de conversión:

$$750 \text{ mL sol.} \times \frac{1,18 \text{ g sol.}}{1 \text{ mL sol.}} \times \frac{36 \text{ g sto. HCl}}{100 \text{ g sol.}} = 318,6 \text{ g HCl}$$

Ejercicio 3

Se dispone de 120 g KCl al 25 % en masa de KCl. Indique el volumen de solución que se puede preparar con una densidad de 1,22 g/mL.

Datos:

Soluto: 120 g;

100 g de solución contiene 25 g de soluto; (25%).

Densidad: 1,22 g corresponden a 1 mL de solución

VSol = x

Desarrollo del ejercicio**Fórmula de aplicación:**

$$V = \frac{m_{\text{sto}} \times 100\%}{d \times \%}$$

$$V = \frac{120 \text{ g} \times 100\%}{1,22 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 25\%} = 393,44 \text{ mL sol.}$$

Regla de tres:

$$\begin{array}{ccc} 25\text{g KCl} & \times & 100\text{g sol.} \\ 120\text{g KCl} & \times & x\text{ g sol.} = \end{array}$$

$$\frac{120\text{g sto.} \times 100\text{g sol.}}{25\text{g sto.}} = 480\text{ g sol.}$$

Los 480g de solución, pase a volumen:

$$\begin{array}{ccc} 1,22\text{g sol.} & \times & 1\text{mL sol.} \\ 480\text{g sol.} & \times & x\text{ mL sol.} = \end{array}$$

$$\frac{1\text{mL sol.} \times 480\text{g sol.}}{1,22\text{g sol.}} = 393,44\text{ mL sol.}$$

Factores de conversión:

Inicialmente con los 120 g de KCl, luego compare con la composición porcentual; finalmente verifique con la densidad de la solución:

$$120\text{g sto. KCl} \times \frac{100\text{g sol.}}{25\text{g sto. KCl}} \times \frac{1\text{mL sol.}}{1,22\text{g sol.}} = 393,44\text{ mL sol.}$$

Ejercicio 4

Se dispone de 50 mL de MgCl_2 de densidad 2,32g/mL al 10%. ¿Qué volumen de solución se podrá preparar con una densidad de 1,70 g/mL?

Datos:

Volumen de solución: X

Densidad inicial: 2,32 g/mL

Densidad final de la solución: 1,70 g/mL

Volumen de soluto MgCl_2 : 50 mL

100g de solución contiene 10 gramos de MgCl_2 :(10%).

Desarrollo del ejercicio:

Transforme el volumen de soluto a masa:

$$\begin{array}{ccc} 1\text{mL MgCl}_2 & \times & 2,32 \text{ g MgCl}_2 \\ 50 \text{ mL MgCl}_2 & & x \text{ g MgCl}_2 = \end{array}$$

$$\frac{50 \text{ mL MgCl}_2 \times 2,32 \text{ g MgCl}_2}{1\text{mL MgCl}_2} = 116 \text{ g MgCl}_2$$

Calcule los g de solución a preparar al 10%:

$$\begin{array}{ccc} 10\text{g MgCl}_2 & \times & 100 \text{ g sol.} \\ 116\text{g MgCl}_2 & & x \text{ g sol.} = \end{array}$$

$$\frac{116\text{g MgCl}_2 \times 100 \text{ g sol.}}{10\text{g MgCl}_2} = 1,160 \text{ g sol.}$$

Determine el volumen de la solución utilizando la densidad de la solución nueva, es decir 1.70 g/mL.

$$\begin{array}{ccc} 1.70\text{g sol.} & \times & 1\text{mL sol.} \\ 1,160\text{g sol.} & & x \text{ mL sol.} \end{array}$$

$$\frac{1,160 \text{ g sol.} \times 1\text{mL sol.}}{1.70\text{g sol.}} = 682,35 \text{ mL sol.}$$

Factor de conversión:

Inicie con los 50 mL de MgCl_2 , compare con la densidad inicial, continúe la comparación con la composición porcentual, y al último verifique con la densidad final de la solución.

$$50 \text{ mL MgCl}_2 \times \frac{2,32 \text{ g MgCl}_2}{1 \text{ mL MgCl}_2} \times \frac{100 \text{ g sol.}}{10 \text{ g MgCl}_2} \times \frac{1 \text{ mL sol.}}{1,70 \text{ g sol.}} = 682,35 \text{ mL sol.}$$

Ejercicio 5

Se dispone de 200 g NaCl al 25% en masa disueltos en 600 mL de solución. Indique cuál es la densidad de solución.

Datos:

Soluto: 30 g

100 g de solución contiene 25 g de soluto;

Densidad de solución: X

V= 600 mL

Desarrollo del ejercicio:

Fórmula de aplicación:

$$d = \frac{\text{msto} \times 100 \%}{V \times \%}$$

$$d = \frac{200 \text{ g} \times 100 \%}{600 \text{ mL} \times 25 \%}$$

$$d = 1,33 \text{ g/mL}$$

Ejercicio 6

Una solución contiene 35 g. de azúcar disuelto en 250 g. de solución. La densidad de dicha solución es 1,12 g/mL. ¿Cuál es el porcentaje de azúcar a) Masa a masa; y b) ¿Masa a Volumen, para dicha solución?

Datos:

Soluto: 35g

solución contiene 250 g

Densidad de solución: 1,12 g/mL

X = Porcentaje por en masa

X = Porcentaje masa a volumen

Desarrollo del ejercicio:

Fórmula de aplicación:

a) Porcentaje en masa

$$\begin{aligned}\% \frac{m}{m} &= \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{soln}}} \times 100 \\ \% \frac{m}{m} &= \frac{35 \text{g}_{\text{sto}}}{250 \text{ mL}_{\text{soln}}} \times 100 \\ \% \frac{m}{m} &= 14\%\end{aligned}$$

b) Porcentaje masa a volumen.

Para esto necesitamos conocer el volumen de la solución, lo que podemos hacer a través de la densidad.

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

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

$$\text{Vol. de la solución} = \frac{250 \text{ g sol}}{\frac{1,12 \text{ g}}{\text{mL}}} = 223,2 \text{ mL. sol.}$$

Porcentaje de masa a volumen:

$$\% \frac{m}{V} = \frac{m_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} \times 100$$

$$\% \frac{m}{V} = \frac{35 \text{ g}}{223,2 \text{ mL}} \times 100$$

$$\% \frac{m}{V} = 15,68\%$$

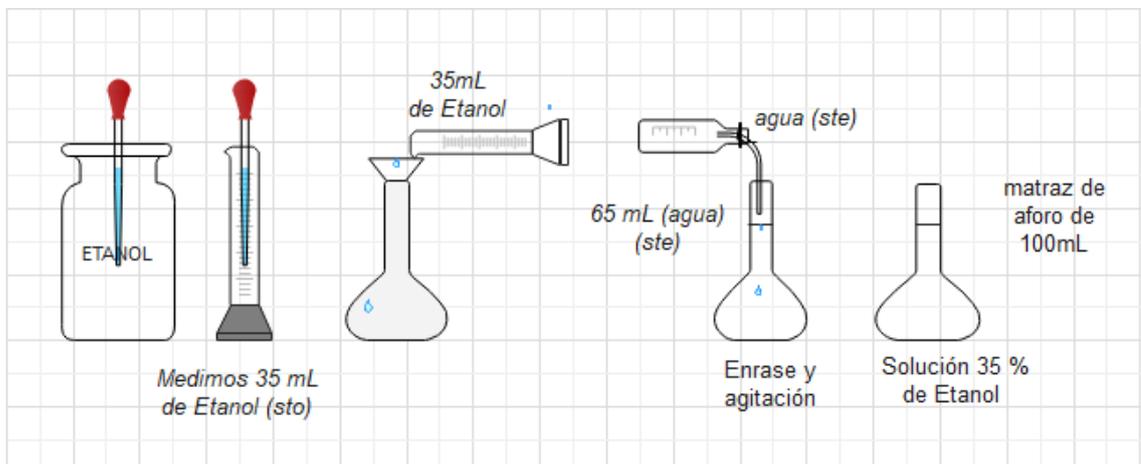
- R =** a) El porcentaje masa es 14%
 b) El porcentaje masa a volumen es 15,68 %

Porcentaje Volumen Soluta/ Volumen Solución (%V/V)

Consiste en el volumen del soluto por cada 100 mL de solución. Una solución de etanol al 35% V/V significa que tiene 35 mL de etanol en 100 mL de solución.

Figura 4.9

Preparación de una solución %V/V.



Ejercicio 1

Determine el porcentaje en volumen si 15 mL de etanol están contenidos en 250 mL de solución.

Datos:

Solución: 250 mL

Soluto: 15 mL de HCl

Solución porcentual: 100 mL

x = % en volumen de soluto.

$$\begin{array}{l} 250 \text{ mL sol.} \\ 100 \text{ mL sol.} \end{array} \times \begin{array}{l} 15 \text{ mL de etanol sto.} \\ x = \% \text{ ó mL de etanol sto.} \end{array}$$

$$\frac{100 \text{ mL sol.} \times 15 \text{ mL sto. HCl}}{250 \text{ mL sol.}} = 6,0 \text{ mL etanol o } 6\%$$

Como es la composición en volumen de 100 mL, se lo expresa en %, es decir la respuesta se la interpreta como 6.% ó mL de CH₃CH₂OH (sto).

Factor de conversión:

Inicie con 100 mL de solución, porque pide calcular la composición porcentual:

$$100 \text{ mL sol.} \times \frac{15 \text{ mL sto. etanol}}{250 \text{ mL sol.}} = 6,0 \text{ mL sto. etanol}$$

Se lo interpreta como 6 % en volumen ó (mL).

Fórmula de aplicación:

$$\% \frac{V}{V} = \frac{V_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} \times 100$$

$$\% \frac{V}{V} = \frac{15\text{mL}}{250\text{mL}} \times 100$$

$$\% \frac{V}{V} = 6 \% \text{ ó } 6 \text{ mL}$$

Ejercicio 2

Se disuelven 20 gramos de CaCl_2 de densidad 1,92 g/mL en 200 gramos de agua. Halle el porcentaje en volumen.

Datos:

Soluto: 20 g CaCl_2 ;

Densidad de la solución: 1,92 g/mL;

Disolvente: 200 g H_2O ;

Porcentaje de soluto en volumen: x.

Desarrollo del ejercicio:

Expresa los 20 gramos de CaCl_2 en mL utilizando la densidad 1,92 g/mL.

$$\begin{array}{ccc} 1.92 \text{ g CaCl}_2 & \times & 1 \text{ mL CaCl}_2 \\ 20 \text{ g CaCl}_2 & \div & x \text{ mL CaCl}_2 = \end{array}$$

$$\frac{1 \text{ mL CaCl}_2 \times 20 \text{ g CaCl}_2}{1,92 \text{ g CaCl}_2} = 10,41 \text{ mL CaCl}_2$$

El porcentaje en volumen significa encontrar la cantidad de CaCl_2 que hay 100 mL de la solución. En este caso, tiene como datos el disolvente y el soluto.

El agua está expresada en g; la densidad de H₂O es 1g /mL a 4°C, es decir 1 mL de H₂O equivale a 1 g de H₂O.

Por concepto:

Solución: Solute + disolvente

Solución = 10,41 mL de sto + 200 mL de H₂O CaCl₂ = 210,41 mL de solución

El porcentaje en volumen:

$$\begin{array}{l} 210,41 \text{ mL de sol.} \\ 100 \text{ mL de sol.} \end{array} \quad \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \quad \begin{array}{l} 10,41 \text{ mL de sto. CaCl}_2 \\ x \text{ mL de sto. CaCl}_2 \end{array} =$$

$$\frac{100 \text{ mL sol.} \times 10,41 \text{ mL sto. CaCl}_2}{210,41 \text{ mL sol.}} = 4,94 \text{ mL CaCl}_2$$

Factor de conversión:

Inicie con 100 mL de solución y compare con la composición de la solución:

$$100 \text{ mL sol.} \times \frac{10,41 \text{ mL CaCl}_2}{210,41 \text{ mL sol.}} = 4,94 \text{ mL CaCl}_2\%$$

Fórmula de aplicación:

$$\% \frac{V}{V} = \frac{V_{\text{sto}}}{V_{\text{sol}}} \times 100$$

$$\% \frac{V}{V} = \frac{10,41 \text{ ml CaCl}_2}{210,41 \text{ mL}_{\text{sol}}} \times 100$$

$$\% \frac{V}{V} = 4,94 \text{ mL ó } 4,94 \% \text{CaCl}_2$$

EJERCICIOS PARA RESOLVER

(Volumen Soluta – Volumen Solución)

Ejercicios:

1. Cuál es la composición porcentual en volumen si 30 mL de ácido sulfúrico está contenido en 200 mL de solución. **R** = 15 mL o 15% sto H_2SO_4 .
2. Si tenemos 150 mL de etanol están contenidos en 900 mL de solución. ¿Qué porcentaje de volumen de alcohol contiene la solución? **R**=16,66% o mL.
3. Se disuelven 50 gramos de cloruro de Magnesio de densidad 2,32 g/mL en 600 ml de agua. Determine la composición en volumen. **R** =3,46%
4. Se disuelven 25 gramos de ácido sulfúrico concentrado de densidad 1,84 g/mL en 90 gramos de agua. Calcule la concentración porcentual en volumen. **R** =13,11%
5. Con 250 mL de agua, ¿qué volumen de solución de ácido clorhídrico de densidad 1,19 g/mL y al 30% en masa del ácido, se podrá preparar? **R**=300 mL
6. Se pasa amoníaco gaseoso por agua, tornándose una solución con una densidad de 0,73 g/mL y que contiene 20% en masa de amoniac. Calcular la masa de amoniac por mL de solución. **R** = 0,146 g NH_3 .

Partes por millón (ppm).

Expresa las concentraciones de las soluciones diluidas en partes por millón, o ppm.

Partes por millón ppm son las partes de masa de soluto por 1000000 partes de masa de solución. Las unidades tanto del soluto como del disolvente, deben ser las mismas. Son soluciones muy diluidas, con una densidad similar a la del agua: 1 g/mL. Son muy utilizadas en el análisis químico.

$$\text{ppm}(\text{partes por millón}) = \frac{\text{mg de sto}}{\text{L sol.}}$$

$$\text{ppm} = \text{mg de sto/Kg sol}$$

Inicie con 1000 000 g de agua, luego compare la composición del agua con los iones disueltos y transforme a gramos.

Ejercicio 1

Una muestra de agua contiene 2,8 mg de iones yoduro en 600 ml. Calcule las partes por millón ppm del ion yoduro en la muestra si su densidad es de 1 g/mL.

Datos:

Masa soluto: 2,8 mg I⁻ en 600 mL de agua

$$600\text{ml H}_2\text{O} \times \frac{1\text{g H}_2\text{O}}{1\text{mL H}_2\text{O}} = 600\text{g H}_2\text{O}$$

$$d = 1 \text{ g/mL.}$$

$$X = \text{ppm de I}^-$$

Desarrollo del ejercicio

$$1000\ 000\text{g H}_2\text{O} \times \frac{2,8\text{mg I}^-}{600\text{g H}_2\text{O}} \times \frac{1\text{g I}^-}{1000\text{mg I}^-} = 4,66 \text{ g I}^-$$

Interpretación: 4,66 g I⁻ se mezclan con 1000 000 g H₂O.

Ejercicio 2

Calcular los mg. de Br^{-1} que se encuentra en una muestra de 1,5 litros de agua que contiene 6 ppm del ión bromuro. La densidad de la solución es 1 g/mL.

Datos:

Solución 1,5 litros

d= 1 g/mL

6 ppm.

Desarrollo del ejercicio

$$1,5\text{L} \times \frac{1000\text{mL}}{1\text{L}} \times \frac{1\text{g}}{1\text{mL}} \times \frac{6 \text{ gBr}^{-}}{1000\text{g}} \times \frac{1000\text{mg Br}^{-}}{1\text{g Br}^{-}} = 9 \text{ mg Br}^{-}$$

Ejercicio 3

Cuál es la concentración de iones Ca^{+2} en ppm, de una muestra de 350 mL de agua que contiene 1,50 mg de ion calcio.

Datos:

Solución 350 mL

1,50 mg ion Ca^{+2}

X= ppm.

Desarrollo del ejercicio

$$X_{\text{ppm}} = \frac{1,50 \text{ mg Ca}}{350 \text{ mL}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1\text{L}} = 4,28\text{mg} \frac{\text{mg}}{\text{L}}$$

EJERCICIOS PARA RESOLVER DE (ppm)

1. Calcular las ppm de soluto, cuya densidad es de 1 g/mL; en 20 mg de iones de calcio en 400 mL de agua. **R** =50 g Ca⁺².
2. Calcular las ppm de soluto en 4,5 mg de iones sodio en 650 mL de agua. **R** =6,92g Na⁺
3. Calcular las ppm de soluto en 1,75 mg de iones potasio en 1,5 litros de agua **R** =1,16 g K⁺.
4. Calcule las ppm de soluto en 2,50 mg de sulfato de sodio en 150 mL de agua. **R** =16,6 g Na₂(SO₄)⁻².
5. Calcule la cantidad de mg de soluto que se encuentran en 1,75 litros de una muestra de agua que contiene 6,5 ppm de iones de Fe⁺³. **R**=11,37mg. Fe⁺³, cuya densidad es de 1 g/mL.
6. Calcule la cantidad de mg de soluto que se encuentran en una muestra de 2,5 litros de agua que contiene 30 ppm de ión cloruro. **R** =15 mg Cl⁻¹ .
7. Calcule la cantidad de mg de soluto que se encuentran en una muestra de 0,5 litros de agua que tiene 1,5 ppm de ión magnesio. **R** =0,75 mg Mg⁺²

Unidades químicas de concentración para expresar la concentración de una solución

Las concentraciones químicas determinan la proporción de soluto y solvente en una solución química.

Las unidades de concentraciones químicas, definen la concentración de la solución por moles o equivalentes químicos que presenta el solvente.

La concentración de soluciones se expresa a través de su molaridad (mol/lit), molalidad (mol/kg) y equivalentes químicos Normalidad (Eq/L).

El conocimiento de la concentración en una solución química es importante, ya que, determinará la cantidad de soluto y solvente presentes para determinar los factores de cambio y recrear la solución para su uso o estudio posterior.

Molaridad (M)

La molaridad o concentración molar de un soluto se define como el número de moles del soluto por litro de solución (Chang et al., 2017).

La concentración molar se calcula con las siguientes fórmulas:

$$M = \frac{n \text{ sto.}}{L \text{ sol.}}$$

$$n \text{ sto} = \frac{\text{masa sto.}}{\text{m.mol sto.}} \rightarrow \frac{m}{\text{mol}}$$

$$M = \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times n \text{ sto.}}{1 \text{ nsto.} \times \text{cm}^3 \text{ sol.}}$$

Mediante regla de tres compuesta podemos expresar como:

1 mol (gSto)	V(sol)	M
1 mol sto.	1000 mL	1M
x moles sto.	x mL sol.	x M

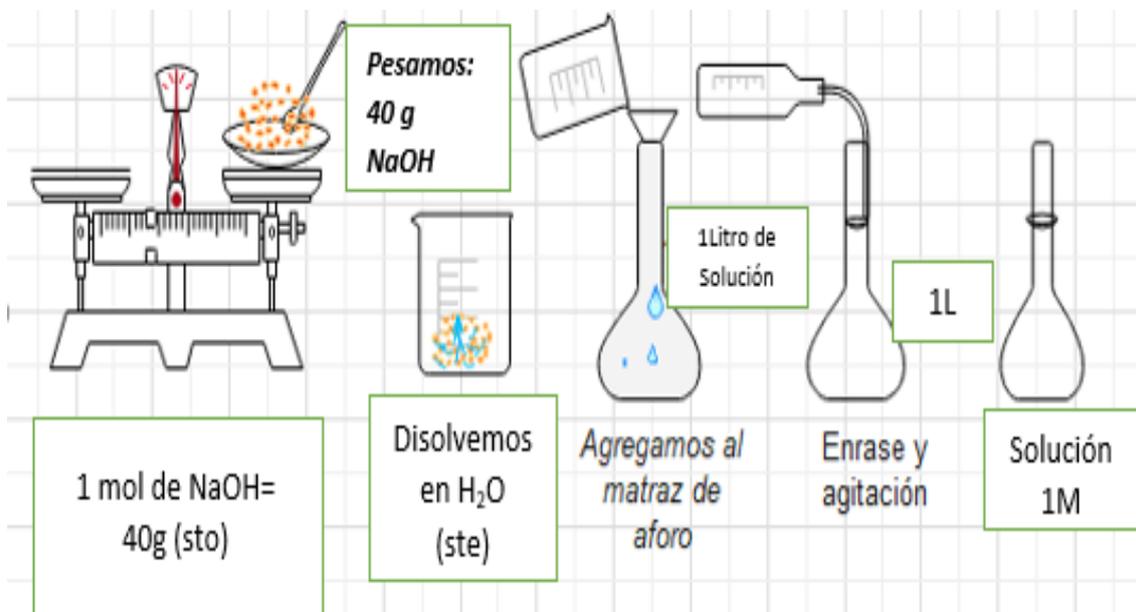
Ejemplo 1

Si tenemos una solución 1 M de NaOH, significa que se han disuelto en un matraz de aforo de 1000 mL o 1 L, 40 g de NaOH. Es decir: Na = 23g + O=16g +H=1g m.mol = 40g/mol, 1 mol pesa 40 g. Entonces decimos:

40g 1000mL 1M

Figura 4.10

Preparación de una solución 1 Molar



EJERCICIOS RESUELTOS DE MOLARIDAD

Ejercicio 1

Se desea preparar 500 mL de solución que contenga 3,5 gramos de NaCl.
Determine la molaridad.

Datos

Volumen= 500 mL

Soluto= 3,5 g Na Cl

1 mol NaCl= 58,45 g

M= x

Na=23 g

Cl= 35,45 g

m.mol= 58,45 g/mol

Desarrollo del ejercicio:

Aplicación de la primera fórmula:

$$M = \frac{n \text{ sto.}}{L \text{ sol.}}$$

$$n \text{ sto} = \frac{\text{masa sto.}}{m. \text{ mol sto.}}$$

$$n \text{ sto} = \frac{3,5 \text{ g sto.}}{\frac{58,45 \text{ g}}{\text{mol}}}$$

$$n \text{ sto} = 0,0598 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n \text{ sto.}}{L \text{ sol.}}$$

$$M = \frac{0,0598 \text{ mol.}}{0,5 \text{ L sol.}}$$

$$M = 0,12 \text{ mol/L}$$

Por regla de tres:

$$\begin{array}{l} 58,43 \text{ g NaCl} \\ 3,5 \text{ g NaCl} \end{array} \begin{array}{c} \diagup \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{l} 1000 \text{ mL sol.} \\ 500 \text{ mL sol.} \end{array} \begin{array}{l} \text{---} \\ \text{---} \end{array} \begin{array}{l} 1 \text{ M} \\ x \text{ M} \end{array} =$$

$$\frac{3,5 \text{ g NaCl} \times 1000 \text{ mL sol.} \times 1 \text{ M}}{58,43 \text{ g NaCl} \times 500 \text{ mL sol.}} = 0,12 \text{ M}$$

Aplicación de otra fórmula:

$$M = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times \text{gsto.}}{\text{mol sol.} \times \text{Volumen sol.}}$$

$$M = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times 3,5 \text{ g NaCl}}{58,43 \text{ g NaCl} \times 500 \text{ mL sol.}} = 0,12 \text{ M}$$

Factores de conversión:

$$1000 \text{ mL sol.} \times \frac{3,5 \text{ g NaCl}}{500 \text{ mL sol.}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,43 \text{ g NaCl}} \times \frac{1 \text{ M}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0,12 \text{ M}$$

Ejercicio 2

¿Cuántos gramos de CaCl_2 se necesitan para preparar 250 mL de solución de concentración 0,25 M?

Datos:

Volumen sol. = 250 mL

Concentración = 0,25 M

X masa de $ZnCl_2$ 1n $ZnCl_2$ = 111 g/mol**Desarrollo del ejercicio:**

Por regla de tres compuesta:

1n(sto)	V(sol)	1M
111g $CaCl_2$	1000 mL. sol. —	1 M
x g $CaCl_2$	250 mL. sol. —	0,25 M =

$$\frac{111g \text{ CaCl}_2 \times 250\text{mL. sol.} \times 0,25 \text{ M}}{1000\text{mL. sol.} \times 1\text{M}} = 6,93g \text{ CaCl}_2$$

Aplicación con la fórmula:

$$M = \frac{1000 \text{ mL sol. m. sto}}{\text{mol. g sto.} \times \text{v. sol.}}$$

$$M \times \text{mol. sto} \times \text{v. sol.} = 1000 \text{ mL sol.} \times \text{m. sto.}$$

$$\text{m. sto} = \frac{M \times \text{mol. sto} \times \text{V. sol. (cm}^3\text{)}}{1000 \text{ mL}}$$

$$\text{m. sto} = \frac{0,25\text{M} \times 111\text{g CaCl}_2 \times 250 \text{ mL. sol}}{1000 \text{ mL. sol.}} = 6,93\text{g CaCl}_2$$

Por factores de conversión:

$$250 \text{ mL. sol.} \times \frac{0,25\text{M}}{1000 \text{ mL. sol.}} \times \frac{111\text{g ZnCl}_2}{1\text{M}} = 6,93\text{g CaCl}_2$$

Ejercicio 3

Se dispone de 9,86 g ZnSO_4 de concentración 1,5 M. Halle el volumen de la solución.

Datos:

$$\text{Sto} = 9,86 \text{ g ZnSO}_4$$

$$M = 1,5\text{M}$$

$$V = x \text{ solución}$$

$$1 \text{ mol} = 161 \text{ g/mol}$$

Desarrollo del ejercicio:

$$\begin{array}{rcl} 161 \text{ g ZnSO}_4 & \text{---} & 1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} & \text{---} & 1\text{M} \\ 9,86 \text{ g ZnSO}_4 & \text{---} & x \text{ cm}^3 \text{ sol.} & \text{---} & 1,5 \text{ M} = \end{array}$$

$$X = \frac{9,86 \text{ g ZnSO}_4 \times 1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times 1\text{M}}{161 \text{ g ZnSO}_4 \times 1,5 \text{ M}} = 40,82 \text{ cm}^3 \text{ sol.}$$

Aplicación de la fórmula:

$$M \times \text{mol.sto} \times v.\text{sol.} = 1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times m.\text{sto.}$$

$$V \text{ sol.} = \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times m.\text{sto}}{\text{mol.sto.} \times M}$$

$$V \text{ sol.} = \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times 9,86 \text{ g sto. ZnSO}_4}{161 \text{ g ZnSO}_4 \times 1,5\text{M}} = 40,82 \text{ cm}^3 \text{ sol}$$

Por factores de conversión:

$$9,86\text{g ZnSO}_4 \times = \frac{1\text{M}}{161\text{g ZnSO}_4} \times \frac{1000\text{ cm}^3}{1,5\text{M}} = 40,82\text{ cm}^3\text{ sol.}$$

Ejercicio 4

250 cm³ de la solución contiene 96 % de H₂SO₄ en masa. La densidad de la solución es 1,84 g/ml. Calcular la Molaridad.

Datos:

$$V = 250\text{cm}^3\text{ sol.}$$

100 g. H₂SO₄ contiene 96 g de H₂SO₄

d = 1,84 g/mL de solución

M: x

Desarrollo del ejercicio:

1º: obtenemos la masa de la solución con la densidad:

$$\begin{array}{ccc} 1\text{ mL sol.} & \times & 1,84\text{g sol} \\ 250\text{ mL sol.} & & x = 460\text{g sol.} \end{array}$$

2º: Con el 96% calculamos los gramos de soluto:

$$\begin{array}{ccc} 100\text{g sol.} & \times & 96\text{g H}_2\text{SO}_4 \\ 460\text{ mL sol.} & & X\text{ g H}_2\text{SO}_4 = 441,6\text{ g H}_2\text{SO}_4\text{ sto.} \end{array}$$

3º: Con la regla de tres compuesta hallamos la concentración molar:

$$\begin{array}{ccc} 98,02\text{ g H}_2\text{SO}_4 & \times & 1000\text{ mL sol.} & 1\text{M} \\ 441,6\text{ g H}_2\text{SO}_4 & & 250\text{ mL sol.} & x = 18,02\text{ M} \end{array}$$

Para aplicar la formula deberá tomar en cuenta los g de soluto al 96% calculado:

$$M = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times \text{m. sto}}{\text{m. mol. sto.} \times V \text{ sol.}}$$

$$M = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times 441,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{98,02 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \times 250 \text{ mL sol.}} = 18,02 \text{ M}$$

Por factores de conversión:

$$1000 \text{ mL sol.} \times \frac{441,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{250 \text{ mL sol.}} \times \frac{1 \text{ M}}{98,02 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 18,02 \text{ M}$$

Ejercicio 5

Se desea preparar un litro de solución que contenga 2,5 moles (n) de soluto por litro de solución. ¿Cuál es la concentración molar?

Datos:

Volumen de solución: 1 litro

Moles de soluto: 2,5 n/L, es decir 1 litro de solución contiene 2,5 n de soluto.

M=x

Desarrollo del ejercicio:

1 n de sto.	1 L de sol.	1M
2,5 n sto.	1 L sol.	x M

Entre 1n sto. y 2,5 n sto, teniendo el mismo volumen de solución, más concentración será la solución que contiene los 2,5 n sto:

$$\begin{array}{rcl}
 n \text{ (sto)} & 1\text{Lsol.} & 1\text{M} \\
 1n \text{ de sto} & \times & 1\text{L de sol.} \quad \text{---} \quad 1\text{M} \\
 2,5 n \text{ sto.} & \times & 1\text{L sol.} \quad \text{---} \quad x \text{ M} = \frac{2,5 n \text{ sto.} \times 1\text{Lsol} \times 1\text{M}}{1n \text{ sto} \times 1\text{L sol}} = \\
 & & 2,5n \frac{\text{sto}}{\text{L}} \text{ sol. ó } 2,5 \text{ M}
 \end{array}$$

Ejercicio 6

Se desea preparar 0,25 L de solución que contiene 0,75 moles de HCl. Hallar la molaridad.

Datos

Volumen solución = 0,25 L

sto = 0,75 moles de HCl

M= x

Desarrollo del ejercicio:

$$\begin{array}{rcl}
 1n \text{ de HCl sto.} & \times & 1 \text{ L sol.} \quad \text{---} \quad 1\text{M} \\
 0,75 n \text{ HCl sto.} & \times & 0,25 \text{ L sol.} \quad \text{---} \quad X
 \end{array}$$

Aplicación de la fórmula:

$$M = \frac{0,75n \text{ sto.} \times 1\text{L sol} \times 1\text{M}}{1n \text{ sto} \times 0,25\text{L sol}} = 3 \text{ M}$$

Factores de conversión:

$$1\text{L solución} \times \frac{0,75\text{n HCl}}{0,25\text{L solución}} \times \frac{1\text{ Molar}}{1\text{n HCl}} = 3\text{ M}$$

Ejercicio 7

500 cm³ de solución contiene 0,25 n de H₂SO₄. Hallar la molaridad.

$$\begin{array}{l} 1\text{n de H}_2\text{SO}_4 \text{ sto.} \quad \times \quad 1000\text{ml sol.} \quad \text{---} \quad 1\text{M} \\ 0,25\text{n H}_2\text{SO}_4 \text{ sto.} \quad \times \quad 500\text{ml sol.} \quad \times \text{ M} = \end{array}$$

$$\frac{0,25\text{n H}_2\text{SO}_4 \times 1000 \text{ mL sol.} \times 1\text{M}}{500 \text{ mL sol.} \times 1\text{n H}_2\text{SO}_4} = 0,5\text{M}$$

Aplicación de la fórmula:

$$M = \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times \text{n sto.}}{1 \text{ sto.} \times \text{cm}^3 \text{ sol.}}$$

$$M = \frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times 0,25\text{n sto.}}{1\text{n sto.} \times 500 \text{ cm}^3 \text{ sol.}} = 0,5\text{M}$$

Por factores de conversión:

$$1000\text{cm}^3\text{sol.} \times \frac{0,25\text{n H}_2\text{SO}_4}{500\text{cm}^3\text{sol.}} \times \frac{1\text{ M}}{1\text{n H}_2\text{SO}_4} = 0,5\text{ M}$$

Ejercicio 8

Calcular a).- moles y b).- masa de HNO_3 , en 200 cm^3 de una solución $0,1\text{M}$

$$\text{a).- } 200\text{cm}^3 \text{ sol.} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{cm}^3} \times \frac{0,1\text{mol HNO}_3}{1\text{L}} = 0,02\text{mol HNO}_3$$

$$\text{b).- } 200\text{cm}^3 \text{ sol.} \times \frac{1\text{L}}{1000\text{cm}^3} \times \frac{0,02 \text{ mol HNO}_3}{1\text{L}} \times \frac{63\text{g HNO}_3}{1\text{mol HNO}_3} = 0,252 \text{ g HNO}_3$$

Ejercicio 9

¿Cuál es la molaridad de una solución de H_2SO_4 , cuya $d = 1,84 \text{ g/mL}$ y 96% en masa?

Datos:

$$M = x$$

$$1\text{mol de H}_2\text{SO}_4, = 98 \text{ g}$$

Desarrollo del ejercicio:

1n de H_2SO_4 sto.	1 L sol.	1M
x sto.	0,25 L sol.	x M

Tendríamos dos incógnitas:

1° Obtenemos la masa de la solución con la densidad:

$$\begin{array}{ccc} 1\text{ml sol.} & \times & 1,84\text{g sol} \\ 1000\text{ml sol.} & & x = 1.840 \text{ g sol.} \end{array}$$

2° Con el 96% calculamos los gramos de soluto:

$$\begin{array}{ccc} 100\text{g sol.} & \times & 96\text{g Sto H}_2\text{SO}_4 \\ 1.840\text{g sol.} & & X \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 1.766,4 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ sto.} \end{array}$$

3° Con la regla de tres compuesta hallamos la concentración molar:

$$\begin{array}{ccc} 98,02\text{g H}_2\text{SO}_4 & \times & 1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} & 1 \text{ M} \\ 1766,4 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ sto.} & & 1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} & x = 18,02 \text{ M} \end{array}$$

Ejercicio 10

Se mezcla 1L de HNO_3 de $d = 1,38 \text{ g/cm}^3$ y 62,7% con 1L de HNO_3 de $d = 1,13 \text{ g/cm}^3$ y 22,38%. Hallar: a). - La concentración del ácido resultante en tanto por ciento; b).-El volumen de ácido que se forma; y c).- La Molaridad. Si la densidad del ácido formado es igual a $1,2760 \text{ g/cm}^3$.

Datos:

- 1). HNO_3 de densidad $1,38\text{g/cm}^3$ y 62,7 %.
- 2). HNO_3 de $d = 1,13 \text{ g/cm}^3$ y 22,38 %.

Densidad del ácido formado: $1,2760 \text{ g/cm}^3$

% ácido resultante= x

V ácido que se forma= x

M= x

1mol $\text{HNO}_3 = 63 \text{ g}$

Desarrollo del ejercicio:

1°: obtenemos la masa de la solución (1) con la densidad:

$$\begin{array}{ccc} 1\text{mL sol.} & \times & 1,38 \text{ g sol} \\ 1000 \text{ mL sol.} & \div & x = 1380 \text{ g sol.} \end{array}$$

2°: Con el 62,7 % calculamos los gramos de soluto de solución (1):

$$\begin{array}{ccc} 100 \text{ g sol.} & \times & 62,7\% \text{ Sto HNO}_3 \\ 1380 \text{ g sol.} & \div & X \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 865,2 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ sto.} \end{array}$$

3°: Obtenemos la masa de la solución (2) con la densidad:

$$\begin{array}{ccc} 1\text{mL sol.} & \times & 1,13\text{g sol} \\ 1000 \text{ mL sol.} & \div & x = 1130\text{g sol.} \end{array}$$

4°: Con el 62,7 % calculamos los gramos de soluto de solución (2):

$$\begin{array}{ccc} 100\text{g sol.} & \times & 22,38 \text{ g Sto H}_2\text{SO}_4 \\ 1130\text{g sol.} & \div & X \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 252,9 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ sto.} \end{array}$$

5°: Obtenemos los gramos de solución total=

$$\text{msol Total} = 1380 \text{ g Sol} + 1.130 \text{ sol.} = 2510 \text{ g Sol.}$$

$$\text{msto Total} = 865,2 \text{ g sto.} + 252,9 \text{ g sto.} = 1118,1 \text{ g sto.}$$

6°: Obtenemos la concentración en tanto por ciento del ácido resultante:

$$\text{a).- } \% \frac{m}{m} = \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{sol}}} \times 100$$

$$\% \frac{m}{m} = \frac{1.118,1 \text{ g}_{\text{sto}}}{2510 \text{ g}_{\text{sol}}} \times 100$$

$$\% \frac{m}{m} = 44,55\%$$

7°: Obtenemos el volumen de la solución:

$$c).- \text{Vsol} = \frac{m \text{ g sol}}{d \frac{\text{g}}{\text{mL}}}$$

$$\text{Vsol} = \frac{2510 \text{ g sol}}{1,2760 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 1967 \text{ mL ó } 1,967 \text{ L}$$

8°: Obtenemos la Molaridad de la solución.

63 g HNO ₃	X	1000 mL sol. —	1M
1118,15 g HNO ₃ .		1967 mL sol. —	x M = 9,02M

EJERCICIOS PARA RESOLVER DE MOLARIDAD

Ejercicios:

1. ¿Cuántos gramos de CaCO₃ se necesitan para preparar 250 mL de solución de concentración 0,15 M?. **R** = 3,75 g
2. Se desea preparar 200 mL de solución que contenga 13,5 gramos de CaO. Determine la molaridad. **R** = 1,20 M.
3. Se dispone de 15 g ZnSO₄ de concentración 0,25 M. Halle el volumen de la solución. **R** = 372,7 mL.
4. 600cm³ de la solución contiene 96 % de H₂SO₄ en peso. La densidad de la solución es 1,84 g/ml. Calcular la Molaridad. **R** =18,02 M.

5. Se desea preparar un litro de solución que contenga 3,75 moles(n) de soluto por litro de solución. ¿Cuál es la concentración molar? **R** = 3,75 M.
6. Se desea preparar 0,75 L de solución cuya concentración es de 0,45 n de HCl. Hallar la molaridad. **R** = 0,6 M.
7. Hallar la molaridad en 100 cm³ de solución que contiene 0,125 n de H₂S. **R**=1,25 M.
8. En 250cm³ de una solución 0,18 M. Calcular a).moles y b).- masa de HNO₃, a).- **R**=0,045 mol HNO₃, b).- **R** =0,708 g HNO₃.
9. Se mezcla 1 L de HCl de d = 1,18 g/cm³ y 66,7% con 1 L de HCl de d = 1,10 g/cm³ y 20,88%. Hallar: a).- La concentración del ácido resultante en tanto por ciento; b).-el volumen de ácido que se forma; y c).- La Molaridad. Si la densidad del ácido formado es igual a 1,25 g/cm³. a).- **R**= 44,59%; b).- **R**= 1.824 mL. c).- **R** = 15,29 M.

Normalidad (N)

Expresa el número de equivalentes de soluto por litro de solución (Ministerio de Educación, 2016).

La normalidad N se puede calcular por diversos procedimientos:

Utilizando el número equivalente sobre el volumen.

$$N = \frac{\text{eq sto}}{L \text{ sol}}$$

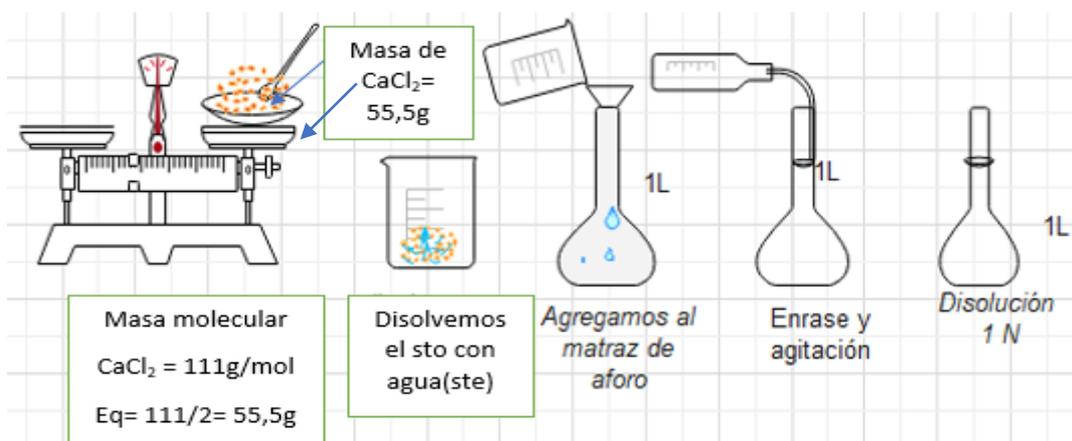
$$N = \frac{\text{número de equivalente (sto)}}{L \text{ sol}}$$

$$N = \frac{g(\text{sto}) \times 1L}{V_{\text{sol}} \times \text{Eq}}$$

El equivalente químico: es el resultado de dividir la mol del soluto para la carga ion positivo o ion negativo, tomando en cuenta el subíndice. El equivalente químico se calcula para los elementos, sustancias ácidas, básicas, sales, agentes oxidantes y agentes reductores.

Figura 4.11

Preparación de una solución 1 Normal



Ejemplos del cálculo de los equivalentes Químicos

1.- Calcular el equivalente químico del K^{+1} , conociendo que la masa atómica del K = 39 g

$$\text{Eq} = \frac{\text{masa atómica}}{\text{estado de oxidación}} \quad \text{Eq} = \frac{39\text{g}}{1} = 39\text{g}$$

2.- Calcular el equivalente químico del Mg^{+2} , conociendo que la masa atómica del

$$\text{Mg} = 24,3\text{g}$$

$$\text{Eq} = \frac{24,3\text{g}}{2} = 12,15\text{g}$$

3.- Calcular el equivalente químico del H_3PO_4 , conociendo que la masa molecular del ácido = 98 g

$$\text{Eq} = \frac{\text{masa molecular del ácido}}{\#\text{de H}} \quad \text{Eq} = \frac{98\text{g}}{3} = 32,66\text{g}$$

4.- Calcular el equivalente químico del H_2CO_3 , conociendo que la masa molecular del ácido = 62 g

$$\text{Eq} = \frac{\text{masa molecular del ácido}}{\# \text{de H}} \quad \text{Eq} = \frac{62\text{g}}{2} = 31 \text{ g}$$

5.- Calcular el equivalente químico del $\text{Al}(\text{OH})_3$, conociendo que la masa molecular del ácido = 78 g

$$\text{Eq} = \frac{\text{masa molecular de la base}}{\# \text{de OH}} \quad \text{Eq} = \frac{78\text{g}}{3} = 26 \text{ g}$$

6.- Calcular el equivalente químico del $\text{Pt}(\text{OH})_4$, conociendo que la masa molecular del ácido = 263 g

$$\text{Eq} = \frac{\text{masa molecular de la base}}{\# \text{de OH}} \quad \text{Eq} = \frac{263\text{g}}{4} = 65,75 \text{ g}$$

7.- Calcular el equivalente químico del $\text{Al}_2^{+3}(\text{SO}_4)_3^{-2}$, conociendo que la masa molecular de la sal = 342 g

$$\text{Eq} = \frac{\text{masa molecular de la sal}}{\text{carga total del ión (+)}} \quad \text{Eq} = \frac{342\text{g}}{6} = 57\text{g}$$

8.- Calcular el equivalente químico del $\text{Ca}^{+2}(\text{SO}_4)^{-2}$, conociendo que la masa molecular de la sal = 136 g

$$\text{Eq} = \frac{\text{masa molecular de la sal}}{\text{carga total del ión (+)}} \quad \text{Eq} = \frac{136\text{g}}{2} = 68 \text{ g}$$

Tabla 4.2

Ejemplos del cálculo de equivalentes químicos

Sustancias	Elemento	Masa Atómica	Eq = Masa ato./estado de oxidación	1eq(g)
Metal ion +1	Na^{+1}	23g	23g/1	23g
Metal ion +2	Fe^{+2}	55.85g	55.85g/2	27.92g
Metal ion +3	Fe^{+3}	55.85g	55.85g/3	18,61g
Hidrógenos	ácidos	Masa Molecular	Eq = Masa mol. / # de H	1eq(g)
2H⁺¹	H_2SO_3	82 g/mol	82g / 2	41g
3H⁺¹	H_3PO_4	98g/mol	98g / 3	32.66g
4H⁺¹	$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$	265,8g/mol	265,8g / 4	66.45g
2H⁺¹	H_2S	34g/mol	34g/2	17g
1H⁺¹	HBr	81g/mol	81g/1	81g
Bases	bases	Masa Molecular	Eq = Masa mol. / # de OH	1eq(g)
1(OH)⁻¹	$\text{Na}(\text{OH})$	40g/mol	40g/1	40g
2(OH)⁻¹	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	171g/mol	171g/2	85.5g

Sustancias	Elemento	Masa Atómica	Eq = Masa ato./estado de oxidación	1eq(g)
$3(\text{OH})^{-1}$	$\text{Bi}(\text{OH})_3$	260g/mol	260g/3	86.66g
$4(\text{OH})^{-1}$	$\text{Sn}(\text{OH})_4$	186.66g/mol	186.66/4	46.66g
Sales. Ion total	Sales	Masa molecular	Eq = Masa mol./ carga total del ion	1eq(g)
+2	$\text{Fe}^{+2}(\text{CO}_3)^{-2}$	115.84g/mol	115.84g/2	57.92g
+6	$\text{Al}_2^{+3}(\text{SO}_4)_3^{-2}$	342g/mol	342g / 6	57g
+3	$\text{Bi}^{+3}(\text{NO}_3)_3^{-1}$	395g/mol	395g / 3	131.6
+4	$\text{Sn}^{+4}(\text{IO}_3)_4^{-1}$	817g/mol	817g / 4	204,25g
+12	$\text{Au}_4^{+3}(\text{CO}_4)_3^{-4}$	1026g/mol	1026g/12	85,5g
+2	$\text{Li}^{+1}\text{Na}^{+1}(\text{SO}_4)^{-2}$	126g/mol	126g/2	63g
Agente oxidante	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	294g/mol	294g/6	49g
	$2\text{Cr}^{+6} \rightarrow 2\text{Cr}^{+3}$			
	KMnO_4	158g/mol	158g/3	52.66g
Agente Reductor	$\text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+4}$			
	H_2S	34g/mol	34g/2	17g
	$\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$			
	FeSO_4	152g/mol	152g/1	152g
	$\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$			

EJERCICIOS RESUELTOS DE NORMALIDAD (N)

Ejercicio 1

Calcular la normalidad de una solución que contiene 60 g de ácido piro arsénico ($\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$) disueltos en 0,5 L de solución.

Datos

$$V = 0,5 \text{ L.}$$

$$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7 = 265,8 \text{ g/Eq}$$

$$\text{Eq} = 265,8 \text{ g} / 4 = 66,45 \text{ g}$$

Desarrollo del ejercicio:

Regla de tres compuesta:

$$\begin{array}{l} 66,45 \text{ g H}_4\text{As}_2\text{O}_7 \quad \times \\ 60 \text{ g H}_4\text{As}_2\text{O}_7 \quad \times \end{array} \quad \begin{array}{l} 1 \text{ L sol} \text{ --- } 1 \text{ N} \\ 0,5 \text{ L sol} \quad \text{--- } x = \text{N} \end{array} \quad x = 1,80 \text{ N}$$

Aplicación de la fórmula:

$$N = \frac{g(\text{sto}) \times 1\text{L}}{V_{\text{sol}} \times E_{\text{q}}}$$

$$N = \frac{60 \text{ g}(\text{sto}) \times 1\text{L}}{0,5 \text{ L} \times \frac{66,45\text{g}}{E_{\text{q}}}} = 1,80 \text{ N}$$

Ejercicio 2

Encontrar la masa de soluto disuelta, en una solución 0,65 N de ácido sulfúrico en 2,5 L de solución.

Desarrollo del ejercicio:

Regla de tres compuesta:

$$\begin{array}{l} 49 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \quad \times \\ X \text{ g H}_2\text{SO}_4 \quad \times \end{array} \quad \begin{array}{l} 1 \text{ L sol} \text{ --- } 1 \text{ N} \\ 2,5 \text{ L sol} \text{ --- } 0,65 \text{ N} \end{array} \quad x = 79,62 \text{ g}$$

Aplicación de la fórmula:

$$g(\text{sto}) = \frac{N \times V \times eq}{1\text{L}} = g(\text{sto}) = \frac{0,65 \text{ N} \times 2,5\text{L} \times 49\text{g}}{1\text{L}} = 79,62 \text{ g}$$

Ejercicio 3

Encontrar el volumen de la solución de H_3PO_4 , si se disolvieron 40 g de ácido orto fosfórico, con una concentración 1,25 N.

Desarrollo del ejercicio:

Regla de tres compuesta:

$$\begin{array}{ccc} 32,66 \text{ g H}_3\text{PO}_4 & \times & 1 \text{ L sol} & \text{---} & 1 \text{ N} \\ 40 \text{ g H}_3\text{PO}_4 & & x \text{ L sol} & & 1,25 \text{ N} \end{array} \quad x = 0,97 \text{ L}$$

Aplicación de la fórmula:

$$V = \frac{\text{g(sto)} \times 1 \text{ L}}{\text{N} \times \text{eq}} = V = \frac{40 \text{ g} \times 1 \text{ L}}{1,25 \text{ Eq} \times \frac{32,66 \text{ g}}{\text{eq}}} = 0,97 \text{ L}$$

Ejercicio 4

Encontrar la normalidad de una solución que contiene 0,25 eq de CaCl_2 . En 500 mL de solución.

Desarrollo del ejercicio:

Procedimiento: con la fórmula: $N = \frac{\text{eq sto}}{\text{L sto}}$

$$N = \frac{0,25 \text{ eq}}{0,5 \text{ L}} = 0,5 \text{ N}$$

Podemos calcular la normalidad N a partir de la molaridad M con la fórmula:

$$N = M \times \text{número de oxidación}$$

El número equivalente se determina al multiplicar la molaridad por el estado de oxidación principal.

Ejercicio 5

La molaridad de una solución de H_2SO_4 es de 0,5 mol/L ó 0,5 M. ¿Cuál es su normalidad?

► $\text{H}_2^{+1}\text{SO}_4^{-2}$ el estado de oxidación es = 2

$$N = 0,5 \text{ M} \times 2$$

$$N = 1 \frac{\text{eq}}{\text{L}} \text{ ó } 1\text{N}$$

Ejercicio 6

Un litro de solución contiene 2,5 eq de HCl. Hallar la Normalidad.

Datos:

V= 1 litro de solución

eq. sto. = 2,5 eq. HCl

N= x

1eq HCl sol	X	1L sol	—	1N
2,5 eq HCl	X	1L sol		x= 2,5 N

Factores de conversión:

$$1\text{L} \times \frac{2,5 \text{ eq (sto)}}{1\text{Lsol}} \times \frac{1\text{N}}{1 \text{ eq(sto)}} = \frac{2,5\text{eq}}{1\text{Lsol}} = 2,5 \text{ N}$$

Ejercicio 7

Se desea preparar 750 mL solución que contenga 25 g H_2SO_4 . Hallar la Normalidad.

Datos:

$V = 750$ mL de solución

g sto. = 25 g H_2SO_4

1 mol de $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$ g

49,00 g/ eq sto H_2SO_4

$N = x$

Desarrollo del ejercicio:

Si disuelvo:

Sto Vsol N

1 eq g sto en 1000 mL solución 1N

1 eq sto H_2SO_4 transformar a gramos para concordar con el dato del problema:

$$1 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g} \quad \text{eq g} = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49,00 \frac{\text{g}}{\text{eq}}$$

Entonces:

49 g H_2SO_4 1000 mL sol 1N

Regla de tres compuesta:

$$\begin{array}{l} 49 \text{ gsto} \quad \times \quad 1000 \text{ mL} \quad \text{---} \quad 1 \text{ N} \\ 25 \text{ gsto} \quad \times \quad 750 \text{ mL} \quad \text{---} \quad x \text{ N} \end{array} \quad X = 0,68 \text{ N}$$

Factores de conversión:

25 g H₂SO₄	1000 mL sol	1 N
	750 mL sol	49,00 g H₂SO₄

$$X = 0,68 \text{ N}$$

Ejercicio 8

Se desea preparar 500 mL de solución de concentración 0,1N. ¿Qué cantidad de H₂CO₃ requerirá?

Datos:

V soluto = 500 mL

Concentración = 0,1 N

x g sto

$$\text{EQ H}_2\text{CO}_3 = \frac{62}{2} = 31 \text{ g}$$

Procedimiento:

Regla de tres compuesta:

$$\begin{array}{l} 31 \text{ g sto} \\ x \text{ g sto} \end{array} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \begin{array}{l} 1000 \text{ mL sol} \\ 500 \text{ mL sol} \end{array} \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \end{array} \begin{array}{l} 1 \text{ N} \\ 0,1 \text{ N} \end{array} \quad X = 1,55 \text{ g H}_2\text{CO}_3$$

Factores de conversión:

31 g H ₂ CO ₃	500 mL sol	0,1 N
	1000 mL sol	1 N

$$X = 1,55 \text{ g H}_2\text{CO}_3$$

Ejercicio 9

Se desea preparar 250 mL sol. al 5% de H₂SO₄ y de densidad 1,84 g/mL. Calcule la concentración N.

Datos:

250 cc sol

100 g sol, contiene 5 g; H₂SO₄ 5%

d= 1,84 g/mL

N= x

$$\text{eq g sto} = \frac{98,02 \text{ g}}{2} \quad 49,01 \frac{\text{g}}{\text{eq}} \text{ H}_2\text{SO}_4$$

Determine el 5% de 250 cc de solución, utilizando la densidad.

$$\frac{250 \text{ mL sol}}{1 \text{ mL sol}} \times \frac{1,84 \text{ g sol}}{100 \text{ g sol}} \times 5 \text{ g sto H}_2\text{SO}_4 = 23 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

250 cc de solución contiene 23 g H₂SO₄; con este dato calculamos la normalidad utilizando los factores de conversión:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ eq (sto)} \quad 1000 \text{ mL sol} \quad 1 \text{ N} \\ 49,01 \text{ g sto} \quad \times \quad 1000 \text{ cc sol} \quad \text{---} \quad 1 \text{ N} \\ 23 \text{ g sto} \quad \quad \quad 250 \text{ cc sol} \quad \text{---} \quad \text{Xn} \quad = 1,87 \text{ N} \end{array}$$

$$\frac{23 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{250 \text{ cc sol}} \times \frac{1000 \text{ cc sol}}{49,01 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times 1 \text{ N}$$

=1,87 N

Ejercicio 10

Se desea preparar 650 mL solución que contenga 30 g Na_3PO_4 en un litro de solución. Hallar la Normalidad.

Datos:

Volumen= 650 mL sol.

g.sto Na_3PO_4 = 30 g Na_3PO_4

eq. g= 54,66 g/eq. sto. Na_3PO_4

1 eq. sto. Na_3PO_4 transformar a gramos para concordar con el dato del problema:



$$\text{Eq. g.} = \frac{164 \text{ g}}{3} = 54,66 \frac{\text{g}}{\text{eq}}$$

Entonces:

Si disolvemos.

54,66 g Na_3PO_4 en 1000 mL sol es una solución 1N

Resolución por varios métodos:

1° Regla de tres

$$\begin{array}{l} 54,66\text{g Na}_3\text{PO}_4 \quad \times \quad 1000 \text{ mL sol} \quad \text{---} \quad 1\text{N} \\ 30 \text{ g Na}_3\text{PO}_4 \quad \times \quad 650 \text{ mL sol.} \quad \text{---} \quad x \text{ N} = \end{array}$$

$$\frac{30 \text{ g Na}_3\text{PO}_4 \times 1000 \text{ mL sol.} \times 1\text{N}}{54,66 \text{ g Na}_3\text{PO}_4 \times 650 \text{ mL sol.}} = 0,84 \text{ N}$$

2° Por la fórmula:

$$N = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times m \text{ sto.}}{V \text{ sol.} \times \text{eq. g.}}$$

$$N = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times 30 \text{ g Na}_3\text{PO}_4}{650 \text{ mL sol.} \times 54,66 \text{ g Na}_3\text{PO}_4} = 0,84 \text{ N}$$

3° Factores de conversión:

$$1000 \text{ mL sol.} \times \frac{30 \text{ g Na}_3\text{PO}_4}{650 \text{ mL sol.}} \times \frac{1 \text{ N}}{54,66 \text{ g Na}_3\text{PO}_4} = 0,84 \text{ N}$$

Ejercicio 11

Se desea preparar 500 mL de solución de concentración 0,25 N. ¿Qué cantidad de CaCO_3 se necesita?

Datos:

$V_{\text{sol.}} = 500 \text{ mL}$

Concentración = 0,25 N

X g sto

$$\text{Eq. g. sto.} = \frac{100 \text{ g}}{2} = 50 \frac{\text{g}}{\text{eq}}$$

1° Regla de tres:

$$\begin{array}{l} 50 \text{ g CaCO}_3 \\ x \text{ g CaCO}_3 \end{array} \begin{array}{l} \diagup \\ \diagdown \end{array} \begin{array}{l} 1000 \text{ mL sol} \\ 500 \text{ mL sol} \end{array} \begin{array}{l} \text{---} \\ \text{---} \end{array} \begin{array}{l} 1 \text{ N} \\ 0,25 \text{ N} = \end{array}$$

$$\frac{50 \text{ g CaCO}_3 \times 500 \text{ mL sol.} \times 0,25\text{N}}{1000 \text{ mL sol.} \times 1\text{N}} = 6,25 \text{ g CaCO}_3$$

2° Aplicación de la fórmula:

$$N = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times m \text{ sto.}}{\text{eq. g.} \times V \text{ sol.}}$$

Para calcular la masa del soluto, despejamos:

$$N \times \text{eq. g.sto} \times V. \text{ sol.} = 1000 \text{ mL sol.} \times m. \text{ sto.}$$

$$m \text{ sto.} = \frac{N \times \text{eq. g.} \times V \text{ sol.}}{1000 \text{ mL sol.}}$$

$$m \text{ sto.} = \frac{0,25\text{N} \times 50\text{g CaCO}_3 \times 500 \text{ mL sol.}}{1000 \text{ mL sol.}} = 6,25 \text{ g CaCO}_3$$

3° Factores de conversión:

$$500\text{mL sol.} \times \frac{0,25 \text{ N}}{1000 \text{ mL sol.}} \times \frac{50\text{g CaCO}_3}{1\text{N}} = 6,25 \text{ g CaCO}_3$$

Ejemplo 12

¿Qué volumen de solución de BaCl₂ se podrá preparar con 24 g de BaCl₂ de concentración 0,75 Normal?

Datos

Soluto= 24 g BaCl₂

Concentración: 0,75 N BaCl₂

V: x

Peso molecular BaCl₂= 207,9 g/mol

Eq g .sto= 103,5 g

1° Regla de tres:

$$\begin{array}{rcl} 103,5 \text{ g BaCl}_2 & 1000 \text{ mL sol.} & 1\text{N} \\ 24 \text{ g BaCl}_2 & x \text{ mL. sol.} & 0,75\text{N} = \end{array}$$

$$\frac{24 \text{ g BaCl}_2 \times 1000 \text{ mL sol.} \times 1\text{N}}{103,5 \text{ g BaCl}_2 \times 0,75\text{N}} = 309,17 \text{ mL sol.}$$

2° Por la fórmula:

$$N = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times m \text{ sto.}}{\text{eq. g.} \times V \text{ sol.}}$$

$$V \text{ sol.} = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times m \text{ sto.}}{N. \times \text{eq. g. sto.}}$$

$$V \text{ sol.} = \frac{1000 \text{ mL sol.} \times 24 \text{ g BaCl}_2 \text{ sto.}}{0,75 \text{ N} \times 103,5 \text{ g sto.}} = 309,17 \text{ mL. sol.}$$

3° Factores de conversión:

$$24 \text{ g CaCl}_2 \times \frac{1 \text{ eq. g. BaCl}_2}{103,5 \text{ g BaCl}_2} \times \frac{1000 \text{ mL. sol.}}{0,75 \text{ eq. g}} = 309,17 \text{ mL. sol.}$$

Ejercicio 13

Se desea preparar 250 mL sol. al 16% de H_2SO_4 y de densidad 1,84 g/mL. Calcule la concentración N.

Datos

V sol. = 250 mL sol.

m. sto. = 16% H_2SO_4

Densidad sol. = 1,84 g/mL

$$\text{Eq. g. sto.} = \frac{98,02 \text{ g}}{2} = 49,01 \frac{\text{g}}{\text{eq}} \cdot \text{H}_2\text{SO}_4$$

1° Procedimiento:

- Transforme los 250 cc solución a masa para sacar el 16 % en peso que corresponde al soluto. Utilizamos la densidad.

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mL sol.} \\ 250 \text{ mL sol.} \end{array} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \begin{array}{l} 1,84 \text{ g sol.} \\ x \text{ g} \end{array} = 460 \text{ g sol.}$$

- Determine el 16% de 460 g que corresponden al soluto:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g sol.} \\ 460 \text{ g sol.} \end{array} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \begin{array}{l} 16 \text{ g sto. H}_2\text{SO}_4 \\ x \end{array} = 73,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4(\text{sto}).$$

Interpretación: 250 mL solución contiene 73,6 g $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{sto})$

- Plantee la regla de tres:

$$\begin{array}{rcl}
 49,01 \text{ g H}_2\text{SO}_4 & \times & 1000 \text{ mL sol.} & \text{---} & 1 \text{ N} \\
 73,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 & \times & 250 \text{ mL sol.} & & x =
 \end{array}$$

$$\frac{73,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \times 1000 \text{ mL sol.} \times 1 \text{ N}}{250 \text{ mL sol.} \times 49,01 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 6,0 \text{ N}$$

2° Procedimiento por la fórmula:

Determine el 96% de 250 mL de solución.

$$250 \text{ mL sol.} \times \frac{1,84 \text{ g sol.}}{1 \text{ mL sol.}} \times \frac{16 \text{ g sto. H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g sol.}} = 73,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Determine la normalidad:

$$\begin{aligned}
 1000 \text{ mL sol.} \times \frac{73,60 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{250 \text{ mL sol.}} \times \frac{1 \text{ eq. g. H}_2\text{SO}_4}{49,01 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ N}}{1 \text{ eq. g. H}_2\text{SO}_4} \\
 = 6,0 \text{ N}
 \end{aligned}$$

EJERCICIOS PARA RESOLVER DE NORMALIDAD (N)

Ejercicios:

1. Determine el equivalente químico de las siguientes sustancias: ión Bi^{+3} ; sulfuro de hidrógeno, Hidróxido de bario, ácido perclórico, carbonato de calcio, sulfato cobáltico, Sulfuro doble de sodio y de Litio, nitrato básico de aluminio, ácido acético.
2. Encontrar el equivalente químico del permanganato de Potasio KMnO_4 , cuando el manganeso se reduce de Mn^{+7} a Mn^{+4} .
3. Encontrar el equivalente químico del sulfato ferroso FeSO_4 , cuando el hierro se pasa de Fe^{+2} a Fe^{+3} .
4. Calcular la normalidad de una solución que contiene 65 g de ácido piro fosfórico ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$) disueltos en 1,5 L de solución. **R** = 0,97 N.
5. Un litro de solución contiene 2,25 eq de HBr. Hallar la Normalidad. **R** = 2,25 N.
6. Se requiere preparar 700 mL de solución de concentración 0,15 N. ¿Qué cantidad de H_2CO_3 se necesitará? **R** = 3,25 g H_2CO_3 .
7. Se desea preparar 650 mL sol. al 15% de H_2SO_4 y de densidad 1,84 g/mL. Calcule la concentración N. **R** = 5,63 N.
8. ¿Qué volumen de solución de MgCl_2 se podrá preparar con 8,5 g de MgCl_2 de concentración 0,5 Normal? **R** = 357,1 mL.
9. Se desea preparar 1.500 cc sol. al 40% de H_2SO_4 y de densidad 1,84 g/mL. Calcule la concentración N. **R** = 15 N.
10. Se dispone de 600 mL de una disolución de nitrato de bario al 12% cuya densidad es 1,23 g/mL. Calcular la normalidad de esta disolución. **R** = 0,55 N.

Dilución de las soluciones

Son procedimientos que se siguen para preparar soluciones de menor concentración a partir de otras, de mayor concentración (Cedrón et al., 2011).

Se calcula con la fórmula:

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

Ejercicio 1

Preparar 1,5 litro de una solución 0,75 M de KMnO_4 a partir de una solución 1,50 M de KMnO_4 .

Datos:

$$V_1 = x \text{ ml}$$

$$C_1 = 1,50 \text{ M}$$

$$V_2 = 1,5 \text{ L solución}$$

$$C_2 = 0,75 \text{ M}$$

Fórmula: $V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$

$$V_1 \times 1\text{M} = 1500 \text{ mL} \times 0,75\text{M}$$

$$V_1 = \frac{1500 \text{ mL} \times 0,75\text{M}}{1,5\text{M}}$$

$$V_1 = 750 \text{ mL}$$

Ejercicio 2

¿Cómo prepararía 200 mL de una solución 1,25 M de H_2SO_4 a partir de una solución concentrada de H_2SO_4 3,5 M?

Datos: $V_1 = x$ mL solución $C_1 = 3,5$ M $V_2 = 200$ mL solución $C_2 = 1,25$ M**Desarrollo del ejercicio:**

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

$$V_1 \times 3,5 \text{ M} = 200 \text{ mL} \times 1,25 \text{ M}$$

$$V_1 = \frac{200 \text{ mL} \times 1,25 \text{ M}}{3,5 \text{ M}} = 71,42 \text{ mL de solución}$$

Ejercicio 3

¿Preparar 500 mL de disolución 0,18 M de NaOH, a partir de una disolución concentrada 2,0 M?

Datos: $V_1 = x$ mL solución $C_1 = 2,0$ M $V_2 = 500$ mL solución $C_2 = 0,18$ M**Desarrollo del ejercicio:**

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

$$V_1 = \frac{V_2 \times C_2}{C_1} \rightarrow \frac{500 \text{ mL} \times 0,18 \text{ M}}{2 \text{ M}} = 45 \text{ mL}$$

Ejercicio 1

Para neutralizar 30 mL de solución de H_2SO_4 de concentración desconocida se utiliza 25 mL de solución de NaOH 1N. ¿Cuál es la concentración de H_2SO_4 ?

Datos:

$$V_1 = 30 \text{ mL}$$

$$C_1 = x \text{ M}$$

$$V_2 = 25 \text{ mL}$$

$$C_2 = 1 \text{ N}$$

Desarrollo del ejercicio:

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

$$C_1 = \frac{V_2 \times C_2}{V_1} \rightarrow \frac{25 \text{ ml} \times 1 \text{ N}}{30 \text{ ml}} = 0,83 \text{ N}$$

Ejercicio 2

¿Cuál es la normalidad de 50 mL de HCl, si para neutralizar hemos consumido 35 mL de solución de NaOH 0,25N?

Datos:

$$V_1 = 50 \text{ mL HCl}$$

$$C_1 = x \text{ N}$$

$$V_2 = 35 \text{ mL NaOH}$$

$$C_2 = 0,25 \text{ N}$$

Desarrollo del ejercicio:

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

$$C_1 = \frac{V_2 \times C_2}{V_1} \rightarrow \frac{35 \text{ mL NaOH} \times 0,25 \text{ N}}{50 \text{ mL HCl}} = 0,175 \text{ N}$$

Ejercicio 3

En la titulación se encontró que se necesita 15,4 g de Ácido acético para neutralizar completamente 40,5 mL de una disolución de KOH. ¿Cuál es la molaridad de la disolución de KOH?

Datos:

$C_6H_8O_7 = 15,4 \text{ g}$

m.mol = 60 g/mol

Volumen solución = 40,5 mL

X = M de KOH

Desarrollo del ejercicio:



Una mol de ácido acético reacciona con una mol de KOH.

Determine el número de moles de CH_3COOH :

$$15,4 \text{ g Ac. acético} \times \frac{1 \text{ mol Ac. acético}}{60 \text{ g Ac. acético}} = 0,256 \text{ mol Ac. acético}$$

Si un mol de Ácido acético reacciona con un mol de KOH; esto indica que 0,256 mol ácido acético equivale a 0,256 mol de KOH, siendo esta cantidad de KOH que está contenido en 40,50 mL de solución.

Con este dato, halle la molaridad (M):

$$1000 \text{ mL solución} \times \frac{0,256 \text{ mol KOH}}{40,50 \text{ mL sol. KOH}} \times \frac{1 \text{ M}}{1 \text{ n KOH}} = 6,32 \text{ M KOH}$$

Ejercicio 4

¿Cuántos gramos de Ácido acético se necesita para neutralizar 25,6 mL de una disolución 0,18 M de NaOH?

Datos:



Volumen solución = 25,6 mL

Disolución: 0,18 M NaOH

Desarrollo del ejercicio:

Determine la masa molecular del Ácido acético:

$$1 \text{ mol} = 60 \text{ g/mol}$$

Determine la cantidad de NaOH presente en la disolución:

$$25,6 \text{ mL sol.} \times \frac{0,18 \text{ M}}{1000 \text{ mL sol.}} \times \frac{1 \text{ n NaOH}}{1 \text{ M}} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ n NaOH}} = 0,184 \text{ g NaOH}$$

Como en la reacción intervienen 1 mol de NaOH y un mol de ácido acético; significa que 0,184 g NaOH equivalen a 0,184 g de ácido acético.

Molalidad (m)

Expresa la concentración en moles (n) de soluto por kilogramo de solvente (ste), que generalmente es el agua.

La densidad del agua = 1,0 g/mL

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg ste}}$$

El planteamiento es el siguiente:

Si disolvemos un mol de soluto en 1 Kg

1 mol sto.	Kg ste	1 molal
------------	--------	---------

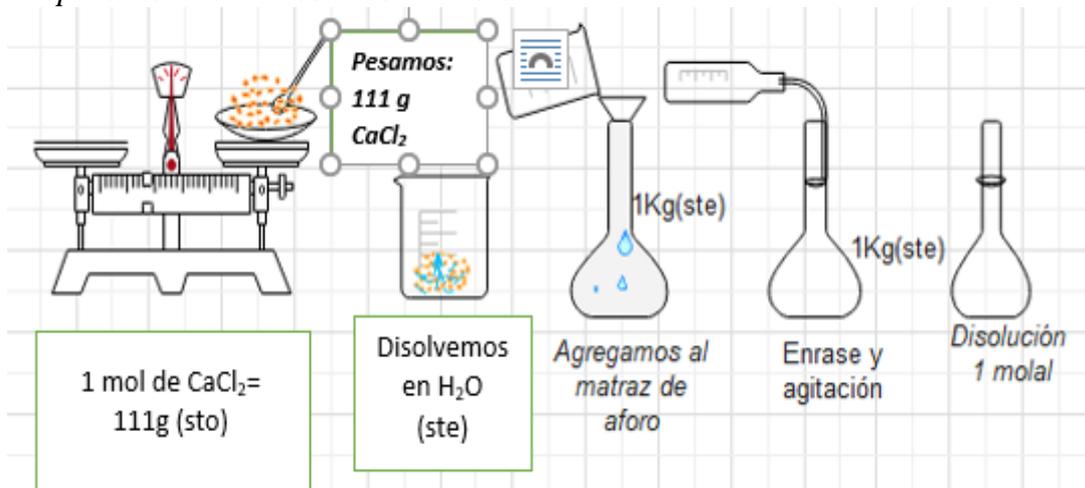
 de disolvente, esa disolución es 1m.

La fórmula que se emplea para determinar la concentración molal (m) es la siguiente:

$$m = \frac{1000\text{g ste.} \times \text{masa sto.}}{\text{masa ste.} \times \text{mol sto.}}$$

Figura 4.12

Preparación de una solución 1 molal



Recordar que la solución esta constituida por sto + ste

$$\text{Sol} = \text{sto.} + \text{ste.}$$

Ejercicio 1

¿Cuál es la concentración molal (m) de 18 g KCl que se disuelve en 210 g H₂O?

Datos:

$$\text{sto.} = 18 \text{ g KCl}$$

$$\text{ste.} = 210 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\text{m.mol} = 74,55 \text{ g/mol}$$

$$m = x$$

Desarrollo del ejercicio

Por regla de tres:

$$\begin{array}{ccc} 74,55 \text{ g sto. KCl} & \times & 1000 \text{ g ste} & = & 1 \text{ m} \\ 18 \text{ g sto. KCl} & \times & 210 \text{ g ste} & = & x \end{array}$$

$$\frac{18 \text{ g KCl} \times 1000 \text{ g ste.} \times 1 \text{ m}}{74,55 \text{ g KCl} \times 210 \text{ g ste.}} = 1,15 \text{ m.}$$

Aplicación de la fórmula:

$$m = \frac{1000 \text{ g ste.} \times \text{m. sto.}}{\text{m. mol. sto} \times \text{g. ste.}}$$

$$m = \frac{1000 \text{ g ste.} \times 18 \text{ g sto.}}{74,55 \text{ g sto.} \times 210 \text{ g. ste.}} = 1,15 \text{ m.}$$

Factores de conversión:

$$1000 \text{ g ste.} \times = \frac{18 \text{ g. sto. KCl}}{210 \text{ g. ste.}} \times \frac{1 \text{ m}}{74.55 \text{ g KCl}} = 1,15 \text{ molal}$$

Ejercicio 2

¿Qué cantidad de etanol se necesitará para mezclar 200 g de solvente 1,25 molal?

¿Qué cantidad de solución se formará?

Datos:

200 g solvente

1,25 molal

In $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 46 \text{ g/mol}$

Cálculo de gramos de etanol:

$$\begin{array}{l} 46 \text{ g EtOH} \\ X \text{ g EtOH} \end{array} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \begin{array}{l} 1000 \text{ g ste.} \\ 200 \text{ g ste.} \end{array} \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \end{array} \begin{array}{l} 1 \text{ m} \\ 1,25 \text{ m} = 11,5 \text{ g Etanol} \end{array}$$

Con la fórmula:

$$m = \frac{1000 \text{ g ste.} \times \text{masa sto.}}{\text{masa ste.} \times \text{mol sto.}}$$

$$\text{masa sto.} = \frac{m \times \text{mol sto.} \times \text{masa ste.}}{1000 \text{ g ste.} \times 1 \text{ m}}$$

$$\text{masa sto.} = \frac{1,25 \text{ m} \times 46 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \times 200 \text{ g ste.}}{1000 \text{ g ste.} \times 1 \text{ m}} = 11,5 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Cálculo de gramos de solución:

$$\text{Sol.} = \text{ste} + \text{sto.}$$

$$\text{Sol.} = 200 \text{ g} + 11,5 \text{ g}$$

$$\text{Sol.} = 211,5 \text{ g solución}$$

Ejercicio 3

Se dispone de 12 g de BaCl_2 y se desea preparar una solución de concentración 0,25 molal. ¿Qué cantidad de agua se necesitará?

Datos:

$$12 \text{ g BaCl}_2$$

$$0,25 \text{ m}$$

$$X \text{ g H}_2\text{O}$$

$$1 \text{ n BaCl}_2 = 208 \text{ g/mol}$$

Resolución por regla de tres:

Sto		ste		concentración molal.
208 g	sto.	1000 g	H_2O	1 m
12 g	BaCl_2	X g	H_2O	0,25 m

$$X \text{ g H}_2\text{O} = \frac{12 \text{ g BaCl}_2 \times 1000 \text{ g H}_2\text{O} \times 1 \text{ m}}{208 \text{ g sto.} \times 0,25 \text{ m}} = 230,7 \text{ g H}_2\text{O}$$

Ejercicio 4

Se dispone 150 cc de H₂O que se mezcla con 20 g de NaCl 0,5 molal. Calcular el volumen de la solución si la densidad es 1,27 g/ml de la solución.

Datos:

$$150 \text{ cc H}_2\text{O} = 150 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$0,5 \text{ molal NaCl}$$

$$V = x \text{ mL ?}$$

$$d = 1,27 \text{ g/ml}$$

$$1 \text{ n NaCl} = 58,45 \text{ g/mol}$$

Desarrollo del ejercicio:

Cálculo de gramos soluto:

$$\begin{array}{l} 58,45 \text{ g NaCl} \\ X \text{ g NaCl} \end{array} \begin{array}{c} \times \\ \times \end{array} \begin{array}{l} 1000 \text{ g H}_2\text{O} \\ 150 \text{ g H}_2\text{O} \end{array} \begin{array}{c} \text{---} \\ \text{---} \end{array} \begin{array}{l} 1 \text{ m} \\ 0,5 \text{ m} = 4,38 \text{ g NaCl} \end{array}$$

Cálculo de solución:

$$\text{Solución} = \text{ste.} + \text{sto.}$$

$$\text{Solución} = 150 \text{ g ste.} + 4,38 \text{ g sto.}$$

$$\text{Solución} = 154,38 \text{ g}$$

Aplica la fórmula de la densidad, calculamos el volumen de la solución.

$$d = \frac{m}{v}, \text{ de donde } v = \frac{m}{d}, \text{ entonces}$$
$$v = \frac{154,38 \text{ g sol.}}{1,27 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 121,5 \text{ mL solución}$$

Ejercicio 5

¿Cuántos g de CuSO_4 serán necesarios para preparar 550 g de solución de densidad 1,35 g/mL y de concentración 1,5 molal?

Datos:

g sto. $\text{CuSO}_4 = x$

Disolvente = 550 g

Concentración = 1,5 molal

mol $\text{FeCl}_3 = 159,54 \text{ g/mol}$

1° Factores de conversión:

$$550 \text{ g dte.} \times \frac{1,5 \text{ m}}{1000 \text{ g ste.}} \times \frac{59,54 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ m}} = 131,6 \text{ g CuSO}_4$$

2° Regla de tres:

$$\begin{array}{ccc} 159,54 \text{ g CuSO}_4 & \times & 1000 \text{ g ste.} \\ x \text{ g CuSO}_4 & \times & 550 \text{ g ste.} \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{--- } 1 \text{ m} \\ \text{--- } 1,5 \text{ m} = \end{array}$$

$$\frac{159,54 \text{ g CuSO}_4 \times 550 \text{ g ste.} \times 1,5 \text{ m}}{1000 \text{ g ste.} \times 1 \text{ m}} = 131,6 \text{ g CuSO}_4$$

3° Aplicación de la fórmula:

$$m = \frac{1000 \text{ g ste.} \times m \text{ sto.}}{\text{mol sto.} \times \text{g ste.}}$$

$$m \text{ sto.} = \frac{m \times \text{mol sto.} \times \text{g ste.}}{1000 \text{ g ste.}}$$

$$m_{\text{sto.}} = \frac{1,5\text{m} \times 159,54 \text{ g CuSO}_4 \cdot \times 550 \text{ g ste.}}{1000\text{g ste.}} = 131,6 \text{ g CuSO}_4$$

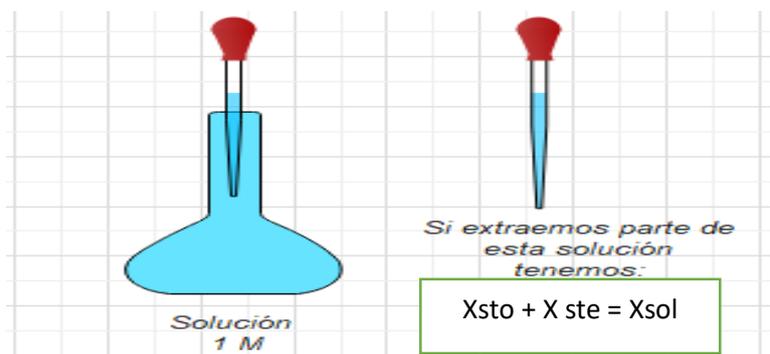
Fracción Molar

Nos expresa la proporción en que se encuentran los moles de soluto con respecto a los moles totales de la solución, que se calculan sumando los moles de soluto(s) y de disolvente. (Rodríguez Alzamora, 2017)

Si extraemos con una pipeta una pequeña cantidad de una solución preparada, estamos obteniendo una fracción de sto y una fracción de disolvente(ste).

Figura 4.13

Fracción molar de la solución



Esta solución es representativa de toda la solución por eso decimos que sumando las fracciones molares = 1. La fracción molar de una solución se expresa como el cociente entre los moles de soluto y el total de moles de la disolución, que se calcula sumando los moles de soluto(sto) y de solvente(ste).

Para realizar los cálculos de la fracción molar podemos utilizar las siguientes expresiones:

$$n_{\text{sol.}} = n_{\text{sto}} + n_{\text{ste}}$$

$$X_{\text{sto.}} = \frac{n_{\text{sto}}}{n_{\text{sol.}}}$$

$$X_{\text{ste.}} = \frac{n_{\text{ste}}}{n_{\text{sol.}}}$$

$$n_{\text{sto.}} = \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{mol. sto}}}$$

$$n_{\text{ste.}} = \frac{m_{\text{ste}}}{m_{\text{mol. ste.}}}$$

$$X_{\text{sol.}} = X_{\text{sto}} + X_{\text{ste}} = 1$$

EJERCICIOS RESUELTOS DE FRACCIÓN MOLAR

Ejercicio 1

Calcular la fracción molar de la solución, del soluto y disolvente de una solución que contiene 15 g de KCl y 38 g de H₂O.

Datos:

m_{Sto}= 15 g KCl

m_{Ste}= 38 g H₂O

m.mol sto= 74,5 g/mol

m.mol ste= 18,0 g/mol

$$n_{sto} = \frac{m. \text{ sto}}{m. \text{ mol. sto}} \quad n_{sto} = \frac{15 \text{ g}}{74,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,2027 \text{ mol}$$

$$n_{ste} = \frac{m. \text{ ste}}{m. \text{ mol. ste.}} \quad n_{sto} = \frac{38 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,1111 \text{ mol}$$

$$n_{sol.} = n_{sto} + n_{ste}$$

$$n_{sol.} = 0,2027 \text{ mol} + 2,1111 \text{ mol}$$

$$n_{sol.} = 2,3138 \text{ mol}$$

$$X_{sto} = \frac{n_{sto}}{n_{sol.}}$$

$$X_{sto} = \frac{0,2027 \text{ mol}}{2,3138 \text{ mol}} = 0,0876$$

$$X_{mste} = \frac{n_{ste}}{n_{sol.}}$$

$$X_{ste} = \frac{2,1111 \text{ mol}}{2,3138 \text{ mol}} = 0,9123$$

$$X_{sol.} = X_{sto} + X_{ste} = 1$$

$$X_{sol.} = 0,0876 + 0,912 = 1$$

Ejercicio 2

Hallar la fracción molar del metanol y del etanol en una solución constituida por 20 g de etanol y 8 g de metanol, calcular la f_{msto} , f_{mste} y f_{msol} .

Datos:

$$m_{sto} = 8 \text{ g } \text{CH}_3\text{OH}$$

$$m_{ste} = 20 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$m. \text{ mol } sto = 32 \text{ g/mol}$$

$$m. \text{ mol } ste = 46,0 \text{ g/mol}$$

$$n_{sto} = \frac{m_{sto}}{m. \text{ mol. sto}} \quad n_{sto} = \frac{8 \text{ g } \text{CH}_3\text{OH}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,25 \text{ mol}$$

$$n_{\text{ste}} = \frac{m_{\text{ste}}}{m_{\text{mol. ste}}} \quad n_{\text{sto}} = \frac{20 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,4347 \text{ mol}$$

$$n_{\text{sol.}} = n_{\text{sto}} + n_{\text{ste}}$$

$$n_{\text{sol.}} = 0,25 \text{ mol} + 0,4347 \text{ mol}$$

$$n_{\text{sol.}} = 0,6847 \text{ mol}$$

$$X_{\text{sto.}} = \frac{n_{\text{sto}}}{n_{\text{sol.}}}$$

$$X_{\text{sto.}} = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,6847 \text{ mol}} = 0,3651$$

$$X_{\text{ste.}} = \frac{n_{\text{ste}}}{n_{\text{sol.}}}$$

$$X_{\text{ste.}} = \frac{0,4347 \text{ mol}}{0,6847 \text{ mol}} = 0,6348$$

$$X_{\text{sol.}} = X_{\text{sto}} + X_{\text{ste}} = 1$$

$$X_{\text{sol.}} = 0,3651 + 0,6348 = 1$$

Ejercicio 3

Una mezcla de gases contiene 6,6 g. de O₂ y 9,1g. de Nitrógeno. Calcular la fracción molar de cada gas.

Datos:

$$m_{\text{sto}} = 6,6 \text{ g O}_2$$

$$m_{\text{ste}} = 9,1 \text{ g N}_2$$

$$m_{\text{mol sto}} = 32 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{mol ste}} = 28,0 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{sto.}} = \frac{m_{\text{sto}}}{m_{\text{mol. sto}}} \quad n_{\text{sto.}} = \frac{6,6 \text{ g O}_2}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,2062 \text{ mol}$$

$$n_{ste.} = \frac{m. \text{ ste}}{m. \text{ mol. ste.}} \quad n_{ste.} = \frac{9,1 \text{ g N}_2}{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,325 \text{ mol}$$

$$n \text{ sol.} = n \text{ sto} + n \text{ ste}$$

$$n \text{ sol.} = 0,2062 \text{ mol} + 0,325 \text{ mol}$$

$$n \text{ sol.} = 0,5312 \text{ mol}$$

$$X \text{ sto.} = \frac{n_{sto}}{n. \text{ sol.}}$$

$$X \text{ sto.} = \frac{0,2062 \text{ mol}}{0,5312 \text{ mol}} = 0,3881$$

$$X_{ste.} = \frac{n_{ste}}{n. \text{ sol.}}$$

$$X \text{ ste.} = \frac{0,325 \text{ mol}}{0,5312 \text{ mol}} = 0,6118$$

$$X \text{ sol.} = X_{sto} + X_{ste} = 1$$

$$X \text{ sol.} = 0,3881 + 0,6118 = 1$$

Ejercicio 4

¿Cuáles son las fracciones molares de soluto y disolvente en una solución acuosa 1,0 m?

Datos:

$$n \text{ sto} = 1 \text{ m}$$

$$n \text{ ste} = X$$

$$m. \text{ mol ste} = 18,0 \text{ g/mol}$$

$$d \text{ H}_2\text{O} = 1 \text{ g/mL}$$

La masa molecular de H₂O es 18,0 g/mol .

Luego calculamos el número de moles de agua en 1000 g de H₂O.

$$n \text{ H}_2\text{O} = 1000 \text{ g} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g}} = 55,55 \text{ mol. H}_2\text{O (ste).}$$

Una solución acuosa 1 m. Contiene

$$n \text{ soluto} = 1,0 \text{ mol}$$

$$n \text{ H}_2\text{O} = 55,55 \text{ moles (ste)}$$

$$n \text{ sol} = 56,55 \text{ moles}$$

$$n \text{ sol} = n \text{ sto} + n \text{ ste}$$

$$n \text{ sol.} = 1,0 \text{ mol} + 55,55 \text{ mol} = 56,55 \text{ mol}$$

Las fracciones molares son:

$$X \text{ sto.} = \frac{n \text{ sto}}{n \text{ sol.}}$$

$$X \text{ sto.} = \frac{1,0 \text{ mol}}{56,55 \text{ mol}} = 0,0176$$

$$X \text{ ste.} = \frac{n \text{ ste}}{n \text{ sol.}}$$

$$X \text{ ste.} = \frac{55,55 \text{ mol}}{56,55 \text{ mol}} = 0,9823$$

$$X \text{ sol.} = X \text{ sto} + X \text{ ste} = 1$$

$$X \text{ sol.} = 0,0176 + 0,9823 = 1$$

Ejercicio 5

Calcular la fracción molar de cada una de las sustancias de la disolución de: 6 moles de metanol, 2 mol de etanol y 9 moles de agua.

$$n_t = \text{moles totales de la disolución} = n_{\text{metanol}} + n_{\text{etanol}} + n_{\text{agua}} = 6 + 2 + 9 = 17$$

$$X(\text{metanol}) = \frac{6 \text{ mol metanol}}{17 \text{ mol}} = 0,352$$

$$X(\text{etanol}) = \frac{2 \text{ mol. etanol}}{17 \text{ mol}} = 0,1176$$

$$X(\text{agua}) = \frac{0,1782 \text{ mol}}{17 \text{ mol}} = 0,529$$

Podemos comprobar que la solución es correcta ya que la suma de las tres es igual a 1:

$$X_{\text{metanol}} + X_{\text{etanol}} + X_{\text{agua}} = 0,352 + 0,1176 + 0,529 = 1$$

Ejercicio 6

¿Cuáles son las fracciones molares de soluto disolventes en una solución acuosa de CaCl_2 al 25% m/m?

Datos:

$$m.\text{sto} = 25 \text{ g } \text{CaCl}_2$$

$$m.\text{ste} = 75 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

$$m.\text{mol sto} = 111 \text{ g/mol}$$

$$m.\text{mol ste} = 18,0 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{sto}} = \frac{m.\text{sto}}{m.\text{mol. sto}} \quad n_{\text{sto}} = \frac{25 \text{ g } \text{CaCl}_2}{111 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,2252 \text{ mol}$$

$$n_{\text{ste}} = \frac{m.\text{ste}}{m.\text{mol. ste.}} \quad n_{\text{ste}} = \frac{75 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,1666 \text{ mol}$$

$$n_{\text{sol.}} = n_{\text{sto}} + n_{\text{ste}}$$

$$n_{\text{sol.}} = 0,2252 \text{ mol} + 4,1666 \text{ mol}$$

$$n_{\text{sol.}} = 4,3918 \text{ mol}$$

$$f_{\text{msto}} = \frac{n_{\text{sto}}}{n.\text{sol.}}$$

$$X_{\text{sto}} = \frac{0,2252 \text{ mol}}{4,3918 \text{ mol}} = 0,05127$$

$$X_{\text{ste}} = \frac{n_{\text{ste}}}{n.\text{sol.}}$$

$$X_{\text{ste}} = \frac{4,1666 \text{ mol}}{4,3918 \text{ mol}} = 0,94872$$

$$X_{\text{sol.}} = X_{\text{sto}} + X_{\text{ste}} = 1$$

$$X_{\text{sol.}} = 0,05127 + 0,94872 = 1$$

EJERCICIOS PROPUESTOS DE FRACCIÓN MOLAR

Ejercicios:

1. Calcular la fracción molar de la solución, del soluto y del disolvente de una solución que contiene 5 g de Al(OH)_3 y 8 g de H_2O . $\mathbf{R = X_{sto.} = 0,1260. \quad \mathbf{R = X_{ste.} = 0,8739.}$
2. Cuáles son las fracciones molares de soluto, disolvente en una solución acuosa de KMnO_4 al 15 % m/m. $\mathbf{R = X_{sto.} = 0,01970 \quad \mathbf{R = X_{ste.} = 0,9802.}$
3. Una mezcla de gases contiene 3,6 g. de Ne y 7,5g. de Oxígeno. Calcular la fracción molar de cada gas. $\mathbf{R = X_{sto.} = 0,4319 \quad \mathbf{R = X_{ste.} = 0,5671.}$
4. Hallar la fracción molar del metanol y del solvente en una solución que contiene 18g de metanol y 15g de H_2O . $\mathbf{R = X_{sto.} = 0,402 \quad \mathbf{R = X_{ste.} = 0,597.}$
5. Calcular la fracción molar de una disolución acuosa al 32,5% en masa de metanol (CH_3OH): $\mathbf{R = 0,2130}$ f mol metanol.
6. Calcular la fracción molar de cada una de las sustancias de la disolución de: 1,5 moles de metanol, 2 mol de etanol y 5 moles de agua. $\mathbf{R = 0,176; \quad \mathbf{R = 0,235; \quad 0,588}$

Ejercicio 1

Una disolución de H_2SO_4 del 35% en masa tiene una densidad de 1,84 g/mL. Exprese la concentración de la misma en: a) mg/mL; b) molaridad; c) normalidad; d) molalidad; e) fracción molar, y f) ppm. ¿Qué volumen de esta disolución será necesario para preparar 350 mL de otra disolución 0,25N en ácido sulfúrico?

$$a) \frac{35 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g dis.}} \times \frac{1,84 \text{ g dis.}}{1 \text{ mL}} \times \frac{10^3 \text{ mg } H_2SO_4}{1 \text{ g } H_2SO_4} = 644 \frac{\text{mg}}{\text{mL}}$$

La concentración es de 644 mg/mL.

$$b) \frac{35 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g dis.}} \times \frac{1,84 \text{ g dis.}}{1 \text{ mL dis.}} \times \frac{10^3 \text{ mL}}{L} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,09 \text{ g } H_2SO_4} = 6,56 \text{ M}$$

La molaridad es 6,56 M.

$$c) \frac{6,56 \text{ mol } H_2SO_4}{L \text{ dis.}} \times \frac{2 \text{ eq}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 13,13 \text{ N}$$

La normalidad es de 13,13 N.

$$d) \frac{35 \text{ g } H_2SO_4}{65 \text{ g disolvente.}} \times \frac{10^3 \text{ g disolvente}}{1 \text{ Kg disolvente}} \times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,09 \text{ g } H_2SO_4} = 5,49 \text{ m}$$

La molalidad es de 5,49 m.

$$e) \frac{\frac{35}{98,09} \text{ mol } H_2SO_4}{\left(\frac{35}{98,09} + \frac{65}{18,02}\right) \text{ moles totales}} = 0,090$$

La fracción molar es 0,090.

$$f) \frac{644 \text{ mg}}{\text{mL dis.}} \times \frac{10^3 \mu\text{g}}{1 \text{ mg}} = 644.000 \text{ ppm}$$

La concentración en ppm es de 644.000 ppm.

$$g) 350 \text{ mL} \times 0,25 \text{ N} = x \text{ mL} \times 13,13 \text{ N} \rightarrow x = 6,66 \text{ mL}$$

El volumen necesario es de 6,6mL.

Ejercicio 2

Preparar 750 mL de solución de H_3PO_4 que contiene 70 g de H_3PO_4 . La densidad de la solución 1,65 g/mL

Calcular:

- Porcentaje en masa
- La molaridad
- Normalidad
- Molalidad
- Milimoles
- Miliequivalentes
- Fracciones molares

a.- Calculo del Porcentaje en masa

- Hallar la masa de la solución

$$m = v \times d$$

$$m = 750 \text{ mL sol.} \times 1.65 \text{ g/ml}$$

$$m = 1237,5 \text{ g solución.}$$

- Hallar el % de soluto que hay en 100 g solución:

$$1237,5 \text{ g sol.}$$

$$70 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

$$100 \text{ g sol.}$$

$$x \text{ g} = 5.66 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ o } 5.66\% \text{ sto.}$$

$$\text{O también: } 100 \text{ g sol.} \times \frac{70 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{1237,5 \text{ g. sol.}} = 5,66 \text{ g. H}_3\text{PO}_4$$

b.- Cálculo de la molaridad

$$\begin{array}{rcl} 98 \text{ g H}_3\text{PO}_4 & \times & 1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} & \text{---} & 1\text{M} \\ 70 \text{ g H}_3\text{PO}_4 & \times & 500 \text{ cm}^3 \text{ sol.} & & \times \text{ M} = \end{array}$$
$$\frac{1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times 70 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \times 1\text{M}}{750 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times 98 \text{ g H}_3\text{PO}_4} = 0,95 \text{ M}$$

c.- Cálculo de la Normalidad:

N= Molaridad \times Estado de oxidación del compuesto

$$N = M \times V$$

$$N = 0,95 \text{ eq/L} \times 3(\text{H}_3\text{PO}_4)$$

$$N = 2,85 \text{ eq/L solución}$$

O también:

$$\begin{array}{rcl} 32,66 \text{ g sto.} & \times & 1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} & \text{---} & 1\text{N} \\ 70 \text{ g sto.} & \times & 750 \text{ cm}^3 \text{ sol.} & & \times = \end{array}$$

$$\frac{70 \text{ g sto.} \cdot 1000 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times 1\text{N}}{750 \text{ cm}^3 \text{ sol.} \times 32,64 \text{ g}} = 2,85 \text{ N}$$

d.- Cálculo de la molalidad:

Masa de solución= 1237,5 g

m de soluto= 70 g

m de ste:

ste= sol - sto.

ste= 1237,5 g - 70 g

ste= 1167,5 g H₂O

Desarrollo del ejercicio:

$$\begin{array}{l} 98 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \\ 70 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \end{array} \begin{array}{l} \text{---} \\ \text{---} \end{array} \begin{array}{l} 1000 \text{ g ste} \\ 1167,5 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \end{array} \begin{array}{l} \text{---} \\ \text{---} \end{array} \begin{array}{l} 1 \text{ m} \\ x = \end{array}$$

$$\frac{70 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \text{ sto} \times 1000 \text{ g dte.} \times 1 \text{ m}}{1167,5 \text{ g dte.} \times 98 \text{ g sto.}} = 0,61 \text{ molal}$$

e.- Cálculo de los milimoles

Resulta de la división del número de moles para mil. Se inicia transformando los 70 g de H₃PO₄ a moles (n):

$$70 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \times \frac{1 \text{ n}}{98 \text{ g H}_3\text{PO}_4} = 0,714 \text{ n H}_3\text{PO}_4$$

- Cálculo de los milimoles:

$$\frac{0,714 \text{ n H}_3\text{PO}_4}{1000} = 7,14 \times 10^{-4} \text{ milimoles}$$

f.- Cálculo de los miliequivalentes

- Calcular el número de equivalentes:

$$70 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \times \frac{3 \text{ eq}}{98 \text{ g H}_3\text{PO}_4} = 2,14 \text{ eq H}_3\text{PO}_4$$

- Cálculo de los miliequivalentes

$$\frac{2,14 \text{ eq H}_3\text{PO}_4}{1000} = 2,14 \times 10^{-3} \text{ miliequivalentes}$$

g.- Cálculo de las fracciones molares

- Calcular el número de moles de sto, disolvente y de la solución.

$$n \text{ sto.} = 0,714 n \text{ H}_3\text{PO}_4$$

$$n \text{ ste} = 1167,5 \text{ g H}_2\text{O} / 18 \text{ g/mol} = 64,86 n \text{ ste.}$$

$$X \text{ sto.} = \frac{n \text{ sto.}}{n \text{ sto.} + n \text{ ste.}} = \frac{0,714 n \text{ H}_3\text{PO}_4}{0,714 n \text{ sto.} + 64,86 n \text{ ste.}} = 0,0108 .$$

$$X \text{ ste.} = \frac{n \text{ ste.}}{\Sigma n \text{ de solución}} = \frac{64,86 n \text{ ste.}}{65,57 n \text{ sol.}} = 0,989$$

$$X \text{ sol.} = X \text{ sto} + X \text{ ste} = 1$$

$$X \text{ sol.} = 0,0108 + 0,989 = 1$$

Sumadas las fracciones molares dan un total de 0,999 fm, es decir un valor igual a 1.

Ejercicio 3

Encuentre el volumen de una solución 0,25 M de H_2SO_4 , al reaccionar en su totalidad con 3 g de K_2CO_3 , de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:



Datos:

0,25 M H_2SO_4

3 g K_2CO_3

1 mol $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g}$

1 mol $\text{K}_2\text{CO}_3 = 138 \text{ g}$

Factores de conversion:

$$3\text{g K}_2\text{CO}_3 \times \frac{1\text{n K}_2\text{CO}_3}{138\text{g K}_2\text{CO}_3} \times \frac{1\text{n H}_2\text{SO}_4}{1\text{n K}_2\text{CO}_3} \times \frac{1000\text{ mL H}_2\text{SO}_4}{0,25\text{ n H}_2\text{SO}_4}$$
$$= 86,95\text{ mL H}_2\text{SO}_4$$

Ejercicio 4

¿Qué cantidad de ácido sulfúrico se necesita para preparar 350 mL de solución 0,25 N? ¿Cuánto hay que diluir al ácido sulfúrico para que la solución tenga una concentración 0,102 N?

Datos

1000 cm³ sol.

49,01 g H₂SO₄, 1N

Solución 1:

49,01 g H ₂ SO ₄		1000 mL sol.		1 N
X. g		350 mL sol.		0,25 N =

$$m\text{ sto.} = \frac{49,01\text{g H}_2\text{SO}_4 \times 350\text{ mL sol.} \times 0,25\text{N}}{1000\text{ mL} \times 1\text{N}} = 4,28\text{ g. H}_2\text{SO}_4$$

Solución 2:

Datos:

$$V_1 = x$$

$$C_1 = 0,102\text{ N}$$

$$V_2 = 350\text{ cm}^3$$

$$C_2 = 0,25\text{ N}$$

Fórmula:

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

$$V_1 = \frac{V_2 C_2}{C_1}$$

$$V_1 = \frac{350 \text{ mL} \times 0,25 \text{ N}}{0,102 \text{ N}}$$

$$V_1 = 857,8 \text{ mL}$$

Ejercicio 5

¿Cuántos mili equivalentes de H_2SO_4 hay en 120 mL de solución 0,45N, esta solución significa que 1L de solución hay 0,45 equivalentes; es decir 450 miliequivalentes.

$$120 \text{ mL de sol.} \times \frac{450 \text{ miliequivalentes}}{1000 \text{ mL sol.}} = 54 \text{ miliequivalentes}$$

Ejercicio 6

¿Cuántos miliequivalentes hay en 40 mL sol 0,25 N?

1000 mL sol.

250 miliequivalentes

40 mL sol.

X = 10 miliequivalentes

Ejercicio 7

Determinar la normalidad de una solución de H_3PO_4 , si 30 mL se neutraliza con 50 mL de solución de NaOH de concentración 0,332 N.

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

Datos:

$$V_1 = 30 \text{ mL } \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$N_1 = X?$$

$$V_2 = 50 \text{ mL NaOH}$$

$$N_2 = 0,332 \text{ N}$$

H_3PO_4		NaOH
Ácido		Base
$V_1 \cdot N_1$	=	$V_2 \cdot N_2$
$30 \text{ ml sol.} \times X \text{ N}$	=	$50 \text{ ml sol.} \times 0,332 \text{ N}$
$N_1 = \frac{50 \text{ mL sol.} \times 0,332 \text{ N}}{30 \text{ mL sol.}} = 0,55 \text{ N}$		



CAPÍTULO

5

Estequiometría

En una reacción química ordinaria la masa permanece constante, es decir, la masa consumida de los reactivos es igual a la masa obtenida de los productos.
Antoine-Laurent de Lavoisier

Logros de Aprendizaje

Los alumnos serán capaces de:

- Determinar las condiciones en las que se producen las reacciones químicas y sus relaciones estequiométricas.
- Demostrar matemáticamente las leyes aplicadas a las reacciones químicas y sus posibles desviaciones.
- Valorar la importancia del estudio estequiométrico de las reacciones e interpretar los fenómenos de reactividad que se producen en el medio ambiente.
- Interpretar las relaciones presentes en una reacción química estequiométrica.
- Analizar y utilizar procedimientos matemáticos para resolver problemas estequiométricos.
- Adquirir y desarrollar habilidades intelectuales a través del estudio organizado y sistemático de las reacciones y ecuaciones químicas balanceadas.

Estequiometría de las reacciones

La estequiometría se encarga de los cálculos matemáticos a partir de ecuaciones químicas balanceadas.

Una ecuación química balanceada permite averiguar la cantidad de reaccionantes que se requieren para formar cierta cantidad de productos.

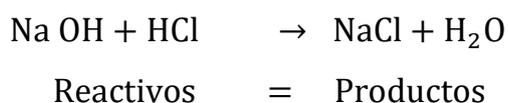
La unidad química es la Mol, esta nos permite relacionar las masas de los reactantes y productos.

La estequiometría estudia las relaciones cuantitativas existentes entre la masa y la Mol de las sustancias que intervienen en una ecuación; nos permite calcular la cantidad en gramos o el número de moles que se requieren en una reacción.

Reacciones químicas

Una reacción química es el proceso por el cual unas sustancias se transforman en otras llamadas productos (Ministerio de Educación, 2013). Se describe mediante una ecuación; en el producto de la reacción se genera un reordenamiento molecular. Por ejemplo: el H₂ y el Br₂ reaccionan para dar un nuevo compuesto, el HBr.

Las sustancias iniciales se llaman Reactivos y los que resultan de su transformación son los Productos.



Clasificación de las reacciones

Las reacciones químicas se clasifican en:

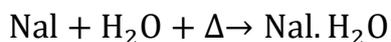
1. Reacciones por acción del calor.
2. Reacciones por combinación.
3. Reacciones por disociación o descomposición.
4. Reacciones por la velocidad con que se realizan.

5. Reacciones por desplazamiento.
6. Reacciones por su limitación.
7. Reacciones de sustitución.
8. Reacciones de óxido - reducción.

1. Reacciones por acción del calor. Podemos clasificar en reacciones endotérmicas y exotérmicas:

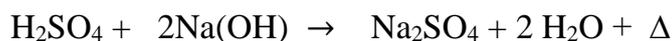
a. Reacciones endotérmicas: se producen con absorción de energía calórica.

Ejemplo:



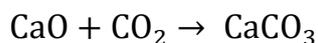
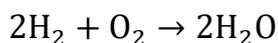
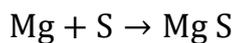
b. Reacciones exotérmicas: son aquellas que desprenden energía calórica.

Ejemplo:



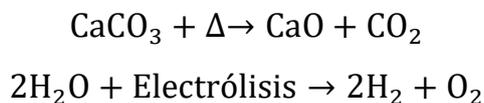
2. Reacciones de Combinación: es la unión de 2 o más sustancias simples o compuestas para formar otra más compleja.

Ejemplo:



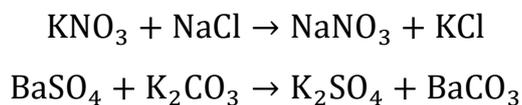
3. Reacción de Descomposición: se da en sustancias compuestas las que se disocian en otras más sencillas.

Ejemplo:



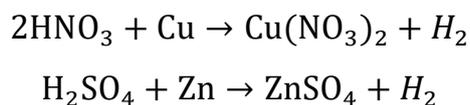
4. Reacciones de doble Descomposición: se da con un intercambio entre los átomos o radicales de los Reactantes.

Ejemplo:



5. Reacciones de Desplazamiento: se realizan con un reemplazo de uno o mas átomos de los Reactantes por otros átomos.

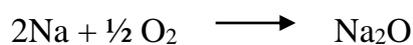
Ejemplo:



6. Reacciones que se dan por la velocidad

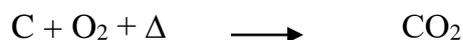
a).- Instantáneas. Este tipo de reacciones se realiza en un corto período de tiempo en (s).

Ejemplo:



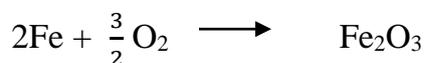
b).- Rápidas.- Este tipo de reacciones ocurre en un tiempo mayor que las instantáneas. (min).

Ejemplo:



c).- Lentas: ante este tipo de reacciones se requiere de un largo período de tiempo para obtener los productos (días),

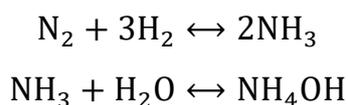
Ejemplo: La oxidación de los metales:



7. Reacciones por su limitación

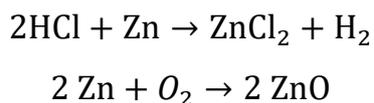
a. Reacciones reversibles: se realizan en un doble sentido es decir que el compuesto formado vuelve a descomponerse o a su vez a su estado original.

Ejemplo:



b. Reacciones irreversibles: se realizan en un solo sentido de la flecha es decir que el compuesto formado no vuelve a su estado original

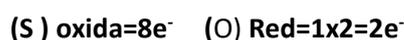
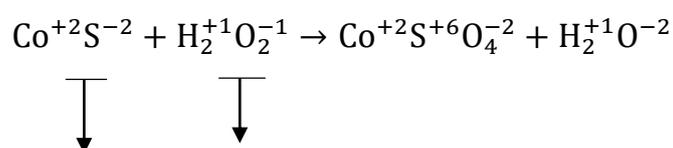
Ejemplo:



8. Reacciones de óxido – reducción

- a. **Reacciones de oxidación:** son reacciones en las cuales uno o más elementos aumentan de estado de oxidación.
- b. **Reacciones de reducción:** son reacciones en la cuales uno o más elementos disminuyen de estado de oxidación. Ejemplo de estos 2 tipos de reacciones.

Ejemplos:



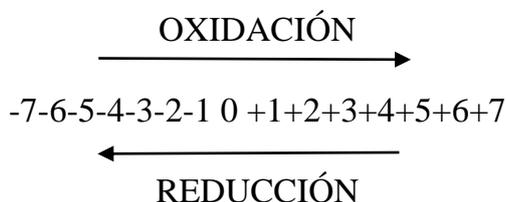
Ecuaciones (Redox)

La oxidación y la reducción son procesos contrarios que simultáneamente se generan en una reacción, esto es, que, si un elemento se oxida, otro tiene que reducirse (Timberlake, 2013). Es el aumento y disminución simultánea de estado de oxidación de uno o más átomos. Redox es la abreviatura de reducción y oxidación.

Las Ecuaciones Redox se caracterizan por lo siguiente:

Oxidación	Reducción
1.- Pérdida de electrones	1.-Ganancia de electrones
2.-Aumento en el número de oxidación +	2.-Disminución del número de oxidación –
3.-Disminución en el estado de oxidación -	3.-Disminución en el estado de oxidación +

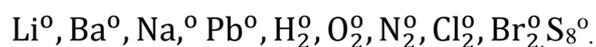
Escala de oxidación y reducción: es una representación ordenada de los números de oxidación o estados de oxidación de las sustancias que participan en la reacción, en orden ascendente y descendente, se utiliza la siguiente escala:



De acuerdo con la escala, todo cambio del estado de oxidación que va de izquierda a derecha se llama oxidación y en sentido contrario, de derecha a izquierda, se llama Reducción.

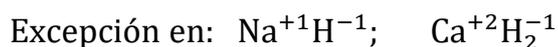
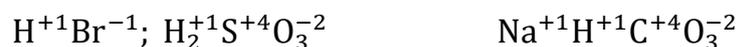
Determinación del número de oxidación en una Ecuación Redox: Se deben considerar las siguientes reglas:

1. Los elementos químicos en estado atómico o molecular, funcionan con número de oxidación cero, sean estos metales o no metales.



2. El hidrógeno tiene el número de oxidación de +1 en todos los compuestos; excepto en los hidruros metálicos, en los cuales tiene -1.

Ejemplo:



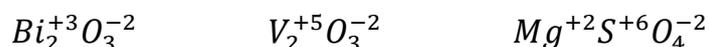
3. El oxígeno tiene estado de oxidación de -2, excepto en los peróxidos, en los que tiene estado de oxidación de -1.

Ejemplo:



4. Los metales siempre funcionan con valencia o número de oxidación +.

Ejemplo:



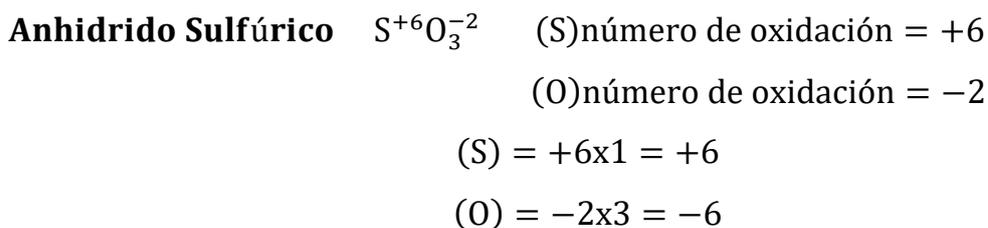
5. Los metales y no metales cuando forman compuestos tienen sus propios números de oxidación: + o -.

Ejemplo:



6. Todo compuesto químico sumado algebraicamente sus números de oxidación es eléctricamente neutro o igual a cero; es decir que posee igual número de cargas tanto positivas como negativas.

Ejemplo:



Métodos de igualación o balanceo de ecuaciones

1. Por simple inspección o tanteo.
2. Por la variación del número de oxidación.
3. Por el método algebraico.
4. Por el método del Ion electrón.

Igualación de las ecuaciones elementales por el método de simple inspección

Ejemplo:

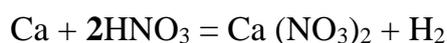
Igualé la siguiente ecuación por el método de simple inspección:



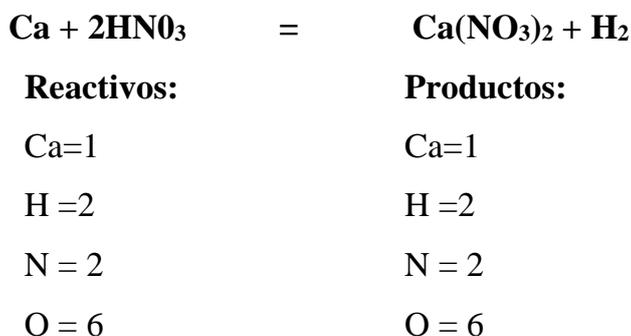
La igualación de estas ecuaciones se realiza siguiendo el siguiente orden:

Se iguala la ecuación tomando en cuenta el siguiente orden.

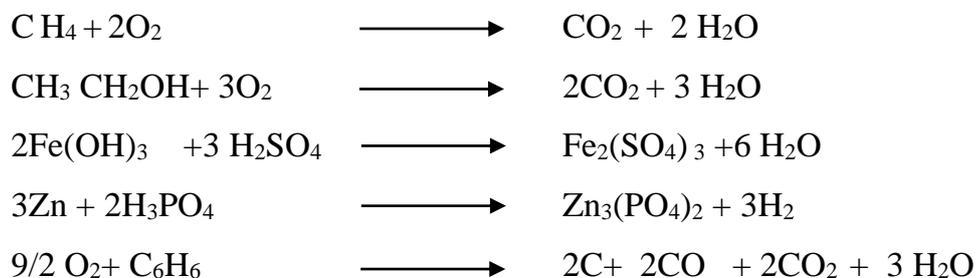
- a. Se procede a igualar desde la fórmula que tenga mayor número de elementos.
- b. En el siguiente orden: Los metales, luego los no metales, el hidrógeno y por último el oxígeno.



- c. Contabilizamos tanto en reactivos como en productos la igualdad en cada miembro de la ecuación.



EJERCICIOS RESUELTOS

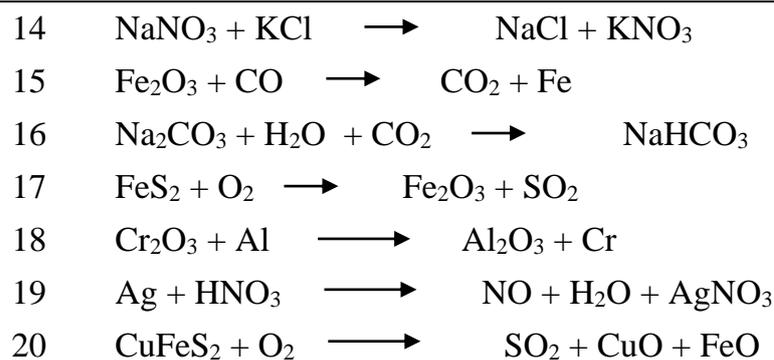


EJERCICIOS PARA RESOLVER

Ejercicios

Ajuste las siguientes ecuaciones elementales por el método de simple inspección:

-
- 1 $\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$
 - 2 $\text{N}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{NH}_3$
 - 3 $\text{H}_2\text{O} + \text{Na} \longrightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
 - 4 $\text{KClO}_3 \longrightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
 - 5 $\text{BaO}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$
 - 6 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
 - 7 $\text{FeS}_2 \longrightarrow \text{Fe}_3\text{S}_4 + \text{S}_2$
 - 8 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{CO}_2$
 - 9 $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_3$
 - 10 $\text{NaCl} \longrightarrow \text{Na} + \text{Cl}_2$
 - 11 $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 - 12 $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C} \longrightarrow \text{CO} + \text{K}$
 - 13 $\text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{NaCl} \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{AgCl}$
-



Método de variación del número de oxidación (Redox)

Aunque existen varios métodos para equilibrar ecuaciones Redox, vamos a utilizar el método del cálculo de variación del número de oxidación.

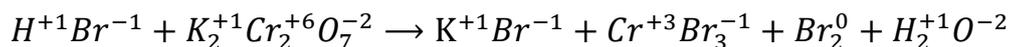
Se siguen los siguientes pasos:

- 1.- Se escribe la ecuación, tanto los reactivos como los productos, teniéndose seguridad en no equivocarse en las fórmulas.

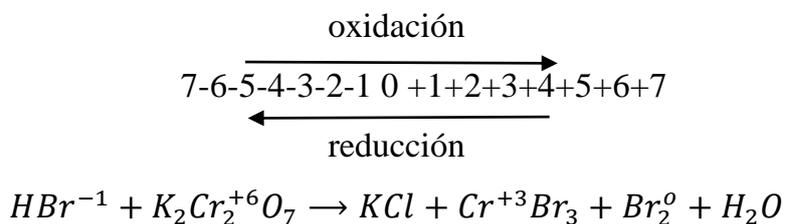
Ejemplo. Ácido Bromhídrico + Dicromato de potasio = bromuro de Potasio+ bromuro Crómico + Gas bromo+Agua.



- 2.- Se aplican las reglas de los números de oxidación en la parte superior de cada uno de los átomos



- 3.- Aplicando la escala de oxidación se procede a señalar los átomos que han cambiado su número de oxidación al pasar 1° al 2° miembro de la ecuación.



- 4.- Se indica la oxidación y reducción de dichos átomos, los números de oxidación de los elementos afectados se multiplican por el subíndice de dicho elemento.



Br = de -1 a 0 = pierde $1 e^- \times 2$ átomos de Br = $- 2e^-$ (especie oxidada)

Cr = de +6 a +3 = gana $3e^- \times 2 = 6e^-$ (especie reducida).

- 5.- Los coeficientes que resultan si son simplificables se lo hace luego de intercambiar dichos coeficientes, es decir que el coeficiente de oxidación se antepone a la fórmula reducida y el coeficiente de reducción se antepone a la fórmula oxidada.

$$Br = 2 \quad 1 \text{ Ox.}$$

$$Cr = 6 \quad 3 \text{ Red.}$$



6.- Se procede a igualar la ecuación teniéndose en cuenta que los coeficientes que resultaron sirven de base para comenzar la igualación, los mismos que en caso que no estén en cantidades iguales en ambas partes de la ecuación pueden ser reemplazados por otro.

Se igualan todos los átomos; tomando en cuenta el siguiente orden:

1.- Primero los metales, segundo los no metales, tercero el hidrógeno, y por último el oxígeno, a falta de oxígeno e hidrógeno el coeficiente ira en el H_2O con el fin de que equilibre la ecuación.



De esta forma la ecuación queda igualada con el mismo número de átomos tanto en el 1° como en el 2° miembro de la ecuación.

Respuesta	
1° Reactivos	2° Productos
H = 14	H = 14
Cl = 14	Cl = 14
Na = 2	Na = 2
Cr = 2	Cr = 2
O = 7	O = 7

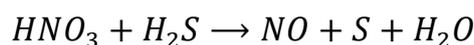
EJERCICIOS RESUELTOS SOBRE VARIACIÓN DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN (REDOX)

Ejercicio 1

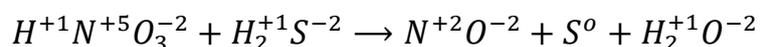
Ajustar las siguientes ecuaciones por el método Redox:

Ácido Nítrico + Ácido Sulphídrico = Óxido Nítrico + Azufre + Agua.

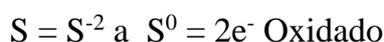
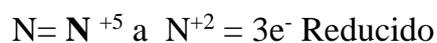
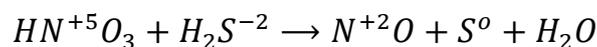
1.- Escribir la Ecuación



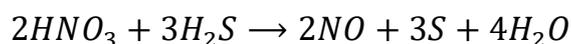
2.- Asignamos los números de oxidación aplicando las reglas de los números de oxidación:



3.- Determinar los elementos oxidados y reducidos



4.- Si no son simplificables se intercambian los coeficientes

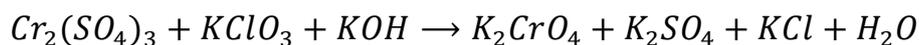


Respuesta		
1° Reactivos		2° Productos
H = 8		H = 8
N = 2		N = 2
O = 6		O = 6
S = 3		S = 3

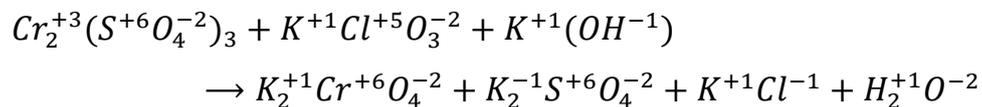
Ejercicio 2

Sulfato Crómico + Clorato de Potasio + Hidróxido de Potasio = Cromato de Potasio + Sulfato de Potasio + Cloruro de potasio + Agua (medio Alcalino).

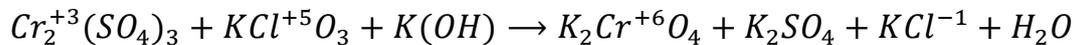
1.- Escribir la Ecuación



2.- Escribir la Ecuación aplicando las reglas de los números de oxidación



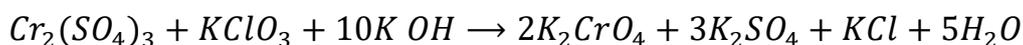
3.- Determinar los elementos oxidados y reducidos



$$Cr = +3 \text{ a } +6 = 3 \times 2 = 6 / 1 \text{ oxidado}$$

$$Cl = +5 \text{ a } -1 = 6 / 1 \text{ reducido}$$

4.- Como los coeficientes en este caso es igual a 1 se procede a equilibrar la ecuación.



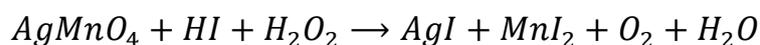
Comprobamos la respuesta:	
1° Reactivos	2° Productos
Cr = 2	Cr = 2
S = 3	S = 3
K = 11	K = 11
Cl = 1	Cl = 1
O = 25	O = 25

Ejercicio 3

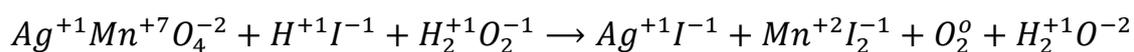
Permanganato de Plata + Ácido Iodhídrico + Peróxido de Hidrógeno → Ioduro de Plata + Ioduro Manganoso + Oxígeno Molecular + Agua (M.A.)

En los Peróxidos como el Agua oxigenada, el Oxígeno tiene estado de oxidación de -1

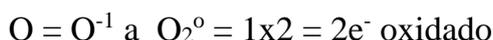
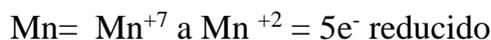
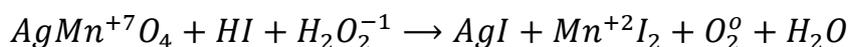
1.- Escribir la Ecuación



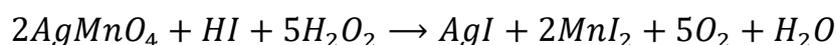
2.- Asignamos los números de oxidación



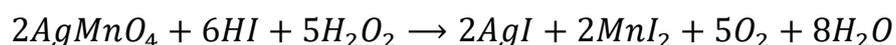
3.- Determinar los elementos oxidados y reducidos, teniéndose en cuenta que el Oxígeno ha variado su estado de oxidación de -1 a 0 por lo tanto se ha oxidado.



4.- Intercambiar los coeficientes



5.-Balancear por tanteo



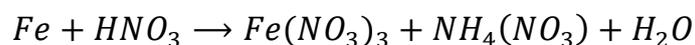
Comprobamos la respuesta:	
1° Reactivos	2° Productos
Ag = 2	Ag = 2
Mn = 2	Mn = 2
O = 18	O = 18
H = 16	H = 16
I = 6	I = 6

Ejercicio 4

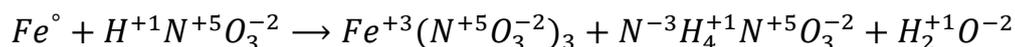
Hierro + Ácido Nítrico \rightarrow Nitrato Férrico + Nitrato de Amonio + Agua (M.A.)

Nota: En el Nitrato de Amonio se le asigna el estado de oxidación de +5 en el Nitrógeno del Nitrato, ya que el Nitrógeno del Radical Amonio tiene estado de oxidación negativa de -3.

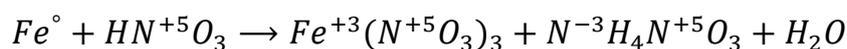
1.- Escribir la Ecuación



2.-Cálculo de los estados de oxidación



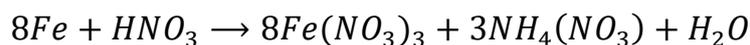
3.- Determinar los elementos oxidados y reducidos, para lo cual en la igualación el Nitrógeno varía en su estado de oxidación de +5 a -3, sufriendo una reducción.



Fe = 0 a +3 = 3 oxidado

N = +5 a -3 = 8 reducido

4.- Intercambiar los coeficientes



5. Ajustar por tanteo o simple inspección



Respuesta		
1° Reactivos		2° Productos
Fe = 8		Fe = 8
H = 30		H = 30
N = 30		N = 30
O = 90		O = 90

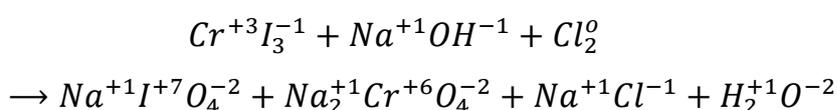
Ejercicio 5

Ioduro Crómico + Hidróxido de Sodio + Cloro Molecular \rightarrow Per Iodato de Sodio + Cromato de Sodio + Cloruro de Sodio + H_2O

1.- Escribir la Ecuación

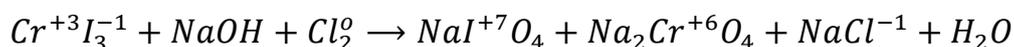


2.- Cálculo del número de Oxidación



Nota: Cuando en la misma molécula se oxidan 2 átomos, se debe tener en cuenta que para obtener el coeficiente total de oxidación se multiplican las oxidaciones por los subíndices de los átomos y luego se los suma.

3.- Determinar los elementos oxidados y reducidos



$$Cr = +3 \text{ a } +6 = 3 \times 1 = 3$$

$$I = -1 \text{ a } +7 = 8 \times 3 = 24$$

Total 27 oxidado

$$Cl = 0 \text{ a } -1 = 1 \times 2 = 2 \text{ reducido}$$

4.- Intercambiar los coeficientes



5.- Terminamos de balancear por tanteo, teniendo en cuenta que los coeficientes que resultaran, sino equilibran pueden ser reemplazados por otros.



Respuesta		
1° Reactivos		2° Productos
Cr = 2		Cr = 2
I = 6		I = 6
Na = 64		Na = 64
O = 64		O = 64
H = 64		H = 64
Cl = 54		Cl = 54

EJERCICIOS PARA RESOLVER

Ajuste las siguientes ecuaciones por el método de variación del número de oxidación (Redox)

1. Azufre + hidróxido de sodio = sulfuro de sodio + tiosulfato de sodio + agua, **R:** 4, 6, 2, 1, 3.
2. Ácido brómico + ácido bromhídrico = bromo molecular + agua, **R:** 1, 5, 3, 3.
3. Plata + ácido nítrico = nitrato de plata = óxido nítrico + agua. **R:** 3, 4, 3, 1, 2.
4. Sulfuro plumboso + ácido nítrico = sulfato plumboso + dióxido de nitrógeno + óxido nítrico + agua. **R:** 1, 4, 1, 2, 2, 2.
5. Sulfuro plumboso + ácido nítrico = nitrato plumboso + óxido nítrico + azufre + agua. **R:** 3, 8, 3, 2, 3, 4
6. Yodo molecular + agua + cloro molecular = ácido clorhídrico + ácido yódico. **R:** 1, 6, 5, 10, 2.
7. Hidróxido de sodio + yodo molecular = yoduro de sodio + yodato de sodio + agua. **R:** 6, 3, 5, 1, 3,
8. Sulfuro de cadmio + ácido nítrico = nitrato de cadmio + óxido nítrico + azufre + agua. **R:** 3, 8, 3, 2, 3, 4.

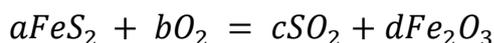
9. Cloruro áurico + ácido oxálico = ácido clorhídrico + gas carbónico + oro.
R: 2,3,6,6,2.
10. Ácido yódico + ácido sulfhídrico = yodo molecular + azufre + agua,
R: 2, 6, 1, 5, 6
11. Ácido yódico + ácido sulfuroso = ácido sulfúrico + yodo molecular + agua.
R: 2,5,5,1,1.
12. Ácido clórico + bromo molecular + agua = ácido brómico + ácido clorhídrico.
R: 3, 3, 3, 6, 5.
13. Sulfuro de sodio + plata + agua + oxígeno molecular = hidróxido de sodio + sulfuro de plata. **R:** 2, 4,2, 1,4, 2,
14. Sulfuro antimónico + ácido clorhídrico = ácido sulfhídrico + azufre + cloruro antimonioso. **R:** 1, 6, 3, 2, 2,
15. Sulfuro cobaltoso + ácido nítrico = nitrato cobaltoso + óxido nítrico + azufre + agua. **R:** 3,8, 3,2, 3, 4.
16. Sulfuro arsenioso + Ácido meta fosfórico + Agua → Ácido orto arsénico + Ácido sulfúrico + Monóxido de fósforo **R:** 3, 28, 4, 6, 9, 28
17. Óxido manganeso-mangánico + ácido clorhídrico = cloruro manganeso + cloro molecular + agua. **R:** 2,6,6,6,1.
18. Óxido manganeso-mangánico + ácido sulfúrico = sulfato manganeso + agua + oxígeno molecular. **R:** 2,6,6,6,1.
19. Óxido mangánico + ácido sulfúrico = sulfato manganeso + agua + oxígeno molecular. **R:** 2,4,4,4,1.
20. Ácido nítrico + estaño = óxido estánnico + óxido nítrico + agua. **R:** 4,3,3,4,2.
21. Ácido nítrico + estaño = óxido estánnico + dióxido de nitrógeno + agua. **R:** 4,1,1,4,2.
22. Sulfuro de bismuto + ácido nítrico = nitrato de bismuto + óxido nítrico + azufre + agua. **R:** 1,8,2,2,3,4.
23. Bismuto + ácido sulfúrico = sulfato de bismuto + agua + gas sulfuroso. **R:** 2, 6, 1, 6, 3.

24. Bismuto + ácido nítrico = nitrato de bismuto + óxido nítrico + agua. **R:**1, 4, 1, 1, 2.
25. Bromato de potasio + ácido sulfhídrico = bromuro de potasio + agua + azufre. **R:** 1,3,1,3,3.

Método Algebraico

Los pasos para igualar estas ecuaciones son las siguientes:

1. Se escribe la ecuación Redox a igualarse y luego se anteponen letras a cada una de las fórmulas de la ecuación. Por ejemplo: polisulfuro de hierro + oxígeno molecular = anhídrido sulfúrico + óxido férrico.



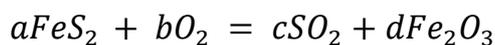
2. Se ubican uno bajo otro todos los átomos de la ecuación redox:

Fe:

S:

O:

3. Se representa la ecuación algebraica que corresponde a cada átomo, y luego en sentido ordenado se ubican al lado derecho todas las letras que se habían antepuesto.



Ecuación uno. Fe: $a = 2d$ a=

Ecuación dos. S: $2a = c$ b=

Ecuación tres. O: $2b = 2c + 3d$ c=

d=

4. Una vez que se conoce la ecuación algebraica que corresponde a cada átomo, se del valor de la unidad de una de las letras, siempre y cuando se pueda sacar el valor de otra.

Ecuación uno.	Fe:	$a = 2d$	$a=1$
Ecuación dos.	S:	$2a = c$	$b=$
Ecuación tres.	O:	$2b = 2c + 3d$	$c=$
			$d=$

con el valor asignado a la letra a , se determina el valor de d en la ecuación uno, y así sucesivamente.

Ecuación uno. Fe: $a = 2d$
 $2d = a$
 $2d = 1$
 $d = 1/2$

Ecuación dos. S: $2a = c$
 $c = 2a$
 $c = 2 \times 1$
 $c = 2$

Ecuación tres. O: $2b = 2c + 3d$
 $2b = 2 \times 2 + 3 \times 1/2$
 $2b = 4 + 3/2$
 $2b = 11/2$
 $b = 11/4$

5. Una vez conocidos los valores que corresponden a cada letra, para llegar a los resultados definitivos en números enteros se multiplica cada respuesta por el mayor denominador de los resultados:

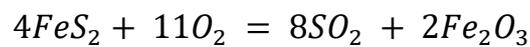
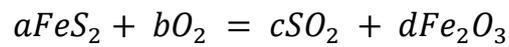
$$a = 1 \times 4 = 4$$

$$b = 11/4 \times 4 = 11 \quad 4 = \text{corresponde al mayor denominador}$$

$$c = 2 \times 4 = 8$$

$$d = 1/2 \times 4 = 2$$

6. Con los resultados definitivos se proceden a igualar la ecuación molecular del disulfuro de hierro: $a = 4$ $b = 11$ $c = 8$ $d = 2$



Respuesta		
1° Reactivos		2° Productos
Fe = 4		Fe = 4
S = 8		S = 8
O = 22		O = 22

EJERCICIOS RESUELTOS MÉTODO ALGEBRAICO

Ejercicio 1

Permanganato de potasio + ácido clorhídrico = cloruro manganeso + cloruro de potasio + cloro molecular + agua



Ecuación uno.	K: $a = f$	$a =$	$f =$
Ecuación dos.	Mn: $a = d$	$b =$	$g =$
Ecuación tres.	O: $4a = h$	$d =$	$h =$
Ecuación cuatro.	H: $b = 2h$		
Ecuación cinco.	Cl: $b = 2d + f + 2g$		

Ecuación uno.	K: $a = f$	Ecuación dos	Mn: $a = d$
	$f = a$		$d = a$
	$f = 1$		$d = 1$

Ecuación tres.	O: $4a = h$	Ecuación cuatro.	H: $b = 2h$
	$h = 4a$		$b = 2 \times 4$
	$h = 4 \times 1$		$b = 8$
	$h = 4$		

Ecuación cinco.	Cl: $b = 2d + f + 2g$	RESULTADOS:
	$8 = 2 \times 1 + 1 + 2g$	$a = 1 \times 2 = 2$
	$8 = 3 + 2g$	$b = 8 \times 2 = 16$
	$5 = 2g$	$d = 1 \times 2 = 2$
	$2g = 5$	$f = 1 \times 2 = 2$
	$g = 5/2$	$g = 5/2 \times 2 = 5$
		$h = 4 \times 2 = 8$

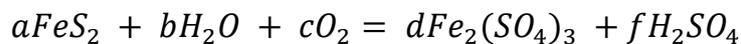
Ecuación Ajustada:



Respuesta		
1° Reactivos		2° Productos
K = 2		K = 2
Mn = 2		Mn = 2
H = 16		H = 16
Cl = 16		Cl = 16
O = 8		O = 8

Ejercicio 2

Disulfuro de hierro + agua + oxígeno molecular = sulfato férrico + ácido sulfúrico.



Ecuación uno.	Fe: $a = 2d$	$a = 1$
Ecuación dos.	S: $2a = 3d + f$	$b =$
Ecuación tres.	H: $2b = 2f$	$c =$
Ecuación cuatro:	O: $b + 2c = 12d + 4f$	$d =$
		$f =$

Ecuación uno.	Fe: $a = 2d$	Ecuación dos. S: $2a = 3d + f$
	$2d = a$	$3d + f = 2a$
	$2d = 1$	$3 \times \frac{1}{2} + f = 2 \times 1$
	$d = \frac{1}{2}$	$f = \frac{1}{2}$

Ecuación tres.	H: $2b = 2f$	Ecuación cuatro. O:
	$2b = 2 \times \frac{1}{2}$	$b + 2c = 12d + 4f$
	$2b = 1$	$\frac{1}{2} + 2c = 12 \times \frac{1}{2} + 4 \times \frac{1}{2}$
	$b = \frac{1}{2}$	$2b = 11/2 + 2c = 6 + 2$
		$2c = 8 - 1/2$
		$c = 15/4$

Una vez conocidos los valores que corresponden a cada letra, para llegar a los resultados definitivos en números enteros se multiplica cada respuesta por el mayor denominador de los resultados:

Resultado:

$$a = 1 \times 4 = 4$$

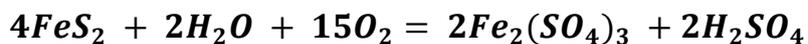
$$b = \frac{1}{2} \times 4 = 2$$

$$c = \frac{15}{4} \times 4 = 15$$

$$d = \frac{1}{2} \times 4 = 2$$

$$f = \frac{1}{2} \times 4 = 2$$

Ecuación Igualada



1° Reactivos		Respuesta	2° Productos	
Fe = 4			Fe = 4	
S = 8			S = 8	
H = 4			H = 16	
O = 32			O = 32	

Ejercicio 3

Cobre + ácido sulfúrico = sulfuro cuproso + sulfato cúprico + agua.



Ecuación uno. Cu: $a = 2d + f$ $a =$

Ecuación dos. H: $2b = 2g$ $b = 1$

Ecuación tres. S: $b = d + f$ $d =$

Ecuación cuatro: O: $4b = 4f + g$ $f =$

$g =$

Ecuación dos. H: $2b = 2g$

$$2g = 2b$$

$$2g = 2 \times 1$$

$$g = 1$$

Ecuación cuatro O: $4b = 4f + g$

$$4f + g = 4b$$

$$4f + 1 = 4 \times 1$$

$$4f = 3$$

$$f = 3/4$$

Ecuación tres. S: $b = d + f$

$$d + f = b$$

$$d = b - f$$

$$d = 1 - 3/4$$

$$d = 1/4$$

Ecuación uno. Cu: $a = 2d + f$

$$a = 2 \times 1/4 + 3/4$$

$$a = 1/2 + 3/4$$

$$a = 5/4$$

Resultado:

$$a = 5/4 \times 4 = 5$$

$$b = 1 \times 4 = 4$$

$$d = 1/4 \times 4 = 1$$

$$f = 3/4 \times 4 = 3$$

$$g = 1 \times 4 = 4$$

Ecuación Ajustada



Respuesta		
1° Reactivos		2° Productos
Cu = 5		Cu = 5
S = 4		S = 4
H = 8		H = 8
O = 16		O = 16

Ejercicio 4

Ácido sulfúrico + ácido yodhídrico = ácido sulfhídrico + agua + yodo molecular.



Ecuación uno. H: $2a + b = 2c + 2d$ $a = 1$

Ecuación dos. S: $a = c$ $b =$

Ecuación tres. O: $4a = d$ $c =$

Ecuación cuatro. I: $b = 2f$ $d =$

$f =$

Ecuación dos. S: $a = c$ Ecuación tres O: $4a = d$

$c = a$ $d = 4a$

$c = 1$ $d = 4 \times 1 = 4$

Ecuación uno. H: $2a + b = 2c + 2d$ Ecuación uno. I: $b = 2f$

$2 \times 1 + b = 2 \times 1 + 2 \times 4$ $2f = b$

$2 + b = 2 + 8$ $2f = 8$

$b = 8$ $f = 4$

Resultado:

$a = 1$

$b = 8$

$c = 1$

$d = 4$

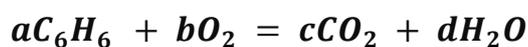
$f = 4$



Respuesta	
1° Reactivos	2° Productos
I = 8	I = 8
S = 1	S = 1
H = 8	H = 8
O = 4	O = 4

Ejercicio 5

Benceno + oxígeno molecular = anhídrido carbónico + agua.



Ecuación uno. C: $6a = c$ $a = 1$

Ecuación dos. H: $6a = 2d$ $b =$

Ecuación tres. O: $2b = 2c + d$ $c =$

$d =$

Ecuación uno. C: $6a = c$ (ordenado) Ecuación dos H: $6a = 2d$

$c = 6a$ $2d = 6a$

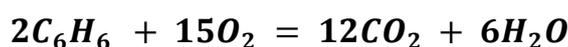
$c = 6 \times 1$ $2d = 6 \times 1$

$c = 6$ $d = 3$

Ecuación tres. O: $2b = 2c + d$
 $2b = 2 \times 6 + 3$
 $2b = 15$
 $b = 15/2$

Resultados:
 $a = 1 \times 2 = 2$
 $b = 15/2 \times 2 = 15$
 $c = 6 \times 2 = 12$
 $d = 3 \times 2 = 6$

Ecuación Ajustada:



Respuesta	
1° Reactivos	2° Productos
C = 6	C = 6
H = 12	H = 12
O = 30	O = 30

Observación 1: El sistema de ecuaciones algebraicas se utiliza cuando no es posible encontrar directamente los resultados de una o más letras. Es decir, restar una o más de ecuaciones semejantes, ya sea multiplicando las previamente por 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8..., según el caso que se presente. Ejemplo:

Ejercicio 6

Sulfuro plumboso + ácido nítrico = nitrato plumboso + óxido nítrico + azufre + agua.



Ecuación uno. Pb: $a = d$ $a = 1$

Ecuación dos. S: $a = g$ $b =$

Ecuación tres. H: $b = 2x$ $d =$

Ecuación cuatro: N: $b = 2d + f$ $f =$

Ecuación cinco. O: $3b = 6d + f + x$ $g =$

Ecuación uno.	Pb:	$a = d$	Ecuación dos.	S:	$a = g$
		$d = a$			$g = a$
		$d = 1$			$g = 1$

Sistema de ecuaciones:

Ecuación cinco. O: $3b = 6d + f + x$

Ecuación cuatro. N: $b = 2d + f$

$$2b = 4d + x \text{ (se duplica)}$$

$$2(2b = 4d + x)$$

$$4b = 8d = 2x \text{ (se le resta la ecuación del H)}$$

Ecuación tres H: $b = 2x$

$$3b = 8d$$

$$3b = 8 \times 1$$

$$= 8/3$$

Ecuación tres H: $b = 2x$ (ordenado)

$$2x = b$$

$$2x = 8/3$$

$$x = 4/3$$

Ecuación cuatro N: $b = 2d + f$

$$2d + f = b$$

$$2 \times 1 + f = 8/3$$

$$f = 8/3 - 2$$

$$f = 2/3$$

Resultado:

$$a = 1 \times 3 = 3$$

$$b = 8/3 \times 3 = 8$$

$$d = 1 \times 3 = 3$$

$$f = 2/3 \times 3 = 2$$

$$g = 2 \times 3 = 3$$

$$x = 4/3 \times 3 = 4$$

Ecuación Ajustada



Respuesta		
1° Reactivos		2° Productos
Pb = 3		Pb = 3
S = 3		S = 3
N = 8		N = 8
O = 24		O = 24

EJERCICIOS PARA RESOLVER

Ajuste las siguientes Ecuaciones por el método algebraico:

1. Dicromato de potasio + Ácido sulfúrico + Agua oxigenada → Sulfato crómico + Sulfato de potasio + Agua + Oxígeno molecular. **R:** 1, 4, 3, 1, 1, 7, 3.
2. Óxido salino de plomo + Permanganato de potasio + Ácido clorhídrico → Cloruro plúmbico + Cloruro manganoso + Cloruro de potasio + agua **R:** 5, 4, 72, 15, 4, 4, 36.
3. Cianuro de potasio + Permanganato de potasio + Ácido clorhídrico → Cloruro de potasio + Cloruro manganoso + Anhídrido carbónico + Oxido nítrico + agua. **R:** 5, 7, 26, 12, 7, 5, 5, 13.
4. Permanganato de potasio + Ácido sulfúrico + Agua oxigenada → Sulfato manganoso + Sulfato de potasio + agua + oxígeno molecular. **R:** 2, 3, 5, 2, 1, 8, 5.
5. Dicromato de potasio + Ácido sulfúrico + Agua oxigenada → Sulfato crómico + Sulfato de potasio + agua + oxígeno molecular. **R:** 1, 4, 3, 1, 1, 7, 3.

6. Óxido salino de plomo + Permanganato de potasio + Ácido clorhídrico → Cloruro plúmbico + Cloruro manganoso + Cloruro de potasio + agua R: 5, 4, 72, 15, 4, 4, 36.
7. Permanganato de potasio + Ácido clorhídrico + Acetileno → Cloruro de potasio + Cloruro manganoso + Anhídrido carbónico + agua. R: 2, 6, 1, 2, 2, 2, 4.
8. Dicromato de potasio + Ácido clorhídrico + Oxalato de potasio → Cloruro de potasio + Cloruro crómico + Anhídrido carbónico + agua. R: 1, 14, 3. 8, 2, 6, 7.
9. Permanganato de potasio + Acetileno → Dióxido de manganeso + Oxido de potasio + Ácido oxálico. R: 8, 3, 8, 4, 3.
10. Hexasulfuro de hierro + Oxígeno molecular + agua → Oxido férrico + Ácido sulfúrico. R: 4, 39, 24,2,24.

Método de Igualación del Ión Electrón

Las ecuaciones que se estudian ocurren en disolución acuosa y en ellas el agua puede aparecer como simple disolvente o como una de las sustancias reaccionantes y productos.

Cuando la ecuación ocurre en medio ácido, el agua puede formar parte de reaccionantes o de los productos iones - hidrógenos que proviene del agua.

En las reacciones químicas se conserva la masa y la carga, por eso debe existir igualdad en el número de átomos en los dos miembros de una ecuación.

Se utilizan dos procedimientos ligeramente diferentes para balancear ecuaciones por el método del ion-electrón. Uno se utiliza para reacciones que se realizan en solución ácida, y el otro, para reacciones que ocurren en solución alcalina. Daremos ejemplos de ambos procedimientos.

Como en el proceso de redox constituye una unidad el número de electrones ganados tiene que ser igual al número de electrones perdidos.

Ión electrón en medio ácido

En este método de ion electrón en el medio ácido se debe seguir varios pasos para poder igualar una ecuación paso a paso:

1.- Planteamos la ecuación en estado molecular con sus respectivas estado de oxidación:

Ejemplo: ajuste la siguiente ecuación en medio ácido.

Ejercicio 1

1. Cloro molecular + Ácido nítrico \longrightarrow Ácido clórico + Dióxido de nitrógeno + Agua

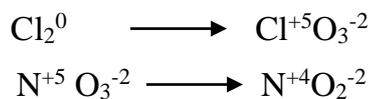


2.- Posteriormente, descomponemos en iones tanto reactivos como productos. Aplicamos la siguiente regla: Solo se disocian iones provenientes de: Ácidos, Bases, Sales y óxidos de metales Alcalinos y Alcalinos Térreos; el agua no se considera disociada.

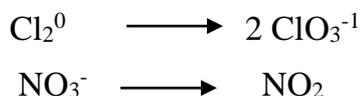
3.- Determinación del número de oxidación de cada uno de los elementos de la reacción.



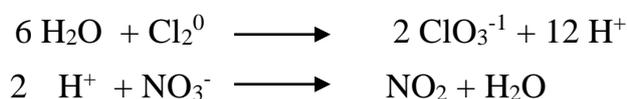
4.- Agrupamos las especies que varían su número de oxidación



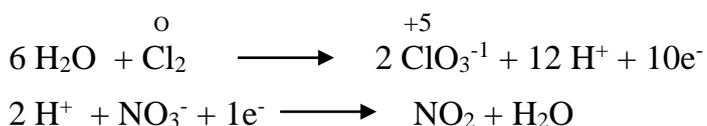
5.- Se ajustan cada semiecuación por separado colocando los coeficientes necesarios para igualar el número de átomos en cada miembro de las semiecuaciones con excepto de hidrógenos y oxígenos.



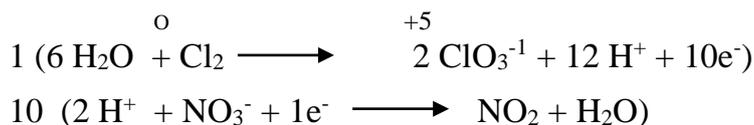
6.-En el miembro donde haya deficiencia de oxígeno se adiciona la misma cantidad necesaria para igualar con el número de moléculas de agua. En el miembro donde haya deficiencia de hidrógeno se añade el número necesario de átomos de hidrógeno.



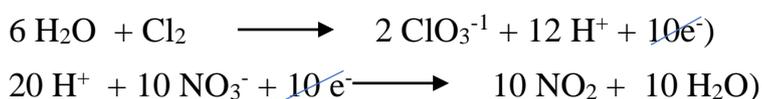
7.-Incluya los electrones de la variación de oxidación y de reducción.



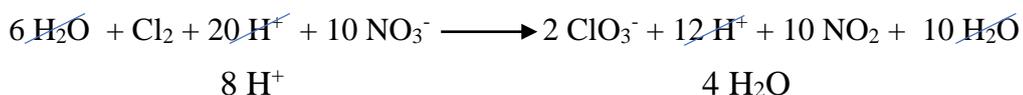
8.- Intercambiamos los coeficientes correspondientes de oxidación y reducción



9.- Se anulan los electrones de oxidación y reducción



10.- Transformamos en una sola ecuación y eliminamos el exceso de agua o de iones Hidrógeno que esté repetido en ambas partes de la ecuación.



11.- Escribimos la Ecuación:



12.- Interpretamos que para transformar los 2 ClO₃⁻ en HClO₃ necesitamos 2 H⁺ en el primer miembro, pues hay 0 hidrógenos. Para transformar 10 NO₃⁻ en HNO₃ necesitamos 2H⁺ en el primer miembro, por lo tanto sumamos 2 H⁺, pues solo hay 8H⁺, por lo tanto sumamos 2H⁺ a ambos miembros y la ecuación iónica queda ajustada.



13.-Finalmente se ajusta la ecuación



Ecuación Ajustada:



Respuesta	
1° Reactivos	2° Productos
Cl = 2	Cl = 2
H = 10	H = 10
N = 10	N = 10
O = 30	O = 30

Ión Electrón en Medio Básico

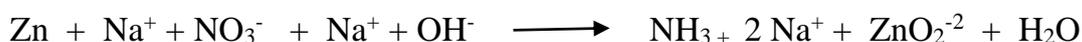
Ejercicio 1

1.- Planteamos la ecuación, ajustar la siguiente ecuación por el método del ion Electrón en medio básico:

Zinc metálico + Nitrato de sodio + Hidróxido de Sodio Amoniaco + Zincato de Sodio + H₂O



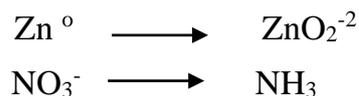
2.- Descomponemos en iones



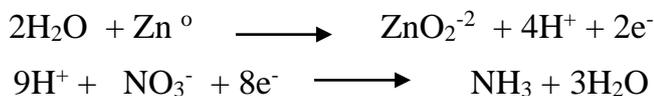
3.- Determinación del número de oxidación de cada uno de los elementos de la reacción



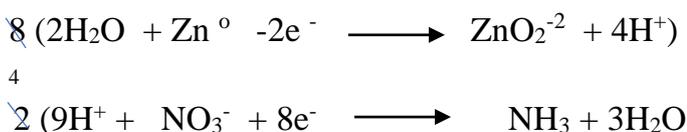
4.- Agrupamos las especies que varían su número de oxidación



5.- Ajustamos con H₂O e iones de H

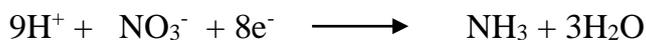
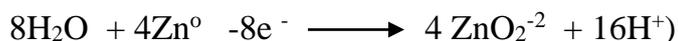


6.- Se intercambian los coeficientes (electrones) y se simplifican si son pares.



1

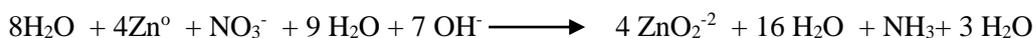
7.-Se anulan los electrones



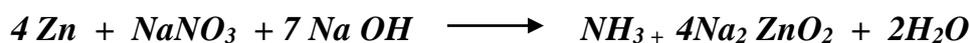
8.-Transformamos en una sola Ecuación



9.- Se debe tener en cuenta lo siguiente: En el primer miembro de la ecuación faltan grupos OH^- y en el segundo sobran H^+ en H_2O sumamos a ambos miembros 16 (OH^-) ya que la reacción tiene lugar en medio alcalino puesto que está presente el NaOH .



Ecuación ajustada:



Respuesta	
1° Reactivos	2° Productos
Zn = 4	Zn = 4
Na = 8	Na = 8
N = 1	N = 10
H = 7	H = 7
O = 10	O = 10

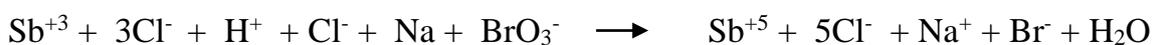
Ejemplos de Igualación Ión Electrón en Medio Ácido

Ejercicio 1

Cloruro Antimonioso + Ácido clorhídrico + Bromato de Sodio → Cloruro Antimónico + Bromuro de Sodio + Agua



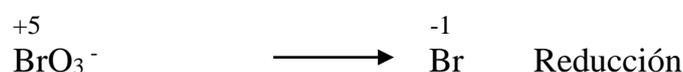
2.- Descomponemos en iones



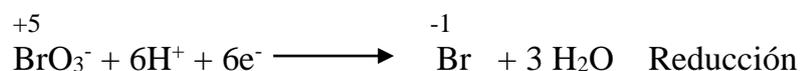
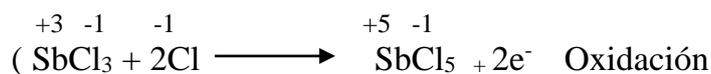
3.- Determinación del número de oxidación de cada uno de los elementos de la reacción



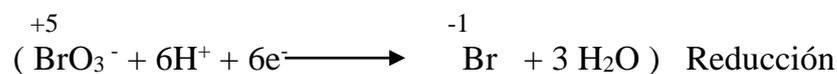
4.- Agrupamos las especies que varían su número de oxidación



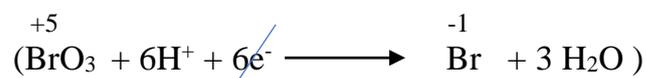
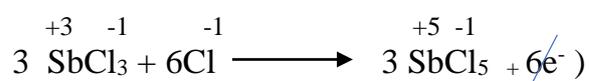
5.- Ajustamos con H₂O e iones de H, incluimos los electrones de oxidación y reducción



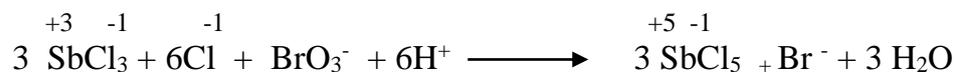
6.- Intercambio de coeficientes para eliminar electrones



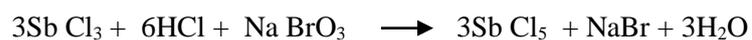
7.- Eliminar electrones



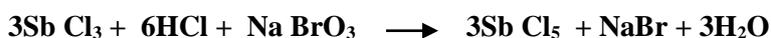
8.- Agrupamos las especies en una sola ecuación



9.- Los coeficientes incluimos en la reacción:



Ecuación Ajustada:



Respuesta		
1° Reactivos		2° Productos
Sb = 3		Sb = 3
Cl = 15		Cl = 15
Na = 1		Na = 1
H = 6		H = 6
O = 3		O = 3

Ejercicio 2

Sulfito de Potasio \rightarrow Sulfuro de Potasio + Sulfato de Potasio



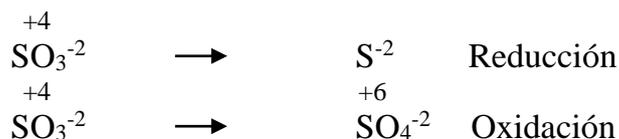
2.- Descomponemos en iones



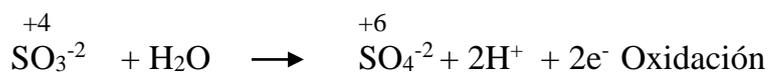
3.- Determinación del número de oxidación de cada uno de los elementos de la reacción



4.- Agrupamos las especies que varían su número de oxidación



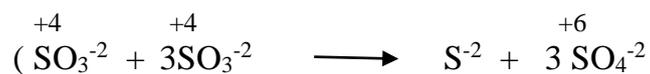
5.- Ajustamos con H_2O e iones de H, incluimos los electrones de oxidación y reducción



6.- Intercambio de coeficientes para eliminar electrones



7.- Eliminar electrones



8.- Agrupamos las especies en una sola ecuación



9.- Los coeficientes incluimos en la reacción:



Ecuación Ajustada:



	Respuesta	
1° Reactivos		2° Productos
K = 8		K = 8
S = 4		S = 15
O = 12		O = 12

Ejercicio 3

Clorato de Potasio + Estanito de Sodio \longrightarrow Cloruro Potasio + Estanato de Sodio + Agua



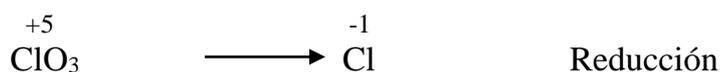
2.- Descomponemos en iones



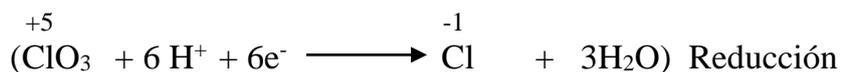
3.- Determinación del número de oxidación de cada uno de los elementos de la reacción



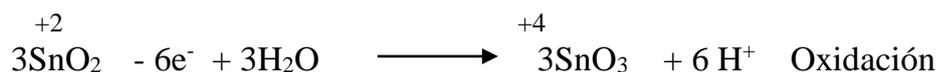
4.- Agrupamos las especies que varían su número de oxidación



5.- Ajustamos con H₂O e iones de H, incluimos los electrones de oxidación y reducción



6.- Intercambio de coeficientes para eliminar electrones



7.- Eliminar electrones

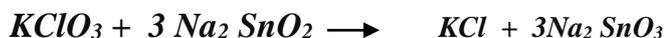


8.- Agrupamos las especies en una sola ecuación



9.- Incluimos los coeficientes en la reacción:

Ecuación Ajustada:

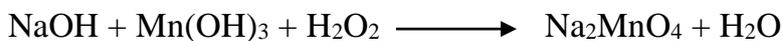


Respuesta	
1° Reactivos	2° Productos
K = 1	K = 3
C l = 1	Cl = 1
Na = 6	Na = 6
O = 9	O = 9

Ejercicio 4

1.- Iguale por el método del ion-electrón medio alcalino:

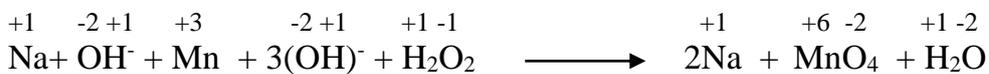
Hidróxido de Sodio + Hidróxido Mangánico + Peróxido de Hidrógeno →
Manganato de Sodio + Agua



2.- Descomponemos en iones



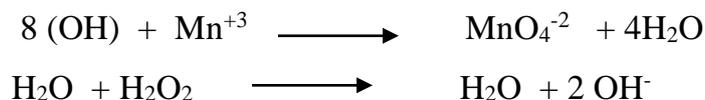
3.- Determinación del número de oxidación de cada uno de los elementos de la reacción



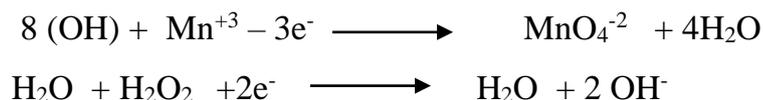
4.- Agrupamos las especies que varían su número de oxidación



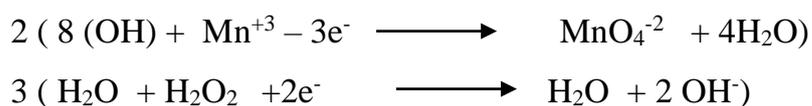
5.-Ajustamos con H₂O e iones de H



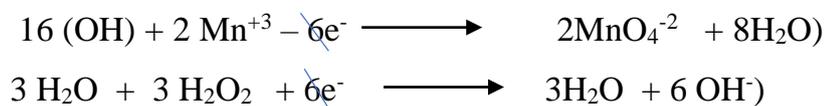
6.-Incluimos los electrones de oxidación y reducción



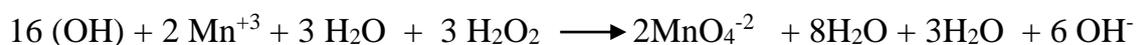
7.-Intercambio de coeficientes para eliminar electrones:



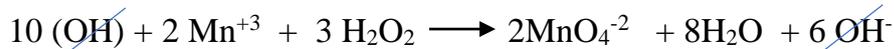
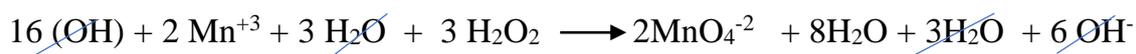
8.-Eliminar electrones



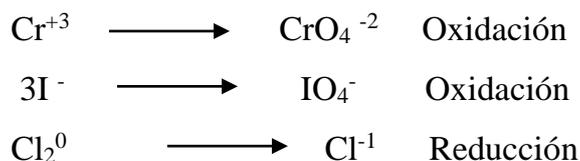
9.- Agrupamos las especies en una sola ecuación



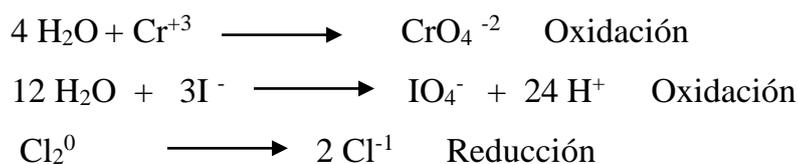
10.- Eliminamos los OH⁻ y moléculas de agua



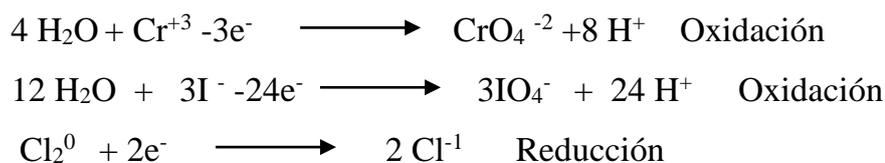
4.- Agrupamos las especies que varían su número de oxidación



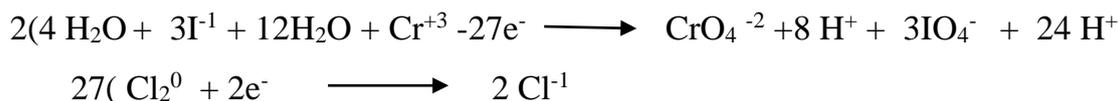
5.-Ajustamos con H₂O e iones de H



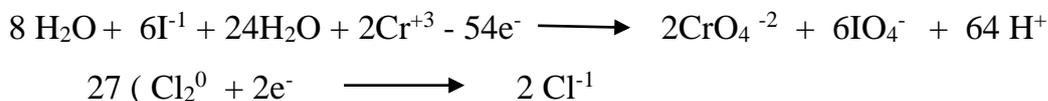
6.-Incluimos los electrones de oxidación y reducción, sumándose las 2 ecuaciones de oxidación.



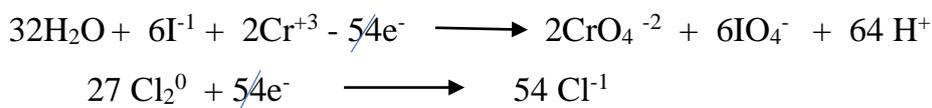
7.-Intercambio de coeficientes para eliminar electrones



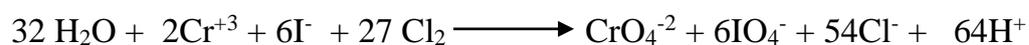
8.-Eliminar electrones



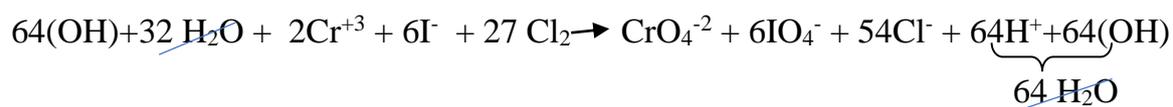
9.- Agrupamos las especies en una sola ecuación y eliminamos los OH⁻ y moléculas de agua



10.- Equilibramos la ecuación:



En esta ecuación sumamos 64(OH) y simplificamos los excesos de H₂O.



Ecuación ajustada:



Respuesta		
1° Reactivos		2° Productos
Cr = 2		Cr = 2
K = 64		K = 64
I = 6		I = 6
H = 64		H = 64
O = 64		O = 16
Cl = 54		Cl = 54

EJERCICIOS PARA RESOLVER

Ajustar por el método del ión electrón en medio ácido y medio básico:

1. Per Manganato de Potasio + Dióxido de Azufre + Agua \rightarrow Ácido Sulfúrico + Sulfato Manganeso + Sulfato de Potasio + Agua (Medio Ácido) **R:** 2, 5, 2, 2, 2, 1.
2. Sulfato Niqueloso + Permanganato de Potasio + Ácido Sulfúrico \rightarrow Sulfato Niquélico + Sulfato Manganeso + Sulfato Potasio + agua (Medio Ácido) **R:** 10, 2, 8, 5, 2, 1, 8.
3. Cloruro Mangánico + Hidróxido de Plata + Iodo molecular \rightarrow Per Clorato de Plata + Manganato de Plata + Ioduro de Plata + Agua (Medio básico) **R:** 2, 64, 27, 2, 6, 54, 32
4. Dióxido de Manganeso + Clorato de Potasio + Hidróxido de Potasio \rightarrow Cromato de Potasio + Sulfato de Potasio + Cloruro de Potasio + Agua (Medio básico). **R:** 1, 1, 10, 2, 3, 1, 5
5. Cobre + Ácido Nítrico \rightarrow Nitrato Cúprico + Óxido Nítrico + Agua (Medio Ácido) **R:** 1, 1, 10, 2, 3, 1, 5
6. Permanganato de Potasio + Sulfito de Sodio + Agua \rightarrow Dióxido de Manganeso + Sulfato de Sodio + Hidróxido de Potasio (M. básico) **R:** 2, 5, 2, 2, 2, 1.
7. Bromo molecular + Ácido Nítrico \rightarrow Ácido Brómico + Dióxido de Nitrógeno + Agua (M. Ácido). **R:** 1, 10, 2, 10, 4
8. Permanganato de potasio + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro manganeso + cloruro de potasio + cloro molecular + agua. (M. Ácido) **R:** 2, 16, 2, 2, 5, 8
9. Dióxido de manganeso + hidróxido de potasio + oxígeno molecular \rightarrow manganato de potasio + agua: 2, 4, 1, 2, 2. (M. básico)
10. Zinc + ácido nítrico \rightarrow nitrato de zinc + agua + nitrógeno molecular. (M. Ácido) **R:** 5, 12, 5, 6, 1.

Números de Moles: Se refiere a la cantidad de estas unidades presentes en una muestra, se lo representa con la letra (n).

Para calcular el número de moles se divide el valor en gramos de la muestra $m(g)$ para la masa molecular de la misma ($m.mol$), aplicando la siguiente fórmula:

$$n = \frac{m(g)}{m.mol}$$

n = número de moles

$m(g)$ = masa en gramos de la muestra

$m.mol$ = masa molecular de la muestra

Ejercicio 1

Determinar el número de moles que hay en 210 g. de Dióxido de carbono (CO_2)

Fórmula:

$$C = 12g \times 1 = 12g$$

$$O = 16g \times 2 = 32g$$

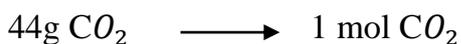
$$m.mol = 44g/mol$$

$$n = \frac{m(g)}{m.mol}$$

$$n = \frac{210g}{\frac{44g}{mol}}$$

$$n = 4,77mol \text{ de } CO_2$$

Resolvemos por regla de tres:



$$210\text{g } CO_2 \longrightarrow X = \frac{210\text{g } CO_2 \times 1 \text{ mol } CO_2}{44\text{g } CO_2} = 4,77 \text{ mol de } CO_2$$

Por factor de conversión

$$210\text{g } CO_2 = \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44 \text{ g } CO_2} = 4,77 \text{ mol de } CO_2$$

Ejercicio 2

Determinar el número de moles que hay en 55 g de H_2SO_4

Fórmula:

$$H=1\text{g} \times 2 = 2$$

$$S= 32\text{g} \times 1= 32$$

$$O=16\text{g} \times 4 = 64$$

$$\text{m.mol} = 98\text{g/mol}$$

$$n = \frac{m(g)}{m. \text{mol}}$$

$$n = \frac{55\text{g}}{\frac{98\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n = 0,56 \text{ mol de } H_2SO_4$$

Resolvemos por regla de tres:



$$55 \text{ g } H_2SO_4 \longrightarrow X = \frac{210\text{g } H_2SO_4 \times 1 \text{ Mol } H_2SO_4}{44\text{g } H_2SO_4} = 0,56 \text{ mol de } H_2SO_4$$

Factor de conversión

$$55g H_2SO_4 = \frac{1 \text{ Mol } H_2SO_4}{98g H_2SO_4} = 0,56 \text{ Mol de } H_2SO_4$$

Moles a Gramos

Para transformar moles a gramos se multiplica la masa molecular de la muestra por el número de moles que esta tenga, aplicando la siguiente fórmula:

$$m(g) = m. \text{ mol} \times n$$

Ejercicio 1

Cuantos gramos existe en 2,5 moles de Ácido orto fosfórico. $H_3P O_4$

$$H = 1g \times 3 = 3g$$

$$P = 31g \times 1 = 31g$$

$$O = 16g \times 4 = 64g$$

$$m. \text{ mol} = 98g/\text{mol}$$

$$m(g) = m. \text{ mol} \times n$$

$$m(g) = \frac{98g}{\text{mol}} \times 2,5 \text{ mol} = 245g H_3P O_4$$

Regla de tres:

$$1 \text{ mol de } H_3 P O_4 \longrightarrow 98g H_3 P O_4$$

$$2,5 \text{ moles} \longrightarrow x$$

$$x = \frac{2,5 \text{ moles de } H_3 P O_4 \times 98g H_3 P O_4}{1 \text{ mol de } H_3 P O_4} = 245 g H_3 P O_4$$

Por factor de conversión o de transformación

$$2,5 \text{ moles de } H_2S O_4 \times \frac{98g \text{ } H_3P O_4}{1 \text{ mol de } H_3P O_4} = 245 \text{ g } H_3P O_4$$

Ejercicio 2

Cuántos gramos hay en 1,5 moles de Nitrato de sodio, $Na N O_3$

Fórmula:

$$Na = 23g \times 1 = 23g$$

$$N = 14g \times 1 = 14g$$

$$O = 16g \times 3 = 48g$$

$$\text{m.mol} = 85 \text{ g/mol}$$

$$m (g) = m. \text{mol} \times n$$

$$m (g) = \frac{85g}{\text{mol}} \times 1,5 \text{ mol} = 127,5 \text{ g de } H_3P O_4$$

Regla de tres:

$$1 \text{ mol de } Na N O_3 \longrightarrow 85 \text{ g } Na N O_3$$

$$1,5 \text{ moles} \longrightarrow x$$

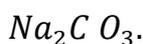
$$x = \frac{1,5 \text{ moles de } Na N O_3 \times 85g Na N O_3}{1 \text{ mol de } Na N O_3} = 127,5 \text{ g } Na N O_3$$

Factor de conversión:

$$1,5 \text{ moles de } Na N O_3 \times \frac{85g \text{ } Na N O_3}{1 \text{ mol de } Na N O_3} = 127,5 \text{ g } Na N O_3$$

Ejercicio 3

Determinar la cantidad en gramos que hay en 0,56 moles de Carbonato de sodio.

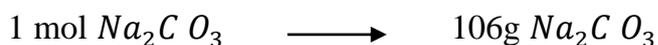


$$Na = 23g \times 2 = 46g$$

$$C = 12g \times 1 = 12g$$

$$O = 16g \times 3 = 48g$$

$$m.mol = 106g/mol$$



$$x = \frac{0,56 \text{ moles } Na_2CO_3 \times 106g \text{ } Na_2CO_3}{1 \text{ Mol } Na_2CO_3} = 59,36g \text{ } Na_2CO_3$$

Ejercicio 4

Cuántos gramos hay en 0,25 moles de Nitrato de calcio $Ca(NO_3)_2$

$$Ca = 40g \times 1 = 40g$$

$$N = 14g \times 2 = 28g$$

$$O = 16g \times 6 = 96g$$

$$m.mol = 164g/mol$$

$$0,25 \text{ mol } Ca(NO_3)_2 \times \frac{164g \text{ } Ca(NO_3)_2}{1 \text{ mol } Ca(NO_3)_2} = 41g \text{ } Ca(NO_3)_2$$

Composición porcentual o centesimal

Se refiere al porcentaje que constituye cada elemento que integra una fórmula, cuyo valor es de 100%, teniéndose en cuenta la suma de los porcentajes de cada uno de ellos debe de dar 100% o su aproximación, en el ejemplo del agua, está formada por 11% de Hidrógeno y 89% de Oxígeno. Podemos calcular la composición centesimal por varios métodos:

1.- Aplicando la fórmula

$$\% = \frac{\text{m. atómica del elemento} \times \text{número de Átomos} \times 100 \%}{\text{m.molecular del compuesto}}$$

Ejercicio 1

Determinar la composición centesimal del Ácido orto fosfórico. ($H_3P O_4$)

Sacar la masa molecular del compuesto aplicando las masas atómicas de cada uno de los elementos de la fórmula.

$$H=1g \times 3 = 3g$$

$$P = 31g \times 1 = 31g$$

$$O=16g \times 4 = 64g$$

$$\text{m.mol} = 98g/\text{mol}$$

$$\% H = \frac{1g \times 3 \times 100\%}{98g} = 3,06\% H$$

$$\% P = \frac{31g \times 1 \times 100\%}{98g} = 31,63\% P$$

$$\% O = \frac{16g \times 4 \times 100\%}{98g} = \frac{65,30\%}{99,99\%} \% O$$

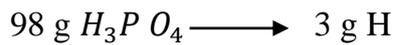
Regla de tres:

$$H=1g \times 3 = 3g$$

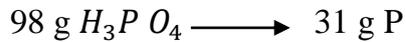
$$P = 31g \times 1 = 31g$$

$$O=16g \times 4 = 64g$$

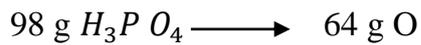
$$\text{m.mol} = 98g/\text{mol}$$



$$100 \text{ g } H_3P O_4 \longrightarrow x = \frac{100 \text{ g } H_3P O_4 \times 3 \text{ g H}}{98 \text{ g } H_3P O_4} = 3,06\% \text{ de H}$$



$$100 \text{ g } H_3P O_4 \longrightarrow x = \frac{100 \text{ g } H_3P O_4 \times 31 \text{ g P}}{98 \text{ g } H_3P O_4} = 31,63\% \text{ de P}$$



$$100 \text{ g } H_3P O_4 \longrightarrow x = \frac{100 \text{ g } H_3P O_4 \times 64 \text{ g O}}{98 \text{ g } H_3P O_4} = \frac{65,30}{99,99}\% \text{ de O}$$

Factores de conversión

$$H = 1 \text{ g} \times 3 = 3 \text{ g}$$

$$P = 31 \text{ g} \times 1 = 31 \text{ g}$$

$$O = 16 \text{ g} \times 4 = 64 \text{ g}$$

$$\text{m.mol} = 98 \text{ g/mol}$$

$$100\% \frac{3 \text{ g H}}{98 \text{ g } H_3P O_4} = 3,06\% \text{ H}$$

$$100\% \frac{31 \text{ g P}}{98 \text{ g } H_3P O_4} = 31,63\% \text{ P}$$

$$100\% = \frac{16 \text{ g O}}{98 \text{ g } H_3P O_4} = \frac{65,30\%}{99,99\%} \text{ O}$$

Ejercicio 2

Determinar porcentajes de Calcio, Carbono y Oxígeno que tiene el Carbonato de calcio (CaCO_3).

Aplicar los 3 métodos

Fórmula:

$$\text{Ca} = 40\text{g} \times 2 = 80\text{g}$$

$$\text{C} = 12\text{g} \times 1 = 12\text{g}$$

$$\text{O} = 16\text{g} \times 3 = 48\text{g}$$

$$\text{m.mol} = 100 \text{ g/mol}$$

$$\% \text{Ca} = \frac{80\text{g} \times 100\%}{100\text{g}} = 80\% \text{ Ca}$$

$$\% \text{C} = \frac{12\text{g} \times 100\%}{100\text{g}} = 12\% \text{ C}$$

$$\% \text{O} = \frac{48\text{g} \times 100\%}{100\text{g}} = 48\% \text{ O}$$

Regla de tres

$$\text{Ca} = 40\text{g} \times 2 = 80\text{g}$$

$$\text{C} = 12\text{g} \times 1 = 12\text{g}$$

$$\text{O} = 16\text{g} \times 3 = 48\text{g}$$

$$\text{m.mol} = 100 \text{ g/mol}$$

$$100\text{g CaCO}_3 \longrightarrow 80\text{g Ca}$$

$$100 \text{ g CaCO}_3 \longrightarrow \quad \quad \quad x = 80\% \text{ Ca}$$

$$100\text{g CaCO}_3 \longrightarrow 12\text{g C}$$

$$100 \text{ g CaCO}_3 \longrightarrow \quad \quad \quad x = 12\% \text{ C}$$

$$100\text{g CaCO}_3 \longrightarrow 48\text{g O}$$

$$100 \text{ g CaCO}_3 \longrightarrow \quad \quad \quad x = 48\% \text{ O}$$

Factores de conversión

$$\text{Ca} = 40\text{g} \times 2 = 80\text{g}$$

$$\text{C} = 12\text{g} \times 1 = 12\text{g}$$

$$\text{O} = 16\text{g} \times 3 = 48\text{g}$$

$$\text{m.mol} = 100\text{g/mol}$$

$$\% \text{Ca} = \frac{80\text{g Ca}}{100\text{g CaCO}_3} = 80\% \text{ Ca}$$

$$\% \text{C} = \frac{12\text{g C}}{100\text{g CaCO}_3} = 12\% \text{ C}$$

$$\% \text{O} = \frac{48\text{g O}}{100\text{g CaCO}_3} = 48\% \text{ O}$$

Ejercicio 3

Determinar porcentajes de Aluminio, Azufre y Oxígeno en el Sulfato de aluminio. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Fórmula:

$$\text{Al} = 27\text{ g} \times 2 = 54\text{ g}$$

$$\text{S} = 32\text{ g} \times 3 = 96\text{ g}$$

$$\text{O} = 16\text{ g} \times 12 = 192\text{ g}$$

$$\text{m.mol} = 342\text{ g/mol}$$

$$\% \text{Al} = \frac{54\text{ g} \times 100\%}{342\text{ g}} = 15,78\% \text{ Al}$$

$$\% \text{S} = \frac{96\text{ g} \times 100\%}{342\text{ g}} = 28,07\% \text{ S}$$

$$\% \text{O} = \frac{192\text{ g} \times 100\%}{342\text{ g}} = 56,14\% \text{ O}$$

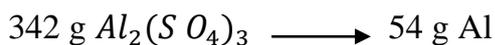
Regla de tres:

$$\text{Al} = 27\text{g} \times 2 = 54\text{g}$$

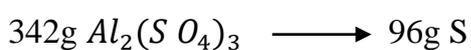
$$\text{S} = 32\text{g} \times 3 = 96\text{g}$$

$$\text{O} = 16\text{g} \times 12 = 192\text{g}$$

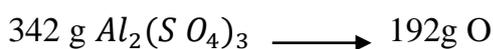
$$\hline \text{m.mol} = 342\text{g/mol}$$



$$x = \frac{100\text{gAl}_2(\text{S O}_4)_3 \times 54\text{gAl}}{342\text{g Al}_2(\text{S O}_4)_3} = 15,78 \% \text{ Al}$$



$$x = \frac{100\text{gAl}_2(\text{S O}_4)_3 \times 96\text{gS}}{342\text{g Al}_2(\text{S O}_4)_3} = 28,07 \% \text{ S}$$



$$x = \frac{100 \text{ g } \text{Al}_2(\text{S O}_4)_3 \times 192 \text{ g O}}{342 \text{ g } \text{Al}_2(\text{S O}_4)_3} = 56,14 \% \text{ O}$$

Factor de conversión

$$\text{Al} = 27 \text{ g} \times 2 = 54 \text{ g}$$

$$\text{S} = 32 \text{ g} \times 3 = 96 \text{ g}$$

$$\text{O} = 16 \text{ g} \times 12 = 192 \text{ g}$$

$$\hline \text{m.mol} = 342 \text{ g/mol}$$

$$100\% = \frac{54\text{g Al}}{342\text{gAl}_2(\text{S O}_4)_3} = 15,78 \% \text{ Al}$$

$$100\% = \frac{96\text{gS}}{342\text{gAl}_2(\text{S O}_4)_3} = 28,07 \% \text{ S}$$

$$100\% = \frac{192\text{g O}}{342\text{gAl}_2(\text{S O}_4)_3} = \frac{56,14 \% \text{ O}}{99,99\%}$$

Ejercicio 4

Calcular la composición centesimal de la glucosa $C_6H_{12}O_6$

$$C = 12g \times 6 = 72g$$

$$H = 1g \times 12 = 12g$$

$$O = 16g \times 6 = 96g$$

$$\text{m.mol} = 180g/\text{mol}$$

$$180 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 72g \text{ C}$$

$$100 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \longrightarrow x = \frac{100g C_6H_{12}O_6 \times 72gMn}{180g C_6H_{12}O_6} = 40\%C$$

$$180 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 12 \text{ g H}$$

$$100 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \longrightarrow x = \frac{100g C_6H_{12}O_6 \times 12gO}{180g C_6H_{12}O_6} = 6,66\%H$$

$$180 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \longrightarrow 96g \text{ O}$$

$$100 \text{ g } C_6H_{12}O_6 \longrightarrow x = \frac{100g C_6H_{12}O_6 \times 96gH}{180C_6H_{12}O_6} = \frac{53,22}{99,99}\%O$$

Fórmula empírica y molecular de un compuesto

La fórmula molecular es la molécula real de un compuesto químico. Indica el número exacto de átomos de cada elemento.

Las fórmulas moleculares proporcionan más información acerca de las moléculas que las fórmulas empíricas. Siempre que conozcamos la fórmula molecular de un compuesto podremos determinar su fórmula empírica.

La fórmula molecular siempre será algún múltiplo entero de la fórmula empírica es decir, múltiplos enteros de los subíndices de la fórmula empírica.

Tabla 5.1

Comparación entre fórmulas empíricas y moleculares

Compuesto	Fórmula empírica	Fórmula molecular
Agua	H ₂ O	H ₂ O
Ácido Sulfúrico	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₄
Dióxido de Carbono	CO ₂	CO ₂
Glucosa	CH ₂ O	C ₆ H ₁₂ O ₆

Ejercicio 1

Determinar la fórmula molecular si un compuesto tiene la siguiente composición centesimal de:

$$H = 2,04 \% ; S = 32,65 \% ; O = 65,30\% .$$

1).- Dividimos dichos porcentajes para la masa atómica de cada elemento que constituyen dicha fórmula

$$H = \frac{2,04}{1} = \frac{2,04}{1,02} = 2 = \mathbf{2}$$

$$S = \frac{32,65}{32} = \frac{1,02}{1,02} = 1 = \mathbf{1}$$

$$O = \frac{65,30}{16} = \frac{4,08}{1,02} = 4 = \mathbf{4}$$

Fórmula molecular:



Ejercicio 2

Determinar la fórmula molecular si un compuesto tiene la siguiente composición centesimal de:

$$\text{Ca} = 40 \% ; \text{C} = 12 \% ; \text{O} = 48 \%$$

1).- Dividimos dichos porcentajes para la masa atómica de cada elemento que constituyen dicha fórmula

$$\text{Ca} = \frac{40}{40} = \frac{1}{1} = 1 = \mathbf{1}$$

$$\text{C} = \frac{12}{12} = \frac{1}{1} = 1 = \mathbf{1}$$

$$\text{O} = \frac{48}{16} = \frac{3}{1} = 3 = \mathbf{3}$$

Fórmula molecular:



Ejercicio 2

Determinar la fórmula molecular si un compuesto tiene la siguiente composición centesimal de: Al=15,78 %; S=28,07 %; O= 56,14 %.

1).- Dividimos dichos porcentajes para la masa atómica de cada elemento que constituyen dicha fórmula

$$\text{Al} = \frac{15,78}{27} = \frac{0,58}{0,58} = 1 \times 2 = \mathbf{2}$$

$$S = \frac{28,07}{32} = \frac{0,87}{0,58} = 1,5 \times 2 = 3$$

$$O = \frac{56,14}{16} = \frac{3,50}{0,58} = 6 \times 2 = 12$$

Fórmula molecular:



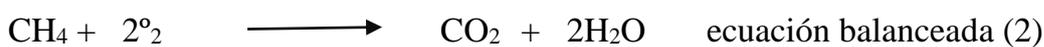
Leyes Ponderables

Expresan relaciones cuantitativas que se pueden establecer entre las sustancias que intervienen en una reacción. Estas leyes son: la ley de conservación de la materia, la ley de las proporciones constantes o definidas y la ley de las proporciones múltiples. El establecimiento de estas tres leyes jugó un papel fundamental en el desarrollo de la teoría atómico-molecular de la materia (Química.net, 2019).

Ley de la Conservación de la materia

“En una ecuación química la masa de todos los productos es igual a la masa de todos los reaccionantes” Esto quiere decir que en una reacción química no hay pérdida ni aumento de masa, para que esta ley se cumpla la ecuación debe estar balanceada.

Ejercicio 1



Ley de las proporciones constantes o definidas

“En la formación de un compuesto, los elementos intervienen en proporciones fijas”

La composición siempre será la misma. La ley de Proust fue aplicada a cualquier tipo reacción **química**. Los reactivos siempre se van a combinar en el mismo **porcentaje** de masa sin importar si la cantidad es grande o pequeña.

Tabla 5.2

Ejercicio 1. $Ca(ClO_3)_2$

ELEMENTO	NÚMERO DE ÁTOMOS	MASA ATÓMICA DEL ELEMENTO	CALCULO DEL PORCENTAJE	COMPOSICIÓN CENTECIMAL
Ca	1	40g x 1= 40	40(100)/207	19,32%
Cl	2	35,45g x 2= 71	71(100)/207	34,29%
O	6	16g x 6= 96	96(100)/207	46,37%
m.mol= 207g/mol				99,9%

Tabla 5.3

Ejercicio 2. $C_6H_{12}O_6$

ELEMENTO	NÚMERO DE ÁTOMOS	MASA ATÓMICA DEL ELEMENTO	CALCULO DEL PORCENTAJE	COMPOSICIÓN CENTECIMAL
C	6	12g x 6= 72	72(100)/180	40%
H	12	1 g x 12= 12	12(100)/180	6,66%
O	6	16g x 6= 96	96(100)/180	53,33%
m.mol= 180g/mol				99,9%

Tabla 5.4

Ejercicios resueltos de composición definida

Nombre del compuesto	Fórmula	Composición definida
Ácido nítrico	HNO_3	1,58% H; 22,22%N; 76,19% O
Cloruro de Sodio	Na Cl	39,3% Na; 60,7% Cl
Sulfato de Aluminio	$Al_2(SO_4)_3$	15,78% Al; 28,07% S; 56,14% O
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	2,04%H; 32,65% S; 65,30% O

Ley de las proporciones múltiples

“Si dos elementos se combinan para formar más de un compuesto o diferentes compuestos, la masa de uno de ellos permanece fija, mientras que la masa del otro varía en relación sencilla”

Tabla 5.5

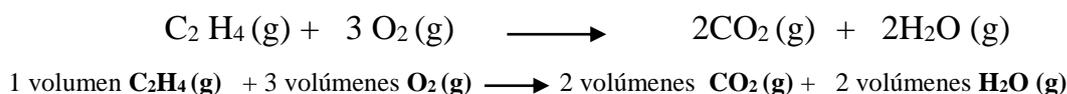
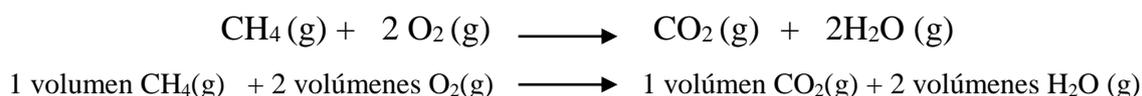
Ejercicios resueltos de las proporciones múltiples

NOMBRE DEL COMPUESTO	FÓRMULA	MASA FIJA	MASA VARIABLE
Anhídrido hipocloroso	Cl ₂ O	70,9g de cloro	16 g de oxígeno
Anhídrido cloroso	Cl ₂ O ₃	70,9g de cloro	48 g de oxígeno
Anhídrido clórico	Cl ₂ O ₅	70,9g de cloro	80 g de oxígeno
Anhídrido perclórico	Cl ₂ O ₇	70,9g de cloro	112 g de oxígeno
Anhídrido sulfuroso	SO ₂	32g de azufre	32g de oxígeno
Anhídrido sulfúrico	SO ₃	32g de azufre	48g de oxígeno
Monóxido de carbono	CO	12g de carbono	16g de oxígeno
Dióxido de carbono	CO ₂	12 g de carbono	32g de oxígeno

Ley de los volúmenes de combinación

“En las mismas condiciones de presión y temperatura se encargan de regular los volúmenes de los cuerpos reaccionantes en estado gaseoso, con el volumen de los cuerpos resultantes o productos.”

Ejercicios de aplicación:



Cálculos Estequiométricos

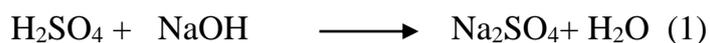
Determinación de masa en la reacción

Ejercicio 1

Cuántos gramos de ácido sulfúrico y de hidróxido de sodio se requieren para preparar 250 g de Sulfato de sodio.

Desarrollo del ejercicio:

1. Escribimos la ecuación y balanceamos por simple inspección



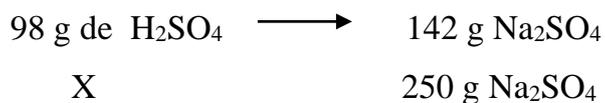
2. Determinamos las masas moleculares de cada uno de los compuestos, tanto reactivos y productos.



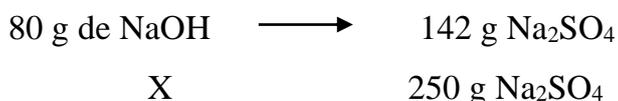
98g + 80g

142g + 36g

3. Resolvemos por regla de tres para el ácido sulfúrico y el hidróxido de sodio:



$$X = \frac{98 \text{ g } H_2S O_4 \times 250 \text{ g } Na_2S O_4}{142 \text{ g } Na_2S O_4} = 172,5 \text{ g } H_2S O_4$$



$$X = \frac{80 \text{ g } Na(OH)_2 \times 250 \text{ g } Na_2S O_4}{142 \text{ g } Na_2S O_4} = 140,8 \text{ g } Na(OH)$$

Factor de conversión:

$$250 \text{ g } Na_2S O_4 \frac{98 \text{ g } H_2S O_4}{142 \text{ g } Na_2S O_4} = 172,5 \text{ g } H_2S O_4$$

$$250 \text{ g } Na_2S O_4 \frac{80 \text{ g } Na(OH)}{142 \text{ g } Na_2S O_4} = 140,8 \text{ g } NaOH$$

Ejercicio 2

¿Cuántos gramos de $C_6H_{12}O_6$ y de oxígeno (O_2) se requieren para preparar 600 g de CO_2 ?

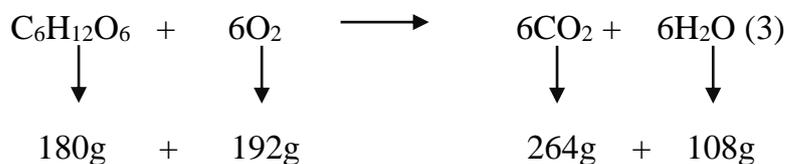


Desarrollo del ejercicio:

1. Escribimos la ecuación y balanceamos por simple inspección:



2. Determinamos las masas moleculares de cada uno de los compuestos, tanto reactivos y productos.



3. Resolvemos por regla de tres para la Glucosa y el Oxígeno:

$$\begin{array}{ccc}
 180 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 & \longrightarrow & 264 \text{ g CO}_2 \\
 \text{X} & & 600 \text{ g CO}_2
 \end{array}$$

$$\text{X} = \frac{180 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \times 600 \text{ g CO}_2}{264 \text{ g CO}_2} = 409 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$\begin{array}{ccc}
 192 \text{ g de } \text{O}_2 & \longrightarrow & 264 \text{ g CO}_2 \\
 \text{X} & & 600 \text{ g CO}_2
 \end{array}$$

$$\text{X} = \frac{192 \text{ g } \text{O}_2 \times 600 \text{ g CO}_2}{264 \text{ g CO}_2} = 436,3 \text{ g } \text{O}_2$$

Factor de conversión:

$$600 \text{ g CO}_2 \frac{180 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{264 \text{ g CO}_2} = 409 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

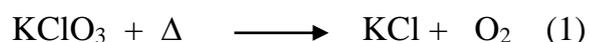
$$600 \text{ g CO}_2 \frac{192 \text{ g } \text{O}_2}{264 \text{ g CO}_2} = 436,3 \text{ g } \text{O}_2$$

Ejercicio 3

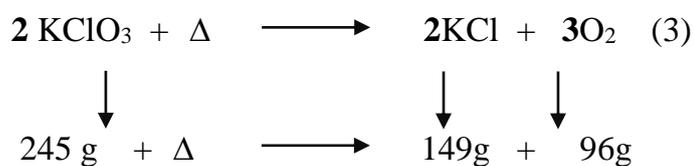
¿Cuántos gramos de KCl y de gas oxígeno(O₂) se requieren por calcinación de 400g de Clorato de Potasio (KClO₃)?

Desarrollo del ejercicio:

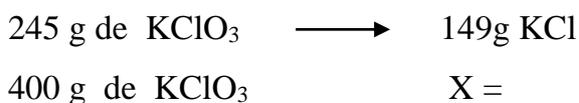
1. Escribimos la ecuación y ajustamos por simple inspección:



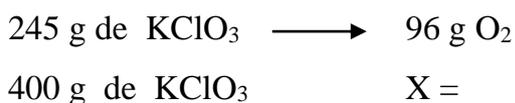
2. Determinamos los pesos moleculares de cada uno de los compuestos, tanto reactivos y productos.



3. Resolvemos por regla de tres para el KCl y el oxígeno (O₂):



$$X = \frac{400 \text{ g KClO}_3 \times 149 \text{ g KCl}}{245 \text{ g KClO}_3} = 243,2 \text{ g de KCl}$$



$$X = \frac{400 \text{ g KClO}_3 \times 96 \text{ g O}_2}{245 \text{ g KClO}_3} = 156,73 \text{ g O}_2$$

Factor de conversión:

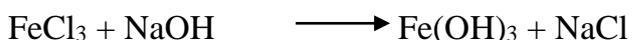
$$400 \text{ g } KClO_3 \frac{149 \text{ g } KCl}{245 \text{ g } KClO_3} = 243,2 \text{ g } KCl$$

$$400 \text{ g } KClO_3 \frac{96 \text{ g } O_2}{245 \text{ g } KClO_3} = 156,7 \text{ g } O_2$$

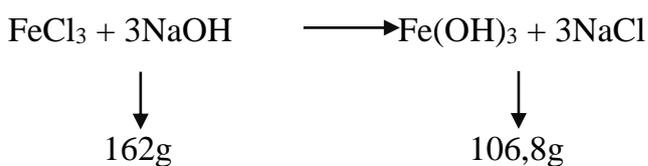
Ejercicio 4

¿Cuántos gramos de $Fe(OH)_3$ se requieren para la preparación de 250 g de Cloruro Férrico? ($FeCl_3$)?

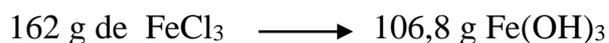
1. Escribimos la ecuación y ajustamos por simple inspección:



2. Determinamos las masas moleculares de cada uno de los compuestos, tanto reactivos y productos.



Resolvemos por regla de tres para el $Fe(OH)_3$:



$$X = \frac{250 \text{ g } FeCl_3 \times 106,8 \text{ g } Fe(OH)_3}{162 \text{ g } FeCl_3} = 162,77 \text{ g } Fe(OH)_3$$

Factor de conversión:

$$250g \text{ FeCl}_3 \times \frac{106,8 g \text{ Fe(OH)}_3}{162 g \text{ FeCl}_3} = 156,73 g \text{ Fe(OH)}_3$$

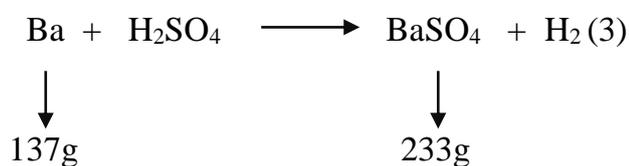
Ejercicio 5

¿Cuántos gramos de **BaSO₄** se forman a partir de 50g de Ba y ácido sulfúrico?

1. Escribimos la ecuación y ajustamos por simple inspección:



2. Determinamos las masas moleculares de cada uno de los compuestos, tanto reactivos y productos.



Regla de tres

$$\begin{array}{ccc} 137 \text{ g de Ba} & \longrightarrow & 233g \text{ BaSO}_4 \\ 50 \text{ g de Ba} & & X = \end{array}$$

$$X = \frac{50 g \text{ Ba} \times 233 g \text{ BaSO}_4}{137 g \text{ Ba}} = 85 g \text{ BaSO}_4$$

Factor de conversión:

$$50g Ba \times \frac{233 g BaSO_4}{137g Ba} = 85 g BaSO_4$$

Los cálculos estequiométricos, se realizan con base a una ecuación química balanceada, para que el resultado sea correcto.

Estas relaciones pueden ser: mol-mol, mol-gramos, gramos-gramos, mol-volumen, volumen-gramos, volumen-volumen.

La parte medular de un problema estequiométrico es el factor molar que expresamos mediante la siguiente fórmula:

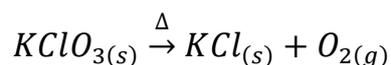
$$\text{Factor Molar} = \frac{\text{moles de la sustancia buscada}}{\text{moles de la sustancia de inicio o de partida}}$$

La sustancia buscada es la que se presenta como la incógnita y que puede ser en moles, gramos o litros; la sustancia de inicio o de partida se presenta como dato y puede expresar en: moles, gramos o litros.

Cálculos mol-mol

Ejercicio 1

En la siguiente ecuación:



a) ¿Cuántas moles de Clorato de Potasio ($KClO_3$) son necesarios para producir 2,25 mol de (KCl)?

b) ¿Cuántas moles de oxígeno (O₂) reaccionan con 5 moles KCl?

Datos:

Sustancia buscada: ¿moles de (KClO₃)

Sustancia inicial o de partida: 2,25 mol de (KCl).

Desarrollo:

Primero igualamos la ecuación:



Segundo: utilizamos el factor molar:

$$2,25 \text{ moles KCl} \left(\frac{2 \text{ mol KClO}_3}{2 \text{ mol KCl}} \right) = 2,25 \text{ mol KClO}_3$$

$$R=2,25 \text{ mol KClO}_3$$

c) Calcular ¿Cuántas moles de oxígeno (O₂) reaccionan con 5 moles KCl?

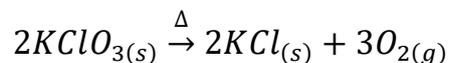
Datos:

Sustancia buscada: ¿moles de (O₂)

Sustancia inicial o de partida: 5 mol de (KCl).

Desarrollo:

De la ecuación balanceada:



Segundo: utilizamos el factor molar:

$$5 \text{ moles KCl} \left(\frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ moles KCl}} \right) = 7,5 \text{ mol O}_2$$

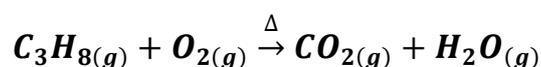
$$R= 7,5 \text{ mol O}_2$$

Cálculos gramo-gramo

Ejercicio 2

Para la ecuación de la combustión del propano calcule: a) Mol de CO₂ que se producen a partir de 55 g de O₂. b) gramos de gas propano (C₃H_{8(g)}) necesarios para obtener 3,5 mol de H₂O (agua).

Reacción de la combustión del gas propano:



Datos:

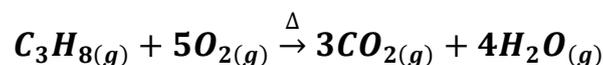
Sustancia buscada: ¿moles de (CO₂)

Sustancia inicial o de partida: 55 g de (O₂).

Sustancia inicial o de partida: en moles de (O₂).

Sustancia inicial o de partida: 7,5 moles de (O₂)

Primero balanceamos la ecuación:



a) Mol de CO₂ que se producen a partir de 55 g de O₂.

Es necesario realizar una conversión a moles.

$$55g \text{ O}_2 \left(\frac{32g}{1 \text{ mole O}_{2(g)}} \right) = 7,5 \text{ mol O}_2$$

R= 7,5 mol O₂

Aplicamos el factor molar:

$$7,5 \text{ moles O}_2 \left(\frac{3 \text{ mol CO}_2}{5 \text{ moles O}_2} \right) = 4,5 \text{ mol CO}_2$$

b) gramos de gas propano ($C_3H_{8(g)}$) necesarios para obtener 3,5 mol de H_2O (agua).

Sustancia buscada: ¿g de ($C_3H_{8(g)}$)

Sustancia inicial o de partida: 3,5 mol (H_2O).

Aplicamos el factor molar:

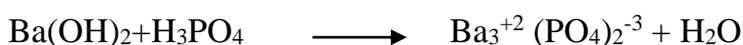
$$3,5 \text{ moles } H_2O \left(\frac{1 \text{ mol } C_3H_{8(g)}}{4 \text{ moles } H_2O} \right) = 0,875 \text{ mol } O_2$$

Aplicamos el factor molar:

$$0,875 \text{ moles } O_2 \left(\frac{44 \text{ g } C_3H_{8(g)}}{1 \text{ mol } O_2} \right) = 38,5 \text{ g } C_3H_{8(g)}$$

$$R = 38,5 \text{ g } C_3H_{8(g)}$$

En la siguiente ecuación:



- ¿Cuántos gramos de H_3PO_4 (ácido fosfórico) reaccionan con 3,75 mol de $Ba(OH)_2$ (hidróxido de bario)?
- ¿Cuántas mol de agua se producen si se obtienen 350 g de $Ca_3(PO_4)_2$ (fosfato de calcio)?
- ¿Cuántos gramos de H_3PO_4 (ácido fosfórico) son necesarios para producir 225 g de agua?

Primer paso balanceamos la ecuación:



Sustancia buscada: H_3PO_4 (ácido fosfórico) g

Sustancia de inicio o partida: $Ba(OH)_2$ (hidróxido de calcio) 5.70 mol

$$3,75 \text{ moles Ba(OH)}_2 \left(\frac{2 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol Ba(OH)}_2} \right) = 2,5 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

Los moles transformamos a gramos:

$$2,5 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \left(\frac{98 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \right) = 245 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

b). ¿Cuántas mol de agua se producen si se obtienen 350 g de $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ (fosfato de bario)?



Datos:

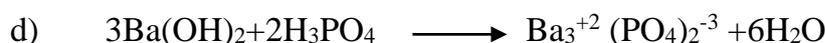
Sustancia buscada: H_2O (agua) mol

Sustancia de inicial o de partida: $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ (fosfato de calcio) 350 g.

$$350 \text{ g Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \left(\frac{1 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2}{601,96 \text{ g Ba}_3(\text{PO}_4)_2} \right) = 0,58 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$0,58 \text{ mol Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \left(\frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de Ba}_3(\text{PO}_4)_2} \right) = 3,48 \text{ mol H}_2\text{O}$$

c) ¿Cuántos gramos de H_3PO_4 (ácido fosfórico) son necesarios para producir 225 g de agua?



$$225 \text{ g H}_2\text{O} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) = 12,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$12,5 \text{ mol H}_2\text{O} \left(\frac{2 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{6 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) = 4,16 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

$$4,16 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \left(\frac{98 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \right) = 407,68 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

Volumen molar de un gas

Es el volumen que ocupa un gas a condiciones normales (C.N.) o condiciones estándar (STP) de temperatura y presión. Estas condiciones son: $P = 1\text{atm}$, 1torr , 760mmHg , $T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$, 273 K .

Este volumen es constante para estas condiciones. Como el valor es por cada mol de gas, se puede obtener la siguiente equivalencia:

$$1 \text{ Mol de Gas} = 22,4 \text{ Litros}$$

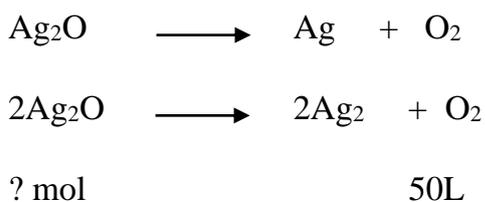
De esta equivalencia se obtienen los factores de conversión.

Cálculos mol-volumen Para realizar un cálculo estequiométrico con volumen son necesarias dos condiciones:

1. Que las sustancias sean gases.
2. Que la reacción se efectúe en condiciones normales de temperatura y presión.

a) ¿Cuántas mol de Ag_2O (óxido de plata) son necesarios para producir 50 L de O_2 ?

Revisamos la ecuación



Sustancia buscada: $mol Ag_2O$

Sustancia inicial: O_2 50 L

Paso 3

Es necesario convertir los 50 L de la sustancia buscada para aplicar el factor molar.

$$1 \text{ MOL} = 22,4 \text{ LITROS}$$

$$50 \text{ litros } O_2 \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{22,4 \text{ litros } O_2} \right) = 2,23 \text{ mol } O_2$$

Una vez hecha la conversión utilizar el factor molar. La sustancia inicial está expresada en moles.



$$R = 2,23 \text{ mol } O_2$$

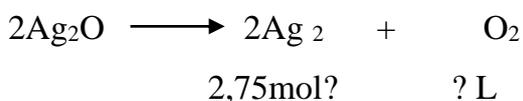
$$2,23 \text{ mol } O_2 \left[\frac{2 \text{ mol } Ag_2O}{1 \text{ mol } O_2} \right] = 4,46 \text{ mol } Ag_2O$$

Directamente del factor molar obtenemos la respuesta que es:

$$4,46 \text{ mol } Ag_2O$$

b) ¿Cuántos litros de O_2 se producen si se obtienen 2,75 moles de Ag?

La ecuación está balanceada



Sustancia buscada: O_2 L

Sustancia inicial $Ag = 2,75 \text{ mol}$

Podemos directamente aplicar el factor molar porque tenemos moles de la sustancia inicial.

$$2,75 \text{ mol } Ag \left[\frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } Ag} \right] = 1,375 \text{ mol } O_2$$

Paso 4

Con el factor molar calculamos moles, por tanto, es necesario utilizar el volumen molar para efectuar la conversión.

$$1,375 \text{ mol } O_2 \left[\frac{22,4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \right] = 30,8 \text{ L } O_2$$

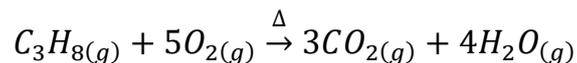
La respuesta es

$$30,8 \text{ L } O_2$$

Cálculos gramos-volumen

Ejemplo

La siguiente ecuación balanceada, muestra la combustión del propano y se efectúa a condiciones estándar de temperatura y presión.



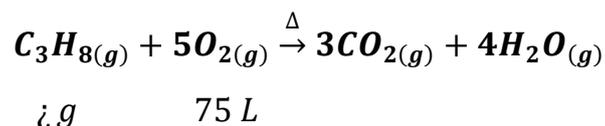
a) ¿Cuántos gramos de C_3H_8 (propano) reaccionan con 75 litros de O_2 (oxígeno)?

Paso 1

Revisamos y encontramos que la ecuación está balanceada.

Paso 2

Relación: **gramos-litros**



Sustancia buscada: C₃H₈ g

Sustancia inicial: O₂ 75 L

Paso 3

Como la sustancia inicial son litros convertimos a moles para aplicar el factor molar.

Utilizamos el volumen molar de un gas para realizar la conversión.

$$\mathbf{1 \text{ MOL} = 22,4 \text{ LITROS}}$$

$$75 \text{ litros } O_2 \left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{22,4 \text{ litros } O_2} \right) = 3,35 \text{ mol } O_2$$

Aplicar el factor molar:

$$3,35 \text{ mol } O_2 \left[\frac{1 \text{ mol } C_3H_8}{5 \text{ mol } O_2} \right] = 0,67 \text{ mol } C_3H_8$$

Paso 4

Convertimos las moles de la sustancia buscada (propano) a gramos utilizando la masa molecular.

Aplicar el factor molar:

$$3,40 \text{ mol } C_3H_8 \left[\frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} \right] = 10,20 \text{ mol } CO_2$$

Paso 4

Convertir a litros utilizando el volumen molar de un gas.

$$10,20 \text{ mol } CO_2 \left(\frac{22,4 \text{ l } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \right) = 228,48 \text{ L } CO_2$$

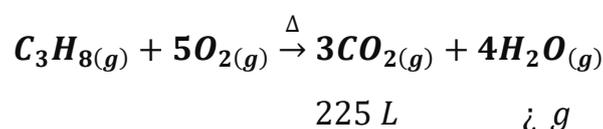
La respuesta es:

$$\mathbf{228,48 \text{ L } CO_2}$$

c).-¿Cuántos gramos de agua se obtienen si se producen reaccionan 225 L de CO_2 (dióxido de carbono)?

Paso 2

Relación: **gramos-litros**



Sustancia buscada: H_2O (agua) X = g

Sustancia inicial: CO_2 (dióxido de carbono) 225 L

Paso 3

Como la sustancia inicial (CO_2) son litros, es necesario convertir a moles.

$$\mathbf{1 \text{ MOL} = 22,4 \text{ LITROS}}$$

$$225 \text{ litros } CO_2 \left(\frac{1 \text{ mol } CO_2}{22,4 \text{ litros } CO_2} \right) = 10,04 \text{ mol } CO_2$$

Aplicar el factor molar:

$$10,04 \text{ mol } \text{CO}_2 \left[\frac{4 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{3 \text{ mol } \text{CO}_2} \right] = 13,39 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

Paso 4

Incluimos un factor de conversión de moles a gramos utilizando la masa molecular del agua.

H₂O

$$\text{H} \quad 2 \times 1,01 = 2,02$$

$$\text{O} \quad 1 \times 16,00 = \underline{16,00}$$

$$\text{m.mol} = \mathbf{18,02 \text{ g}}$$

Factor de conversión:

$$13,39 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} \left(\frac{18,02 \text{ g } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \right) = 241,29 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

La respuesta es:

$$241,29 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$$

Cálculos de reactivo en exceso limitante y porcentaje de rendimiento

En una reacción química no se consume la totalidad de los reactivos. Alguno de ellos se encuentra en exceso. Generalmente el reactivo limitante es el que se consume dentro de la reacción totalmente.

Para que una reacción se lleve a cabo existe la presencia de sustancias (reactivos) capaces de reaccionar entre si para formar los productos. Basta que uno solo de los reactivos se agote para que la reacción termine (Chang et al., 2017).

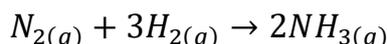
En los diferentes procesos industriales se usa como exceso el reactivo más barato y factible de conseguir, y se selecciona como limitante el más caro o dificultoso de conseguir. El reactivo limitante, son las cantidades exactas con las que intervienen los reactantes en una reacción química. Los excesos permanecerán sin combinarse.

Para calcular el reactivo limitante, deben declararse por lo menos dos o más cantidades.

Para determinar el reactivo limitante, consideremos un ejemplo no químico, pero similar: Ud. Tiene 10 rebanadas de mortadela y 8 panes. ¿Cuántos sánduches puede preparar? Pues, únicamente 8 sánduches y sobran 2 mortadelas. Es decir, la cantidad de pan es el reactivo limitante y las rebanadas de mortadela, es el reactivo en exceso.

Ejercicio 1

El proceso Haber para producción de amoníaco se representa mediante la siguiente ecuación balanceada:



- A partir de 150 g de N_2 y 150 g de H_2 . ¿cuántos g de NH_3 se obtienen?
- ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso?
- Calcule la cantidad de g de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.

Paso 1

Revisar si la ecuación está balanceada.

En este caso la ecuación se muestra ya balanceada.



$$2 * 1,01 = 2,02 \text{ g}$$

$$150 \text{ g } H_2 \left(\frac{1 \text{ mol } H_2}{2,02 \text{ g } H_2} \right) = 74,26 \text{ mol } H_2$$

$$74,26 \text{ mol } H_2 \left[\frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \text{ mol } H_2} \right] = 49,51 \text{ mol } NH_3$$

Se comparan las moles obtenidas con cada reactivo:

- A partir de 150 g de H_2 : 49,51 mol NH_3
- A partir de 150 g de N_2 : 10,71 mol NH_3

El **reactivo limitante es el N_2** , porque a partir de él se obtiene el menor número de moles. Solo resta convertir esa cantidad de moles a gramos, ya que la unidad de la sustancia buscada es gramos.



$$N \quad 1 \quad x \quad 14,01 \quad = \quad 14,01$$

$$H \quad 3 \quad x \quad 1,01 \quad = \quad \underline{3,03}$$

$$\text{m.mol} = \mathbf{17,04 \text{ g}}$$

$$10,71 \text{ mol } NH_3 \left(\frac{17,04 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} \right) = 182,50 \text{ g } NH_3$$

Se producen 182,50 g de NH_3

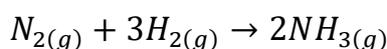
a) ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso?

Reactivo limitante: N_2

Reactivo en exceso: H_2

b) **Calcule la cantidad de gramos de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.**

Reaccionan 150 g de N_2 (5,35 moles) y parte del hidrógeno queda sin reaccionar. Para encontrar los gramos de hidrógeno que no reaccionan, es necesario calcular cuántos gramos de hidrógeno reaccionaron con 5,35 mol de nitrógeno. Utilizar el dato en moles y luego aplicar en forma directa el factor molar y convertir las moles de hidrógeno obtenidas a gramos.



5,35 mol $\quad \text{¿ g}$

$$5,35 \text{ mol } N_x \left[\frac{3 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } N_x} \right] = 16,05 \text{ mol } H_2$$

Utilizamos la masa molecular del H_2 calculada anteriormente: **2,02 g**, para convertir moles a gramos.

$$16,05 \text{ mol } H_x \left(\frac{2,02 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_x} \right) = 32,10 \text{ g } H_2$$

Reaccionaron 32,10 g H_2 y la cantidad inicial era de 150 g, por lo tanto, restamos para obtener los gramos en exceso de hidrógeno.

$$150 \text{ g} - 32,10 \text{ g} = 117,90 \text{ g de hidrógeno en exceso.}$$

La respuesta es:

Quedan 117,90 g de H_2 en exceso

Porcentaje de rendimiento

En una reacción química, son muchos los factores que intervienen, y generalmente la cantidad de producto que se obtiene en forma real es menor que la que calculamos teóricamente. El porcentaje de rendimiento es una relación entre la producción real y la teórica expresada como porcentaje (Chang et al., 2017).

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} (100)$$

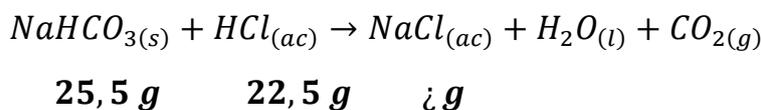
En particular el porcentaje de rendimiento depende de cada reacción. Hay reacciones con un alto % de rendimiento y otras donde el rendimiento es relativamente bajo.

Ejemplo 1

Con base en la siguiente ecuación balanceada:



a) ¿Cuántos gramos de NaCl (cloruro de sodio) se obtienen si reaccionan 25,5 g de NaHCO_3 (bicarbonato de sodio) con 22,5 g de HCl (ácido clorhídrico)?



Primero calcular la producción de cloruro de sodio en mol a partir de 20,0 g del NaHCO_3 (bicarbonato de sodio).

NaHCO_3

$$\text{Na} \quad 1 \quad \times \quad 23,00 \quad = \quad 23,00$$

$$\text{H} \quad 1 \quad \times \quad 1,01 \quad = \quad 1,01$$

$$\begin{array}{rclcl}
 \text{C} & 1 & \times & 12,01 & = & 12,01 \\
 \text{O} & 3 & \times & 16,00 & = & \underline{48,00} \\
 & & & \text{m.mol} & = & 84,02 \text{ g/mol}
 \end{array}$$

$$25,5 \text{ g NaHCO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84,02 \text{ g NaHCO}_3} \right) = 0,303 \text{ mol NaHCO}_3$$

$$0,303 \text{ mol NaHCO}_3 \left[\frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \right] = 0,303 \text{ mol NaCl}$$

Ahora calcular las moles de cloruro de sodio a partir de 22,5 g de *HCl*.

Aplicando la fórmula del porcentaje de rendimiento:

$$\begin{array}{rclcl}
 \text{H} & 1 & \times & 1,01 & = & 1,01 \\
 \text{Cl} & 1 & \times & 35,45 & = & \underline{35,45} + \\
 & & & & & \mathbf{36,46 \text{ g}}
 \end{array}$$

$$22,5 \text{ g HCl} \left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{36,46 \text{ g HCl}} \right) = 0,62 \text{ mol HCl}$$

$$0,62 \text{ mol HCl} \left[\frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol HCl}} \right] = 0,62 \text{ mol NaCl}$$

Comparamos nuestros resultados:

- A partir de *NaHCO*₃ 0,303 mol de *NaCl*
- A partir del *HCl* 0,62 mol de *NaCl*

De los valores obtenidos en el cálculo, el reactivo limitante es el *NaHCO*₃(bicarbonato de sodio), ya que con él se obtienen una cantidad menor de *NaCl* (cloruro de sodio). Luego tenemos que convertir las moles obtenidas a gramos.

NaCl

$$\text{Na} \quad 1 \quad \times \quad 22,99 \quad = \quad 22,99$$

$$\text{Cl} \quad 1 \quad \times \quad 35,45 \quad = \quad \underline{35,45}$$

$$\text{m. mol} = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$0,303 \text{ mol NaCl} \left(\frac{58,44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \right) = 17,70 \text{ g NaCl}$$

Se producen 17,70 g de NaCl.

¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción si se obtuvieron realmente 10,2g de NaCl?

Aplicando la fórmula del porcentaje de rendimiento:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} (100)$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{10,2 \text{ g NaCl}}{17,70 \text{ g NaCl}} (100)$$

$$\% \text{ de rendimiento} = 57,62\%$$

Puede señalarse que la estequiometría consiste en realizar la contabilidad de manera cuantitativa, de las relaciones que establecen los **productos** y los **reactivos** en el marco de una reacción.

Otra manera de realizar los cálculos de Reactivo límite y en exceso se realiza en los siguientes ejercicios.

Ejercicio 1

En la siguiente reacción:



Utilizamos 20g de C_3H_8 y 45g de O_2 , determine a). Reactivo limitante y reactivo en exceso. b). Cuantos g de CO_2 se forman.

Solución del ejercicio:

Ajustamos la ecuación:



Tabla 5.6

Reacciones y cálculos:

Reacción:	$1C_3H_8$	$5O_2 \rightarrow$	$3CO_2$	$4H_2O$
m(g) inicial	20g	45g	¿Cuántos g de CO_2 ?	
m.mol =	44g/mol	32g/mol	44g/mol	
$n = \frac{m(g)inicial}{m.mol}$	0,45 moles	1,40 moles		
Reactivo:				

a) Calculamos las moles de los reactivos:

$$n = \frac{m(g)}{m.mol} \quad n = \frac{20 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,45 \text{ moles } C_3H_8$$

$$n = \frac{45 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,40 \text{ moles } O_2$$

b) Cálculo del reactivo límite y en exceso:

Tomamos en cuenta los coeficientes de la ecuación balanceada, primero el de mayor coeficiente en este caso el del oxígeno tiene como coeficiente 5 y dividimos para el de menor coeficiente.

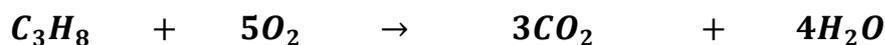
$$\frac{5 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_3H_8} = 5 \quad \frac{1,40 \text{ mol } O_2}{0,45 C_3H_8} = 3,12$$

La variación de 5 a 3,12 nos indica que el Oxígeno es el reactivo límite y la molécula de C_3H_8 es el reactivo en exceso.

m(g) inicial	C_3H_8 20 g	5 O_2 45 g	3 CO_2 Cuántos g de CO_2 ?
m.mol	44g/mol	32g/mol	44g/mol
$n = \frac{m(g)}{m.mol}$	0,45 moles	1,40 moles	
Reactivo:	R. en exceso	R. Límite	

c) Calcular los gramos de CO_2 que se forman.

Par realizar este cálculo tomamos en cuenta de referencia los datos del reactivo límite.



$$\begin{array}{l} 5 \text{ moles de } O_2 \rightarrow 3 \text{ moles de } CO_2 \\ 1,40 \text{ moles de } O_2 \quad \quad \quad x \end{array}$$

$$X = \frac{1,40 \text{ mol de } O_2 \times 3 \text{ mol } CO_2}{5 \text{ mol de } O_2} = 0,84 \text{ mol } CO_2$$

m(g) inicial	20g	45g	Cuántos g ? de CO ₂ = 36,96g
m.mol	44g/mol	32g/mol	44g/mol
$n = \frac{m(g)}{m.mol}$	0,45 moles	1,40 moles	0,84molCO ₂
Reactivo:	R. en exceso	R. Límite	

d) Para Calcular los gramos de CO₂, utilizamos la siguiente expresión.

$$n = \frac{m(g)}{m.mol}$$

$$m(g) = n \times m.mol$$

$$m(g) = 0,84 \text{ moles} \times 44 \text{ g/mol}$$

$$m(g) = 36,96\text{g}$$

Ejercicio 2

En la siguiente reacción:



1) Utilizamos 65 g de CH₄ y 55g de O₂, determine a). Reactivo limitante y reactivo en exceso. b). Cuantos g de CO₂ se forman. c). Calcular el porcentaje de rendimiento si **realmente existe 36g de CO₂** ; d) gramos en exceso.

Solución del ejercicio:

Balancemos la ecuación:



Tabla 5.7*Reacciones y cálculos:*

Reacción:	CH_4	$2O_2 \rightarrow$	CO_2	$2H_2O$
m(g) inicial	65g	55g	Cuántos g de CO_2 ?	
m. mol	44 g/mol	32g/mol	44g/mol	
$n = \frac{m(g)inicial}{m.mol}$	1,47 moles	1,71 moles		
Reactivo:				

Calculamos las moles de los reactivos:

$$n = \frac{m(g)}{m.mol} \quad n = \frac{65 g}{44 \frac{g}{mol}} = 1,47 \text{ moles } CH_4$$

$$n = \frac{55g}{32g/mol} = 1,71 \text{ moles } O_2$$

a) Para determinar el reactivo límite y en exceso:

Tomamos en cuenta los coeficientes de la ecuación balanceada, primero el de mayor coeficiente en este caso el del oxígeno tiene como coeficiente 2 y dividimos para el de menor coeficiente.

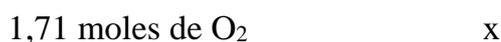
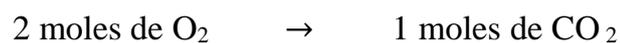
$$\frac{2mol O_2}{1mol CH_4} = 2 \quad \frac{1,71 mol O_2}{1,47mol CH_4} = 1,16$$

La variación de 2 a 1,16 este valor nos indica que el oxígeno es el reactivo límite y la molécula de CH_4 es el reactivo en exceso.

Reacción:	CH₄	2O₂ →	1CO₂	2H₂O
m(g) inicial	65g	55g	Cuántos g de CO₂?	
m.mol	16g/mol	32g/mol	44g/mol	
$n = \frac{m(g)}{m.mol}$	4,06 moles	1,71 moles		
Reactivo:	R. en exceso	R. Límite		

b. Calcular los gramos de CO₂ que se forman.

Par realizar este cálculo tomamos los datos del reactivo límite.



$$X = \frac{1,71 \text{ mol de } O_2 \times 1 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol de } O_2} = 0,855 \text{ mol } CO_2$$

m.(g) inicial	65g	55g	Cuántos g ? de CO₂= 37,62 (masa teórica).	(g)reales CO₂ de la reacción = 36 g
m.mol	16g/mol	32g/mol	44 g/mol	
$n = \frac{m(g)inicial}{m.mol}$	4,06 moles	1,71 moles	0,855 mol CO ₂	
Reactivo:	R. en exceso	R. Límite		

$$n = \frac{m(g)}{m.mol}$$

$$m(g) = n \times m.mol$$

$$m(g) = 0,855 \text{ moles} \times 44 \text{ g/mol}$$

$$m(g) = 37,62 \text{ g}$$

c). Cálculo del rendimiento:

$$\%R = \frac{\text{masa Real}}{\text{masa Teórica}} * 100$$

$$\%R = \frac{36 \text{ g}}{37,62 \text{ g}} * 100$$

$$\%R = 95,69 \%$$

d). Calcular los gramos en exceso:

2 mol de O₂ reaccionan con 1 mol de CH₄ (R.EXC.)

1,71 mol de O₂ x

$$X = \frac{1 \text{ mol de CH}_4 * 1,71 \text{ mol de O}_2}{2 \text{ mol de O}_2} = 0,855 \text{ moles de CH}_4$$

Encuentro número de moles en exceso

Restamos de los moles en exceso calculados al inicio de la tabla:

$$x = 4,06 \text{ moles de CH}_4 - 0,855 \text{ moles de CH}_4$$

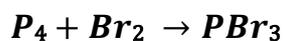
X = 3,205 moles del reactivo en exceso

Reac. Exc. en g = 3,205 moles x 16 g/mol

Reac. Exc. en g = 51,28 g de CH₄ en exceso

Ejercicio 3

En la siguiente reacción:



Utilizamos 25 g de P_4 y 39 g de Br_2 , determine a). Reactivo limitante y reactivo en exceso. b). Cuantos g de PBr_3 se forman. c). Calcular el porcentaje de rendimiento si realmente existe 38,5 g de PBr_3 ; d) gramos en exceso.

Solución del ejercicio:

Balancemos la ecuación:

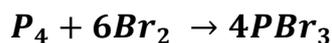


Tabla 5.8

Reacción y Tabla de cálculos:

Reacción:	P_4	$Br_2 \rightarrow$	PBr_3	(g) reales de la reacción = 38,5 g PBr_3
m(g) inicial	25g	39g	¿Cuántos g de PBr_3 ?	
m.mol	124g/mol	160g/mol	271 g/mol	
$n = \frac{m(g) inicial}{m.mol}$	0,201 moles	0,24 moles		

$$n = \frac{m(g)}{m.mol} \quad n = \frac{25 g}{124 \frac{g}{mol}} = 0,201 \text{ moles } P_4$$

$$n = \frac{39g}{160g/mol} = 0,24 \text{ moles } Br_2$$

a) Para determinar el reactivo límite y en exceso:

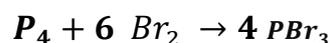
Tomamos en cuenta los coeficientes de la ecuación balanceada, primero el de mayor coeficiente en este caso el del bromo tiene como coeficiente 6 y dividimos para el de menor coeficiente en este caso el P_4 .

$$\frac{6 \text{ mol } Br_2}{1 \text{ mol } P_4} = 6 \quad \frac{0,24 \text{ mol } Br_2}{0,201 \text{ mol } P_4} = 1,21$$

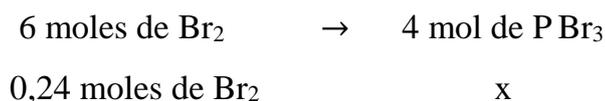
La variación de 6 a 1,21 este valor nos indica que el bromo es el reactivo límite y la molécula de P_4 es el reactivo en exceso.

Reacción:	P_4	$6 Br_2 \rightarrow$	$4PBr_3$ ¿Cuántos g de PBr_3 ? R=43,36g	(g)reales de la reacción = 38,5 g de PBr_3
m(g) inicial	25g	39g		
m.mol	124g/mol	160g/mol	271 g/mol	
$n = \frac{m(g) \text{ inicial}}{m.mol}$	0,201 moles	0,24 moles		
Reactivo:	R. en exceso	R. Límite		

b. Calcular los gramos de PBr_3 que se forman de PBr_3 .



Par realizar este cálculo tomamos en cuenta de referencia los datos del reactivo límite.



$$X = \frac{0,24 \text{ mol de } Br_2 \times 4 \text{ mol } PBr_3}{6 \text{ mol de } Br_2} = 0,16 \text{ mol } PBr_3$$

Encuentro número de moles en exceso

Restamos de los moles en exceso calculados al inicio de la tabla:

$$x = 0,201 \text{ moles de } P_4 - 0,0335 \text{ moles de } P_4$$

$$X = 0,1675 \text{ moles del reactivo en exceso}$$

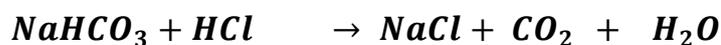
$$m(g) = 0,855 \text{ moles} \times 44 \text{ g/mol}$$

$$\text{Reac. Exc. g} = 0,1675 \text{ moles} \times 124 \text{ g/mol}$$

$$\text{Reac. Exc. g} = 20,77 \text{ g de } P_4 \text{ en exceso //}$$

Ejercicio 1

En la siguiente reacción:



Utilizamos 20 g de **NaHCO₃** y 17,6 g **HCl**, determine a). Reactivo limitante y reactivo en exceso. b). Cuantos g de NaCl se forman. c). Rendimiento de la reacción si realmente existen 14,5 g NaCl d) gramos en exceso.

Solución del ejercicio:

Balancemos la ecuación:

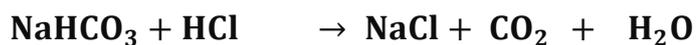


Tabla 5.9*Reacción y Tabla de cálculos:*

Reacción:	NaHCO_3	$\text{HCl} \rightarrow$	NaCl + Cuántos g de NaCl?	CO_2 +	H_2O
m(g) inicial	20g	17,6g			
m.mol:	84g/mol	36,45 g/mol	58,45g/mol		
$n = \frac{m(g)}{m.mol}$	0,238	0,482			

$$n = \frac{m(g)}{m.mol} \quad n = \frac{20g}{84 \frac{g}{mol}} = 0,238 \text{ moles } \text{NaHCO}_3$$

$$n = \frac{17,6g}{36,45 \frac{g}{mol}} = 0,482 \text{ moles } \text{HCl}$$

a). Para determinar el reactivo límite y en exceso:

Tomamos en cuenta los coeficientes de la ecuación balanceada, primero el de mayor coeficiente en este caso el del oxígeno tiene como coeficiente 5 y dividimos para el de menor coeficiente.

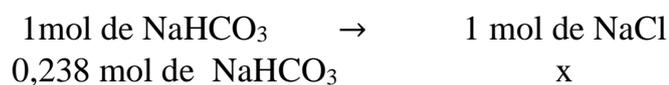
$$\frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol HCl}} = 1 \quad \frac{0,238 \text{ mol NaHCO}_3}{0,482 \text{ HCl}} = 0,493$$

La variación de 1 a 0,493 nos indica que el NaHCO_3 es el reactivo límite y la molécula de HCl es el reactivo en exceso.

b. Calcular los gramos de NaCl que se forman.

Reacción	$NaHCO_3$	$HCl \rightarrow$	$NaCl$ + Cuántos g de NaCl?	$CO_2 +$	H_2O
m(g) inicial	20g	17,6			
m.mol:	84g/mol	36,45 g/mol	58,45g/mol		
$n = \frac{m(g)}{m.mol}$	0,238	0,482			
Reactivo:	R. Límite	R. Exceso			

Par realizar este cálculo tomamos en cuenta de referencia los datos del reactivo límite.



$$X = \frac{0,238 \text{ mol } NaHCO_3 \times 1 \text{ mol } NaCl}{1 \text{ mol } NaHCO_3} = 0,238 \text{ mol } NaCl$$

Reacción:	$NaHCO_3 +$	$HCl \rightarrow$	$NaCl$ + Cuántos g de NaCl? R=13,91g	$CO_2 +$	H_2O
m(g) inicial	20g	17,6g			
m.mol:	84g/mol	36,45 g/mol	58,45g/mol		
$n = \frac{m(g)}{m.mol}$	0,238	0,482	0,238mol		
Reactivo:	R. Límite	R. Exceso			

$$n = \frac{m(g)}{m.mol}$$

$$m(g) = n \times m.mol$$

$$m(g) = 0,238 \text{ moles} \times 58,45 \text{ g/mol}$$

$$m(g) = 13,91g$$

c). Cálculo del rendimiento:

$$\%R = \frac{\text{masa Real}}{\text{masa Teórica}} \times 100$$

$$\%R = \frac{12,75\text{g}}{13,91\text{g}} \times 100$$

$$\%R = 91,33\%$$

d). Calcular los gramos en exceso:

1 mol NaHCO_3

1 mol de HCl

0,238 mol NaHCO_3

x

$$X = \frac{0,238 \text{ mol NaHCO}_3 \times 1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = 0,238 \text{ mol HCl}$$

Encuentro número de moles en exceso

Restamos de los moles en exceso calculados al inicio de la tabla:

$$x = 0,482 \text{ moles de HCl} - 0,238 \text{ moles de HCl}$$

$$X = 0,244 \text{ moles HCl del reactivo en exceso}$$

$$m(\text{g}) = n \times m.\text{mol}$$

$$m(\text{g}) = 0,244 \text{ moles} \times 36,45 \text{ g/mol}$$

$$\text{Reac. Exc. g} = 8,89 \text{ g HCl en exceso}$$

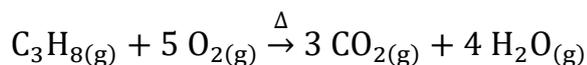
Ejercicios:

1. Calcular el número de moles en 300 g del trióxido de azufre (SO₃). **R=3,75 mol. (SO₃).**
2. Calcular el número de moles en 475 g del hidróxido de calcio Ca(OH)₂. **R=6,41 mol. Ca(OH)₂.**
3. Calcular la composición centesimal de la glucosa C₆H₁₂O₆
4. Calcular la composición centesimal del CuSO₄.5H₂O.
5. Determinar la fórmula molecular de un compuesto de Ca= 38,70%; P=20%; O=41,29%.
6. En la siguiente ecuación: Fe(OH)₃ + H₂SO₄ = H₂O + **Fe₂(SO₄)₃** comprobar mediante cálculo la aplicación de la ley de la conservación de la materia.
7. En la siguiente reacción: Zn + H₂SO₄ = H₂ + **ZnSO₄**. Cuántos gramos de Sulfato de zinc se forman a partir de la reacción de 5,6g de zinc con ácido sulfúrico. **R: 13,87 g ZnSO₄.**
8. En la siguiente reacción: BaCl₂ + H₂SO₄ = HCl + **BaSO₄**. Cuántos gramos de Sulfato de Bario se forman a partir de la reacción de 20 g de de Cloruro de bario con ácido sulfúrico. **R: 22,41 g BaSO₄.**
9. La siguiente ecuación balanceada, muestra la descomposición del clorato de potasio por efecto del calor. Suponiendo que la reacción se efectúa a condiciones normales de temperatura y presión:



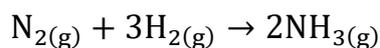
- a) ¿Cuántas mol de KClO_3 (cloruro de potasio) son necesarios para producir 25 L de O_2 ? **R:** 1,49 mol KClO_3 .
- b) ¿Cuántos litros de O_2 se producen si se obtienen 2,75 moles de KCl (cloruro de potasio)? **R:** 92,51 L O_2

10. [La siguiente ecuación balanceada, muestra la combustión del propano y se efectúa a condiciones estándar de temperatura y presión.



- a) ¿Cuántos gramos de C_3H_8 (propano) reaccionan con 75 litros de O_2 (oxígeno)? **R:** 29,55 g C_3H_8
- b) ¿Cuántos litros de CO_2 (bióxido de carbono) se producen a partir de 150 g de C_3H_8 (propano)? **R:** 228,48 L CO_2
- c) ¿Cuántos gramos de agua se obtienen si se producen reaccionan 225 L de CO_2 (bióxido de carbono)? **R:** 241,29 g H_2O

11. [El proceso Haber para producción de amoníaco se representa mediante la siguiente ecuación balanceada:



- a) A partir de 150 g de N_2 y 150 g de H_2 . ¿cuántos g de NH_3 se obtienen?
R = 182,50 g de NH_3
- b) ¿Cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso?
- c) Calcule la cantidad de g de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción. **R =** 117,90 g de H_2

12. Con base en la siguiente ecuación balanceada:



- a) ¿Cuántos gramos de NaCl (cloruro de sodio) se obtienen si reaccionan 25,5 g de NaHCO₃ (bicarbonato de sodio) con 22,5 g de HCl (ácido clorhídrico)?
- b) **R = 17,70 g NaCl**
- c) ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción si se obtuvieron realmente 10,2 g de NaCl? **R = 57,62%**.

13. En la siguiente reacción:



21,8 g AgNO₃ y 33,5 g AlCl₃ determinar:

- a). Reactivo limitante y reactivo en exceso.
- b). Cuantos g de AgCl se forman.

Tabla 5.10

Reacción y Tabla de cálculos:

Reacción:	AgNO ₃ +	AlCl ₃ →	Al (NO ₃) ₃ +	AgCl
m(g) inicial	21,8g	33,5 g		¿Cuántos g de AgCl?
m.mol				
$n = \frac{m(g)\text{inicial}}{m.mol}$				
Reactivos:				

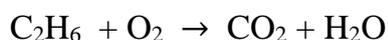
– **Ejercicio 14.** En la siguiente reacción:



- Reactivo limitante y reactivo en exceso.
- ¿Cuántos g de V se forman?
- Calcular las moles y gramos en exceso
- Calcule el porcentaje de rendimiento si realmente existen 801,5 g de V.

Reacción:	$\text{V}_2\text{O}_5 +$	$\text{Ca} \rightarrow$	$\text{V} +$ Cuántos g de V se formará?	CaO	H_2O
m(g) inicial	1540g	1960g	m=?		
m.mol:					
$n = \frac{m \text{ (g)}}{m. \text{ mol}}$					
Reactivo:					

– **Ejercicio 15.** En la siguiente reacción:



- Calcular las moles, volumen del CO_2 y del Etano si existe 50g de C_2H_6 .

Reacción:	$\text{C}_2\text{H}_6 +$	$\text{O}_2 \rightarrow$	$\text{CO}_2 +$	H_2O
m(g) inicial	50g			
m.mol				

$$n = \frac{m \text{ (g) inicial}}{m. \text{ mol}}$$

$$V \text{ C}_2\text{H}_6 = ?$$

$$V \text{ CO}_2 = ?$$

R: $V \text{ C}_2\text{H}_6 = 37,3\text{L}$, $V \text{ CO}_2 = 74,63\text{L}$



CAPÍTULO

6

Equilibrio químico

*“La vida es un sistema balanceado de aprendizaje y evolución.
Toda situación sirve a un propósito”*

Steve Maraboli

Logros de Aprendizaje

Al finalizar el desarrollo de esta unidad los alumnos serán capaces de:

- Distinguir entre procesos que tienen lugar en un solo sentido y los procesos que conducen a un equilibrio (procesos reversibles).
- Identificar el estado de equilibrio químico y reconocer sus características esenciales.
- Comprender que en todo equilibrio químico tienen lugar dos procesos que interactúan entre sí, que ocurren dentro del mismo sistema.
- Comprender el significado de las constantes de equilibrio y expresarlas correctamente.
- Expresar las constantes de equilibrio para ecuaciones químicas ajustadas, y realizar cálculos relacionando sus valores con las concentraciones, presiones o fracciones molares de reactivos y productos.
- Calcular la constante de equilibrio “desconocida” de una reacción química.
- Conocer los procesos dinámicos que tienen lugar en el equilibrio químico y poder hacer predicciones cualitativas y cuantitativas acerca de la cantidad de producto que se formará para unas condiciones determinadas.

- Utilizar el principio de Le Châtelier para mostrar como los cambios en concentraciones, presión o volumen, y temperatura desplazan equilibrios químicos.

Equilibrio químico

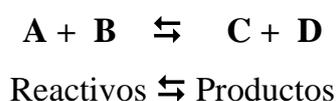
El estado de equilibrio químico es de naturaleza dinámica en la que tienen lugar las reacciones directa e inversa continuamente. Es una reacción que nunca llega a completarse, pues se produce simultáneamente en ambos sentidos (los reactivos forman productos, y a su vez, estos forman de nuevo reactivos), se caracteriza porque las velocidades de formación de los productos y de los reactivos se igualan. (Las dos reacciones, directa e inversa, se están dando a igual velocidad) de manera que las concentraciones permanecen constantes.

El equilibrio de una reacción química puede ser homogéneo, si todos los reactivos y productos se encuentran en el mismo estado de agregación o bien heterogéneo si entre los productos y reactivos intervienen distintas fases.

La velocidad de una reacción química es directamente proporcional al producto de las concentraciones molares de los reactantes.

Constante de equilibrio

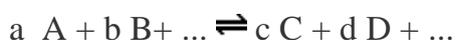
La mayoría de las reacciones químicas no se producen en su totalidad (no todos los reactivos se transforman en productos). Parte de los productos reaccionan a su vez para dar lugar de nuevo a los reactivos iniciales. En estos casos decimos que se trata de un proceso reversible.



El equilibrio químico se caracteriza porque las velocidades de formación de los productos y de los reactivos se igualan (las dos reacciones, directa e inversa, se están dando a igual velocidad).

Ya hemos visto que las reacciones en el equilibrio las representamos con una doble flecha que indica que tanto la reacción directa como la inversa transcurren con la misma velocidad y a la vez. Todos los sistemas químicos alcanzan en el tiempo la condición de equilibrio.

En general, podemos escribir la ecuación química de este modo:

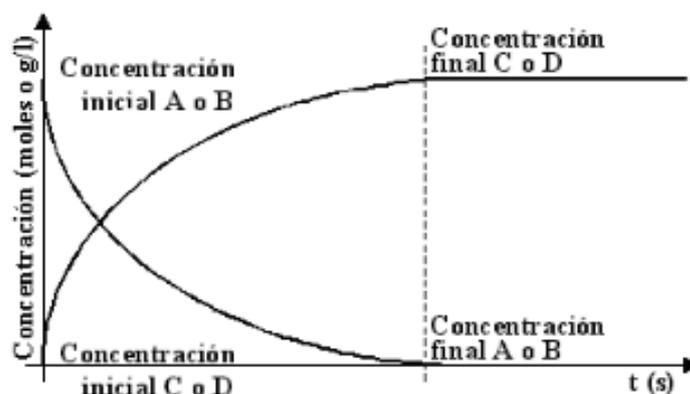


Donde a, b, c, d.. son los coeficientes estequiométricos de la reacción y A, B, C, D... son los símbolos o las fórmulas de las diferentes sustancias que intervienen.

A medida que la reacción progresa, disminuye el número de moléculas A y B, y aumenta el número de moléculas C y D. Como las sustancias C y D no reaccionan entre sí, la reacción continúa hasta que las moléculas A y B se consumen. Este tipo de reacción se denomina **irreversible**. Graficando este caso tenemos:

Figura 6.1

La concentración en función del tiempo de una reacción irreversible



Nota. Adaptado de (Nieto, 2022)

La reacción en equilibrio se lo representa así:



V_d = velocidad directa, hacia la derecha o de formación de los productos = $k_d [A]^a \cdot [B]^b$
 V_i = velocidad inversa, hacia la izquierda o de formación de los reactivos = $k_i [C]^c \cdot [D]^d$
 k_d y k_i son las constantes específicas de velocidad hacia la derecha e izquierda respectivamente.

En el equilibrio $V_d = V_i \rightarrow k_d [A]^a \cdot [B]^b = k_i [C]^c \cdot [D]^d$

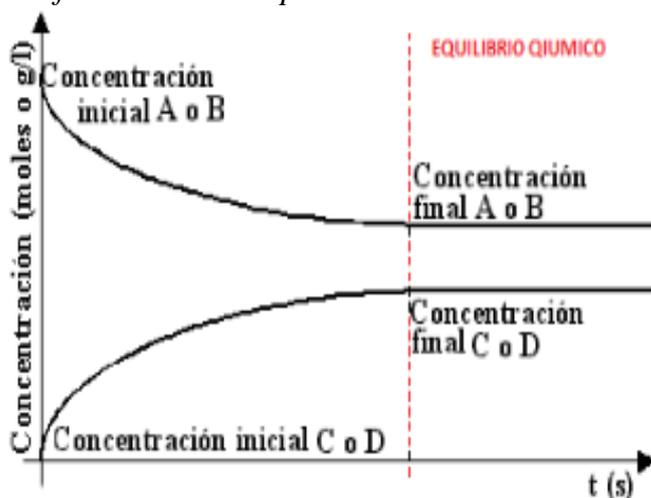
$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (2)$$

K_c es la constante molar de equilibrio. K_c es una magnitud adimensional. Para ello las concentraciones vienen expresadas como concentraciones Molares (es decir: moles/litro).

En el numerador consta el producto de las masas activas de las concentraciones molares de los resultados de la reacción, y en el denominador, constan el producto de las masas activas de las concentraciones molares de los reactivos.

Figura 6.2

La concentración en función del tiempo de una reacción reversible



Nota. Adaptado de (Nieto, 2022)

La ecuación (2) se conoce como la:

Ley de Acción de Masas

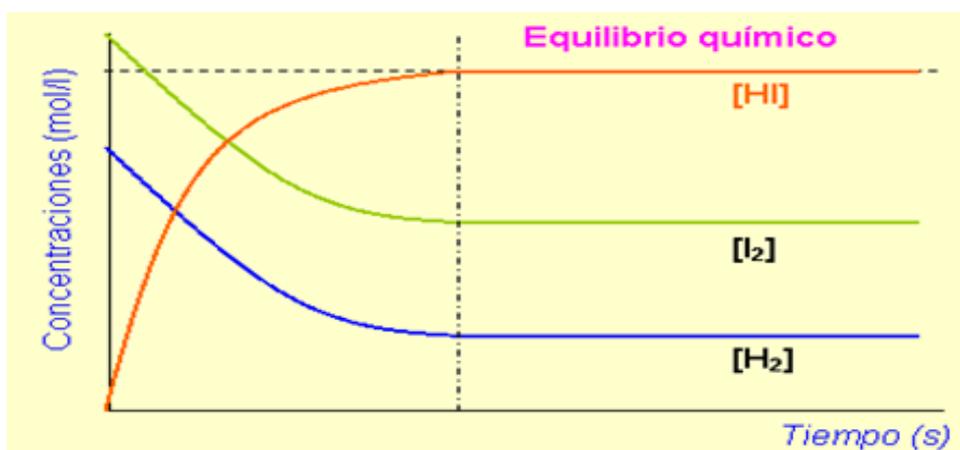
En un proceso elemental, el producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos en el equilibrio elevadas a sus respectivos coeficientes estequiométricos, es una constante para cada temperatura, llamada constante de equilibrio (K_c).

La magnitud K_c nos da a conocer sobre la proporción entre reactivos y productos en el equilibrio químico así:

- Cuando $K_c > 1$, en el equilibrio resultante la mayoría de los reactivos se han convertido en productos.
- Cuando $K_c < 1$, en el equilibrio resultante la mayoría de los reactivos quedan sin reaccionar, formándose pequeñas cantidades de productos.
- Cuando $K_c = 1$, en el equilibrio resultante los reactivos y productos deben estar con igual concentración en moles sobre litro.

Figura 6.3.

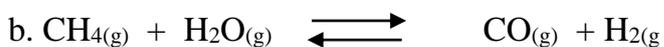
Variación de la concentración con el tiempo en la reacción:



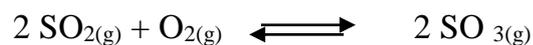
Nota. Adaptado de (Pinta, 2018).

Ejercicios:

1. Exprese la ecuación para la constante de equilibrio de los siguientes sistemas homogéneos:

**Desarrollo del ejercicio:**

a. La ecuación debe ser balanceada, así que:



Aplicación de la Kc
$$K_c = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} \quad K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$$

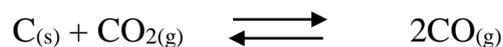


$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}$$

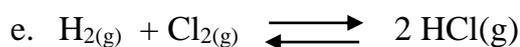


$$K_C = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

d. Las sustancias en estado sólido o en estado líquido, no se incluyen en la expresión de la constante de equilibrio. Entonces:



$$K_C = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$



$$K_C = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}$$

Constante de equilibrio en función de las presiones de los gases

Para un sistema químico reversible, en estado gaseoso, las concentraciones molares se pueden expresar en función de las presiones parciales a través de la ley de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \longrightarrow n/V = P / (R \cdot T)$$

En el equilibrio, las concentraciones se pueden expresar como:

$$[A] = [n_A / V] = P_A / (R \cdot T)$$

Dónde:

n_A = número de moles del gas A

P_A = presión parcial de A expresada en atmósferas.

$$K_C = \frac{K_d}{K_i} = K_C = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

$$K_c = \frac{\left[\frac{P_C}{RT}\right]^c \cdot \left[\frac{P_D}{RT}\right]^d}{\left[\frac{P_A}{RT}\right]^a \cdot \left[\frac{P_B}{RT}\right]^b}$$

$$K_c = \frac{[P_C]^c [P_D]^d}{[P_A]^a [P_B]^b} (R \cdot T)^{-(c+d)+(a+b)}$$

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{-\Delta n}$$

Δn = variación de moles = moles finales – moles iniciales = (c+d) -(a+b)

K_p es la constante de equilibrio gaseoso, en presiones parciales, estas vienen expresadas en atmósferas. También K_p es una cantidad adimensional.

Ejemplo

Expresar la constante de equilibrio en función de las presiones parciales de cada sustancia para la reacción:



$$K_p = \frac{P_{\text{CO}} \times P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{COCl}_2}}$$

Coefficiente de la Reacción (Q_c)

Q_c es el llamado “Coeficiente de Reacción. Este índice es de gran utilidad pues cuando se comparan Q con K_c bajo las mismas condiciones de presión y temperatura en la cual se determinó esta última, permite predecir si una reacción está desplazada hacia la derecha o hacia la izquierda.

Hay que tomar en cuenta:

Si $Q_c > K_c$ = el sistema se desplaza hacia la izquierda

Si $Q_c < K_c$ = el sistema se desplaza hacia la derecha

Si $Q_c = K_c$ = el sistema está en equilibrio

Ejercicio 1

Al inicio de una reacción en un reactor de 4,5 L a una temperatura de 300 °C existen 0,35 moles de N_2 , $3,5 \times 10^{-2}$ moles de H_2 y $6,5 \times 10^{-4}$ moles de NH_3 . Si el valor de la constante de equilibrio para el proceso de formación del amoníaco vale a esa temperatura $K_c = 0,45$, indica si el sistema se encuentra en equilibrio y, en caso contrario, ¿Qué es lo que es lo que debería ocurrir para que el sistema alcance el equilibrio?

Desarrollo:

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

$$Q_c = \frac{[6,5 \times 10^{-4}]^2}{[0,35][3,5 \times 10^{-2}]^3}$$

$$Q_c = \frac{\frac{[6,5 \times 10^{-4}]^2}{4,5L}}{\frac{[0,35]}{4,5L} \frac{[3,5 \times 10^{-2}]^3}{4,5L}}$$

$$Q_c = 0,126$$

Como Q_c es menor que $K_c = 0,45$, el sistema no está en equilibrio, el equilibrio deberá desplazarse hacia la derecha es decir a la formación de amoníaco.

Ejercicio 2

En un recipiente de 2 L a una temperatura de 1.000 °K la constante de equilibrio para la reacción 0,212; los moles de N₂O₄ y NO₂ son 0,4 y 0,6 respectivamente.



$$Q_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

$$Q_c = \frac{\left[\frac{0,6}{2}\right]^2}{\left[\frac{0,4}{2}\right]}$$

$$Q_c = \frac{[0,3]^2}{[0,2]} = 0,45 \text{ mol/L} \quad K_c = 0,212$$

Si $Q_c > K_c$ = el sistema se desplaza hacia la izquierda

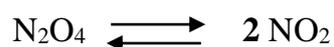


Tabla 6.1

Análisis Estequiométrico del estado de equilibrio

La reacción es:	N ₂ O ₄	\rightleftharpoons	2NO _{2(g)}
Estado Inicial	0,2		0,3
Variación Estequiométrica	+X		-2X
Estado de Equilibrio	0,2+ X		0,3-2X
Valor calculado	0,2 +0,0377		0,3-2(0,0377) = 0,2246

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \quad 0,212 = \frac{[0,3-2X]^2}{[0,2+X]}$$

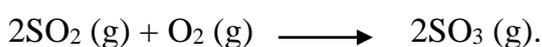
$$X_1 = 0,0377$$

$$X_2 = 0,31$$

Ejercicio 3

En un recipiente de un litro de capacidad, se somete a reacción el dióxido de azufre y el oxígeno. Al alcanzarse el equilibrio se tienen 0,5 moles de trióxido de azufre, 0,25 moles de dióxido de azufre y 0,55 moles de oxígeno. Calcular la constante de equilibrio.

Como la molaridad es el número de moles por litro, tenemos:



$$[\text{SO}_3] = 0,5$$

$$[\text{SO}_2] = 0,25$$

$$[\text{O}_2] = 0,55$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} \quad K_c = \frac{[0,5]^2}{[0,25]^2 [0,55]}$$

$$K_c = \frac{[0,25]}{[0,0625][0,55]}$$

$$K_c = 8$$

Ejercicio 4

En la siguiente reacción:



Las concentraciones en el equilibrio A 30 °C, son:

$$[\text{CH}_4] = 0,25 \text{ M}, [\text{H}_2\text{O}] = 0,15 \text{ M}, [\text{CO}] = 0,75 \text{ M}, [\text{H}_2] = 0,65 \text{ M}$$

Calcular el valor de la constante de equilibrio a 25 °C.

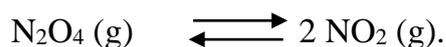
$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2]^3}{[\text{CH}_4][\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_c = \frac{[0,75][0,65]^3}{[0,25][0,15]}$$

$$K_c = 5,49 \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

Ejercicio 5

Calcular la constante de equilibrio de un recipiente de 500 cc de capacidad a 30 °C, que contiene una mezcla de 25 g de NO₂ y 15 g de N₂O₄.



Como la concentración molar es el número de moles por litro, aplicamos la fórmula que ya conocemos y tenemos:

$$[\text{NO}_2] = \frac{\text{g}}{\text{m.mol} \times \text{L}} = [\text{NO}_2] = \frac{25\text{g}}{\frac{46\text{g}}{\text{mol}} \times 0,5 \text{ L}} = 1,086 \text{ mol/L}$$

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{\text{g}}{\text{m.mol} \times \text{L}} = [\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{15\text{g}}{\frac{92\text{g}}{\text{mol}} \times 0,5 \text{ L}} = 0,32 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} \quad K_c = \frac{[1,086]^2}{[0,32]}$$

$$K_c = \frac{3,68\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejercicio 6

El valor de K_c para el HI en equilibrio a 450°C es 54,8:



Una Cantidad de HI(g) se coloca en un recipiente de 1 litro y se le permite alcanzar el equilibrio a 450°C . ¿Cuáles son las concentraciones de $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{I}(\text{g})$ en equilibrio con 0,50 mol/L de HI(g)?

Desarrollo:

Las concentraciones de $\text{H}_2(\text{g})$ e $\text{I}_2(\text{g})$ deben ser iguales puesto que se producen en cantidades iguales por la descomposición de HI(g) por lo tanto

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = x$$

En equilibrio la $[\text{HI}] = 0,50 \text{ mol/L}$, sustituimos estos valores en la ecuación para la constante de equilibrio

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]^3}$$

$$54,8 = \frac{[0,5]^2}{[x][x]}$$

$$54,8 = \frac{[0,5]^2}{x^2}$$

$$54,8x^2 = 0,25 \text{ mol}^2 / \text{L}^2$$

$$x^2 = 0,00456 \text{ mol}^2 / \text{L}^2$$

$$x = 0,068 \text{ mol/L}$$

Las concentraciones en el equilibrio son:

$$\text{la } [\text{HI}] = 0,50 \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0,068 \text{ mol/L}$$

Ejercicio 7

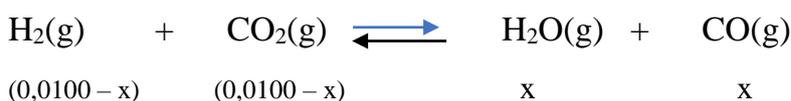
En la reacción



K_c es igual a 0,771 a 800 °C. Si 0,0100 moles de H_2 y 0,0100 moles de CO_2 se mezclan en un recipiente de 1 litro. ¿Cuáles son las concentraciones de todas las sustancias presentes en el equilibrio?

Desarrollo:

Si x moles de H_2 reaccionan con x moles de CO_2 del total de las cantidades suministradas, por lo tanto se producen x moles de H_2O y x moles de CO



$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}$$

$$0,771 = \frac{x^2}{(0,0100 - x)(0,0100 - x)}$$

Si sacamos la raíz cuadrada de ambos miembros de esta ecuación, tenemos

$$\frac{x^2}{(0,0100 - x)(0,0100 - x)} = 0,878$$

$$X = 0,00468$$

Por siguiente en el equilibrio

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = (0,0100 - x) = (0,0100 - 0,00468) = 0,0053 \text{ mol/L ó } 5,3 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}] = x = 0,00468 \text{ mol/L ó } 4,68 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Ejercicio 8

Dado que $K_C = 1,03 \cdot 10^{-3}$ para $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{S}_2(\text{g})$ a 750°C . ¿Cuántos moles de S_2 tendremos en el equilibrio en un recipiente de 3,68 L donde hay 1,63 moles de H_2S y 0,864 moles de H_2 ?

Desarrollo:

$$[\text{H}_2\text{S}] = \frac{1,63 \text{ moles } \text{H}_2\text{S}}{3,68 \text{ L}} = 0,439 \text{ M}$$

$$[\text{H}_2] = \frac{0,864 \text{ moles } \text{H}_2}{3,68 \text{ L}} = 0,235 \text{ M}$$

$$K_C = \frac{[\text{H}_2][\text{S}_2]^{\frac{1}{2}}}{[\text{H}_2\text{S}]}$$



$$1,03 \times 10^{-3} = \frac{[0,235][\text{S}_2]^{\frac{1}{2}}}{[0,443]} = 3,77 \times 10^{-6}$$

En el enunciado nos pide en moles del recipiente, luego:

Moles de S_2 :

$$\text{S}_2 = \left(\frac{3,77 \times 10^{-6} \text{ moles}}{\text{L}} \right) \times (0,368 \text{ L}) = 1,387 \times 10^{-6} \text{ moles}$$

Ejercicio 9

Si la concentración inicial de $\text{COCl}_2(\text{g})$ es de 6 moles / L, calcular la concentración de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$ en el equilibrio a 25°C . La constante de equilibrio de la reacción de esta temperatura es 0,15.

Tabla 6.2

Análisis estequiométrico del estado de equilibrio

La reacción es:	$\text{COCl}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{CO}(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Estado Inicial	6		0		0
Variación Estequiométrica	-x		x		x
Estado de Equilibrio	6-x		x		x
Valor calculado	6-1,05 = 4,95mol		1,05moles		1,05moles

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]^2}$$

$$K_c = \frac{[x][x]}{[6-x]^2}$$

$$0,15 = \frac{x^2}{(6-x)^2} \quad = \quad 0,15(6-x) = x^2 \quad = \quad 0,9 - 0,15x = x^2$$

$x^2 + 0,15x - 0,9 = 0$ la ecuación es de la forma: $ax^2 + bx + c = 0$

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

$$x_1 = -1,202 \text{ moles}$$

$$x_2 = 1,05 \text{ moles}$$

Ejercicio 10

En la siguiente reacción:



Se introducen en un recipiente de 1 litro 4 moles de gas de hidrógeno y 6 moles de gas bromo a 230 °C ¿Cuáles son las concentraciones al alcanzarse el equilibrio? La constante de equilibrio de la reacción a 230 °C es 27.

Ecuación balanceada:

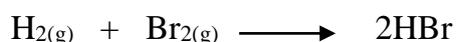


Tabla 6.3

Análisis estequiométrico del estado de equilibrio

La reacción es:	$\text{H}_{2(\text{g})}$	+	$\text{Br}_{2(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$2\text{HBr}_{(\text{g})}$
Estado Inicial	4		6		0
Variación Estequiométrica	-x		-x		2x
Estado de Equilibrio	4-x		6-x		2x
Valor calculado	4-3,36= 0,64 M		6-3,36= 2,64 M		6,72 M

Luego:

$$K_c = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2][\text{Br}_2]}$$

Reemplazamos datos de la tabla:

$$27 = \frac{[2X]^2}{[4 - X][6 - X]}$$

$$27 = \frac{[4X]^2}{[24 - 4X - 6X + X^2]}$$

$$27[24 - 4X - 6X + X^2] = 4X^2$$

$$[648 - 108X - 162X + 27X^2] = 4X^2$$

Al resolver la ecuación se tiene:

Debemos escoger el valor mínimo y positivo

$$X_1 = 3,36$$

$$X_2 = 8,37$$

el valor para X_2 se descarta ya que, por ejemplo, el bromo sería:

$6 - 8,37 = -2,37$ moles de Br. Valor que debemos descartar por tanto estos son los valores calculados:

$$[H] = 4 - 3,36 = 0,64 M$$

$$[Br_2] = 6 - 3,36 = 2,64 M$$

$$[HBr] = 2 \times 3,36 = 6,72 M$$

Ejercicio 11

En la siguiente reacción:



En un volumen de 4 litros, se introducen 2 moles de $COBr_2$ y 1,25 mol de CO. Calcular las concentraciones en el equilibrio si $K_c = 0,375$.

Desarrollo del ejercicio:

Tabla 6.4

Análisis estequiométrico del estado de equilibrio

La reacción es:	$\text{COBr}_2(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{CO}(\text{g})$	+	$\text{Br}_2(\text{g})$
Estado Inicial	2		1,25		0
Variación Estequiométrica	-x		x		x
Estado de Equilibrio	2-x		1,25+x		x



Luego:

$$[\text{CO}] = \frac{1,25 + x}{4} \text{ M}$$

$$[\text{Br}_2] = \frac{x}{4} \text{ M}$$

$$[\text{COBr}_2] = \frac{2 - x}{4}$$

entonces:

$$K_c = \frac{[\text{CO}] [\text{Br}_2]}{[\text{COBr}_2]}$$

$$K_c = \frac{\left[1,25 + \frac{x}{4}\right] \left[\frac{x}{4}\right]}{\left[2 - \frac{x}{4}\right]}$$

$$K_c = \frac{\left[\frac{1,25}{4} + \frac{x}{4}\right] \left[\frac{x}{4}\right]}{\left[2 - \frac{x}{4}\right]}$$

$$0,375 = \frac{\left[\frac{5}{16} + \frac{x}{4}\right] \left[\frac{x}{4}\right]}{\left[\frac{2-x}{4}\right]}$$

$$0,375 = \frac{x[5 + 4x]}{16 [2 - x]}$$

$$0,375 = \frac{5x + 4x^2}{16 [2 - x]}$$

$$6(2 - x) - 5X - 4X^2 = 0$$

$$(12 - 6x) - 5X - 4X^2 = 0$$

$$12 - 11X - 4X^2 = 0$$

$$12 - 11X - 4X^2 = 0$$

$$4X^2 + 11x - 12 = 0$$

Al resolver la ecuación, se tiene:

$$X_1 = -3,59$$

$$X_2 = 0,84$$

Entonces en el equilibrio:

$$[CO] = \frac{1,25 + 0,84}{4} = 0,52 M$$

$$[Br_2] = \frac{1,25+0,84}{4} = 0,52 M$$

$$[COBr_2] = \frac{2 - x}{4} = 0,29 M$$

Ejercicio 12

En un recipiente de 4 litros se introducen 3 moles de gas hidrógeno y 3 moles de gas cloro a 250 °C. Calcular la concentración de las especies en equilibrio si se tiene en cuenta que la constante de equilibrio a 300 °C es 30.

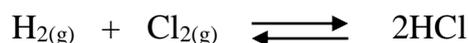


Tabla 6.5

Análisis estequiométrico del estado de equilibrio

La reacción es:	$\text{H}_{2(\text{g})}$	+	$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	\rightleftharpoons	$2\text{HCl}_{(\text{g})}$
Estado Inicial	3		3		0
Variación Estequiométrica	-x		-x		2x
Estado de Equilibrio	3-x		3-x		2x
Valor calculado	0,085 M		0,085 M		1,33 M

Luego:

$$K_c = \frac{[\text{HCl}]^2}{[\text{H}_2][\text{Cl}_2]}$$

como la concentración se expresa en molaridad, entonces:

$$[\text{H}_2] = \frac{3 - X \text{ moles}}{4L} = \frac{3 - X}{4} M$$

$$[\text{Cl}_2] = \frac{3 - X \text{ moles}}{4L} = \frac{3 - X}{4} M$$

$$[\text{HCl}] = \frac{2 - X \text{ moles}}{4L} = \frac{2X}{4} M$$

$$30 = \frac{(2x/4)^2}{\left[3 - \frac{x}{4}\right] \left[3 - \frac{x}{4}\right]}$$

$$30 = \frac{\left(\frac{2}{4}x\right)^2}{\left[3 - \frac{x}{4}\right]\left[3 - \frac{x}{4}\right]}$$

$$30 = \frac{\left(\frac{2}{4}x\right)^2}{\left[3 - x/4\right]^2}$$

$$30 = \frac{0,5x^2}{9 - \frac{x^2}{16}}$$

$$270 - 30x^2 = 8x^2$$

$$270 = 30x^2 - 8x^2$$

$$270 = 30x^2 - 8x^2$$

$$270 = 38x^2$$

$$X = 2,66$$

$$[H_2] = \frac{3 - X \text{ moles}}{4L} = \frac{3 - 2,66}{4} = 0,085 \text{ M}$$

$$[Cl_2] = \frac{3 - X \text{ moles}}{4L} = \frac{3 - 2,66}{4} = 0,085 \text{ M}$$

$$[HCl] = \frac{2 - X \text{ moles}}{4L} = \frac{2(2,66)}{4} = 1,33 \text{ M}$$

Ejercicio 13

La mezcla gaseosa de $\text{CO}_{(g)}$ y $\text{O}_{2(g)}$ a $200\text{ }^\circ\text{C}$, producen en el equilibrio los siguientes porcentajes en volumen: 13 % de monóxido de carbono, 10% de oxígeno y 76,5% de gas carbónico. Si la presión total es de 82,5 atmósferas, calcular la constante de equilibrio en función de las presiones parciales a $250\text{ }^\circ\text{C}$.



$$K_p = \frac{P^2\text{CO}_2}{(P^2\text{CO})(P\text{O}_2)}$$

la presión parcial de cada gas es:

$$P_i = X_i \times P_{tot}$$

donde X_i es la fracción de volumen de cada gas y P_{tot} la presión total de la mezcla.

Entonces:

$$P_{\text{CO}_2} = 0,765 \times 82,5 \text{ atm} = 63,12 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}} = 0,13 \times 82,5 \text{ atm} = 10,73 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = 0,10 \times 82,5 \text{ atm} = 8,25 \text{ atm}$$

$$\hline 82,1 \text{ atm (aprox)}$$

luego:

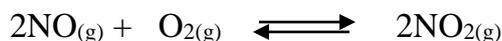
$$K_p = \frac{(63,12)^2}{(10,73)^2 [8,25]}$$

$$K_p = \frac{(3.984,13)}{(115,1)[8,25]}$$

$$K_p = 4,19 \text{ atm}^{-1}$$

Ejercicio 14

En la siguiente reacción:



En un recipiente de 1,5 litros se colocan 15 moles de óxido nítrico y 10 moles de oxígeno. Luego de alcanzar el equilibrio se encuentran 12,5 moles de dióxido de nitrógeno. Calcular K_c .

El consumo de NO y de O_2 para producir 12,5 moles de NO_2 es:

1. Calculamos las moles según la reacción:

$$12,5 \text{ moles de } \text{NO}_2 \times \frac{2 \text{ moles de NO}}{2 \text{ moles de } \text{NO}_2} = 12,5 \text{ moles de NO}$$

y:

$$12,5 \text{ moles de } \text{NO}_2 \times \frac{1 \text{ moles de } \text{O}_2}{2 \text{ moles de } \text{NO}_2} = 6,25 \text{ moles de moles de } \text{O}_2$$

Entonces en la tabla de datos reemplazamos:



Tabla 6.6

Análisis Estequiométrico del estado de equilibrio

La reacción es:	$2\text{NO}_{(g)}$	+	$\text{O}_{2(g)}$	\rightleftharpoons	$2\text{NO}_{2(g)}$
Estado Inicial	15		10		0
Variación Estequiométrica	-12,5		-6,25		12,5
Estado de Equilibrio	15 -12,5		10 - 6,25		12,5
Valor calculado	2,5 moles		3,75 moles		12,5 moles

luego:

$$[NO_2] = \frac{12,5 \text{ moles}}{1,5L} = 8,33 \text{ M}$$

$$[O_2] = \frac{3,75 \text{ moles}}{1,5L} = 2,5 \text{ M}$$

$$[NO] = \frac{2,5 \text{ moles}}{1,5L} = 1,66 \text{ M}$$

entonces:

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

$$K_c = \frac{[8,33]^2}{[1,66]^2 [2,5]}$$

$$K_c = \frac{[69,38]}{[2,75] [2,5]}$$

$$K_c = 10,07$$

Ejercicio 15

En la siguiente reacción:



en un recipiente de 3,5 litros se hacen reaccionar 25 gramos de penta cloruro de fósforo hasta que la reacción alcanza el equilibrio. Si a 250°C, $K_p = 1,25 \text{ atm}$, determinar:

- Presión inicial del penta cloruro de fósforo.
- Presiones parciales en el equilibrio.
- Grado de disociación y porcentaje de disociación.

La masa molecular del PCl_5 es: $P = 30,9738 \times 1 = 30,9738$

$\text{Cl} = 35,4527 \times 5 = 177,2635$

$$\text{m.mol} = \overline{208,23} \text{ g/mol}$$

y el número de moles de PCl_5 es:

$$n = \frac{m}{\text{m.mol}}$$

$$n = \frac{25 \text{ g}}{208,23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n = 0,12 \text{ moles}$$

luego, la presión del PCl_5 es:

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{0,12 \text{ moles} \times 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \frac{\text{K}}{\text{mol}} \times 523 \text{ K}}{3,5 \text{ L}}$$

$$P = 1,47 \text{ atm}$$

Se tiene que:



Tabla 6.7
Análisis Estequiométrico del estado de equilibrio

La reacción es:	$\text{PCl}_5(\text{g})$	\rightleftharpoons	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Estado Inicial	1,47		0		0
Variación Estequiométrica	-X		X		X
Estado de Equilibrio	1,47- X		X		X
Valor calculado	0,6		0,87		0,87

b. Luego K_p es:

$$K_p = \frac{X \cdot X}{(1,47 - X)}$$

$$1,25 \text{ atm} = \frac{X^2}{(1,47 - X)}$$

$$X^2 = 1,84 - 1,25X$$

$$X^2 + 1,25X - 1,84 = 0$$

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

al resolver la ecuación se encuentra como valor posible:

$$X_1 = 0,87$$

$$X_2 = -2,12$$

entonces, las presiones parciales son:

$$\text{PCl}_5 = 1,47 - 0,87 = 0,6 \text{ atm}$$

$$\text{PCl}_3 = 0,87 = 0,87 \text{ atm}$$

$$\text{Cl}_2 = 0,87 = 0,87 \text{ atm}$$

c. El grado de disociación el porcentaje es:

$$\alpha = \frac{0,87}{(1,47)} \times 100 = 59,18\%$$

d. Se sabe que: $K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}}$

donde: $\Delta n = n \text{ productos} - n \text{ reactivos}$

$$\Delta n = 2 - 1 = 1 \text{ mol}$$

$$K_c = \frac{1,25 \text{ atm}}{\left(\frac{0,082 \text{ atm} \times \text{L}}{\text{mol K}} \times 523 \text{ K}\right)^1} = \frac{0,029 \text{ mol}}{\text{L}}$$

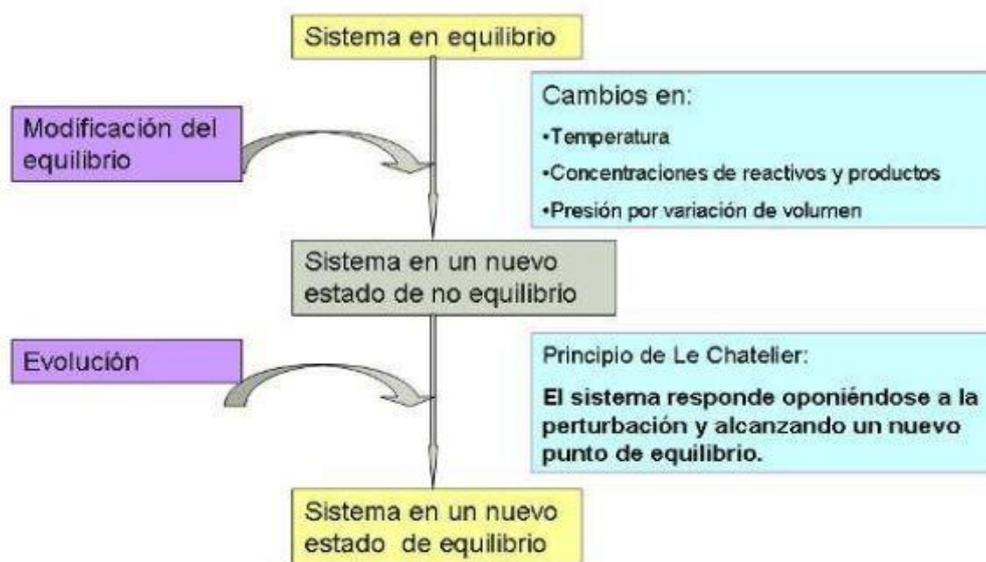
Principio de Le Châtelier. Factores que afectan al equilibrio

Toda reacción o sistema reversible tiende a alcanzar un equilibrio y permanece en el equilibrio hasta que este sea perturbado.

El principio de Le Châtelier dice que: “Cuando se efectúa un cambio en un sistema en equilibrio, el sistema responde de manera que tiende a reducir dicho cambio, y a alcanzar un nuevo estado de equilibrio.”

Figura 6.4

Modificaciones del estado de equilibrio



Nota. Adaptado de (Espinoza, 2016)

El principio de Le Châtelier permite predecir el sentido en que se desplazará un equilibrio químico como consecuencia de los cambios de concentración, presión y temperatura que condicionan el equilibrio.

Efecto en la concentración: cuando la concentración de una de las sustancias en un sistema en equilibrio se cambia, el equilibrio varía de tal forma que pueda compensar este cambio.

1. Si añadimos reactivos	Se consumen reactivos Se forman productos	La reacción se desplaza hacia la derecha ($R \rightarrow P$)
--------------------------	--	--

2. Si añadimos productos	Se consumen productos Se forman reactivos	La reacción se desplaza hacia la izquierda ($R \leftarrow P$)
--------------------------	--	---

3. Si retiramos reactivos	Se forman más reactivos	La reacción se desplaza hacia la izquierda (R ← P)
---------------------------	-------------------------	---

4. Si retiramos productos	Se forman más productos	La reacción se desplaza hacia la derecha (R → P)
---------------------------	-------------------------	---

Efecto de la temperatura

La variación de equilibrio causada por un cambio de temperatura dependerá de si la reacción tal como está escrita es endotérmica o exotérmica.

Reacciones endotérmicas

Si la reacción es **endotérmica**, el calor se considera como un reactivo.



Por lo tanto, si se aumenta la temperatura se favorece un desplazamiento del equilibrio hacia la derecha y si se disminuye, hacia la izquierda.

Reacciones Exotérmicas

Si la reacción es **exotérmica** se puede considerar al calor como uno de los productos, por lo que al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.



Si se disminuye la temperatura, el equilibrio se desplazará hacia la derecha.

Efecto del cambio de presión: si aumenta la presión de un sistema gaseoso en equilibrio, disminuye el volumen, entonces el sistema se desplaza hacia donde hay menor número de moles.

Si la presión de un sistema gaseoso en equilibrio disminuye, el volumen aumenta, entonces el sistema se desplaza hacia donde hay mayor número de moles.

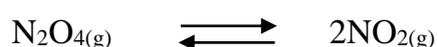
Efecto del cambio de volumen: relacionado con el efecto del cambio de presión (V es inversamente proporcional a P).

Efecto de los catalizadores

Los catalizadores no afectan al equilibrio. Las concentraciones de las especies químicas cuando se alcanza el equilibrio son las mismas con catalizador que sin catalizador. Lo único que se ve afectado es el tiempo necesario para alcanzarlo (Cárdenas, 2011).

Ejercicio de aplicación del principio de Le Châtelier

En la siguiente reacción:



En equilibrio y a cierta temperatura la concentración de N_2O_4 es 0,85 M y de NO_2 es 0,5M. Calcular las concentraciones en un nuevo equilibrio después de adicionar 0,15 moles de NO_2 .

La constante de equilibrio es:

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

$$K_c = \frac{[0,5]^2}{[0,85]}$$

$$K_c = \frac{(0,25)}{[0,85]}$$

$$K_c = 0,294 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

y al añadir las 0,15 moles de NO₂:

Tabla 6.8
Reacción en el estado de equilibrio

La reacción es:	N ₂ O ₄	\rightleftharpoons	2NO _{2(g)}
Estado Inicial	0,85		0,5 + 0,15
Variación Estequiométrica	X		-2X
Estado de Equilibrio	0,85 + X		0,5 - 2X
VALORES CALCULADOS	0,85 + 0,065 = 0,915M		0,5 - (2 x 0,065) = 0,37M

Luego:

$$0,23 = \frac{(0,5 - 2X)^2}{(0,7 + X)}$$

$$0,23 = \frac{0,25 - 2X + 4X^2}{0,7 + X}$$

$$0,161 + 0,23X = 0,25 - 2X + 4X^2$$

$$4X^2 - 2,23X + 0,089 = 0$$

$$0,294 = \frac{(0,65 - 2x)^2}{(0,85 + X)}$$

$$X_1 = 0,065 \quad X_2 = 0,66$$

al resolver la ecuación:

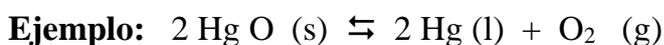
$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,85 + 0,065 = 0,915 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_2] = 0,5 - (2 \times 0,065) = 0,37 \text{ M}$$

Equilibrio heterogéneo

Hasta ahora nos hemos referido a sistemas homogéneos (todos los componentes del sistema, reactivos y productos, se encuentran en igual fase (usualmente en disolución líquida o gaseosa), pero algunos sistemas se caracterizan por la intervención de sustancias químicas en diferente estado físico, gas, líquido, y sólido.

El equilibrio heterogéneo tiene lugar cuando las sustancias que intervienen se encuentran en más de una fase.



Al escribir las constantes de equilibrio Molar, K_c , y de presiones parciales K_p , hay que tener en cuenta que las concentraciones de los sólidos, y de los líquidos puros son constantes y se incluyen en la expresión de la propia constante. La presión parcial de sólidos y líquidos se consideran constantes y muy pequeñas, y también se consideran incluidas en la propia constante de equilibrio.

$$K_c = [\text{O}_2] \cdot [\text{Hg}]^2 / [\text{Hg O}]^2$$

$$K_c = [\text{O}_2] \quad (\text{constante a una temperatura dada})$$

$$K_p = P_{\text{O}_2} \cdot P_{\text{Hg}}^2 / P_{\text{HgO}}$$

$$K_p = P_{\text{O}_2} \quad \text{constante}$$

Las constantes K_c y K_p sólo dependen de la temperatura, por tanto la concentración o la presión parcial del O_2 a cada temperatura es constante.

Sistema heterogéneo y expresión de la constante de equilibrio	
Si el sistema tiene fases sólida, líquida y gaseosa	En la expresión de la K_c sólo intervienen las concentraciones de los gases
Sólida y gaseosa	En la expresión de K_p sólo intervienen las presiones parciales de los gases.
Líquida y gaseosa	
Sólida y líquida	En la expresión de la K_c sólo intervienen las concentraciones de las especies en disolución

EJERCICIOS PARA RESOLVER

Ejercicios

1. En la reacción:



A 25 °C, las concentraciones en el equilibrio son: $[CH_4] = 1,0M$; $[H_2O] = 1,0M$;

$[CO] = 0,25M$;

$[H_2] = 0,46M$. Calcular el valor de la constante de equilibrio a 25 °C. $R = 0,024$

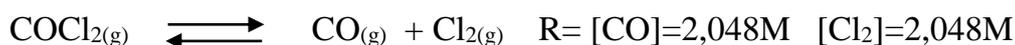


Las concentraciones de las especies en equilibrio a 25 °C son: $[\text{CO}] = 0,79\text{M}$;
 calcular K_c . $[\text{Cl}_2] = 1,0\text{M}$; $[\text{COCl}_2] = 0,70\text{M}$; calcular K_c . **R= 0,34.**

3. En la reacción $\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(g)$ la $K_c = 1,30 \times 10^{-3}$ a 800. Calcular la
 concentración en el equilibrio de NH_3 si la de N_2 es 1,5 mol/L y la de H_2 es 2 mol/L.
R=0,124

4. Si la concentración inicial de $\text{COCl}_{2(g)}$ es de 5 moles / L, calcular la concentración
 de $\text{CO}_{(g)}$ y $\text{Cl}_{2(g)}$ en el equilibrio a 25°C. La constante de equilibrio de la reacción de
 esta temperatura es 1,42

La reacción es:



5. En la reacción: $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$, Si $K_C = 1,30 \times 10^{-3}$ calcule la
 concentración de H_2 en un sistema en equilibrio que contiene 0,50 M de N_2 y 1,15
 M de NH_3 . **R= 12,670 mol/L**

6. En la reacción:



se introducen en un recipiente de 1 litro 6 moles de gas de hidrógeno y 9,5 moles de
 gas yodo a 230 °C ¿Cuáles son las concentraciones al alcanzarse el equilibrio? La
 constante de equilibrio de la reacción a 230 °C es 24.

7. En la reacción:



en un recipiente de 3 litros se hacen reaccionar 20 gramos de penta cloruro de fósforo hasta que la reacción alcanza el equilibrio. Si a 300° C, $K_p = 1,70$ atm, determinar: a. Presión inicial del penta cloruro de fósforo, b. presiones parciales en el equilibrio, c. grado de disociación y porcentaje de disociación. d. K_c .

8. En la siguiente reacción:



En un recipiente de 2,75 litros se hacen reaccionar 16 gramos de penta cloruro de fósforo hasta que la reacción alcanza el equilibrio. Si a 270 °C, $K_p = 1,1$ atm, determinar:

- Presión inicial del penta cloruro de fósforo. $R = 1,23$ atm
- Presiones parciales en el equilibrio. $R = \text{PCl}_5 = 0,55$ atm.
- Grado de disociación y porcentaje de disociación. $R = 55,28$ %
- K_c $R = 0,0247$



CAPÍTULO

7

Equilibrio ácido base

La química es necesariamente una ciencia experimental: las conclusiones se extraen de datos y sus principios son apoyados por la evidencia de los hechos.

Michael Faraday

Logros de Aprendizaje

- Al final de esta unidad el estudiante estará en capacidad de:
- Expresar correctamente la constante de equilibrio para algunos ácidos y bases débiles.
- Aplicar los conceptos de pH y pOH para la identificación de soluciones ácidas y básicas.
- Establecer interrelaciones entre los conceptos de pH y $[H^+]$; pOH y $[OH^-]$, neutralización y formación de sales.
- Demostrar el conocimiento y la aplicación de las teorías de Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis y los conceptos de pH, ionización del agua, constante de disociación en la solución de problemas de ácidos y bases en solución acuosa.
- Describir una titulación ácido-base y calcular la concentración de una solución ácida o básica, dada la información necesaria.

Equilibrio iónico

El estudio de los equilibrios iónicos se refiere, fundamentalmente a electrolitos débiles, escasamente ionizados y electrolitos fuertes prácticamente ionizados del todo, en especial, en disoluciones diluidas (Castells Esqué, 2018). Las reacciones

entre sustancias iónicas en disolución son reacciones reversibles a las que puede aplicarse la Ley de acción de masas o del Equilibrio Químico ya estudiadas.

Electrolitos

Son sustancias químicas que se descomponen en iones al disolverse en agua, dan lugar a la formación de partículas cargadas de electricidad.

Un electrolito, viene a ser lo que llamamos conductor iónico. Electrones libres como tales no fluyen a través de la solución: la corriente es transportada por iones y suceden reacciones químicas en cada electrodo. Los electrolitos conducen la corriente eléctrica derivada de la disociación y de ionización del electrolito (P.& Sienko, 1976).

Los electrolitos están constituidos como disoluciones de ácidos, bases o sales. Algunos de los ejemplos de iones son: el sodio, el potasio, el magnesio, el calcio, el cloruro y el fosfato, iones provenientes de las sales, ácidos y bases inorgánicas. (Poveda, 1997). Estos iones llevan los nutrientes hacia las células, sacan los desechos fuera de las células y ayudan a que los nervios, los músculos, el corazón y el cerebro funcionen con la ayuda de estas disoluciones.

Soluciones electrolíticas

La adición de ciertos solutos al agua genera soluciones excelentes conductoras; hay algunos solutos, en cambio, que no mejoran la conductividad eléctrica del agua, mientras que otros sólo la hacen ligeramente conductora. El agua líquida pura es muy mala conductora de la corriente eléctrica. Estos tres grupos de solutos, denominados electrolitos fuertes, no electrolitos y electrolitos débiles, reciben el nombre de electrolitos, los solutos que producen soluciones conductoras de

electricidad como el NaCl, HBr. Los electrolitos son débiles o fuertes, depende si están parcial o totalmente ionizados o disociados en medio acuoso.

No electrolitos. Son aquellos solutos que no forman soluciones conductoras como el etanol (C_2H_5OH).

Electrolitos fuertes. Son disoluciones que contienen solutos que originan soluciones buenas conductoras de la electricidad y se ionizan completamente, es decir al 100%. Ejemplo: HNO_3 , H_2SO_4 , NaOH, HCl, KOH, entre otros.

Electrolitos débiles. Producen soluciones muy poco conductoras de la electricidad. Un electrolito débil es una sustancia que, al disolverse en agua, genera iones parcialmente con reacciones reversibles. Sus moléculas no se disocian completamente en solución. Ejemplo: ácido acético (CH_3COOH), benzoico (C_6H_5COOH), fórmico ($HCOOH$), carbónico (H_2CO_3), ácido fosfórico (H_3PO_4), ácido sulfuroso (H_2SO_3), la dimetil amina ($CH_3-NH-CH_3$) y la etilamina ($CH_3CH_2NH_2$).

Teoría de Arrhenius

Arrhenius hizo una investigación cuidadosa de las conductividades electrolíticas de muchas soluciones acuosas, especialmente de diferentes concentraciones. Fue quién propuso la teoría de ácidos y bases, quien sugirió clasificar ciertos compuestos como ácidos o bases de acuerdo con el tipo de iones que se forman cuando el compuesto se añade al agua (Timberlake, 2013).

La teoría de Arrhenius se resume en los siguientes postulados:

- Al disolverse un electrolito en agua, este se disocia en iones. Un electrolito fuerte se disocia completamente, mientras que uno débil, lo hace parcialmente.
- Los electrolitos se rompen o disocian en iones cuando se colocan en solventes.
- Los iones son los responsables de la conducción de la corriente eléctrica a través de una solución electrolítica.
- La conductividad de una solución electrolítica depende del grado de disociación del electrolito en solución.

Tabla 7.1.

Propiedades electrolíticas de algunas soluciones acuosas.

Electrólisis fuerte		Electrolitos débiles	No electrolitos
Compuestos iónicos	Compuestos covalentes		
NaCl	HCl	HCOOH	H ₂ O
MgCl ₂	HBr	CH ₃ COOH	C ₂ H ₅ OH
KOH	HNO ₃	HNO ₂	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁
KBr	H ₂ SO ₄	H ₂ SO ₃	CO(NH ₂) ₂
KClO ₄	HClO ₄	NH ₃	C ₃ H ₈ O ₃
Al ₂ (SO ₄) ₃		C ₆ H ₅ NH ₂	CH ₄
Ca(OH) ₂			

Ácidos y bases

Los conceptos de ácido y de base han sido definidos y ampliados a lo largo del tiempo. Vamos a señalar algunas de las definiciones dadas:

1689, *Robert Boyle* observa algunas de las propiedades de ácidos y bases: los ácidos disuelven muchas sustancias, cambian de color algunos tintes, pierden sus propiedades al mezclarse con los álcalis.

1814, *Gay-Lussac* concluye que los ácidos neutralizan a las bases.

1887, *Arrhenius* propone la teoría de la disociación electrolítica. Esta teoría permite formular la teoría de las relaciones ácido-base.

Propiedades de los ácidos

- *Poseen sabor agrio característico (sabor ácido)*. Se aprecia en algunas frutas (naranja, limón, manzana) y otras sustancias como el vinagre. Sin embargo, este criterio no debe ser utilizado, pues algunos de ellos pueden ser venenosos.
- *Conductividad eléctrica*. Disueltos en agua, forman soluciones que son conductoras de electricidad, lo que indica el carácter iónico de esas soluciones.
- *Cambian el color de indicadores*. Algunos colorantes (indicadores) en presencia de soluciones acuosas de ácidos, cambian de color. Así, por ejemplo, el papel tornasol azul cambia a rojo, la solución de fenolftaleína enrojecida se decolora.
- *Desprendimiento de hidrógeno gaseoso*. Sus soluciones acuosas reaccionan con algunos metales, desprendiendo hidrógeno y formando una sal.

En síntesis, la definición de ácido puede ser: sustancia de sabor agrio, que disuelta conduce la corriente eléctrica, enrojece el tornasol y desprende hidrógeno con los metales.

Propiedades de las bases o álcalis

- *Sabor característico*. Las soluciones acuosas diluidas tienen sabor amargo característico, denominado sabor cáustico.
- *Conductividad eléctrica*. Disueltas en agua, forman soluciones conductoras de la electricidad.

- *Cambian el color de los indicadores.* El indicador papel tornasol rosado toma coloración azul, mientras que la fenolftaleína toma coloración roja al ponerse en contacto con soluciones acuosas de las bases.
- *Reacción con los ácidos.* Cuando una base se adiciona a una solución ácida desaparecen todas las propiedades de la última, excepto su conductividad.

Una base o hidróxido se define así: sustancia de sabor característico que disuelta o fundida conduce la corriente eléctrica, colorea de azul el tornasol y es capaz de neutralizar a los ácidos haciendo desaparecer las propiedades ácidas.

Ácidos y bases según Arrhenius

Según Arrhenius, estos compuestos se disocian en el agua generando iones.

Ácido: sustancia que al ionizarse en el agua produce iones hidronio (H^+) (protón).



El ácido se denomina monoprótico si cada molécula al disociarse cede un protón; si cada molécula al disociarse cede dos protones, diprótico; y en general, poliprótico cuando ceden varios protones (Ayres, 1980). Además, la disociación de los ácidos que presentan varios iones hidronios se realiza en varias fases o etapas según el número de hidrógenos.

Base: sustancia que al ionizarse produce iones hidroxilo (OH^-).

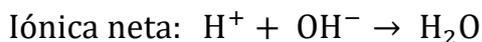
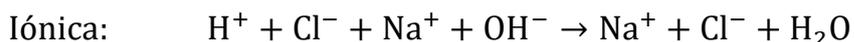
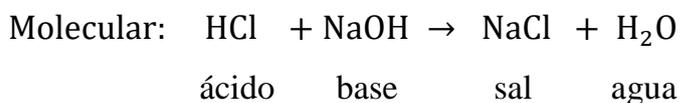


Las bases que al disociarse sólo ceden un hidroxilo se denominan *monobásicas*; si ceden dos hidroxilos, *dibásicas*; en general, *polibásicas* si ceden más de dos hidroxilos.

Las propiedades de los ácidos y las bases, según la teoría de Arrhenius, dependen de la aparición de protones e hidroxilos en solución acuosa.

La teoría de Arrhenius presenta una limitación: el concepto de ácido y base viene ligado a la presencia de un medio acuoso, y existen reacciones ácido-base que se verifican en otros medios; por ejemplo, amoníaco, ácido acético.

La neutralización, según Arrhenius, consiste en la combinación de iones de hidrógeno e hidróxido, para formar agua; por ejemplo, las ecuaciones para una neutralización ácido-base se pueden escribir en forma molecular, iónica o iónica neta.



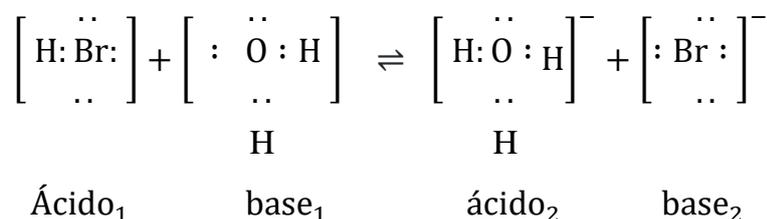
Ácidos y bases según Brønsted-Lowry

Al descubrirse que solventes diferentes al agua formaban soluciones electrolíticas, se necesitaron definiciones más generales de ácidos y bases.

De manera independiente, Brönsted y Lowry propusieron una teoría más general:

- **Ácido** es toda molécula o ion que es un donador de protones.
- **Base** es toda molécula o ion que puede receptor protones.

La reacción del bromuro de hidrógeno con el agua muestra cómo esta definición funciona en la práctica:



El HBr es un ácido que cede protones; el agua es una base que acepta protones.

El producto que queda después de que el HBr ha perdido su protón es ahora un aceptor potencial de protones, es decir, el ion Br⁻ es una base. El ion H₂O⁺ un ácido, pues ahora es un donador potencial de protones. El ácido, que resulta de la base, al aceptar un protón, se llama ácido conjugado de la base, igualmente, la base, es la base conjugada del ácido.

Las reacciones pueden describirse en términos de pares conjugados. El ácido y su base conjugada constituyen un *sistema conjugado*. Ácido y base se diferencian en un protón. Puede representarse: ácido ⇌ base conjugada + protón

El protón no tiene existencia libre, y debe pasar a otra base. En consecuencia, se establece un equilibrio en un doble sistema conjugado:



Tabla 7.2.*Reacciones ácido-base, según las definiciones de Brønsted-Lowry*

Ácido ₁	+	Base ₁	⇌	Ácido ₂	+	Base ₂
HCl	+	H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺	+	Cl ⁻
H ₂ O	+	NH ₃	⇌	NH ₄ ⁺	+	OH ⁻
H ₂ O	+	H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺	+	OH ⁻
CH ₃ COOH	+	H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺	+	CH ₃ COO ⁻
HSO ₄ ⁻	+	H ₂ O	⇌	H ₃ O ⁺	+	SO ₄ ⁼
NH ₃	+	NH ₃	⇌	NH ₄ ⁺	+	NH ₂ ⁻
H ₂ O	+	CH ₃ COO ⁻	⇌	CH ₃ COOH	+	OH ⁻
H ₂ SO ₄	+	H ₂ O	⇌	H ₃ SO ₄ ⁺	+	HSO ₄ ⁻
H ₂ SO ₄	+	CH ₃ COOH	⇌	CH ₃ COOH ₂ ⁺	+	HSO ₄ ⁻

Los ácidos tienen fuerza variable. Algunos son fuertes; reaccionan con agua en su totalidad formando bases conjugadas. Otros son más débiles y forman conjugadas que son más fuertes que las bases conjugadas de ácidos fuertes. Mientras más fuerte sea el ácido, más débil es su base conjugada. Algunos ácidos son demasiado débiles, no donan protones. Los ácidos y sus bases conjugadas se clasifican como lo muestra la siguiente tabla.

Tabla 7.3.*Clasificación de los ácidos y sus bases conjugadas.*

Ácido conjugado	Base conjugada
Fuerte	Muy débil
Débil	Débil
Muy débil	Fuerte

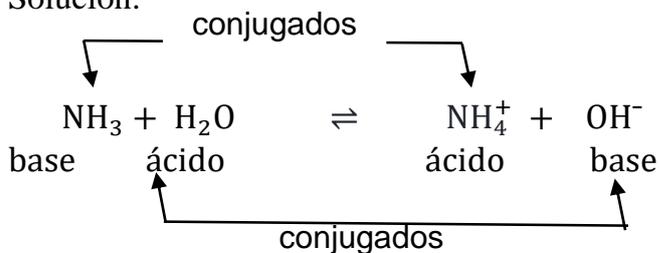
Tabla 7.4.*Clases de ácidos y bases fuertes más comunes.*

Ácidos fuertes	Bases fuertes
HClO ₄	LiOH
HCl	NaOH
HBr	K OH
HI	Ca(OH) ₂
HNO ₃	Sr(OH) ₂
H ₂ SO ₄	Ba(OH) ₂

Ejercicio 1

Escribir una ecuación de equilibrio para la reacción de NH_3 y H_2O , e indicar cuáles son los ácidos y bases conjugados.

Solución:



Ácidos y bases según Lewis

Los conceptos de ácido base hasta ahora conocidos se limitan a medios acuoso (Arrhenius) o a transferencia de protones (Brönsted-Lowry). Sin embargo, hay algunas sustancias que, disueltas en otros solventes, presentan propiedades ácidas o básicas que no se manifestaban en medio acuoso. Por ejemplo, el cloruro de aluminio en medio de éter tiene carácter ácido; el amoníaco, en trifluoruro de boro, presenta carácter básico (P. & Sienko, 1976).

Hay un gran número de sustancias que no contienen hidrógeno y se comportan frente a los indicadores como ácidos y como bases en reacciones de neutralización: BF_3 , FCl_4 , SO_2 , CO_2 .

Estos hechos demostraron la necesidad de buscar nuevas pruebas experimentales para la definición de ácidos y de bases.

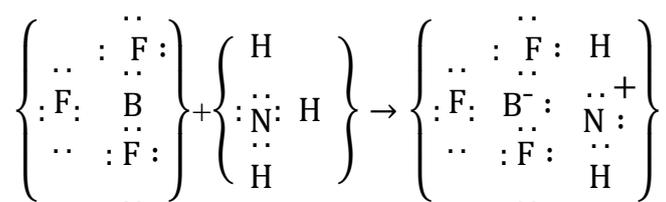
Lewis enunció y desarrolló la **teoría electrónica de ácidos y bases**.

- **Ácido** es toda sustancia, molécula o ion, capaz de aceptar un par de electrones.
- **Base** es toda sustancia, molécula o ion, capaz de ceder un par de electrones.

Para poder aceptar un par de electrones, el ácido debe tener su octeto de electrones incompleto, mientras que la base, para poder ceder electrones, debe poseer algún par de electrones solitario.

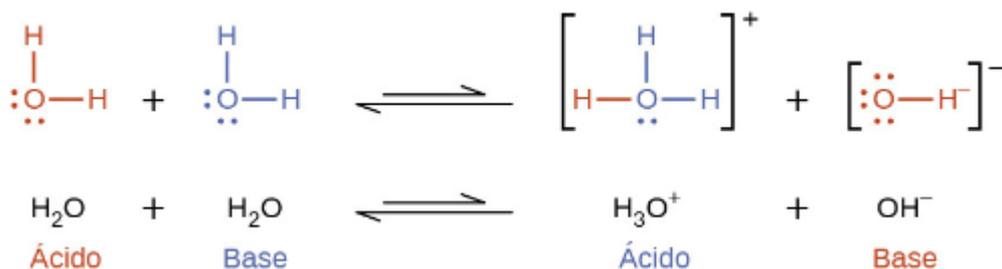
Ejercicio 2

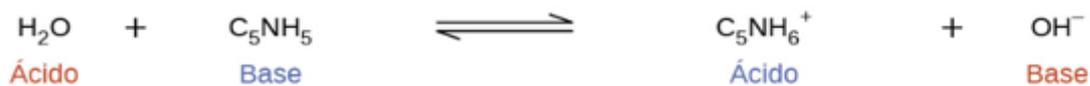
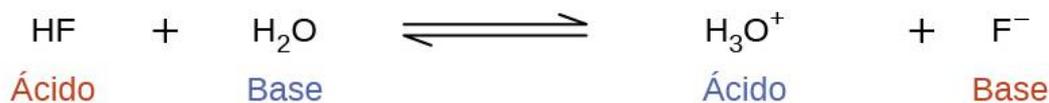
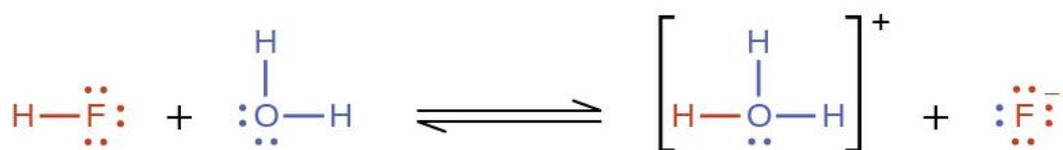
La reacción del trifluoruro de boro con amoníaco es una acción típica ácido-base de acuerdo con los conceptos Lewis:



Complejo formado presenta una carga positiva sobre el hidrógeno y negativa sobre el boro.

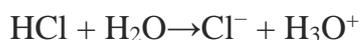
Ejemplo de reacciones: ácidos y bases (Lewis)





Anfolitos

El anfolito o sustancia anfótera es aquella sustancia química que puede reaccionar tanto como un ácido que como una base. El agua es un ejemplo de anfótero.



En este caso, el agua actúa como base, mientras que el ácido clorhídrico actúa como ácido.



En este caso, el agua actúa como ácido, mientras que el amoníaco actúa como base.

Grado de disociación

La relación entre las moléculas disociadas y las no disociadas al disolver un soluto, la magnitud grado de disociación se define como el cociente entre el número de moles disociadas y el número de moles disueltas o total de moles. El valor del

grado de disociación se suele expresar referido a cien moles, por lo que habrá de multiplicar por cien el valor obtenido de α .

La magnitud de la disociación iónica de las moléculas de un soluto se indica por α .

$$\alpha = \frac{\text{número de moles disociadas}}{\text{número total de moles}} \times 100$$

Para un no electrolito, la conductividad electrolítica es extremadamente pequeña; prácticamente no existen iones en solución, por lo que $\alpha = 0$. Para un electrolito débil, α es un número fraccionario pequeño, porque estos solutos existen en la solución en forma iónica y como moléculas no disociadas. Para una solución de un electrolito fuerte, especialmente a concentraciones bajas, $\alpha = 1$ en esta solución el valor indica que la disociación del soluto de iones es total.

Los electrolitos débiles cumplen la ley de equilibrio estudiada en esta unidad, pero, para este caso, la constante de equilibrio recibe el nombre de **constante de disociación, k_d**

Supongamos que se tiene un electrolito AB que se disocia en sus iones. La reacción es:



$$K_d = \frac{[A^+][B^-]}{[AB]}$$

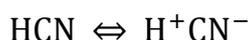
[] = Concentración molar

Ejercicio 1

La constante de disociación para el ácido cianhídrico, HCN, es $4,9 \times 10^{-10}$.

Calcular la concentración molar de las diferentes especies en equilibrio y el grado de disociación en una solución 0,003 molar de ese ácido.

La ecuación balanceada de la disociación del HCN es:



La ecuación nos indica que por cada mol HCN que se disocia, se produce 1 mol de H^+ y 1 mol de CN^- . Si se disocian x moles de HCN se generan x moles de H^+ y x moles de CN^- y resultaran sin disociar 0,003 moles de $-x$ moles de HCN.

Por tanto:

	Inicial	En equilibrio
[HCN]:	0,003 mol/L	(0,003 - x) mol/L
[H^+]:	0 mol/L	x mol/L
[CN^-]:	0 mol/L	x mol/L

La constante de disociación está dada por:

$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

Remplazando:

$$K_d = \frac{[x][x]}{[0,003]} = 4,9 \times 10^{-10}$$

Por tanto, el valor de $x = 1,21 \times 10^{-6}$ mol/L

Las concentraciones de equilibrio son:

$$[\text{HCN}]: (0,003 - 1,21 \times 10^{-6}) = 2,99 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{H}^+]: 1,21 \times 10^{-6} \quad [\text{CN}^-] = 1,21 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$\alpha = \frac{1,21 \times 10^{-6}}{0,003} \times 100 = 0,040 \%$$

Las concentraciones en equilibrio son:

$$[\text{HCN}]: 2,99 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}^+]: 1,21 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$[\text{CN}^-] = 1,21 \times 10^{-6} \text{ M}$$

Grado de disociación, $\alpha =$ es 0,040%.

Ejercicio 2

El grado de disociación del ácido fluorhídrico, HF en una solución 0,1 M es de 7,86%. ¿Cuál es la constante de disociación?

Desarrollo:

La ecuación para la disociación del ácido fluorhídrico es:



$$K_d = \frac{[\text{H}^+][\text{F}^-]}{[\text{HF}]}$$

El grado de disociación nos indica que:

De cada 100 moles se disocian 7,86 moles

De 0,1 moles se disociarán x

$$X = 7,86 \times 10^{-3}$$

Sin disociar quedarán (0,1 moles $- 7,86 \times 10^{-3}$)

=0,0921 moles

En equilibrio se tienen las siguientes concentraciones molares:

[HF]: 0,0921

[H⁺]: $7,86 \times 10^{-3}$; [F⁻]: $7,86 \times 10^{-3}$

Remplazando estos valores en la ecuación inicial podemos encontrar la constante de disociación:

$$K_d = \frac{[7,86 \times 10^{-3}] [7,86 \times 10^{-3}]}{[0,0921]} = 6,70 \times 10^{-4}$$

R. la constante de disociación del ácido fluorhídrico es: $6,70 \times 10^{-4}$

Producto iónico del agua

Una de las propiedades más importantes propiedades del agua es su capacidad para actuar como un ácido o como una base, de funcionar como una molécula anfótera, por lo tanto en agua pura una molécula pueda donar un protón a otra en una reacción en la cual el agua actúa tanto como ácido como base al mismo tiempo. Así, el agua pura se encuentra *autoionizada* (autoprotólisis) en una pequeñísima proporción según el proceso reversible:

La disociación del agua produce iones hidroxilo, según el equilibrio:



El equilibrio está muy desplazado hacia la izquierda. Según la teoría de Brønsted-Lowry, una molécula (ácido) cede un protón y otra molécula (base) lo acepta, lo cual indica que el agua se comporta como un anfótero.

Tabla 7.5.

Constante de disociación de algunas sustancias ácidas y bases.

Nombre	Reacción	Constante de disociación
Ácido acético	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}^- + \text{H}^+$	$1,8 \times 10^{-5}$
Ácido hipobromoso	$\text{HBrO} \rightleftharpoons \text{BrO}^- + \text{H}^+$	$2,0 \times 10^{-9}$
Ácido carbónico	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}^+$	$4,2 \times 10^{-7}$
	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+$	$4,8 \times 10^{-11}$
Ácido hipocloroso	$\text{HClO} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}^+$	$3,2 \times 10^{-8}$
Ácido cloroso	$\text{HClO}_2 \rightleftharpoons \text{ClO}_2^- + \text{H}^+$	$1,1 \times 10^{-2}$
Ácido cianhídrico	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}^+$	$4,9 \times 10^{-10}$
Ácido fluorhídrico	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}^+$	$6,7 \times 10^{-4}$
Ácido fórmico	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}^+$	$1,8 \times 10^{-4}$
Ácido nitroso	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}^+$	$4,5 \times 10^{-4}$
Ácido sulfhídrico	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}^+$	$1,1 \times 10^{-7}$
	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}^+$	$1,0 \times 10^{-14}$
Agua	$2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$	$1,0 \times 10^{-14}$
Hidróxido de amonio	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
Hidróxido de zinc	$\text{Zn}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$1,5 \times 10^{-9}$

La constante de equilibrio para la disociación iónica del agua determinada experimentalmente a 25°C, es:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} \quad \text{o} \quad K_{\text{H}_2\text{O}}[\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

La concentración del agua líquida es una constante, 55,5 moles/L; la masa de un litro dividida por la masa de una mol, 1000 g/L / 18 g/mol. Por tanto, se puede escribir una nueva constante de equilibrio:

$$K_w = K_{H_2O} [H_2O]^2 = [H_3O^+][OH^-]$$

o

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

La constante $K_{H_2O}[H_2O]^2$ se denomina producto iónico del agua, y se representa por K_w

Como el agua es neutra, tiene la misma concentración de iones hidronio que de iones hidroxilo; por tanto, la concentración de cada uno de estos iones es de 1×10^{-7} mol por litro.

Si llamamos x al valor de cada una de las concentraciones, tenemos:

$$x \times x = 1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{litro}^2$$

$$x^2 = 1 \times 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{litro}^2$$

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

$$[OH^-] \times = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/litro}$$

Potencial de Hidrógeno o pH

Para expresar la concentración de los iones hidronio de manera más sencilla que mediante una potencia de 10 con exponente negativo, y con el objetivo que su variación quede dentro de una escala más reducida con números enteros positivos, Sorensen definió el concepto de pH (potencial de hidrógeno). El pH es igual al logaritmo negativo de la concentración de iones hidronio expresado en moles por litro.

$$pH = \log \frac{1}{[H_3O^+]} = -\log[H_3O^+]$$

En el caso de agua pura, tendremos:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{litro}}$$

$$\text{pH} = -\log \text{H}_3\text{O}^+$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} = 7$$

Una solución neutra presenta un $\text{pH} = 7$

Si el medio es ácido, el pH es <7 , si es básico, el pH es >7 . Cuanto mayor sea la concentración de $[\text{H}_3\text{O}^+]$, menor será el pH , y viceversa.

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

El pOH es una medida de la concentración de iones hidroxilo (OH^-). Se utiliza para expresar la alcalinidad de una solución. Las soluciones acuosas a 25 grados Celsius con pOH menor de 7 son alcalinas, pOH mayor de 7 son ácidas y pOH igual a 7 son neutras.

Acidez de las soluciones

En el agua, como ya vimos, el producto de las concentraciones iónicas de H_3O^+ y OH^- es constante e igual a 1×10^{-14} a 25 °C. Por tanto, si disolvemos un ácido en agua pura, aumentará la concentración de H_3O^+ y disminuirá la concentración de OH^- , de tal forma que el valor del producto iónico permanece constante. La solución resultante será ácida, ya que predominan los iones H_3O^+ .

De manera análoga, al adicionar una base se producirá un descenso en el número de iones H_3O^+ . La solución será básica o alcalina, ya que predominan los iones OH^- sobre los H_3O^+ .

Por último, si la concentración de ambos iones es la misma, tendremos una solución neutra.

Solución ácida: $[H_3O^+] > [OH^-]$
 $[H_3O^+] > 1 \times 10^{-7}$ y $[OH^-] < 1 \times 10^{-7}$

Solución básica: $[H_3O^+] < [OH^-]$
 $[H_3O^+] < 1 \times 10^{-7}$ y $[OH^-] > 1 \times 10^{-7}$

Solución neutra: $[H_3O^+] = [OH^-]$
 $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7}$ y $[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$

Como el producto iónico del agua es constante, si se conoce la concentración de uno de los iones se puede conocer del otro, y así podemos expresar la acidez o basicidad de la solución referida a su concentración en iones hidronio o iones hidroxilo.

Tabla 7.6.

Escala de pH.



Tabla 7.7.
Los valores de la escala de pH

ÁCIDO	pH	EJEMPLOS
ÁCIDO	0	Ácido clorhídrico
	1	Ácido Sulfúrico(solución de las Baterías)
	1,5	Jugo gástrico
	2,6	Vinagre
	3,5	Refresco o colas
	5	Café
	5,6	Lluvia ácida
	6	Orina
	6,6	Leche
	NEUTRO	7
BÁSICO	7,45	Sangre
	8	Agua de mar
	9 -10	Jabón de tocador
	10	Leche de magnesia
	11,5	Amoniaco
	12	Lejía
	13	Limpia tuberías
BÁSICO	14	Solución 1M Na(OH).

Medición del pH

La medición del pH de una sustancia se puede hacer por dos métodos, el colorimétrico o el potenciométrico.

El colorimétrico es más sencillo y utiliza sustancias llamadas indicadores de pH que se pueden encontrar en diferentes presentaciones con propiedades particulares para medir rangos de pH.

El indicador más común es el papel tornasol, que se trata de una tira de papel con un tratamiento especial que al sumergirse en una solución cambia de color, ya sea azul para las sustancias alcalinas, o rojo para las soluciones ácidas.

Figura 7.1.

Indicadores de pH



El potenciométrico. El método de medida de pH a través de un potenciómetro o pHmetro digital es seguramente el método más simple y rápido de medida de pH. Todos los phmetros vienen con un líquido patrón para calibrarlo. Calibrar un phmetro digital es una parte fundamental de la medición de pH. Si el phmetro no está calibrado, las mediciones serán confusas y no te servirá de nada.

Figura 7.2.

Potenciómetro



Ejercicio 1

Determine el pH de una solución, cuya concentración de iones hidronio es igual a 1×10^{-3} .

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[1 \times 10^{-3}]$$

pH = -3 cambiamos de signo

$$\text{pH} = 3$$

Ejercicio 2

Calcular $[\text{OH}^-]$ de la solución con una concentración de iones $[\text{H}^+] = 1,65 \times 10^{-10}$ M.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[\text{H}^+]}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,65 \times 10^{-10}}$$

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

$$6,06 \times 10^{-5}$$

Ejercicio 3

Se tiene una solución de ácido fluorhídrico HF de $1,8 \times 10^{-3}$ M, calcule el pH

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log[1,8 \times 10^{-3}]$$

$$\text{pH} = 2,74$$

Ejercicio 4

Se tiene una solución de hidróxido de sodio Na OH de 0,67 M, calcule el pH

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

$$\text{pOH} = -\log[0,67] \quad \text{pOH} = 0,173$$

En la escala pH:

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

$$\text{pH} = 14 - 0,173$$

$$\text{pH} = 13,82$$

Ejercicio 5

Hallar la concentración de iones H_3O^+ e iones OH^- en una solución de HNO_3 0,3 M a 25°C.

Desarrollo:

El HNO_3 es un electrolito fuerte, lo que supone la disociación de H_3O^+ debida al agua.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,3 \text{ M} = 3 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$3 \times 10^{-1} [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$\text{OH}^- = \frac{1 \times 10^{-14}}{3 \times 10^{-1}} = 3,33 \times 10^{-14}$$

$$\text{R. } [\text{OH}^-] = 3,33 \times 10^{-14} \text{ M y } [\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-1} \text{ M}$$

Ejercicio 6

¿Cuál es la concentración de iones hidronio e hidroxilo de una solución 0,15 M de KOH a 25 °C?

Desarrollo:

El KOH es un electrolito fuerte, por tanto, su grado de disociación es bastante alto.

$$[\text{OH}^-] = 0,15 \text{ M} = 1,5 \times 10^{-1} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] [1,5 \times 10^{-1}] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[1,5 \times 10^{-1}]} = 6,66 \times 10^{-14}$$

$$\text{R. } [\text{OH}^-] = 1,5 \times 10^{-1} \text{ M y } [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,66 \times 10^{-14}$$

Ejercicio 7

Calcule el pH de una solución de 0,55 M de HCl en 600 mL de agua, si a la solución se le agrega agua hasta llegar a 900 ml calcule su nuevo pH.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [0,55]$$

$$\text{pH} = 0,2596$$

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

$$600 \text{ mL} \times 0,55 \text{ M} = 900 \text{ mL} \times C_2$$

$$[C_2] = \frac{600 \text{ mL} \times 0,55 \text{ M}}{900 \text{ mL}} = 0,366 \text{ M} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pH} = -\log [0,366] = 0,9706$$

Ejercicio 8

Calcule el pH de 140 mL de una disolución 0,8 M de HCl antes y después de que se le añadan 95 mL de una disolución 1,5 M de hidróxido de sodio.

Antes de ser añadido:

$$\begin{aligned}\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} &\leftrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \\ [\text{H}_3\text{O}^+] &= 0,8 \rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \\ \text{pH} &= -\log[0,8] \\ \text{pH} &= 0,09\end{aligned}$$

Y después:

$$\begin{aligned}\text{HCl} + \text{NaOH} &\leftrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} \\ V_1 \times C_1 &= V_2 \times C_2 \\ C_1 &= \frac{V_2 \times C_2}{V_1} \\ C_1 &= \frac{140 \text{ mL} \times 0,8\text{M}}{235 \text{ mL}} = 0,47 \text{ M de HCl} \\ C_1 &= \frac{80 \text{ mL} \times 1,5\text{M}}{235 \text{ mL}} = 0,51 \text{ M de HCl} \\ [\text{OH}] &= 0,51\text{M} - 0,47 = 0,04 \text{ M} \\ \text{pOH} &= -\log[\text{OH}^-] \\ \text{pOH} &= -\log[0,04] \\ \text{pOH} &= 1,39 \\ 14 &= \text{pOH} + \text{pH} \\ \text{pH} &= 14 - 1,37 \\ \text{pH} &= 12,6\end{aligned}$$

Ejercicio 9

Si dispone de una solución de 0,40 M de HCl en 250 ml de agua, si a esa solución se agrega agua hasta llegar a 870 mL, calcule el pH inicial y el pH después de agregar el agua.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [0,40]$$

$$\text{pH} = 0,397$$

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

$$250 \text{ mL} \times 0,40\text{M} = 870 \text{ mL} \times C_2$$

$$[C_2] = \frac{250 \text{ mL} \times 0,40 \text{ M}}{870 \text{ mL}} = 0,114 \text{ M} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] \quad \text{pH} = -\log [0,114] = 0,94$$

Ejercicio 10

Determine el pH y el pOH de una solución $2,5 \times 10^{-4}$ M de hidróxido de sodio

Desarrollo:

El NaOH es un electrolito fuerte que al disociarse origina ion de OH^- y un Na^+ ; por tanto, inicialmente, hallaremos el:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \rightarrow \text{pOH} = -\log[2,5 \times 10^{-4}]$$

$$\text{pOH} = -[\log 2,5 + \log 10^{-4}] \rightarrow \text{pOH} = -\log 2,5 - (-4) \log 1$$

$$\text{pOH} = -0,3979 - (-4)1 \quad \text{pOH} = 3,602$$

Como la suma de pH + pOH en una solución es igual a 14 el pH puede determinarse a partir de un pOH conocido restando de 14 el valor de pOH. En este caso:

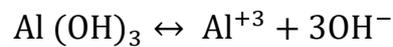
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 3,602$$

$$\text{pH} = 10,398$$

Ejercicio 11

Calcule el pH de una solución de hidróxido de aluminio con una concentración de 0,2 M



$$[\text{Al}^{+3}] = 0,2$$

$$[\text{OH}^-] = 3(0,2)$$

$$[\text{OH}^-] = 0,6 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = -\log(0,6)$$

$$[\text{OH}^-] = 0,22$$

$$\text{pH} = 14 - 0,22$$

$$\text{pH} = 13,77$$

Ejercicio 12

Se tiene una solución con un pH de 6 calcular la concentración de iones Hidronio y de iones hidróxilos

$$\text{pH} = 6$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{Colog} - \text{pH}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{Colog} - 6$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-6} \text{ M}$$

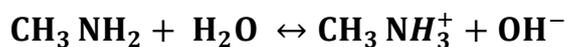
$$[[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-6}}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-8} \text{ M}$$

Ejercicio 13

Una disolución acuosa de 0,30 M de metilamina posee un pH de 9. Calcular la constante de basicidad.



Estado inicial	0,30	0	0
Variación Estequiométrica	-x	x	x
Estado final	0,30 - x	x	0,017 + x

La ecuación para la constante de la reacción es:

$$K_c = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

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

$$\text{pOH} = 14 - 9$$

$$\text{pOH} = 5$$

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

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

$$[\text{OH}^-] = \text{Colog} - 5$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-5}$$

$$K_c = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$K_c = \frac{[x][x]}{[0,30 - x]} = \frac{(1 \times 10^{-5})(1 \times 10^{-5})}{(0,30 - 1 \times 10^{-5})}$$

$$K_c = 3,33 \times 10^{-10}$$

Ejercicio 14

Calcular la concentración de hidroxilos y el pH de una solución con una concentración de hidrogeniones de $2,77 \times 10^{-6}$ M.

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{2,77 \times 10^{-6}}$$

$$[\text{OH}^-] = 3,61 \times 10^{-9}$$

Y:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

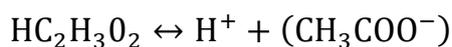
$$\text{pH} = -\log(3,61 \times 10^{-9})$$

$$\text{pH} = 8,44$$

Ejercicio 15

Calcular la constante de disolución de una solución de ácido acético de concentración 7 M y con un porcentaje de disolución del 19 %.

La reacción es:



O:



La constante de disolución es:

$$K_C = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Y:

$$\%dis = \frac{\text{moles disociadas}}{\text{moles totales}} \times 100$$

$$\text{moles disociadas} = \frac{19\% \times 0,7}{100} = 0,133$$

Entonces:

	CH_3COOH	\leftrightarrow	H^+	$+$	$(\text{CH}_3\text{COO}^-)$
Estado inicial	0,7		0		0
Variación estequiométrica	-0,133		0,133		0,133
Estado final	0,7 - 0,133		0,133		0,133
	0,567		0,133		0,133

Luego:

$$K_{\text{dis}} = \frac{[0,133][0,133]}{[0,567]}$$

$$K_{\text{dis}} = \frac{[0,133]^2}{[0,567]}$$

$$K_{\text{dis}} = 3,11 \times 10^{-2}$$

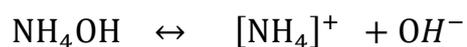
Ejercicio 16

Calcular el porcentaje de disociación del NH_4OH en una solución de concentración 0,52 M que tiene una concentración de hidroxilos de $4,4 \times 10^{-5}$ M. La constante de disociación del hidróxido de amonio NH_4OH es $1,77 \times 10^{-5}$

El porcentaje de disociación es:

$$\%dis = \frac{\text{moles disociadas}}{\text{moles totales}} \times 100$$

La reacción es:



Estado inicial	0,52	0	0
Variación Estequiométrica	-x	x	x
Estado final	0,52 - x	x	x

Las moles disociadas son:

$$K_{\text{dis}} = \frac{[[\text{NH}_4]^+][\text{OH}^-]}{\text{NH}_4\text{OH}}$$

Luego:

$$1,77 \times 10^{-5} = \frac{[\text{X}][\text{X}]}{[0,52 - \text{X}]}$$

$$4,425 \times 10^{-6} - 1,77 \times 10^{-5}\text{X} = \text{X}^2$$

$$\text{X}^2 + 1,77 \times 10^{-5}\text{X} - 4,25 \times 10^{-6} = 0$$

La solución de la ecuación es:

$$\text{X} = 2,09 \times 10^{-3}$$

Luego:

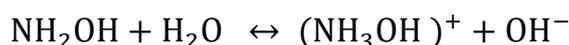
$$\% \text{dis} = \frac{2,08 \times 10^{-3}}{0,25} \times 100$$

$$\% \text{dis} = 0,83 \%$$

Ejercicio 17

Calcular el pH y el pOH de una solución 2,3 M de hidroxilamina NH_2OH si su porcentaje de disociación es de 5%

La reacción es:



Como:

$$\% \text{dis} = \frac{\text{moles disociadas}}{\text{moles totales}} \times 100$$

Entonces:

$$\text{moles disociadas} = \frac{5\% \times 0,23}{100} = 0,0115$$

La concentración de iones hidroxilo en el equilibrio es de 0,0125 M, ya que las moles disociadas de hidroxilamina son equivalentes a las moles de hidroxilo producidas. Por tantos

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

$$\text{pOH} = -\log[0,0115]$$

$$\text{pOH} = 1,93$$

Y:

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

$$\text{pH} = 14 - 1,93$$

$$\text{pH} = 12,07$$

Lo cual indica el carácter básico de la solución

Ejercicio 18

Calcular el pH de una solución 1M de hidróxido de potasio.

El KOH es una base fuerte y, en consecuencia, se disocia completamente:



Estado inicial	1	0	0
Estado final	0	1	1

Y:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1}$$

$$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-14} \text{M}$$

Entonces:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

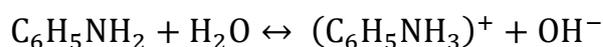
$$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-14})$$

$$\text{pH} = 14$$

Ejercicio 19

Calcular la concentración de los hidroxilos, de $(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3)$ y el pH de una solución de anilina $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ de concentración 2,7 M si la constante de ionización es $4,1 \times 10^{-10}$

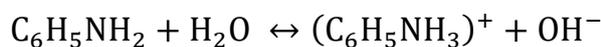
La reacción es:



Y la constante de ionización es:

$$K_{\text{dis}} \frac{[(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3)^+][\text{H}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}$$

Para la reacción se tiene



Estado inicial	2,7	0	0
Variación estequiométrica	- X	X	X
Estado final	2,7 - X	X	X

Luego:

$$4,1 \times 10^{-10} = \frac{[\text{X}][\text{X}]}{2,7 - \text{X}}$$
$$1,107 \times 10^{-10} - 4,1 \times 10^{-10}\text{X} = \text{X}^2$$
$$\text{X}^2 + 3,8 \times 10^{-10}\text{X} - 5,7 \times 10^{-10} = 0$$

La solución a la ecuación es:

$$\text{X} = 3,32 \times 10^{-5}$$

Luego:

$$[(\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O})^+] = 3,32 \times 10^{-5} = [\text{OH}^-]$$

Entonces:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$
$$\text{pOH} = -\log[3,32 \times 10^{-5}]$$
$$\text{pOH} = 4,47$$

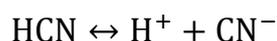
Y:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$
$$\text{pH} = 14 - 4,47$$
$$\text{pH} = 9,53$$

Ejercicio 20

Calcular la concentración de HCN requerido para preparar una solución de pH=6,5. La concentración de disociación es $6,2 \times 10^{-10}$

La reacción es:



Luego:

$$\text{pH} = \log[\text{H}^+] \quad [\text{H}^+] = \text{Colog} - \text{pH} = \text{Colog} - 6,5 \quad [\text{H}^+] = 3,16 \times 10^{-7} \text{M}$$

Según la reacción se tiene:

	HCN	\leftrightarrow	H ⁺	+	CN ⁻
Estado inicial	X		0		0
Variación estequiométrica	$-3,16 \times 10^{-7}$		$3,16 \times 10^{-7}$		$3,16 \times 10^{-7}$
Estado final	$X - 3,16 \times 10^{-7}$		$3,16 \times 10^{-7}$		$3,16 \times 10^{-7}$

Entonces:

$$6,2 \times 10^{-10} = \frac{(3,16 \times 10^{-7})(3,16 \times 10^{-7})}{X - 3,16^{-7}}$$
$$6,2 \times 10^{-10}X - 1,95 \times 10^{-14} = 9,98 \times 10^{-14}$$
$$6,2 \times 10^{-10}X = 1,95 \times 10^{-10}$$

La solución de la ecuación es:

$$X = 0,31 \text{M}$$

Ejercicio 1

Calcular el pH de una solución $1,27 \times 10^{-2}$ M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ en la reacción:
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{++} + 2\text{OH}^-$. R= pOH = 0,60; pH = 13,40.

Ejercicio 2

Calcular el pH de una solución de 55,7 mL HCl concentrado con un porcentaje de 23 % en peso y una densidad de 1,20 g/mL donde se añade agua hasta un volumen final de 1000 mL de solución. R= pH = 0,375.

Ejercicio 3

Hallar la concentración de iones H_3O^+ e iones OH^- en una solución de HNO_3 0,3 M a 25°C .

$$\mathbf{R= [\text{OH}^-] = 3,33 \times 10^{-14} \text{ M y } [\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-1} \text{ M}}$$

Ejercicio 4

¿Cuál es la concentración de iones hidronio e hidróxilo de una solución 0,15 M de KOH a 25°C ?. $\mathbf{R= [\text{OH}^-] = 1,5 \times 10^{-1} \text{ M y } [\text{H}_3\text{O}^+] = 6,66 \times 10^{-14}}$

Ejercicio 5

En una solución de pH 9,3 determine la concentración molar de [OH-].

$$R=[OH^-] = 1,99 \times 10^{-5}$$

Ejercicio 6

Calcule el pH de una solución de $6,32 \times 10^{-3}$ M de HCl, supóngase una disociación completa $R = pH = 2,2$

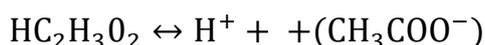
Ejercicio 7

Una solución posee un pH de 8,25. Calcule la concentración de hidróxilos y de pOH.

$$R = pOH = 5,75.$$

Ejercicio 8

El ácido acético (CH_3COOH) se disocia según la reacción:



En un recipiente de volumen igual a 100 mL se añaden 0,035 moles de ácido acético y 0,017 moles de ion acetato. Calcular el pH luego de alcanzado el equilibrio, teniendo en cuenta la constante de equilibrio de la reacción es $1,8 \times 10^{-5}$

Se tiene que:	$HC_2H_3O_2$	\leftrightarrow	H^+	$+$	(CH_3COO^-)
Estado inicial	0,035		0		0,017
Variación Estequiométrica	-x		x		x
Estado final	$0,035 - x$		x		$0,017 + x$

R= pH = 4,43

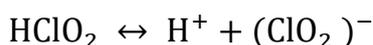
Ejercicio 9

Calcular la concentración de hidrogeniones de una solución de ácido benzoico de concentración 0,25 M. La constante de disociación del ácido benzoico C_6H_5COOH es $6,5 \times 10^{-5}$. R = pH = 2,39.

Ejercicio 10

Calcular el pH de una solución 4,5 M de ácido cloroso si su constante de ionización $[K_{dis}]$ es 1×10^{-2} . R = pH = 0,684

La reacción es:



Ejercicio 11

Una solución de ácido fórmico $HCOOH$ tiene una concentración 0,55 M. Determinar, cuando esta solución tiene un pH de 4,1:

- la concentración de disolución: $R = K_{dis} = 1,14 \times 10^{-8}$
- el grado de disociación: $R = 1,44 \times 10^{-4}$
- el porcentaje de disociación. $R = \%dis = 0,014\%$

Soluciones amortiguadoras

Mantener el pH constante es vital para el correcto desarrollo de las reacciones químicas y procesos bioquímicos que tienen lugar tanto en los seres vivos como, a nivel experimental, en el laboratorio. Los amortiguadores (también llamados disoluciones amortiguadoras, sistemas tampón o buffers) son aquellas disoluciones cuya concentración de protones apenas varía al añadir ácidos o bases fuertes.

Los amortiguadores más sencillos están formados por mezclas binarias:

Un ácido débil y una sal del mismo ácido con una base fuerte (por ejemplo, ácido acético y acetato sódico). Una base débil y la sal de esta base con un ácido fuerte (por ejemplo, amoníaco y cloruro amónico).

Tabla 7.8.

Algunos amortiguadores importantes

Componentes del amortiguador	Nombre del sistema amortiguador	pH
CH_3COOH y CH_3COO^-	Ácido acético e ion acetato	4,76
H_2CO_3 y HCO_3^-	Ácido carbónico e ion bicarbonato	4,6
H_2PO_4 y HPO_4^{2-}	Ion dihidrógeno fosfato e ion monohidrógenofosfato	7,2
NH_4^+ y NH_3	Ion amonio y amoníaco	9,25

Indicadores

Se puede considerar a los indicadores como colorantes, cuyo color cambia según estén en contacto con un ácido o con una base.

Los indicadores ácido-base son sustancias que experimentan un cambio de color apreciable al variar suficientemente el pH de la disolución en que se encuentran. Desde el punto de vista molecular, son ácidos o bases débiles que se caracterizan por tener distinto color el ácido que su base conjugada. Se trata de disoluciones de ciertos colorantes orgánicos de estructura compleja.

Para explicar el mecanismo de funcionamiento de estos indicadores, considera el indicador HIn (ácido débil), que en disolución acuosa establece el siguiente equilibrio:

Tabla 7.9.
Formación ácida y básica de los indicadores

HIn	+	H_2O	\leftrightarrow	In^-	+	H_3O^+
forma ácida				forma básica		
color1				color2		

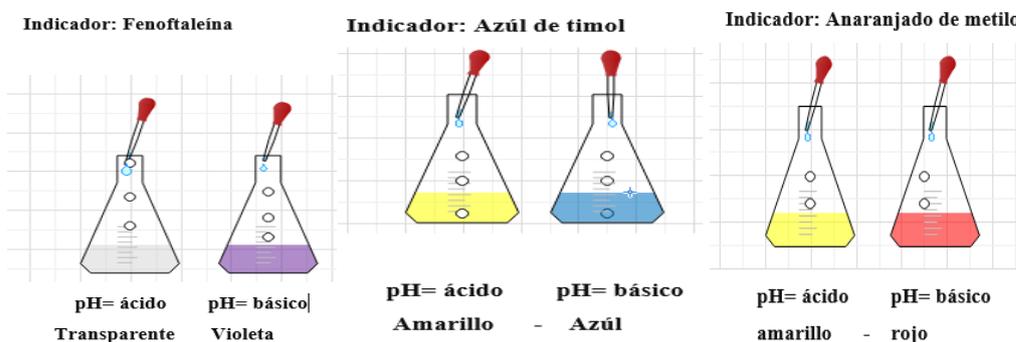
Tabla 7.10.
Indicadores Ácido- base de uso más frecuentes.

Intervalo de pH	Indicador	Cambio de color	
		Ácido	Alcalino
1,3-3,0	Tropeolina	Rojo	Amarillo
1,2 -2,8	Azul de timol	Rojo	Amarillo
2,9-4,0	Amarillo de metilo	Rojo	Amarillo
3,0-4,6	Azul de bromo fenol	Amarillo	Púrpura
3,2 – 4,4	Anaranjado de metilo	Rojo	Amarillo
4,2-4,6	Rojo de metilo	Rojo	Amarillo
6,0-7,6	Azul de bromotimol	Amarillo	Azul
6,4-8,0	Rojo de fenol	Amarillo	Rojo
7,4-9,0	Purpura de cresol	Amarillo	Púrpura
9	Fenolftaleína	Incoloro	Violeta
10,11-12,0	Amarillo alizarina	Amarillo	Violeta

Nota. Adaptado de Timberlake, K. C.

Figura 7.3

Variación de la coloración de los Indicadores en las soluciones en medio ácido y alcalino o básico.



Producto de solubilidad

Las sales y compuestos poco solubles y su disociación transcurren a través de un equilibrio. Por ejemplo, el agua de la Escuela Superior Politécnica de Chimborazo contiene cantidades elevadas de CaCO_3 , sal poco soluble que, al precipitar, origina obstrucciones en los difusores de riego por goteo o en los grifos de agua.

El equilibrio entre los iones Ca^{2+} (ac) y $(\text{CO}_3)^{2-}$ (ac) y el CaCO_3 (s) sin disolver, viene dado por la siguiente reacción de disociación: CaCO_3 (s) + $\Delta \longrightarrow \text{Ca}^{2+}$ (ac) + $(\text{CO}_3)^{2-}$ (ac).

Para la reacción de disociación del CaCO_3 , el producto de las concentraciones iónicas que intervienen en el equilibrio de solubilidad se conoce como producto iónico (PI), y se expresa como $\text{PI} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]$. En el caso de que las concentraciones iónicas sean las de equilibrio, se habla de producto de solubilidad o constante del equilibrio, y se expresa como:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]_{eq} [\text{CO}_3^{2-}]_{eq}$$

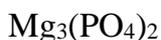
La K_{ps} de un compuesto es el producto de las concentraciones molares de los iones constituyentes, cada una elevada a su coeficiente estequiométrico en la ecuación de equilibrio.

El cálculo de K_{ps} de la reacción de disociación de la sal CaCO_3 es sencillo, ya que la estequiometría es 1:1.

Para otras sales como K_2CO_3 la expresión de K_{ps} será:



$$K_{ps} = [\text{K}^+]^2 [\text{CO}_3^{2-}]$$



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

La solubilidad (s) de un soluto es la concentración que se disolverá de este, expresada en mol/L. Otra cuestión que se ha planteado en la introducción era saber si existía alguna relación entre K_{ps} de un soluto y su solubilidad.

Veamos por ejemplo que ocurre para una sal como el AgCl que se disocia según la reacción:



Se observa que por estequiometría se cumple que la solubilidad,

$$s = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] \text{ y por tanto,}$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2.$$

Así pues, fácilmente se puede calcular la K_{ps} de esta sal a partir de la solubilidad y viceversa, ya que existe una relación directa entre ambas y la concentración iónica). Esta relación es distinta según la estequiometría de la sal.

Tabla 7.11
Relación según la estequiometría de la sal

Sal	Reacción	Concentración iónica y solubilidad
NaCl	$\text{NaCl(ac)} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = s$	$K_{ps} = [\text{Na}^+][\text{Cl}^-] = s^2$
BaCl ₂	$\text{BaCl}_2(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{+2} + 2\text{Cl}^{-1}$ $[\text{Ba}^{+2}] = s$ $[\text{Cl}^{-1}] = 2s$	$K_{ps} = [\text{Ba}^{+2}][\text{Cl}^{-1}]^2 = s(2s)^2 = 4s^3$
Li ₂ S	$\text{Li}_2\text{S(ac)} \rightleftharpoons 2\text{Li}^+ + \text{S}^{-2}$	$K_{ps} = [\text{Li}^+]^2 [\text{S}^{-2}] = (2s)^2 s = 4s^3$
AlCl ₃	$\text{AlCl}_3(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Al}^+ + 3\text{Cl}^{-1}$	$K_{ps} = [\text{Al}^{+3}] [\text{Cl}^{-1}]^3 = s(3s)^3 = 27s^4$
Fe ₂ (SO ₄) ₃	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons 2\text{Fe} + 3(\text{SO}_4)^{-2}$	$K_{ps} = [\text{Fe}^{+3}]^2 [\text{SO}_4^{-2}]^3 = (2s)^2 (3s)^3 = 108s^5$

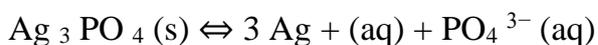
Como en todo equilibrio si se conoce la concentración de las especies se puede obtener la constante de equilibrio y viceversa.

Ejercicio 1

Una disolución saturada de ortofosfato de plata contiene $2,46 \times 10^{-5}$ moles por litro de ion fosfato. Calcula el producto de solubilidad de dicha sal.

Si la disolución está saturada el $\text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{s})$ está en equilibrio con sus iones disueltos, y llamando “S” a la solubilidad:

La solubilidad (s) de un soluto es la concentración que se disolverá de este, expresada en mol/L o M o g/L.



$$K_{ps} = [Ag^+]^3 [PO_4^{3-}]$$

$$(Eq) = s(3s)^3$$

$$K_{ps} = s(3s)^3 = 27s^4$$

$$K_{ps} = 27 (2,46 \cdot 10^{-5})^4 \quad K_{ps} = 9,88 \cdot 10^{-18}$$

Ejercicio 2

Para preparar 350 mL de disolución saturada de bromato de plata se usaron 2,70 g de esta sal. Hallar el K_{ps} del bromato de sodio ($Br = 80$ $Na = 23$ $O = 16$). Solución La solubilidad del $NaBrO_3$ será:

$$S = 2,70g / 151 g/mol / 0,35L =$$

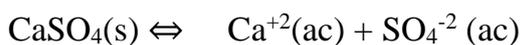
$$S = \frac{2,70g}{\frac{151g/mol}{0,35L}} = 0,051$$

Equilibrio de solubilidad: $NaBrO_3 (s) \rightleftharpoons Na^+ (aq) + BrO_3^- (aq)$ (Eq) S S

$$K_{ps} = S \cdot S = S^2 = (0,051)^2 = 2,60 \times 10^{-3}$$

Ejercicio 3

La solubilidad del yeso $CaSO_4$ a $25^\circ C$ es de 0,5 gramos por 250 mL de disolución calcular K_{ps} :



ya que su masa molecular es $m.mol = 40 + 32 + 4 \times 16 = 136 g/mol$

Se observa que por estequiometria se cumple que la solubilidad:

$$S = \frac{\frac{0,50\text{g}}{136\text{g/mol}}}{0,25\text{L}} = 0,0147 \text{ mol/L o } 0,0147 \text{ M.}$$

$$K_{ps} = [Ca^{+2}][SO_4^{-2}] = s^2$$

$$K_{ps} = s \cdot s = s^2$$

$$K_{ps} = s^2 = (0,0147)^2 = 2,16 \times 10^{-4}$$

Efecto ion común

El efecto ion común se basa en el producto de solubilidad (K_{ps}); según el cual, para disminuir la solubilidad de una sal se agrega uno de los iones. Al aumentar la concentración de uno de los iones que forman el precipitado, la concentración del otro debe disminuir, para que K_{ps} permanezca constante, a una temperatura determinada (Chang et al., 2017). Este efecto es el que permite reducir la solubilidad de muchos precipitados, o para precipitar cuantitativamente un ion, usando exceso de agente precipitante.

Una disolución saturada de KCl en agua se representa con la siguiente reacción de equilibrio; $KCl(s) + \Delta \rightleftharpoons K^+(ac) + Cl^-(ac)$, donde $[K^+] = [Cl^-] = s$, y por tanto, $K_{ps} = [K^+][Cl^-] = s \cdot s = s^2$. Si a este equilibrio se le añade AgCl, es decir un ion común (Cl^-), de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza en el sentido de formación de AgCl (\leftarrow). Por tanto, la adición de un ion común afecta a la solubilidad de la sal, disminuyéndola al desplazar el equilibrio hacia el compuesto sin disolver.

Lo podemos comprobar fácilmente: El AgCl es una sal muy soluble que se disocia según la siguiente reacción: $AgCl \rightarrow Ag^+ + Cl^-$. Si la concentración de la sal es por ejemplo C, por estequiometría, la concentración de cloruro (Cl^-) será también C.

Si esta sal se adiciona a una disolución acuosa de KCl, el equilibrio de solubilidad se verá afectado ya que la concentración de cloruro aumenta. $\text{KCl (s)} + \Delta \rightleftharpoons \text{K}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$ $s' \quad s' + C$.

En esta situación, $[\text{K}^+] = s'$ y $[\text{Cl}^-] = s' + C$; es decir $K_{ps} = [\text{K}^+][\text{Cl}^-] = s'(s' + C)$.

Como la solubilidad (s') es mucho menor que C , esta primera es despreciable frente a C , y por tanto K_{ps} será igual al producto de s' por C ($K_{ps} = s' \cdot C$). Conocido el valor de K_{ps} se puede obtener la solubilidad s' por sustitución en la ecuación anterior ($s' = K_{ps}/C$).

Ejercicio 1.-

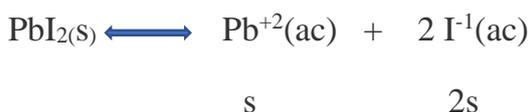
Una disolución saturada de yoduro de plomo(II) (PbI_2) en agua tiene una concentración de 0,56 g/L. Calcula:

- El producto de solubilidad, K_{ps} , del yoduro de plomo(II).
- La solubilidad del (PbI_2), a la misma temperatura, en una disolución 0,5 M de yoduro de potasio (KI).

Masas atómicas relativas: I = 127 g ; Pb = 207 g.

Solución:

El equilibrio heterogéneo que se establece es:



a) El producto de solubilidad se escribe como:

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{+2}][\text{I}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

La solubilidad expresamos en forma de concentración molar:

$$s = \frac{0,56g}{L} \times \frac{1 \text{ mol}}{(207 \text{ g} + 2 \times (127g))} = 1,21 \times 10^{-3} M$$

El producto de solubilidad es:

$$K_s = 4 (1,21 \times 10^{-3})^3 \text{ M} = 7,09 \times 10^{-9} \text{ M}^3$$

b) La disolución de yoduro de potasio aporta aniones yoduro al medio en la misma concentración que la de la disolución de partida porque es una sal de estequiometría 1:1 y es un electrolito fuerte.

El producto de solubilidad es el mismo, pero variará la solubilidad por el efecto ión común. Es muy buena idea tener claro que la solubilidad que calcules debe ser menor que la de la sal en agua, aplicando el principio de Le Chatelier.

$$K_s = s' \cdot (0,5 + 2s')^2 = 4s'^3 + 2s'^2 + 0,25 s'$$

Puedes resolver la ecuación de tercer grado anterior o, como la solubilidad tiene que ser menor que $1,21 \times 10^{-3} M$, puedes hacer la aproximación de que $(0,5 + 2s')^2 \sim 1$. Esta otra opción es la más cómoda y luego verás que no es mala aproximación. En este caso, el producto de solubilidad queda como:

$$K_s = s' \cdot (0,5)^2 \quad s' = \frac{K_s}{0,5^2} = \frac{7,09 \times 10^{-9} M^3}{0,25 M^2} \quad s' = 2,8 \times 10^{-8} M$$

Si resuelves la ecuación de tercer grado anterior obtienes como valor $2,8 \times 10^{-8} M$ es menor que $1,21 \times 10^{-3} M$. Como puedes ver, la aproximación hecha es muy buena.

Neutralización de soluciones

El análisis volumétrico consiste en la determinación del volumen de una disolución conocida (disolución patrón de valorante) que reacciona con otra disolución de la sustancia a analizar (analito). El análisis volumétrico se puede realizar con numerosas reacciones químicas, que se pueden agrupar en varios tipos principales: reacciones de neutralización (o ácido-base, como la que nos ocupa), de oxidación-reducción, de precipitación y de formación de complejos. El método de valoración se basa en la adición de una cantidad de disolución patrón que sea estequiométricamente equivalente a la sustancia objeto de la determinación, con la cual reacciona: esta condición se alcanza en el punto de equivalencia.

La neutralización es una experiencia de las soluciones normales, que permite medir el volumen necesario de una solución, para luego hacerla reaccionar con el volumen de otra solución.

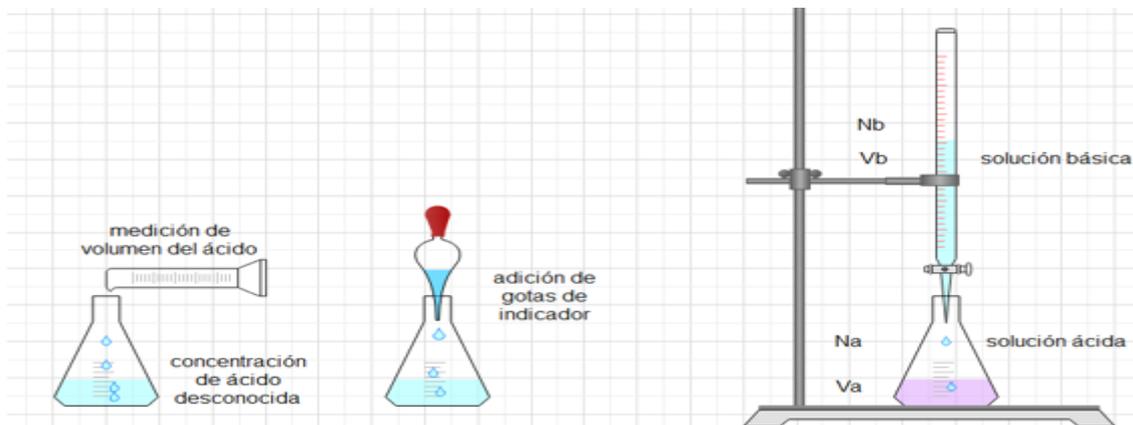
La principal neutralización se presenta entre un ácido y una base, experiencia que a su vez da origen a la acidimetría y alcalimetría.

En los experimentos de neutralización siempre intervienen volúmenes iguales de soluciones, tienen igual concentración. Así por ejemplo 20 mL de solución normal de un ácido cualquiera, se neutralizan con 20 mL de una solución normal de cualquier base. 1 mL de solución oxidante normal se neutraliza exactamente con 1 mL de solución reductora normal.

Para comprobar la neutralidad de las soluciones se utilizan indicadores o colorantes, que cambian su coloración en medio ácido, básico y neutro.

Figura 7.4.

Titulación de un ácido con una base



En la titulación o neutralización de un ácido con una base, el número de equivalentes o miliequivalentes debe ser igual, es decir, que un miliequivalente ácido se neutraliza con un miliequivalente básico. Por lo tanto, el número de miliequivalentes ácidos y básicos, se obtienen multiplicando el volumen por la normalidad.

La fórmula siguiente: $N_a \times V_a = N_b \times V_b$

N_a = normalidad ácida.

V_a = volumen ácido.

N_b = normalidad básica.

V_b = Volumen básico.

Ejercicio 1

Para neutralizar 40 mL de una disolución de ácido clorhídrico se necesita 30 mL de hidróxido de sodio 0,54 N. Calcular la normalidad del ácido.

Datos:

$$N_a = X$$

$$V_a = 40 \text{ mL}$$

$$N_b = 0,54 \text{ N}$$

$$V_b = 30 \text{ mL}$$

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

$$N_a = \frac{0,54 \text{ N} \times 30 \text{ mL}}{40 \text{ mL}} = 0,405 \text{ N}$$

Resolución por regla de tres:

30 mL corresponden a 0,54 N

$$x = \frac{30 \text{ mL} \times 0,54 \text{ N}}{40 \text{ mL}} = 0,405 \text{ N}$$

40 mL corresponde a x

Ejercicio 2

Se desea valorar 20 mL de una solución de ácido sulfúrico 0,15 N. Si en la neutralización interviene una solución de hidróxido de sodio 0,25 N. Calcular el volumen de la base necesaria para la saturación.

$$N_a = 0,15 \text{ N}$$

$$V_a = 20 \text{ mL}$$

$$N_b = 0,25 \text{ N}$$

$$V_b = x$$

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

$$V_b = \frac{0,15 \text{ N} \times 20 \text{ mL}}{0,25 \text{ N}} = 12 \text{ mL}$$

Ejercicio 3

Si 22,5 mL de una disolución básica se neutralizan exactamente con 28 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,1 N. Determinar la normalidad de la disolución de la base.

Determinamos la masa molar del ácido:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Razonamiento:

98 g de H_2SO_4 representan 1 M

X representan 0,1 M **x = 9,8 g de H_2SO_4**

equivalente químico del $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 = 98\text{g}/2 = 49\text{g}$

Cálculo de la normalidad del ácido.

49 g representan a 1 N

9,8 g representan x **x = 0,2 N de H₂SO₄**

Ejercicio 4

Cuando se pesa 1 gramo de ácido oxálico se logra la neutralización con 20 mL de solución básica. ¿Cómo se determina la normalidad de la base?

Se utiliza como indicador la fenolftaleína, el ácido oxálico es incoloro. Pero si se agrega lentamente solución básica, la neutralización se consigue en el instante en que la solución se pone roja.

Resolución del problema:

H₂C₂O₄ = 90 g / 2 = 45 g Eq = 45 g

Cálculo del volumen de la solución de ácido:

45 g de H₂C₂O₄ corresponde a 1000 mL 1 N

1g de H₂C₂O₄ corresponde a x 1 N

X = 22,22 mL

Determinación de la normalidad de la base:

Na = 1N

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

Va = 22,22 mL

$$N_b = \frac{1 \text{ N} \times 22,22 \text{ mL}}{20 \text{ mL}} = 1,1 \text{ N}$$

Nb = x

Vb = 20 mL

Ejercicio 5

En un vaso de precipitación que contiene dos gotas de tornasol, se hacen caer desde una bureta 18 mL de ácido clorhídrico diluido, calcular la normalidad de dicho ácido, si desde otra bureta, con el fin de conseguir la neutralización, se hacen bajar 30 mL de NaOH de concentración 1N.

El ácido clorhídrico, por su parte, con las gotas de tornasol toma el color rojo.

En cambio, si se adiciona lentamente la base NaOH, la disolución se neutraliza en el momento que pasa al color azul.

$$\text{Eq del HCl} = 36,453 \text{ g} + 1 = 36,45 \text{ g}$$

Cálculo de los gramos de ácido clorhídrico:

1000 mL de solución normal de NaOH neutralizan 36,45 g de HCl

30 mL de solución normal de NaOH neutralizan x

$$x = 1,093 \text{ g de HCl}$$

En 18 mL de HCl analizados hay 1,093 g de HCl

En 1000 mL de HCl analizados hay x

$$x = 60,75 \text{ g de HCl}$$

Determinación de la normalidad de HCl:

36,453 g de HCl corresponden a 1N

60,75 g de HCl corresponden a

$$x = 1,66 \text{ N}$$

EJERCICIOS PARA RESOLVER

1. Para neutralizar 60 mL de una disolución de ácido sulfúrico se necesita 30 mL de una base 3 normal. Calcular la normalidad del ácido. **R= 1,5 N.**
2. En una reacción de neutralización, 30mL de una disolución ácida se neutralizan con 20 mL de una disolución 3 N de hidróxido de potasio. Calcular la normalidad del ácido. **R= 2 N.**
3. Si 20 ml de una disolución de hidróxido de sodio se neutralizan con 30 mL de una disolución 0,2 M de ácido clorhídrico. Calcular la normalidad de la base. **R= 0,3 N**
4. En una reacción de neutralización se gastan 25 mL de solución 0,15 N de hidróxido de sodio. Calcular la masa de soluto presente en el volumen de la solución. **R=0,15g Na(OH).**
5. Se dispone de una solución que contiene 0,50 g de Na(OH). Calcular el volumen de una solución 0,25 M de HNO₃, necesario para neutralizar dicha solución. **R=0,05 L.**

- Calahorra, J. M. (2019). *Aplicación de la ley de Boyle al estudio de un gas - Ejercicios F y Q*. <https://ejercicios-fyq.com/Aplicacion-de-la-ley-de-Boyle-al-estudio-de-un-gas>
- Castells i Esqué, P. (2018). *Química*, 2. McGraw Hill Education.
- Cedron, J. C., Victoria, L., y Juana, R. (2011). *Química general. Material de enseñanza*. Pontificia Universidad Católica del Perú. <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/521-leyes-de-los-gases-ideales.html>
- Chang, R., Goldsby, K. A., y Hernández Hernández, P. M. (2017). *Química*. McGraw-Hill.
- IDEAM - Instituto de Hidrología, M. y E. A. (n.d.). *Atmósfera* - IDEAM. <http://www.ideam.gov.co/web/tiempo-y-clima/atmosfera>
- Las propiedades periódicas*. (2010). <http://contenidos.educarex.es/mci/2010/06/propiedades.html>
- Lefèvre, W. (2018). *The Méthode de nomenclature chimique (1787): A Document of Transition*. <https://doi.org/10.1080/00026980.2017.1418233>, 65(1), 9–29. <https://doi.org/10.1080/00026980.2017.1418233>
- Ley de Graham (efusión del gas). *La química y sus gases*. (2022). <http://quimicagaseosa.blogspot.com/p/la-ley-de-graham-formulada-en-1829-el.html>
- Mondragón Martínez, C. H. (2009). *Química inorgánica*. Editorial Santillana. <https://isbn.cloud/9789978294024/quimica-inorganica/>

Plane, M. J., y Sienko, R. A. (1976). *Química teórica y descriptiva*. Aguilar, S.A.
<https://www.casadellibro.com/libro-quimica-teorica-y-descriptiva/mkt0003549241/4936433>

Quimitube. (2012). *Energías de ionización sucesivas para un elemento químico*.
<https://www.quimitube.com/videos/energias-de-ionizacion-sucesivas-sodio-magnesio/>

Quimica.es. (n.d.). *Energía de ionización*.
https://www.quimica.es/enciclopedia/Energía_de_ionización.html

Rodríguez, L. (2015). *El termómetro: Las escalas de temperatura*.
<http://9c29eltermometro.blogspot.com/2015/10/las-escalas-de-temperatura.html>

Sanderson, R. T. (1988). Principles of electronegativity Part I. General nature.
Journal of Chemical Education, 65(2), 112–118.
<https://doi.org/10.1021/ED065P112>

Shriver, D. F., Atkins, P. W. (Peter W., & Langford, C. H. (1998). *Química inorgánica*. Editorial Reverté. <https://www.casadellibro.com/libro-quimica-inorganica-t-1/9788429170047/574194>

Simoza, L. L. (2017). *Nomenclatura química inorgánica - Nomenclatura Química Inorgánica*. <https://www.studocu.com/ec/document/universidad-central-del-ecuador/quimica-analitica-ii/nomenclatura-quimica-inorganica/17301101>

Slater, J. C. (2004). Atomic Radii in Crystals. *The Journal of Chemical Physics*, 41(10), 3199. <https://doi.org/10.1063/1.1725697>

Solano-Pinzón. (1994). *Química inorgánica y general*. Editorial Dimaxi S.A.
https://biblioteca.cuenca.gob.ec/opac_css/index.php?lvl=notice_display&id=16858

Tabla periódica: organización y propiedades de los elementos químicos - Ciencia y Tecnología. Química. (n.d.).
<https://sites.google.com/site/cienciaytecnologiaquimica/quimica-secundaria/tema-5>

Tabla periódica de los elementos - Wikipedia, la enciclopedia libre. (n.d.).
https://es.wikipedia.org/wiki/Tabla_periódica_de_los_elementos

Tableworld. (n.d.). *Tabla-de-equivalencias-de-volumen.jpg* (509×131).
<https://es.tableworld.net/wp-content/uploads/sites/2/Tabla-de-equivalencias-de-volumen.jpg>

Teterin, G., & Terlon, C. (1971). *Dmitri Mendeleev y la ley periódica de los elementos*. *Correo de La Unesco*, 24–26. <https://es.unesco.org/courier/junio-1971/dmitri-mendeleev-y-ley-periodica-elementos>

Timberlake, K. C. (2013). *Química general, orgánica y biológica*. Estructuras de La Vida, 940.

Tomás Mora, G. (2020). *Temas web de física y química: Química 2º de BAC*.
<https://temasfqdomingomiral.blogspot.com/p/quimica-2bac.html>



ISBN: 978-9942-616-23-4



9789942616234