

Ejercicios y Problemas de QUÍMICA GENERAL



AUTORES

Mario Hernández Nodarse
Manuel Martínez Santana



EJERCICIOS Y PROBLEMAS DE QUÍMICA GENERAL

Mario Hernández Nodarse
Manuel Martínez Santana

Universidad Estatal Península de Santa Elena
ECUADOR

Ficha Bibliográfica:

Mario Hernández Nodarse
Manuel Martínez Santana

EJERCICIOS Y PROBLEMAS DE QUÍMICA GENERAL

Primera Edición, 2021

Editorial UPSE

ISBN: 978-9942-776-18-1

Formato: DIN A4 (29,7 X 21 cm)

#páginas: 94

Derechos Reservados © 2021
Universidad Estatal Península de Santa Elena
Ediciones UPSE
Avenida La Libertad-Santa Elena
Ciudadela Universitaria UPSE
www.upse.edu.ec

Ejercicios y Problemas de Química General

Este libro ha sido evaluado bajo el sistema de pares académicos y mediante la modalidad de doble ciego.

*Portada: Diseñador gráfico **Carlos Almira Varona**.*

No está permitida la reproducción total o parcial de esta obra ni su tratamiento o transmisión por cualquier medio **o método sin autorización escrita de los editores**

IMPRESO EN ECUADOR
Printed in Ecuador



tabla periódica de elementos

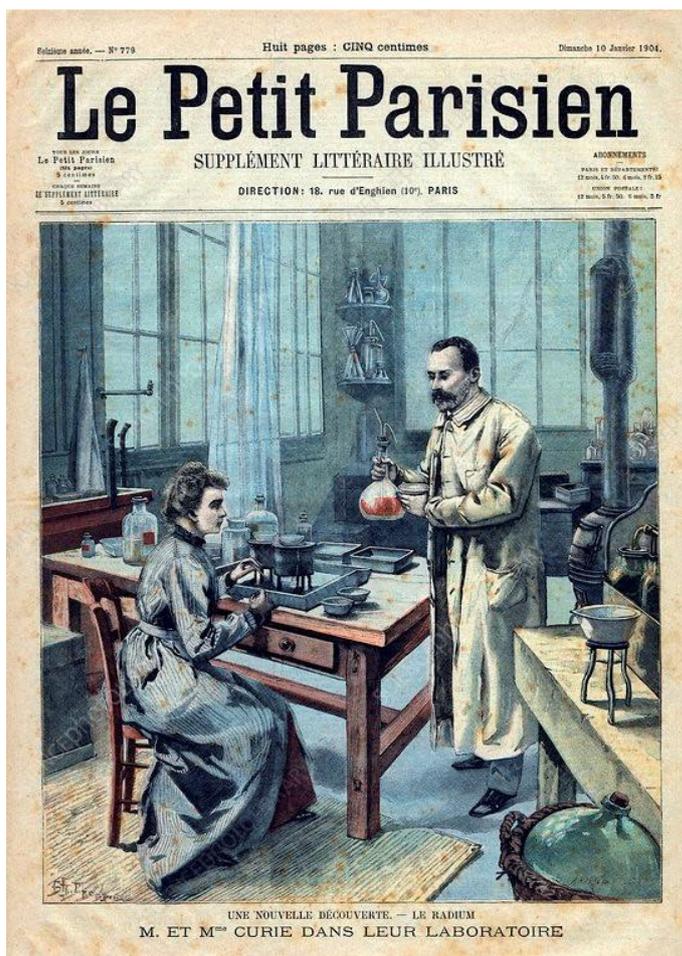
1 IA		IIA										III A										IV A										V A										VI A										VII A										VIII A																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																									
Número atómico	19	20										21										22										23										24										25										26										27										28										29										30										31										32										33										34										35										36										37		38		39		40		41		42		43		44		45		46		47		48		49		50		51		52		53		54		55		56		57		58		59		60		61		62		63		64		65		66		67		68		69		70		71		72		73		74		75		76		77		78		79		80		81		82		83		84		85		86		87		88		89		90		91		92		93		94		95		96		97		98		99		100		101		102		103		104		105		106		107		108		109		110		111		112		113		114		115		116		117		118		119		120																																																																																																																																																																																																																					
Valencia	1	2										3										4										5										6										7										8										9										10										11										12										13										14										15										16										17										18		19		20		21		22		23		24		25		26		27		28		29		30		31		32		33		34		35		36		37		38		39		40		41		42		43		44		45		46		47		48		49		50		51		52		53		54		55		56		57		58		59		60		61		62		63		64		65		66		67		68		69		70		71		72		73		74		75		76		77		78		79		80		81		82		83		84		85		86		87		88		89		90		91		92		93		94		95		96		97		98		99		100		101		102		103		104		105		106		107		108		109		110		111		112		113		114		115		116		117		118		119		120																																																																																																																																																																																									
Simbolo	H	He										Li										Be										B										C										N										O										F										Ne										Na										Mg										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		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe		Cs		Ba		La		Ce		Pr		Nd		Pm		Sm		Eu		Gd		Tb		Dy		Ho		Er		Tm		Yb		Lu		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn		Fr		Ra		Ac		Th		Pa		U		Np		Pu		Am		Cm		Bk		Cf		Es		Fm		Md		No		Lr																																																																																																																																																																																																																			
Estructura at.	1s ¹	1s ²										1s ² 2s ²										1s ² 2s ² 2p ⁶										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁴										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ³										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁴										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁵										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ³										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁴										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁵										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ³										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁴										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁵										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ³										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁴										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁵										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ³										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁴										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁵										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁶										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁶ 9s ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁶ 9s ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁶ 9s ² 9p ¹										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁶ 9s ² 9p ²										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁶ 9s ² 9p ³										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁶ 9s ² 9p ⁴										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁶ 9s ² 9p ⁵										1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 4p ⁶ 5s ² 5p ⁶ 6s ² 6p ⁶ 7s ² 7p ⁶ 8s ² 8p ⁶ 9s ² 9p ⁶									
Nombre	Hidrógeno	Helio										Litio										Berilio										Boro										Carbono										Nitrógeno										Oxígeno										Fluor										Neón										Sodio										Magnesio										Aluminio										Silicio										Fósforo										Azufre										Cloro										Argón										Potasio		Calcio		Escandio		Titanio		Vanadio		Cromo		Manganeso		Hierro		Cobalto		Níquel		Cobre		Zinc		Galio		Germanio		Arsénico		Selenio		Bromo		Kriptón		Rubidio		Estroncio		Yttrio		Zirconio		Niobio		Molibdeno		Rutenio		Rodio		Paladio		Plata		Cadmio		Indio		Estano		Antimonio		Teluro		Yodo		Xenón		Cesio		Bario		Lantano		Cerio		Praseodimio		Neodimio		Promecio		Samario		Europio		Gadolinio		Terbio		Dysprosio		Holmio		Erbio		Tulio		Iterbio		Lutecio		Francio		Radio		Actinio		Torio		Protactinio		Uranio		Neptunio		Plutonio		Americio		Curio		Berkelio		Californio		Einsteinio		Fermio		Mendelevio		Nobelio		Lawrencio																																																																																																																																																																																																																																																			
1	1,00794	2										3										4										5										6										7										8										9										10										11										12										13										14										15										16										17										18		19		20		21		22		23		24		25		26		27		28		29		30		31		32		33		34		35		36		37		38		39		40		41		42		43		44		45		46		47		48		49		50		51		52		53		54		55		56		57		58		59		60		61		62		63		64		65		66		67		68		69		70		71		72		73		74		75		76		77		78		79		80		81		82		83		84		85		86		87		88		89		90		91		92		93		94		95		96		97		98		99		100		101		102		103		104		105		106		107		108		109		110</																																																																																																																																																																																																													

Lista parcial con algunos iones comunes en Química, y su estado de oxidación (valencia):

CATIONES MONOVALENTES			
Hidrógeno -protón-	H^+	Plata (I) -argentoso-	Ag^+
Litio	Li^+	Oro (I) -auroso-	Au^+
Sodio	Na^+	Talio (I) -talioso-	Tl^+
Potasio	K^+	Amonio	NH_4^+
Rubidio	Rb^+	Fosfonio	PH_4^+
Cesio	Cs^+	Nitrosilo	NO^+
Francio	Fr^+	Oxonio -hidronio -	H_3O^+
Cobre (I) -cuproso-	Cu^+	Vanadilo (III)	VO^+
CATIONES DIVALENTES			
Berilio	Be^{2+}	Cobre (II)	Cu^{2+}
Magnesio	Mg^{2+}	Zinc (II)	Zn^{2+}
Calcio	Ca^{2+}	Plata (II)	Ag^{2+}
Estroncio	Sr^{2+}	Cadmio (II)	Cd^{2+}
Bario	Ba^{2+}	Estaño (II)	Sn^{2+}
Radio	Ra^{2+}	Platino (II)	Pt^{2+}
Titanio (II)	Ti^{2+}	Dimercurio (I)	Hg_2^{2+}
Cr (II)	Cr^{2+}	Mercurio (II)	Hg^{2+}
Manganeso (II)	Mn^{2+}	Plomo (II)	Pb^{2+}
Hierro (II)	Fe^{2+}	Vanadilo (IV)	VO^{2+}
Cobalto (II)	Co^{2+}	Uranilo	UO_2^{2+}
Níquel (II)	Ni^{2+}		
CATIONES TRIVALENTES⁽¹⁾			
Boro	B^{3+}	Níquel (III)	Ni^{3+}
Aluminio	Al^{3+}	Galio	Ga^{3+}
Escandio	Sc^{3+}	Arsénico (III)	As^{3+}
Vanadio (III)	V^{3+}	Antimonio (III)	Sb^{3+}
Cromo (III)	Cr^{3+}	Oro (III)	Au^{3+}
Manganeso (III)	Mn^{3+}	Talio (III)	Tl^{3+}
Hierro (III)	Fe^{3+}	Bismuto (III)	Bi^{3+}
Cobalto (III)	Co^{3+}	Vanadilo (V)	VO^{3+}
CATIONES TETRAVALENTES⁽¹⁾			
Titanio (IV)	Ti^{4+}	Estaño (IV)	Sn^{4+}
Manganeso (IV)	Mn^{4+}	Platino (IV)	Pt^{4+}
Germanio (IV)	Ge^{4+}	Plomo (IV)	Pb^{4+}
Molibdeno (IV)	Mo^{4+}	Uranio (IV)	U^{4+}

(1) Algunas de las especies tri- y tetravalentes mostradas no son verdaderos iones. Sin embargo, se asume el estado de oxidación indicado para propósitos estequiométricos y de formulación.

ANIONES MONOVALENTES			
Hidruro	H^-	Dioxoclorato (III) -clorito-	ClO_2^-
Fluoruro	F^-	Trioxoclorato (V) -clorato-	ClO_3^-
Cloruro	Cl^-	Tetraoxoclorato (VII) -perclorato-	ClO_4^-
Bromuro	Br^-	Hidrogenocarbonato -bicarbonato-	HCO_3^-
Ioduro	I^-	Hidrogenosulfato (VI) -bisulfato-	HSO_4^-
Triyoduro	I_3^-	Hidrogenosulfato (IV) -bisulfito-	HSO_3^-
Azida	N_3^-	Dihidrogenofosfato (V)	$H_2PO_4^-$
Dióxido (I) -superóxido-	O_2^-	Cianuro	CN^-
Trióxido (I) -ozónido-	O_3^-	Cianato	OCN^-
Hidróxido	OH^-	Tiocianato	SCN^-
Hidrogenosulfuro -bisulfuro-	HS^-	Permanganato	MnO_4^-
Dioxonitrato (III) -nitrito-	NO_2^-	Antimoniato (V)	SbO_3^-
Trioxonitrato (V) -nitrato-	NO_3^-	Bismutato (V)	BiO_3^-
Monoxoclorato (I) -clorato-	ClO^-	Etanoato -acetato-	CH_3COO^-
ANIONES DIVALENTES			
Óxido	O^{2-}	Tetraborato	$B_4O_7^{2-}$
Dióxido (II) -peróxido-	O_2^{2-}	Oxalato	$C_2O_4^{2-}$
Sulfuro	S^{2-}	Tetraoxoseleniato (VI) -sulfato-	SeO_4^{2-}
Seleniuro	Se^{2-}	Hidrogenofosfato (V)	HPO_4^{2-}
Acetiluro -carburo-	C_2^{2-}	Heptaoxicromato (VI) -dicromato-	$Cr_2O_7^{2-}$
Trioxosulfato (IV) -sulfito-	SO_3^{2-}	Tetraoxomolibdato (VI)	MoO_4^{2-}
Tetraoxosulfato (VI) -sulfato-	SO_4^{2-}	Tetraoxocromato (VI)	CrO_4^{2-}
Tiosulfato	$S_2O_3^{2-}$	Tetraoxomanganato (VI) -manganato-	MnO_4^{2-}
Carbonato	CO_3^{2-}		
ANIONES TRIVALENTES			
Nitruro	N^{3-}	Tetraoxofosfato (III)	PO_3^{3-}
Fosfuro	P^{3-}	Tetraoxofosfato (V)	PO_4^{3-}
Arseniuro	As^{3-}	Trioxoborato -ortoborato-	BO_3^{3-}
Boruro	B^{3-}	Tetraoxoarseniato (V)	AsO_4^{3-}
ANIONES TETRAVALENTES			
Siliciuro	Si^{4-}	Pirofosfato	$P_2O_7^{4-}$
Ortosilicato	SiO_4^{4-}	Etilendiamintetraacetato (EDTA)	$C_{10}H_{12}N_2O_8^{4-}$



Portada de *Le Petit Parisien*, del 10 de enero de 1904, con un dibujo de los esposos Curie y reportando el nuevo descubrimiento, el radio.

Marie Curie y su asistente Andre Debierne refinaron laboriosamente varias toneladas de pechblenda (mineral de composición UO_2) para aislar unos 100 mg de cloruro de radio puro en 1902. Con los resultados de esta investigación, se le concedió el doctorado en ciencias en junio de 1903 y más tarde ese mismo año compartió el Premio Nobel de Física con su marido y Becquerel. Fue la primera mujer en ganar un Premio Nobel.

Presentación

Desde mi época de estudiante llegué a la conclusión, que sólo mediante la práctica, enfrentando y solucionando ejercicios y problemas de variadas complejidades, con una graduación progresiva apropiada, era realmente posible llegar a comprender a profundidad y consolidar los temas que mis maestros desarrollaban en las clases. Constaté que ese tiempo, en que la persona de forma independiente, pone a prueba los distintos saberes y las habilidades adquiridas es indispensable.

Tal conclusión, la he podido validar después durante mis ya treinta y siete años de práctica profesoral ininterrumpida, diez de los cuales me desempeñé entre 1986 y 2000, en el Instituto Vocacional de Ciencias Exactas de la Habana, V. I. Lenin, en el que tuve el doble rol de profesor y entrenador de los estudiantes que conformaban los denominados “grupos de alto rendimiento de Química”, teniendo la suerte de trabajar junto a un selecto y excelente equipo de docentes, entrenando a concursantes nacionales e internacionales, que en varias ocasiones llegaron a obtener medallas de bronce, de plata y oro al más alto nivel regional y mundial.

Durante estos años y en esta labor, aprendí mucho de mis compañeros docentes y también de mis estudiantes, tanto de Química como de Didáctica. Para nosotros era fundamental desarrollar y potenciar al máximo nivel posible todas las habilidades intelectuales y procedimentales de nuestros alumnos, así como las actitudes que están asociadas al acto de aprender, la dedicación, la motivación, la autonomía y la autorregulación.

Parte importante de nuestro trabajo consistía en elaborar y seleccionar de forma cuidadosa, ejercicios y problemas de diferentes grados de exigencia cognitiva y de resolución práctica, donde se requería además de la aplicación de conocimientos de otras disciplinas, como Física, Matemática y Lógica, pues los programas de las olimpiadas de Química así los requerían. Muchos de estos aparecen precisamente en este libro.

En aquella extraordinaria experiencia, los docentes que estábamos implicados en dicha tarea, dedicábamos un tiempo enorme a los estudiantes, acompañándolos con orientaciones, brindándoles los menores niveles de ayuda posible y necesarios, en la resolución de los ejercicios que realizaban de una forma fundamentalmente independiente.

En ese tiempo, de minutos, de horas y de días, en que un estudiante se dedica a dar solución a ejercicios y problemas de variada complejidad, son puestas en acción numerosas operaciones mentales y habilidades de orden superior, sentimientos y sensaciones que van, desde contradicciones, conflictos cognitivos y frustraciones transitorias, hasta la satisfacción, el bienestar espiritual y el regocijo personal de poder llegar a lograr finalmente, la solución correcta de estos.

El beneficio más trascendente que se deriva de un tiempo invertido de tal forma y en este tipo de actividad, son los profundos procesos de meditación, de reflexión, de autoanálisis que se hace a partir de identificar los errores que fueron cometidos, así como el autocuestionamiento consciente que hace el estudiante con relación a sus causas y el replanteamiento de sus procedimientos, de sus métodos de estudio, de la replanificación de su tiempo y de su vida. Esto los psicólogos y pedagogos le llamamos metacognición, lo que conlleva a la autorregulación, al autoaprendizaje y al crecimiento personal. Desde esta perspectiva, se entrena la mente y se fortalece el espíritu.

Los estudios que en los últimos veinte años se han realizado en el campo de las neurociencias, por ejemplo, ha posibilitado obtener mayor conocimiento científico sobre el aprendizaje y sobre el cerebro humano, lo que ha permitido comprender mejor cómo se aprende y poder conocer incluso, cuál es el nivel de actividad que se origina en este órgano en sus diversas zonas al intentarse solucionar un problema o una tarea de determinada complejidad y exigencia.

Por otra parte, el desarrollo de las tecnologías y dispositivos avanzados, permiten actualmente evaluar la actividad cerebral de una persona, mediante el análisis de imágenes y de valores de los impulsos nerviosos, haciendo posible la valoración del carácter que tiene dicha actividad y su grado de sistematicidad, lo que permite inducir si esta es básicamente de tipo memorística y reproductiva, o si logra otros niveles de exigencia cognitiva más productivas y creativas.

Estos avances científicos y tecnológicos han enriquecido obviamente los modelos y las metodologías pedagógicas desarrolladas a partir de las teorías y las propuestas cognitivistas y constructivistas, de las cuales derivaron conceptos fundamentales de gran aplicación, como es el caso de la zona de desarrollo próximo, derivado de los aportes del destacado psicólogo ruso Lev Vigotsky (1896-1934).

Todo esto ha sido tomado en cuenta en este libro, en los diferentes ejercicios y problemas que se brindan, los cuales plantean diferentes grados de exigencias y de desafíos al aprendizaje de los estudiantes, enfocados en la potenciación de saberes, de habilidades intelectuales y procedimentales, lo que a la vez exigen la integración y la sistematización de estas.

No menos importante ha sido para los autores, despertar el interés y la motivación de los estudiantes en la solución de los ejercicios y problemas que se proponen en este libro. La teoría del aprendizaje significativo enunciada por David Ausubel y los estudios realizados sobre la motivación humana en el aprendizaje, tienen sólidos fundamentos.

Quizás por mucho tiempo se haya prestado demasiada atención a la motivación de orden externo, por sobre la intrínseca, perdiéndose de vista que esta última es determinante en los motivos propios de cada persona y en la disposición para enfrentar los desafíos, en este caso ante problemas de Química General que se plantean, los cuales conectan con otras ciencias o áreas del conocimiento y con la vida.

Por eso los lectores y estudiantes podrán ver en varias secciones de este libro y en muchos de los ejercicios que se plantean, datos e informaciones insertadas que, por su contenido de tipo histórico, científico y cultural, suman interés, motivación y valor educativo a los mismos.

Hoy se sabe que aprender, es un fenómeno de gran complejidad que se desarrolla además mediante miles de reacciones químicas que se llevan a cabo nivel celular. Significa, que en el aprendizaje no sólo interviene el cerebro, sino muchos otros órganos y procesos integrados que son regulados por este. Así es, por ejemplo, un proceso tan determinante en las operaciones mentales como son las sinapsis que ocurre bajo potenciales eléctricos de determinados valores que se generan a partir de procesos de motivación y excitación, que involucran numerosas hormonas,

neurotransmisores y enzimas que regulan los millones de reacciones que están implicadas.

Lo anterior refuerza la importancia que tiene el intentar que los problemas que se les plantea a los estudiantes sean interesantes, atractivos y motivantes, algo que también nosotros hemos intentado en este libro.

Si logramos que los estudiantes que lean este libro se dispongan conscientemente y de una forma motivada a intentar solucionar los ejercicios y los problemas de química que aquí se les proponen, estaríamos logrando uno de nuestros propósitos fundamentales.

Pretendemos que en la medida que los estudiantes vayan trabajando y solucionado estos ejercicios y problemas, puedan ir comprobando sus avances e identificando sus fallas, tomando conciencia de la importancia que tiene su crecimiento personal, el poder aplicar sus saberes de una forma integrada y ser capaz de hacerlo de forma autónoma, con los niveles de ayuda mínimos necesarios por parte de su profesor (a) o sus compañeros (as), lo que a la vez le permitirá entre otras cosas, el poder descubrirse algo más a sí mismo, ayudándoles a reflexionar sobre las causas de estas y poder a la vez replantearse cuestiones esenciales, como es el tiempo que están dedicando al estudio y cuáles son los métodos que están empleando para estudiar y aprender.

Es muy probable que los estudiantes y lectores en general de este libro, tengan una interrogante: Después de tantos ejercicios de Química disponibles en muchos sitios de internet y libros ya publicados, ¿qué de nuevo puede aportar este libro?, ¿qué lo distingue?

Tenemos la esperanza de que la cuidadosa selección hecha de los ejercicios y los problemas de Química General que aquí mostramos y la concepción metodológica que ha sido asumida al efecto, sea lo que le confiera una personalidad distintiva y el valor utilitario que se pretende tenga este libro.

Una característica distintiva es, por ejemplo, el carácter integrador y gradual que poseen los ejercicios que se presentan, lo que permite que los estudiantes puedan sistematizar lo aprendido e ir estableciendo conexiones entre distintos contenidos y habilidades esenciales que, con frecuencia, aparecen muchas veces inconexos, fragmentados, aislados y desconectados en algunos otros libros y desde la propia clase.

Otro aspecto distintivo, está dado en los diferentes grados o niveles de complejidad que presentan los ejercicios y problemas; así, por ejemplo, los estudiantes podrán encontrar identificados con un asterisco (*), aquellos que son más complejos. Esto sin dudas, les servirá de motivación y de estímulo para alcanzar progresivamente, niveles de logros mayores por los estudiantes, derivando en un aprendizaje más integrador, más relevante y en tanto, significativo.

En el libro se compilan 260 ejercicios y problemas; el 60 por ciento de estos han sido elaborados y utilizados por los autores en sus clases a lo largo de muchos años de docencia, lo que ha permitido incorporar vivencias de enseñanza y aprendizajes contextualizadas a partir de situaciones y necesidades observadas, mientras que a la vez se han tomado otros ejercicios provenientes de otros autores y fuentes que quedan indicados en las referencias bibliográficas.

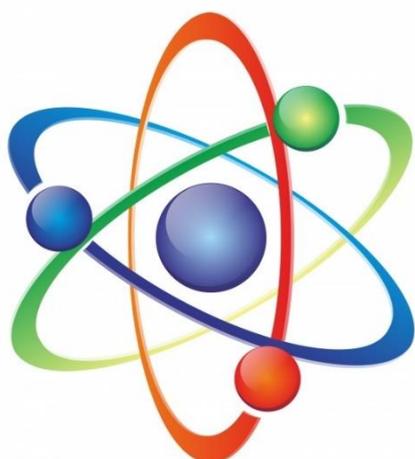
Los ejercicios y problemas que se presentan aquí abordan cuestiones básicas de la química general universitaria. Han sido agrupados en seis capítulos: 1. Átomos: Estructuras, enlaces y propiedades atómicas; 2. Las sustancias: Composición, estructuras y propiedades físicas; 3. Las reacciones y propiedades químicas de las sustancias; 4. Cálculos químicos: a partir de muestras, de disoluciones y ecuaciones químicas; 5. Gases ideales; 6. Equilibrio químico, desglosado como equilibrios moleculares e iónicos.

Cada capítulo comienza con lo que hemos denominado: **Conceptos Clave**, donde se brinda al estudiante un aseguramiento conceptual básico que busca sistematizar la teoría necesaria, insistiéndose en la necesidad de comprender y no memorizar; también se agregan sugerencias metodológicas que permiten proceder de forma exitosa desde la lógica que es posible lograr a partir de la interpretación de los datos, sus conexiones y el significado de los conceptos. Posteriormente se presentan los ejercicios y problemas; éstos aparecen en **tonos verdes** para ejercicios o problemas sencillos, mientras que en **campo rojo** se hallan los problemas de mayor grado de dificultad. Para finalizar, cada capítulo cierra con una lectura complementaria (**Curiosidades químicas**) sobre aspectos interesantes de la Química que posiblemente no son tan conocidos. Estas lecturas abren la puerta a insospechadas aplicaciones que tienen los elementos y compuestos químicos, y el afán del hombre por el desarrollo de nuevos productos, o cómo interpretar, a partir de la observación cuidadosa, lo que ocurrió en nuestro planeta hace millones de años.

Siguiendo las orientaciones indicadas, y si cumples asiduamente con la resolución de los diferentes ejercicios que aquí se te plantean, encontrarás que la Química es todo un reto a la imaginación, pero menos difícil y mucho más interesante de lo que esperabas.

Recuerda que, a través de la Química, podemos interpretar y comprender el mundo y la vida de una forma mucho más racional, coherente y lógica, pero sobre todo, con fundamentos científicos.

1. ÁTOMOS: ESTRUCTURAS Y PROPIEDADES.....	2
Conceptos claves.....	2
Ejercicios del capítulo 1.....	4
Curiosidades químicas: La capa de iridio	13
2. LAS SUSTANCIAS: COMPOSICIÓN.....	16
Conceptos clave	16
Ejercicios del capítulo 2.....	19
Curiosidades químicas: El error del ejército francés al invadir Rusia -el papel del estaño-....	27
3. REACCIONES Y PROPIEDADES QUÍMICAS DE LAS SUSTANCIAS.....	29
Conceptos clave	29
Ejercicios del capítulo 3.....	31
Curiosidades químicas: La capa de ozono.....	42
4. CÁLCULOS QUÍMICOS.....	45
Conceptos clave	45
Ejercicios.....	48
Cálculo químico asociado a muestras de sustancias.....	48
Cálculo químico asociado a disoluciones	53
Cálculos químicos asociados a ecuaciones químicas	58
Curiosidades químicas: el radón y su incidencia en la salud.....	64
5. GASES IDEALES Y ESTEQUIOMETRÍA CON GASES.....	68
Conceptos clave	68
Ejercicios.....	71
Curiosidades químicas: Química del airbag.....	77
6. EQUILIBRIO QUÍMICO	79
Conceptos clave	79
Ejercicios.....	81
Equilibrios moleculares	81
Equilibrios iónicos.....	86
Curiosidades químicas: Equilibrio químico en la sangre: la hemoglobina	91
BIBLIOGRAFÍA.....	94
Material de apoyo para la elaboración del presente libro:	94
Consultas realizadas en internet:.....	94



1. ÁTOMOS: ESTRUCTURAS Y PROPIEDADES

Conceptos clave

Para enfrentar y solucionar de una forma exitosa los ejercicios que se presentan en este capítulo, los estudiantes deberán asegurarse de comprender muy bien algunas cuestiones conceptuales y hechos que resultan claves, algunos de los cuales se refieren de forma sintetizada seguidamente:

- Los átomos constituyen un sistema formado por decenas de micropartículas subatómicas, sobre las cuales la Química y la Física Cuántica aún tienen varios asuntos por precisar. Sin embargo, los modelos más sencillos y los cursos básicos de Química centran su atención en tres de ellas: los protones, con masa de $1,674 \times 10^{-27}$ kg y carga $1+$; los electrones, de masa igual a $9,11 \times 10^{-31}$ kg y carga $1-$; y los llamados neutrones, que tienen una masa semejante a los protones y no aportan carga.
- Hoy se conocen y se estudian otras muchas partículas subatómicas aún más pequeñas y complejas, como son los leptones y los quarks, término este último que conceptualmente propusieron en 1963 físicos estadounidenses Murray Gell-Mann y George Zweig, lo que abrió un campo de estudio inminente y de actualidad (Gell-Mann, 1972, 2010).
- La cantidad de protones y electrones en un átomo cualquiera es la misma, por tanto, los átomos son eléctricamente neutros, manteniéndose un equilibrio electrostático entre las fuerzas de atracción que se generan (entre protones y electrones) y de repulsión (entre las partículas semejantes). Este hecho influye al final en el tamaño y la estabilidad relativa de cada átomo.

- Existen dos conceptos esenciales que, en términos generales, son válidos en la comprensión de la estructura atómica y la manera en que los electrones se mueven en sus zonas de mayor probabilidad (los orbitales atómicos): El Principio de exclusión de Pauli y la Regla de máxima multiplicidad de Hund. De una forma sencilla, estos se exponen seguidamente:

Principio de exclusión de Pauli: principio cuántico enunciado por Wolfgang Ernst Pauli en 1925 que establece que, no puede haber dos fermiones con todos sus números cuánticos idénticos (esto es, en el mismo estado cuántico de partícula individual) en el mismo sistema al mismo tiempo. Significa que, no es posible o admisible que dos electrones posean los mismos valores de números cuánticos. Cada orbital admite sólo dos electrones de spin opuesto.

Regla de máxima multiplicidad: Planteada por el físico alemán Friedrich Hund en 1927, sugiere que a la hora de distribuir los electrones por niveles y subniveles de energía según la notación nl^x , se haga de uno en uno primero, lo cual supone una mayor estabilidad atómica. Así por ejemplo, en un átomo con 3 electrones en un subnivel o tipo de orbital p, debe quedar así: $np^1 np^1 np^1$ y no $np^2 np^1$.

- Los orbitales atómicos son las zonas o espacios en que con mayor probabilidad los electrones se mueven en torno al núcleo. En cada nivel o capa hay subniveles de energía, y en cada una de ellas hay ciertos tipos de orbitales y una cantidad de ellos. Así, si se trata de un subnivel p, habrán 3 orbitales (p_x, p_y, p_z); si se trata de un subnivel d, entonces existirán 5 orbitales d. La cantidad de orbitales significa en último caso, las orientaciones espaciales que tienen en un eje cartesiano dichos orbitales y la caracterización de la complejidad de su movimiento.
- Existen dos modelos o teorías fundamentales sobre los orbitales: el modelo de orbitales puros, que no logra explicar debidamente la realidad y el modelo o teoría de los orbitales híbridos, de una mayor aplicación. Existe varios tipos de orbitales híbridos: $sp, sp^2, sp^3, sp^3d, sp^3d^2$ y otros.
- El concepto de orbital, entendido como zona de mayor probabilidad de movimiento y de “ubicación” de los electrones, está muy asociado a la mecánica cuántica, en particular al Principio de indeterminación o incertidumbre enunciado por Werner Heisenberg, que establece que es imposible conocer simultáneamente la posición y la velocidad del electrón y por tanto, es imposible determinar su trayectoria exacta. Cuanto mayor sea la exactitud con que se conozca la posición, mayor será el error en la velocidad, y viceversa. Esto dado por el tamaño de nivel micro de dichas partículas, puesto que cualquier radiación dirigida a estos, los perturbaría y alteraría su estado en ese instante.
- El tamaño de los átomos no se comporta de una manera semejante en los grupos y los períodos de la tabla periódica. Es decir, con el aumento del número atómico (número de protones en el núcleo de un átomo), no siempre aumenta el tamaño de los átomos. Esto está determinado por la relación entre dos parámetros: la carga nuclear efectiva (Z^*) y el efecto de apantallamiento de los electrones de las capas intermedias, simbolizado indistintamente por varios textos como S o δ .

$$Z^* = Z - S$$

- El tamaño de los átomos, junto al número de electrones que estos poseen en su capa externa, resulta ser determinante en el resto de sus propiedades, como es el carácter metálico y no metálico, sus energías de ionización, sus electronegatividades, el tipo de enlace que tiende a formar con otros átomos, sus electroafinidades y otras. Significa que, la comprensión de los dos aspectos referidos al inicio, aseguran el debido análisis de las propiedades atómicas y su comportamiento según la Ley Periódica expuesta por D. I. Mendeleiev.
- Para la solución exitosa de los ejercicios relacionados a la estructura atómica, resulta decisivo aplicar en principio, algunos de los conceptos antes referidos y las relaciones significativas que se establecen entre estos y en la práctica, como es la relación equivalente que existe entre los protones y los electrones que determina la neutralidad eléctrica de los átomos, la diferente distancia existente entre el núcleo atómico y los electrones que lo rodean, lo cual está determinado por las fuerzas de atracción diferentes en cada caso y la energía con que estos se mueven, todo lo cual se refleja en el modelo atómico cuántico según se ve reflejado en la notación nl^x .

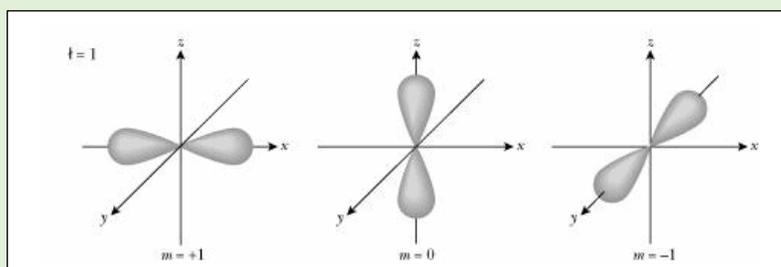
Ejercicios del capítulo 1

1. Seguidamente se brindan los números atómicos de varios elementos no identificados.

- a) $Z=1$ b) $Z=5$ c) $Z=8$ d) $Z=10$ e) $Z=11$ f) $Z=16$ g) $Z=17$
 h) $Z=18$

- Represente la configuración electrónica por niveles y subniveles de energía (tipo de orbital) de estos elementos acorde a la notación nl^x .
- Aplique la regla de Hund, indicando la cantidad de electrones que se ubican en los orbitales de las capas externas.
- Indique la ubicación en período y grupo de cada uno.
- ¿Cuáles son los dos que poseen una estructura más estable?
- Diga cuál es la carga nuclear de cada elemento.
- Clasifique en metal o no metal a cada elemento referido.

2. ¿Qué interpretación hace usted cuando se le dice que los electrones en orbitales de tipo p pueden estar definidos por un máximo de 6 electrones y que se dispondrían según la figura siguiente?



3. ¿Qué fundamento posee el denominado principio de exclusión de Pauli cuando plantea que en un mismo orbital no puede existir más de dos (2) electrones?

4. ¿Por qué el tamaño de los átomos y la cantidad de electrones en sus capas externas, resultan ser determinantes en varias de sus propiedades atómicas? Ilustre con ejemplos.

5. ¿Por qué mientras en un grupo aumenta el tamaño de los átomos al aumentar su número atómico, en un período no ocurre lo mismo? Fundamente con dos ejemplos.

6. Dado el siguiente fragmento de la tabla periódica en el que se ubican elementos con símbolos hipotéticos:

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIII A
2	A	B	D	E	G	J	K	L
3	M	N	Ñ	U	W	T	Q	Z

Identifique:

- El elemento más metálico del período 2.
- Elemento con 4 niveles de energía y 5 electrones en capa externa.
- Elemento más estable (menos reactivo) del período 2.
- Elemento más no metálico del período 3.
- Átomos de menor tamaño atómico del grupo IIIA.
- Átomos de mayor energía de ionización entre Ñ y W.
- Elemento cuyos átomos poseen una estructura electrónica $1s^2 2s^2 2p^3$. Aplique la regla de Hund.
- Elemento del período 2 cuyo número de oxidación más probable es 2+.
- Elemento del período 3 cuyo número de oxidación más probable es 2-.
- Sus átomos poseen una estructura (L) $3s^2 3p^4$.
- Su sustancia simple es la más reductora del período 2.
- Elementos cuyos átomos son de menor tamaño de su grupo y pueden formar cuatro enlaces.
- Sus átomos poseen carga nuclear 5+.

7. Se tiene un elemento de símbolo hipotético X situado en el grupo VI-A de la tabla periódica de 18 columnas, el cual forma un óxido de fórmula XO_2 .

- a) Represente por la notación nl^x , la configuración electrónica de los átomos del elemento X.
- b) ¿Qué tipo de ion puede formar X?
- c) ¿Cuál será la fórmula más probable del óxido superior de X?
- d) ¿Qué número de oxidación tomaría X en su compuesto hidrogenado que podría formar?

8. Dado los átomos de un elemento de símbolo hipotético A, cuya configuración electrónica según la notación nl^x es como sigue: $1s^2 2s^2 2p^5$

Responda las preguntas que a continuación se formulan sin consultar la Tabla periódica.

- a) Diga cuál es su número atómico (Z).
- b) Diga en cuántos orbitales se encuentran distribuidos sus electrones.
 - i. ¿Cuáles son esos orbitales?
- a) ¿Cuántos electrones poseen los átomos de dicho elemento en su capa más externa?
- b) Diga cuál es su estado o número de oxidación más probable. Argumente.
- c) Clasifíquelo en metal o no metal.
- d) Diga cuál es su mayor tendencia, ¿oxidarse o reducirse?
- e) ¿Los átomos de un elemento de símbolo hipotético B y con configuración electrónica $1s^2 2s^2$ tendrán la misma tendencia que los átomos de A? Argumente.
 - i. ¿En cuál de estos dos elementos será manifiesta su electronegatividad? Argumente.
 - ii. Escribe la fórmula química del compuesto más probable (estable) que se formaría si interaccionan y se enlazan los átomos de los elementos A y B.
 - iii. Clasifique el tipo de enlace que se manifiesta en el compuesto antes referido.
- a) Diga la ubicación en período y grupo de los elementos A y B a partir de su configuración electrónica.

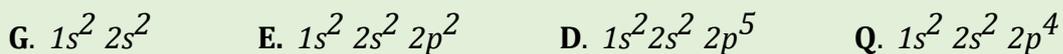
9. Dados los átomos de los elementos de símbolos hipotéticos E y N, cuya configuración electrónica según la notación nl^x es como sigue: E. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
N. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Responda las preguntas que a continuación se formulan sin consultar la Tabla Periódica.

- a) Diga cuáles son sus números atómicos (Z).
- b) Diga en cuántos orbitales se encuentran distribuidos los electrones en cada caso.
 - i. ¿Cuáles son esos orbitales en cada caso?

- c) ¿Cuántos electrones poseen los átomos de ambos elementos en sus capas más externas?
- d) Diga la ubicación en períodos y grupos de dichos elementos en la tabla Periódica.
- e) Diga cuáles son sus estados o números de oxidación más probables. Argumente.
- f) Clasifique en metal o no metal a cada elemento.
- g) Diga cuál es su mayor tendencia en cada caso, ¿oxidarse o reducirse?
- h) Escriba la fórmula química del compuesto más probable (estable) que se formaría si interaccionan y enlazan los átomos de los elementos E y N.
- Clasifique el tipo de enlace que se manifiesta en el compuesto antes referido.
 - Diga cuál sería probablemente el estado físico de la sustancia formada. Argumente.

10. Dadas las configuraciones electrónicas correspondientes a los átomos de los elementos de símbolos hipotéticos:



- Diga la ubicación de cada uno en período y grupo de la tabla periódica.
- Clasifique a cada uno en metal o no metal.
- Diga el número de oxidación más probable de cada uno.
- Compare los tamaños de los átomos de **D** y **Q**.
- Compare la electronegatividad de **E** y **D**.
- ¿Cuál de los átomos de estos elementos tiene tendencia a oxidarse? Argumente
- ¿Cuál o cuáles de estos elementos tendrá tendencia a actuar como oxidante? Argumente
- Clasifique el tipo de enlace químico formado entre átomos de **G** y **D** y entre átomos de **D**.

11. **T**, **R** y **W** son tres elementos hipotéticos que se ubican en el mismo período de la tabla periódica de 18 columnas. Se tiene adicionalmente la información siguiente sobre cada uno de ellos:

R. Forma iones con carga 1+.

T. Forma con el oxígeno dos óxidos: TO_2 y TO_3

W. Su número atómico es una unidad mayor que el de T

- Indique a qué grupo de la tabla periódica pertenece cada uno de dichos elementos.
- Clasifique cada uno en metal o no metal.
- Represente la fórmula química del óxido superior de W. ¿Es un óxido metálico o no metálico?

- d) ¿Estos óxidos serán básicos o ácidos?
- e) ¿Cuál será probablemente el estado físico de la sustancia formada por **R** y **W** a temperatura ambiente?
- f) ¿Cuáles serán dos números de oxidación probables de **T**?
- g) Formule las sustancias simples que forman cada uno de estos tres elementos.

12. ¿Qué es la energía de ionización de un átomo?

- a) Los átomos de calcio juegan un papel fundamental en muchas reacciones biológicas enzimáticas y desarrolla una función destacada en los procesos de contracción muscular; sin embargo, lo hace participando en forma de catión Ca^{2+} .
- i. ¿Por qué no lo hace en forma de Ca^{1+} ?
- ii. ¿Por qué los valores de energías requeridos para separar el primero y el segundo electrón son respectivamente las siguientes: 6,11 (1ra) y 11,87 (2da)?

13. Seguidamente se brinda información sobre varios átomos de elementos de símbolos hipotéticos.

- A. Sus átomos poseen 4 orbitales y al combinarse con el hidrógeno forma un compuesto de fórmula AH_4
- B. Posee dos orbitales y forma el ion B^{2+}
- D. Sus átomos presentan una carga nuclear $7+$.
- E. Sus electrones llegan a ocupar el 2do nivel de energía, presentando el mayor carácter metálico de su período.
- G. Es el más electronegativo del tercer período de la Tabla Periódica.
- I. Sus átomos son los más estables del periodo 2.
- J. Se enlaza covalentemente con el hidrógeno, forma el compuesto J_2H , logrando estabilizarse con una estructura semejante a los átomos del elemento I.
- L. Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
- M. Posee dos niveles de energía y forma moléculas de fórmula M_2 . Frente a B forma el compuesto BM_2 de carácter marcadamente iónico.
- N. Posee una capa externa $4s^2$
- O. Tiene tres niveles de energía y su número de oxidación más estable es $2-$.

Ubique a cada uno de los elementos referidos en el fragmento de la Tabla Periódica siguiente.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
2								
3								

14. Se brinda seguidamente un fragmento de la tabla periódica de 18 columnas donde se reflejan elementos con símbolos hipotéticos.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
2	X	W	Y	A	B	D	E	L
3	F	G	I	J	M	R	T	K
4	U	S						

Seleccione el elemento que corresponde a cada información o característica, circulando el símbolo del elemento correcto.

- | | | | |
|---|---|---|---|
| a. Elemento cuyos átomos son más reductores. | F | U | X |
| b. Átomos más pequeños. | M | I | T |
| c. Átomos de mayor energía de ionización. | F | J | K |
| d. Más electronegativo. | X | E | T |
| e. Forma una sustancia simple oxidante. | T | M | R |
| f. Átomos de estructura más estable. | L | M | X |
| g. En su núcleo hay 11 protones. | L | E | F |
| h. Forma iones con carga 2-. | R | I | T |
| i. Se enlaza covalentemente con el hidrógeno. | B | S | G |
| j. Su número de oxidación máximo es 5+. | R | I | M |
| k. Posee tres capas de energía y seis electrones en la externa | J | M | R |
| l. Posee carga nuclear 8+. | B | D | E |
| m. Forma un compuesto hidrogenado iónico. | E | G | R |
| n. Forma moléculas diatómicas apolares. | F | U | T |
| o. Forma iones de estructura (L) ¹⁺ . | F | E | X |
| p. Su sustancia binaria hidrogenada forma puentes de Hidrógeno. | B | L | D |

15. Elabore un esquema que resuma el comportamiento que muestran los elementos químicos en los grupos y en los períodos de la tabla periódica de las propiedades atómicas siguientes: radio atómico, carácter metálico y no metálico, tendencia a oxidarse y tendencia a reducirse, electronegatividad y energía de ionización.

16. ¿Por qué los no metales pueden presentar variedad en sus números de oxidación? ¿Por qué actúan generalmente como oxidantes?

- a) Desde la perspectiva de los números de oxidación del no metal que se enlaza al oxígeno, establezca una generalización con relación a las sustancias que suelen reconocerse como fuertes oxidantes, tales como $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$, H_2SO_4 y HNO_3 .

17. ¿En qué consiste la periodicidad química que expresa la Ley Periódica?

- a) Mencione tres ejemplos que rompen con esta ley, mostrándose como excepciones de esta. Explique por qué son excepciones o fundaméntelas.

18. Los elementos del grupo VIIIA de la tabla periódica suelen ser llamados como inertes o gases nobles.

- a) Fundamente esta habitual denominación.
b) ¿En qué condiciones pueden formarse compuestos de dichos elementos, como, por ejemplo: XeF_6 y KrF_2 ?

19. Los átomos tienden a convertirse muchas veces en iones en determinadas condiciones. Los cationes simples en particular pueden ejercer un efecto polarizante sobre los aniones. Este efecto puede derivar en que el carácter covalente del enlace iónico sea mayor (que ocurra cierto intercambio de electrones y no una atracción electrostática pura). La conocida regla de Fajans establece tres condiciones o características de los iones que deciden el carácter covalente o menos iónico del enlace.

- a) Mencione cuáles son estas tres características.
b) Asigne el valor de poder polarizante que corresponde a cada uno de los iones que se relacionan: Cs^{1+} , Li^{1+} , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Al^{3+}
Valores de poder polarizante: 9,2; 2,77; 1,11, 0,35; 2,04
c) El mayor carácter iónico del enlace ocurre entre los elementos de:
a) G IIA y G IIIA G IIA y G VIIA
b) G IIA y G VIA G IA y G VIIA

20. La ubicación en la tabla periódica de 18 columnas de 12 elementos representativos de símbolos hipotéticos A, B, C, D, E, F, G, H, I, J, K y L forma un trapecio isósceles.

- L. Es líquido a temperatura y presión estándar ambientales (TPEA) y constituye un vértice de la base mayor del trapecio.
D. Posee una variedad alotrópica muy valiosa y bella y forma dos óxidos gaseosos, y junto con el elemento E que le precede en la tabla periódica y el I que le sigue, constituye la base menor y superior del trapecio.
B y F. Están en el mismo grupo y descomponen el agua fría y caliente respectivamente con un desprendimiento de hidrógeno.
C. Fue el primero de los elementos pronosticados por Mendeleiev. Su número atómico resulta ser seis veces el de E más el de J.
J. Su sustancia simple tiene forma J_8 y forma dos variedades alotrópicas estables entre 0°C y 100°C .

- G. Está en el mismo periodo que L y tiene estructura tipo ns^2np^2 .
 K. Excede al elemento hidrógeno en una unidad de su número atómico.
 A. Es el menos electronegativo de los doce elementos y forma un óxido que reacciona con el agua dando disoluciones francamente alcalinas.
- a) Identifique a los doce elementos referidos por sus símbolos químicos reales y ubíquelos correctamente según corresponde en el fragmento de la tabla periódica siguiente.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1								
2								
3								
4								
5								

21. En una sal binaria de fórmula hipotética XY_2 se ha podido determinar que los iones de los elementos X y Y son isoelectrónicos con el gas noble del período 3. Plantee las configuraciones electrónicas por la notación $n l^x$ de cada ion.

22. Se tienen tres elementos representativos sobre los cuales se conoce que:

El elemento X: tiene su electrón diferenciante caracterizado por $n=3$

$$l=0 \quad m=0 \quad s= + \frac{1}{2}$$

El elemento Y: Posee 11 electrones p.

El elemento Z: Presenta número atómico 35.

- a) Represente por la notación $n l^x$ la configuración electrónica de cada uno de ellos.
 b) Diga el período y grupo en que se encuentra cada uno.
 c) Compare X con Y respecto a: radio atómico, energía de ionización y carácter metálico.
 d) Diga el tipo de óxido que forma cada uno y escriba su fórmula hipotética.
 e) Formule el compuesto oxihidrogenado de X y el de Z, de número de oxidación máximo.
 f) Escriba la ecuación química de la reacción entre el óxido de X y el agua.

23. Calcule:

- a) La carga nuclear efectiva (Z^*) que actúa o se ejerce sobre el electrón diferenciante de un átomo de fósforo.
 b) La carga nuclear efectiva que actúa o se ejerce sobre un electrón 2p del átomo de fósforo.
 c) La carga nuclear efectiva que actúa o se ejerce sobre un electrón 4s del átomo de hierro.

24. La siguiente tabla refleja las energías de ionización de seis elementos de símbolos hipotéticos que se encuentran en la tabla periódica de 18 columnas.

Elemento	Energías de ionización / kJ/ mol			
	1ra	2da	3ra	4ta
A	500	4600	6900	9500
B	580	1800	2700	11600
C	2080	4000	6100	9400
D	1680	3400	8000	8400
E	420	3100	4400	5900
F	520	7300	11800	-

- a) Determine cuál es el valor de la energía requerida para convertir 3 moles de átomos del elemento en iones A^{1+} .
- 24.1.1. Compare el radio de los iones A^{1+} con el de los átomos de A.
- b) ¿Cuál de los elementos dados es más probable que cuando reaccione forme iones con carga $3+$?
- c) Si conocemos que los elementos A, E y F están situados en el mismo grupo de la tabla periódica, ¿Cuál de los tres debe tener mayor número atómico?
- d) Los elementos D, C y A tienen números atómicos consecutivos Z , $Z+1$ y $Z+2$. C es un gas noble y D y A son elementos representativos que forman un compuesto de fórmula AD. Determine cuál es el elemento más electronegativo de los tres y cuál es el tipo de enlace presente en AD.

25. Los elementos de transición Cu, Ag y Au presentan iones estables con carga $1+$. En los casos de la Ag y el Au, es el estado de oxidación más estable. Sin embargo, en los restantes elementos de transición no existe el ion $1+$. ¿Cuál es la razón?

26. ¿Por qué los valores de los potenciales de ionización aumentan muy lentamente en las series de transición?

27. Los radios atómicos de los elementos del segundo período se indican a continuación, ¿cómo se explican estos valores?

	Li	Be	B	C	N	O	F
Radio atómico (pm)	134	90	82	77	75	73	72

28. Describir la estructura electrónica del elemento artificial de $Z= 111$ y deducir a partir de ella, las propiedades, características y ubicación en la tabla periódica (período y grupo) para este elemento.

29. Explicar para el elemento de número atómico 89 y número másico 227, los siguientes apartados:

- Composición del núcleo.
- Su estructura electrónica.
- Tipo de iones que puede producir y su carácter oxidante o reductor.
- Números cuánticos del electrón diferenciador del elemento.

30. Es una generalidad asumida, que las energías de enlaces están directamente relacionadas con la distancia de enlace entre los átomos y en consecuencia, con el tamaño de estos. Sin embargo, la ciencia siempre tiene excepciones o particularidades que escapan de la generalización. Un ejemplo de esto puede constatarse al analizar los datos que se muestran en la tabla siguiente:

Tamaño atómico / pm	Distancia de enlace/ pm	Energías de enlace (D)/ kJ mol ⁻¹
H (53 pm)	H-H (74 pm)	435, 2
F (42 pm)	F-F (142 pm)	154,8

De acuerdo con los datos de tamaño atómico, la distancia de enlace y la energía de enlace deberían ser mayores en la molécula de F_2 ; sin embargo, no es así, como puede apreciarse. ¿Cuál es la explicación aceptada a esta particularidad?

Curiosidades químicas: La capa de iridio

La escala de tiempo geológico clasifica los intervalos de tiempo desde la formación del planeta Tierra como una estructura semisólida coherente (hace aproximadamente 4600 millones de años, m.a.) hasta el presente, dividiéndola en eras: Precámbrico (4600-542 m.a.), Paleozoico (aprox. 542-252 m.a.), Mesozoico (252-66 m.a.) y Cenozoico (66 m.a.-presente). A su vez las eras son subdivididas en períodos. Así, el Mesozoico se subdivide en Triásico, Jurásico y Cretácico; el Cenozoico suele dividirse en Terciario y Cuaternario, a pesar de que hoy día existen nombres más técnicos como Paleógeno y Neógeno.

El límite entre eras y los períodos suele estar marcado por acontecimientos geológicos distintivos. Entre finales del Mesozoico e inicios del Cenozoico, tuvo lugar una masiva extinción de especies, sobresaliendo la de los grandes saurios que dominaban el planeta en ese momento. Lo que hoy se conoce como el límite K-T (del alemán *Kreide* -Cretácico- y Terciario) es un intervalo temporal alrededor de los 66 millones de años. Entre las teorías que explican la desaparición de los dinosaurios, se encuentra la hipótesis de un gran asteroide, el Chixulub, que impactó nuestro planeta en terrenos de lo que hoy es la península de Yucatán. Las pruebas de un origen por impacto del cráter incluyen el hallazgo de una variedad de cuarzo de muy alta presión (“cuarzo de impacto”), una anomalía gravitatoria y la presencia de tectitas (una variedad de meteoritos silíceos) en el área circundante. También la presencia de iridio y en ocasiones de platino como metal asociado. Realmente las anomalías metálicas incluyen a todos los elementos conocidos como platinoides (platino, osmio, iridio, paladio, rutenio y rodio); pero es el iridio el metal más sensible con los métodos actuales de determinación analítica (específicamente espectrometría de plasma inductivamente acoplado con detector de espectrometría de masas, ICP-MS). La anomalía de iridio, como se le conoce hoy día, ha sido detectada en diversas localidades en el mundo (Italia, Dinamarca, Venezuela, República Dominicana, Canadá, España, China, Estados Unidos, entre muchos otros documentados), dentro de una pequeña capa de arcilla blanquecina de no más de 10 cm de espesor.



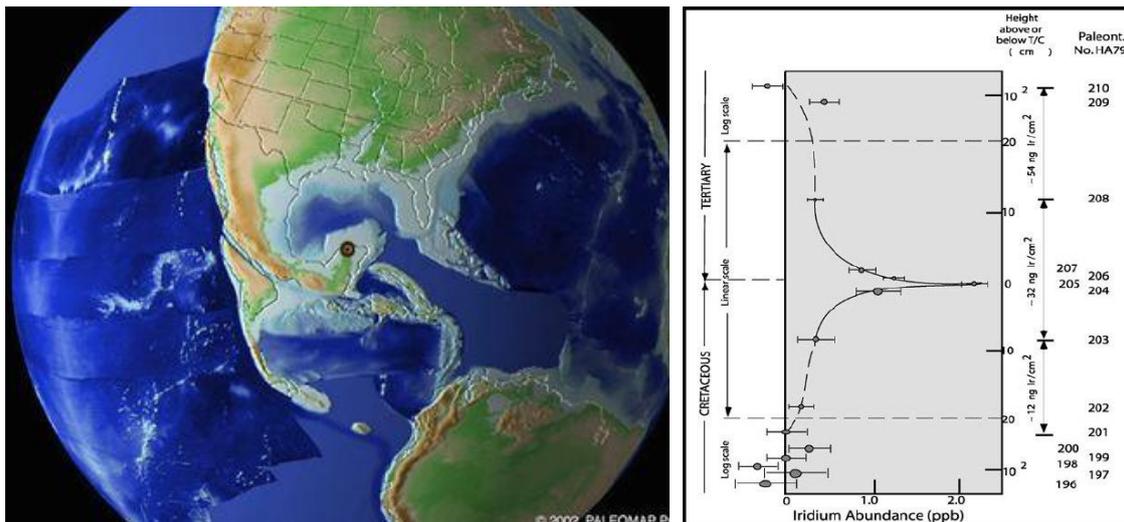
Vistas del estrato contentivo de la anomalía de iridio. Izquierda: País Vasco; derecha: Comunidad de Valencia (fuente: https://educandonaturaleza.wordpress.com/2012/11/19/abracadabra-flysch-de-zumaia/huella_geologica-2/)

Ahora, ¿por qué iridio? ¿qué tiene de especial este elemento o los platinoides en general con el impacto del Chixulub? La respuesta está en la Geoquímica, la disciplina que explica los procesos naturales, entre ellos los geológicos, con las herramientas y el conocimiento aportado por la Química.

Los platinoides corresponden a los miembros más pesados (períodos 5 y 6) del Grupo VIII-B de la Tabla Periódica. Presentan una gran similitud en su comportamiento químico con el hierro, el elemento emblemático de este grupo; por tanto, su distribución natural guarda semejanzas con la distribución inicial del hierro. En los procesos de formación de los planetas (La Tierra es el mejor ejemplo), el hierro, debido a su abundancia y alta densidad, es gravitatoriamente segregado hacia el núcleo. Este proceso pudo tener lugar en los primeros 100 000 a 200 000

años de formación de la Tierra, donde el hierro se encontraba aún en estado líquido y podía moverse lentamente hacia el interior del planeta hasta conformar lo que hoy es el núcleo terrestre. Y junto con el hierro, lo hacían también los elementos afines a él como son los platinoides. En otras palabras, el núcleo terrestre es el principal reservorio de estos metales preciosos.

Los asteroides provienen de fragmentos de otros planetas. Si proceden del interior de estos, estarán compuestos por restos del núcleo ferroso y rico en elementos platinoides. La inmensa energía asociada al impacto del Chixulub eyectó cantidades sustanciales de iridio (y de los demás platinoides) a la atmósfera, mantenerse suspendidos por algunos meses (quizás años) y luego depositados y redistribuidos entre los sedimentos que alcanzaron los fondos marinos, para luego aparecer preservados en las secuencias sedimentarias en las que hoy es hallada la anomalía. De hecho, la anomalía de iridio es tan característica y detectable, que sirve como parámetro de correlación en Geología, y sirve para calibrar secuencias cronoestratigráficas.



Izquierda: Situación de los continentes a finales del Cretácico. El cráter de Chicxulub está señalado en el centro de la imagen. Derecha: Anomalía de iridio detectada en una secuencia estratigráfica de Haití. Fuente: Maurrasse F., et al. (2004). Spatial and Temporal variations of the Haitian K/T Boundary record: implications concerning the event or events. *Journal of Iberian Geology* 31, 113-133. Fuente: http://www.espacial.org/planetarias/astrobiologia/chicxulub_extincion1.htm.



Diferentes sales. Imagen libre de derechos. Fuente: <https://www.shutterstock.com/es/image-photo/different-colored-inorganic-chemical-salts-used-763073248>

2. LAS SUSTANCIAS: COMPOSICIÓN, ENLACES QUÍMICOS Y ESTRUCTURA

Conceptos clave

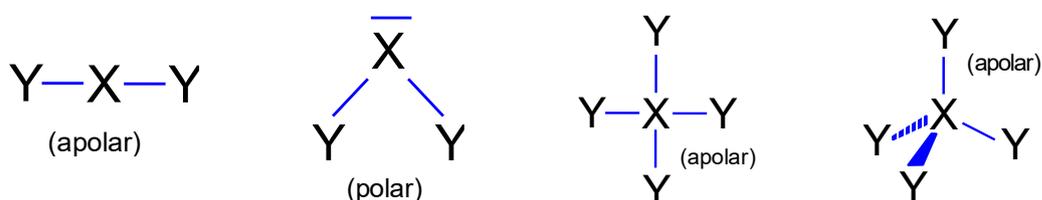
- Las sustancias son sistemas en los cuales se asocian según un cierto ordenamiento espacial, átomos de un mismo elemento o de elementos diferentes, mediante fuerzas electrostáticas de cierta intensidad de atracción y de repulsión, que deriva o se materializa en “enlaces químicos” de distintos tipos, y a la vez da lugar a distintos tipos de sustancias, según diversos criterios considerados.
- Existen tres criterios fundamentales a la hora de clasificar las sustancias: según su composición (simples o compuestas), según el tipo de partículas que las constituyen (atómicas, moleculares e iónicas) y según sus propiedades o su función química: los óxidos metálicos y no metálicos, peróxidos y superóxidos, los hidróxidos metálicos y no metálicos, estos últimos también denominados ácidos oxigenados u oxácidos, hidruros volátiles e hidruros metálicos o salinos, las sales binarias, secundarias, terciarias y cuaternarias, así como otras tipologías.
- Tanto para la clasificación de las sustancias como a la hora de analizar el comportamiento de estas, es necesario retomar o repasar algunas cuestiones que están en la base o que son causas o factores que influyen: el tipo de átomos que las

constituye, las características que tienen sus configuraciones electrónicas, fundamentalmente de su capa externa, así como el tipo de enlaces que se origina y cómo esto ocurre. En ciertos casos, podemos apreciar algunas regularidades que se denotan. Así por ejemplo, en los hidróxidos metálicos, siempre notaremos la presencia de un metal unido a uno o más grupos o iones OH^{1-} , en tanto en los oxácidos (llamados también hidróxidos no metálicos), estos mismos OH^{1-} se unen a elementos no metálicos, a pesar de que los primeros no son visibles en las fórmulas generales (H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4), por referir sólo algunos ejemplos.

- Existen dos conocimientos previos que devienen en herramientas metodológicas, a la hora de querer determinar las características estructurales de las sustancias, tal es el caso de las fórmulas de Lewis y la teoría de la repulsión de los pares electrónicos de valencia o teoría de Gillespie (TRPEV). La primera, ayuda en la determinación del número de enlaces que se establecen entre los átomos mediante pares de electrones (pares enlazantes), así como los electrones de las capas externas de los átomos que no participan en el enlazamiento (pares no enlazantes). En tanto, la TRPEV ayuda a pronosticar cuál es la orientación de los átomos en el espacio y en consecuencia cuál es el tipo de geometría.
- Es necesario que el estudiante tenga presente, que no será posible establecer las fórmulas de Lewis si no se conoce cuál es la cantidad de electrones que cada átomo posee en su capa externa, llamados electrones de valencia. En este sentido resulta un recurso muy conveniente, que se pueda dominar la ubicación por grupo de la tabla periódica al menos para los elementos de mayor frecuencia de trabajo en el aula.
- Una vez determinado el tipo de geometría, es posible efectuar un análisis vectorial tomando en cuenta las diferencias de electronegatividades entre los átomos que se enlazan, es decir, lo que conlleva un análisis de dirección y magnitud de dichos vectores. De esta forma, considerando un eje imaginario que, pasando por un punto medio de la molécula, se podrá ver cuál es el carácter de la sumatoria del análisis vectorial y pronosticar cuál es el valor relativo del momento dipolar (μ). Si es diferente de cero habrá polaridad en la molécula, de lo contrario la molécula será no polar. No confundir la polaridad del enlace interatómico con la polaridad de la molécula.
- El momento dipolar (μ) es una cuantificación vectorial, que se obtiene a partir de la suma vectorial de todos los momentos dipolares de los enlaces covalentes entre los átomos de la molécula. Se calcula mediante la fórmula siguiente: $\mu = \delta \times d$, donde δ es la densidad de carga y d es la distancia entre los átomos. Si bien se suele aún utilizar como unidad el Debye (D) en honor al físico Peter Debye, el sistema internacional de unidades; sin embargo, también se suele utilizar la unidad de

coulomb-metro o statcoulomb cm ($3,335 \times 10^{-30}$ coulomb); $1 D = 10^{-18}$ statcoulomb cm.

- Existen varios tipos de estructuras geométricas moleculares, que se originan y que se pueden pronosticar, a partir del análisis de la cantidad de átomos que quedan enlazados y del número de los pares de electrones no enlazantes: lineal, angular, trigonal plana, piramidal trigonal, piramidal de base cuadrada, bipiramidal trigonal, forma de T, bipiramidal de base cuadrada u octaédrica y otras.
- En términos generales (no absolutos), una molécula que posea un $\mu = 0$, muy probablemente sea una sustancia gaseosa en condiciones de *temperatura y presión estándar ambiental (TPEA)* o volátil, tendrá poca densidad, sus temperaturas de ebullición y de fusión serán bajas y será poco soluble en agua. Veamos algunos casos hipotéticos:



- Hay que recordar que, las propiedades antes referidas son de tipo físicas y que estas están determinadas en gran medida por el tipo y la magnitud de las fuerzas de atracción intermoleculares.
- También las estructuras determinadas a partir de las fórmulas de Lewis y de la TRPEV, nos pueden dar información sobre cuál será el posible comportamiento químico de una sustancia. Así, es muy probable que si existen enlazamientos O-H, la sustancia tenga la posibilidad de comportarse ante ciertas sustancias como un ácido de Brønsted -Lowry al poder ceder H^{1+} , mientras que, si tiene pares no enlazantes o aislados, tenga la posibilidad de captar o aceptar protones H^{1+} , comportándose como una base.
- Otro conocimiento previo importante a la hora de solucionar ciertas cuestiones relacionadas a las sustancias es lo concerniente a las reglas de los estados o números de oxidación, pues este permite entre otras cosas, formularlas de una manera correcta, poder nombrarlas, determinar su comportamiento químico a partir de ecuaciones químicas (si se oxidan o se reducen) y otras.

Ejercicios del capítulo 2

31. Complete el cuadro que se brinda a continuación, clasificando cada sustancia.

Sustancias	Según composición	Según tipo de partícula	Según función química
CO ₂			
H ₂			
S ₈			
CaO			
HCl			
H ₂ S (ac)			
N ₂ O ₅			
HNO ₃			
KOH			
CaCO ₃			
Fe			
NaHCO ₃			
NaH			
KBr			
BF ₃			

31.1. Nombre cada una de las sustancias relacionadas en el cuadro.

32. Dadas las sustancias siguientes:

- i. Cl₂ ii. HCl iii. NaClO iv. CaCl₂ v. CH₃Cl vi. CCl₄ vii. NaCl
 viii. S₈ ix. H₂S x. SO₂ xi. SO₃ xii. H₂SO₄ xiii. H₂SO₃ xiv. NaHSO₄
 xv. K₂SO₄ xvi. BaS

- Calcule los números de oxidación del cloro y del azufre en cada una de las sustancias relacionadas.
- Clasifique cada sustancia según su composición, tipo de partícula constituyente y su función química.
- Diga el tipo de enlace que se presenta en cada una de las sustancias dadas.
- Nombre cada sustancia referida.
- Para cada sustancia iónica existente, formule los aniones correspondientes.

33. Formule las sustancias que se originan si se enlazan convenientemente átomos de los elementos en las combinaciones que se indican:

- i. B y F ii. H y N iii. Cl y Cl iv. Ba y Br v. Ca y Cl vi. Ca y C
 vii. Na y S viii. H, C y O ix. Cu, S y O x. H y C xi. Fe y Cl xii. O y O
 xiii. H y O xiv. C y Cl xv. H y I xvi. H, S y O xvii. Cu y O xviii. Mg, O y N

- Nombre cada una de las sustancias resultantes de dichos enlazamientos.
- Clasifique el enlace formado en cada caso.
- Clasifique cada sustancia según los tres criterios estudiados.
- Pronostique cuál será el estado físico de cada una de estas sustancias en condiciones ambientales.

34. Se tienen tres sustancias de fórmula hipotéticas A_2 , AB y D. Se conoce que los átomos que las constituyen poseen las características siguientes:

- Sus átomos corresponden a un elemento del grupo VII A.
- Sus átomos poseen un electrón en el último nivel y forma compuestos iónicos con el yodo.
- Pertenece a la primera serie de los elementos de transición.

- ¿Qué tipo de enlace existe en cada una de estas tres sustancias?
- ¿Forman moléculas o cristales?
- ¿Cómo serán las temperaturas de ebullición y fusión en cada caso?
- ¿Cuál de ellas será conductora de la corriente eléctrica?

35. Los elementos X, Y y Z se encuentran ubicados en el mismo período de la tabla periódica de 18 columnas. Analice la información que le damos sobre sus cloruros.

- X. Su cloruro posee una temperatura de fusión de $776\text{ }^{\circ}\text{C}$. Es soluble en agua y tanto su disolución acuosa como el sólido fundido, son buenos conductores de la electricidad. Se sabe que se necesitan 50 mL de AgNO_3 0,2 mol/L (Molar, M) para convertir 0,01 moles de su cloruro en cloruro de plata.
- Y. El cloruro de Y tiene una temperatura de fusión de $772\text{ }^{\circ}\text{C}$, es soluble en agua y tanto su disolución acuosa como su cloruro fundido son buenos conductores de la electricidad. Se sabe que se necesitan 100 mL de AgNO_3 0,2 M (mol/L) para convertir 0,01 moles de cloruro en cloruro de plata.
- Z. Su cloruro tiene una temperatura de fusión de $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$ y una temperatura de ebullición de $87\text{ }^{\circ}\text{C}$. No es buen conductor de la electricidad a temperatura ambiente. Reacciona con el agua formando una disolución ácida que es buena conductora de la electricidad. Se sabe que se necesitan 200 mL de AgNO_3 0,2 M para convertir su cloruro en cloruro de plata.

- Determina la fórmula de los tres cloruros.
- A qué grupo de la tabla periódica corresponde cada elemento X, Y y Z.
- Clasifique cada uno de los tres cloruros de X, Y y Z como: cristales iónicos, sólidos cristalinos atómicos o sustancias moleculares.

36. Diga cuál o cuáles de los siguientes compuestos hidroxilados conduce la corriente eléctrica y cuál no. Fundamente su respuesta.

- i. NH_4OH ii. $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$ iii. NaOH iv. $(\text{OH})_2\text{SO}_2$

a) ¿Cuál de ellos manifestará un comportamiento básico en medio acuoso? Argumente.

37. Tres elementos X, Y y Z, pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica de 18 columnas. Se sabe que X es divalente y que su compuesto nitrogenado posee 11,1 % de hidrógeno. Por su parte Y forma con X dos compuestos en los que a X les corresponden 50 % y 60 % en masa respectivamente. En tanto Z pertenece al siguiente período y no forma compuestos gaseosos con el oxígeno.

a) Identifique los elementos X, Y y Z.

b) Escriba la fórmula del compuesto de Z con X, donde Z tiene su número de oxidación máximo positivo.

i. Clasifique el tipo de enlace presente en dicho compuesto.

38. Dentro de los elementos del grupo VIA de la tabla periódica están el O, S y Se en ese orden. Sus átomos se enlazan con el hidrógeno con sustancias de fórmulas semejantes: H_2O , H_2S y H_2Se ; sin embargo, sus estructuras moleculares no son exactamente iguales, diferenciándose en cuestiones o detalles aparentemente simples, que originan diferencias significativas en dichas estructuras y en sus propiedades físicas.

a) Represente las estructuras de Lewis de estas tres sustancias.

b) Fundamente la afirmación hecha en el enunciado de este ejercicio, exponiendo las cuestiones diferenciadoras causales y las diferencias generadas en algunas de sus propiedades como: estado físico, temperaturas de ebullición y de fusión.

39. Conociendo la fórmula general que se indica para las sustancias siguientes:

- i. BeCl_2 ii. CH_4 iii. PCl_3 iv. H_2O v. C_2H_4 vi. C_2H_2

a) Escriba la fórmula de Lewis de cada una.

b) Aplicando la teoría de la hibridación, diga qué tipo de orbitales híbridos emplea el átomo central para enlazarse a los otros átomos en cada caso.

40. Escriba la fórmula de Lewis de cada uno de los iones poliatómicos siguientes:

- a) NO_3^{1-} b) SO_4^{2-} c) NH_4^{1+} d) OH^{1-} e) HCO_3^{1-} f) H_3O^{1+}

41. Utilizando la teoría de la repulsión de los pares electrónicos de valencia (TRPEV), escriba la fórmula de Lewis de las sustancias dadas seguidamente.

- | | | |
|-----------------------------|----------------------------|---------------|
| i. Cianuro de hidrógeno | ii. Tricloruro de boro | iii. Amoníaco |
| iv. Dióxido de azufre | v. Tetracloruro de carbono | vi. Fosfina |
| vii. Sulfuro de dihidrógeno | viii. Trióxido de azufre | ix. Agua |

- Diga el tipo de orbitales híbridos que emplea el átomo central en cada caso al enlazarse con los otros átomos.
- Haciendo un análisis vectorial a partir de las diferencias de electronegatividades, pronostique cuál será el valor relativo del momento dipolar de cada sustancia (μ).
- Pronostique cómo se manifestarán las propiedades físicas siguientes en cada sustancia: estado físico, solubilidad en un disolvente polar, temperatura de ebullición y fusión.

42. El momento dipolar de la fosfina (PH_3) es 0,55 D y el tricloruro de boro tiene $\mu=0$ D.

- Justificar la diferencia de los momentos de estas sustancias.
- ¿Qué implicaciones tiene este hecho en sus propiedades físicas?

43. En la escala de Pauling, las electronegatividades del Si y del F son 1,8 y 4,0 respectivamente. Teniendo en cuenta estos datos:

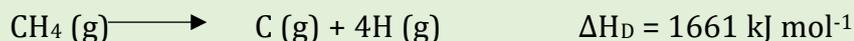
- ¿Cómo clasificaría el enlace formado entre dichos átomos?
- ¿Cómo se explica que el momento dipolar de la molécula de SiF_4 es cero?

44. Dadas las sustancias siguientes:

- | | | | | | | |
|------------------------------|---------------------|--------------------|-----------------------|----------------------|---------------------------|--------------------|
| i. H_2 | ii. O_2 | iii. N_2 | iv. CO | v. SO_3 | vi. CH_3F | vii. I_3 |
| viii. H_2O_2 | ix. F_2 | x. IF_5 | xi. HCl | xii. HClO_4 | xiii. BCl_3 | xiv. SF_6 |
| xv. SF_4 | xvi. XeF_4 | xvii. O_3 | xviii. BrF_5 | | | |

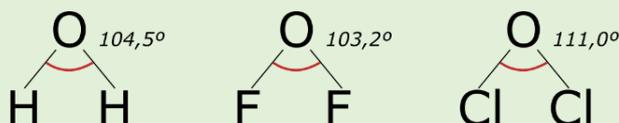
- Clasifique el tipo de enlace presente en cada sustancia.
- Nombre cada sustancia referida.
- Escriba la fórmula de Lewis de cada una.
- Identifique la geometría molecular en cada caso, esquematizándola, a partir de aplicar la TRPEV.
- Diga el tipo de orbital híbrido que emplea el átomo central en cada sustancia.
- Diga cómo se comporta el valor relativo del momento dipolar (μ) en cada una.
- Estime para cada una de las sustancias: su estado físico en condiciones ambientales, su solubilidad en agua y su temperatura de ebullición.

49. Se ha calculado la energía necesaria para romper los enlaces en la molécula de metano, de acuerdo con lo que se representa seguidamente en la ecuación:



¿Cuál es la energía de cada enlace C-H según este resultado?

50. Explique los resultados que han reflejado las determinaciones por difracción de rayos X de los diferentes ángulos de enlaces en moléculas de geometría molecular semejante como las que se indican:



51. Relacione los grupos de sustancias que se refieren con las propiedades generales que les corresponden y el tipo de cristal o partículas que forman:

Grupo A. SiO ₂ , Diamante	1. Tenaces. Temperaturas de fusión y ebullición elevadas. Buenos conductores del calor y la electricidad.	Cristales iónicos
Grupo B. Al ₂ O ₃ , NaCl, Fe ₂ SiO ₄	2. Duros e incompresibles. Temperaturas de fusión y ebullición elevadas. Son malos conductores de la electricidad.	Redes atómicas
Grupo D. S ₈ , I ₂ , C ₆ H ₁₂ O ₆	3. Duros y frágiles. Altos puntos de fusión y ebullición. Conducen el calor y la electricidad en estado líquido y acuoso.	Cristales atómicos
Grupo E. Cu, Fe, Ni, Co	4. Blandos. Temperaturas de fusión y ebullición medias o bajas. No conducen la electricidad y el calor.	Cristales moleculares

a) Precise el tipo de atracción que explica muchas de las propiedades de cada grupo referido.

52. Explique en qué consiste el “efecto polarizante” que pueden ejercer los cationes sobre los aniones.

a) ¿Cómo puede influir o determinar este efecto en el carácter iónico de un compuesto?

b) ¿Tiene alguna repercusión este fenómeno en la energía reticular de un cristal iónico?

53. A continuación, se brinda una tabla que refleja las energías reticulares (U) de algunas sustancias iónicas, que usted puede apreciar cotejando los radios de los cationes del grupo IA, que forman a estas sustancias en cada caso.

Cationes Grupo IA	Li ¹⁺	Na ¹⁺	K ¹⁺	Rb ¹⁺	Cs ¹⁺
Radios iónicos/ A ⁰	0,60	0,95	1,33	1,48	1,69
	Energías reticulares (U/ kJ mol ⁻¹)				
F ¹⁻	-1037,5	-970,7	-817,6	-783,6	-765,4
Cl ¹⁻	-855	-787,2	-716,9	-689,7	-673,4
Br ¹⁻	-819	-751,2	-688	-661	-649,9
I ¹⁻	-763,8	-703	-647	-626,5	-616

- ¿Qué es la energía reticular?, ¿Qué significado tiene el valor negativo del valor?
- ¿Cómo es el valor del LiI comparado con los demás haluros? Fundamente
- ¿En qué sal halogenada de Li es mayor la energía reticular? Fundamente
- ¿Cuál de estas sales es más iónica?
- ¿Qué influencia tendrá el efecto polarizante de los cationes en la energía reticular y el carácter iónico en cada caso? Explique su respuesta.

Datos: Efecto polarizante de los cationes del Grupo IA

Li¹⁺ (2,77), Na¹⁺ (1,11), K¹⁺ (0,56), Rb¹⁺ (0,46), Cs¹⁺ (0,35)

54. Dados los datos siguientes:

Cationes Grupo IA	Li ¹⁺	Na ¹⁺	K ¹⁺	Rb ¹⁺	Cs ¹⁺
Radios iónicos/ A ⁰	0,60	0,95	1,33	1,48	1,69
	Energías reticulares (U/ kJ mol ⁻¹)				
F ¹⁻	-1037,5	-970,7	-817,6	-783,6	-765,4

- Realice un análisis de los valores dados y establezca un orden creciente para las temperaturas de ebullición y fusión de los fluoruros del grupo IA. Fundamente el orden establecido.
- Establezca un orden creciente de las solubilidades en agua de los fluoruros del grupo IA. Fundamente el orden establecido.
- ¿Cuál es el fluoruro menos iónico? Argumente.
- ¿Cómo se comporta el carácter iónico de forma general en la medida que aumenta la carga del catión y es menor su radio iónico?

55. Dadas las sustancias siguientes: Cl₂, KCl, BaCl₂, HCl (g), CH₃-CH₂-Cl

- Clasifíquelas según el tipo de partículas que las constituye.
- Diga cuáles son solubles o muy solubles en agua. Fundamente.
- ¿Cuál de los dos cloruros (KCl o BaCl₂) es menos soluble en agua? Fundamente.

56. Diga el tipo de interacción que se manifiesta entre:

- a) moléculas de Cl_2
- b) moléculas de H_2O
- c) moléculas de NH_3 y H_2O
- d) moléculas de O_2 y H_2O
- e) moléculas de I_2 y CCl_4
- f) las partículas K^{1+} y Cl^{1-}
- g) el KI y las moléculas de agua.

57. Proporcione una explicación apropiada a las propiedades de las sustancias que se refieren seguidamente:

- a. BeCl_2 - Es un sólido iónico, pero en estado líquido y gaseoso es molecular.
- b. $\text{Be}(\text{OH})_2$ - Es un hidróxido anfótero.
- c. NaOH - Es un hidróxido eminentemente básico.
- d. BF_3 y CF_4 - Son moleculares, gaseosos y con temperaturas de fusión de -127°C y -184°C respectivamente.
- e. AlCl_3 - Es sólido, pero con red covalente.
- f. SiCl_4 - Es un líquido molecular volátil. No es por tanto gaseoso como BF_3 y el CF_4 .
- g. NH_3 - Es soluble en agua, produciendo frente a esta una disolución básica.
- h. Br_2 - A diferencia del F_2 y del Cl_2 , cuyos elementos se ubican en el mismo grupo de la tabla periódica, este es un líquido, que además es muy poco soluble en agua.
- i. CO_2 - Es molecular y gaseoso y aunque sus moléculas son apolares, llega a disolverse en agua produciendo un medio ácido.
- j. P_4 - Es de color rojo en una de sus formas alotrópicas, molecular apolar, pero a diferencia del N_2 , H_2 y O_2 , este es sólido.
- k. Si - Al igual que el carbono, posee una notable dureza.
- l. MgF_2 - Es sólido de una elevada temperatura de fusión de 1400°C .
- m. H_2S - Es molecular y se disuelve muy bien en agua, dando una disolución resultante ácida que además, conduce la corriente eléctrica.

58. Se dispone de los elementos con $Z=12$, 9 y 14 . Determinar para cada uno de ellos:

- a) Ion más probable que podrá formar por pérdida o ganancia de electrones
- b) Se formará un compuesto binario T a partir de la formación de un enlace entre los elementos $Z=12$ y $Z=9$. Se formará también un segundo compuesto binario R entre los elementos $Z=14$ y $Z=9$. Determinar las fórmulas y nombres de A de B.
- c) Basándose en el carácter iónico o covalente de los compuestos formados T y R, indique cuál de los dos será más soluble en agua y conducirá mejor el calor y la electricidad.

59. Establezca un orden creciente en estas sustancias considerando su solubilidad en agua y fundamente dicho ordenamiento.



60. Observe la siguiente gráfica que relaciona los puntos de ebullición de los hidruros de algunos elementos típicos de los grupos IVA, VA, VIA y VIIA en función del período y responda:

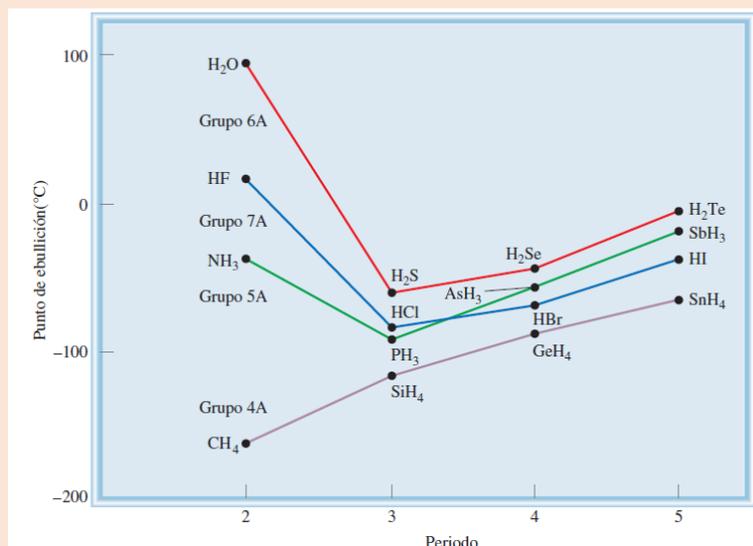


Imagen modificada de: Bolívar, G.. Ácido selenhídrico (H₂Se): estructura, propiedades y usos. Lifeder. Recuperado de <https://www.lifeder.com/acido-selenhidrico/>.

- ¿Por qué en los grupos VA, VIA y VIIA de la tabla periódica, los hidruros del período 2 presentan puntos de ebullición más altos que en los elementos más pesados (períodos 3,4 y 5)?
- ¿Por qué en el grupo IVA la forma de la gráfica es diferente a las restantes?
- ¿Por qué los elementos del grupo VIA presentan puntos de ebullición más altos que sus homólogos isoelectrónicos del grupo VIIA?
- ¿A qué cree usted que se debe el cruce de las líneas correspondientes a los períodos VA y VIIA?

Curiosidades químicas: El error del ejército francés al invadir Rusia -el papel del estaño-

En 1812, Napoleón lideró la invasión al imperio ruso, en un acontecimiento histórico que hoy se conoce como la invasión napoleónica a Rusia. Aunque inicialmente eran amigos, el zar Alejandro I fue negándose cada vez más

abiertamente a seguir los dictados del emperador francés. Napoleón decidió entonces invadir el Imperio del zar con un colosal ejército formado por más de 600 000 hombres. En las cercanías de Moscú, se enfrentó a los rusos en una batalla que marcó un importante revés estratégico en la invasión francesa de Rusia. Al final, sólo 10 000 franceses de más de medio millón salieron vivos de Rusia. Aunque las razones de este monumental fracaso militar son variadas, existe una explicación química para este importante resultado negativo para los franceses: el estaño.

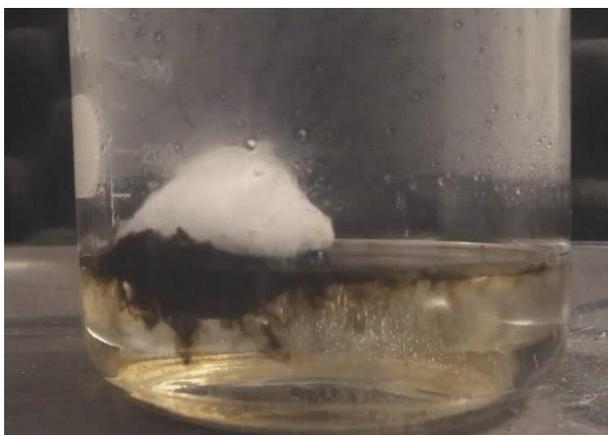
Los relucientes uniformes del ejército francés se cerraban con botones de estaño. Este metal presenta dos formas alotrópicas: el llamado estaño alfa o estaño gris, que tiene estructura pulverulenta, de estructura cúbica, pobre conductor de la electricidad y sin brillo metálico; y el estaño beta o estaño blanco, de estructura tetragonal, con brillo metálico y buen conductor de electricidad. El estaño beta es el comúnmente conocido y es el estable a temperatura ambiente; por debajo de 13,2 °C comienza a ser más estable la forma alfa pulverulenta. La transición del estaño de la forma beta a la alfa se conoce como “**peste del estaño**”: cualquier pieza de este metal eventualmente perderá su forma con esta transición alotrópica; en lugar del color blanco pasa a un color gris, con un incremento de aproximadamente un 25 % en su volumen, comienza a desmenuzarse y con frecuencia se convierte en polvo.

Toda la ropa del ejército, desde el general más alto hasta el soldado raso más bajo, tenía botones hechos de estaño cosidos en sus uniformes. Cuando se expone al frío, como el ejército de Napoleón encontró en Rusia, el estaño se desintegra en un polvo fino (paso a la forma alotrópica beta). Al deshacerse sus botones y uniformes, se sentían debilitados por el frío y muchos de ellos murieron congelados. En lugar de usar sus manos para llevar suministros y armas vitales, se veían obligados a sostener sus prendas.

La diferencia en propiedades está relacionada con la estructura cristalina. En el estaño blanco, se forman enlaces metálicos donde los átomos de estaño se encuentran en coordinación 6, con deslocalización de los electrones. Por el contrario, en la forma alotrópica gris, los enlaces no tienen esa posibilidad.



Una pieza de estaño, donde se aprecia la transición de formas alotrópicas. El fragmento brillante, compacto es estaño beta; esta pieza está paulatinamente pasando a la forma gris, pulverulenta. Fuente de la imagen: <https://culturacientifica.com/2017/04/12/estano-beta-grafeno-3d/>



Mezcla de ácido sulfúrico, agua y peróxido de hidrógeno, conocida como ácido piraña o solución piraña. Esta mezcla es empleada en la limpieza de material de vidrio. Tomado de <https://quimicafacil.net/curiosidades-de-la-quimica/solucion-pirana/>

3. REACCIONES Y PROPIEDADES QUÍMICAS DE LAS SUSTANCIAS

Conceptos clave

- Para un aprendizaje significativo y una resolución exitosa de los contenidos y ejercicios asociados al tema de las reacciones y las propiedades químicas que presenta este capítulo, resulta indispensable que los estudiantes hayan asimilado y dominen algunos aspectos claves abordados en los capítulos anteriores con relación a la estructura de los átomos, sus enlaces químicos y a la estructura de las sustancias.

La dificultad que muchas veces enfrentan los estudiantes en el trabajo con las ecuaciones y las propiedades químicas está determinada con frecuencia en una hipótesis absurda de pensamiento: suponer que puede aprenderse o saberse de memoria los productos que se obtienen en millones de reacciones químicas que se originan entre millones de sustancias, en millones de combinaciones posibles. Desde este imposible, con mucha frecuencia los alumnos enfrentan con estrés un dilema como este: ¿Cómo poder saber los productos que se originan a partir de las numerosas reacciones en que participa el ácido sulfúrico?, por solo citar un solo ejemplo de millones posibles.

- La solución al problema o el dilema antes referido está en la necesidad de dominar las propiedades más generales que muestran las sustancias de acuerdo con la función química a que corresponden. Se requiere tener un recurso o

modelo del comportamiento general que poseen las sustancias al reaccionar con otras. Veamos algunos ejemplos que ilustran lo antes señalado:

Siempre que interactúa un metal con el oxígeno, se obtendrá un óxido metálico. Si el que reacciona es un no metal, se formará un óxido no metálico.

Si reacciona un hidrácido con un metal activo, el producto será siempre una sal binaria y dihidrógeno.

Si la reacción ocurre entre un ácido y un hidróxido metálico, se formará sal y agua.

En consecuencia, los estudiantes deben de trabajar en la formulación de ecuaciones químicas a partir del dominio y ejercitación de estas reglas generales que sistematizan el comportamiento o propiedades de las sustancias.

- La ocurrencia de una reacción química está determinada por varios factores o requerimientos, que están asociados a la estabilidad de las estructuras de las sustancias que reaccionarán, lo que nos lleva a analizar de partida el tipo de enlaces que une a los átomos a partir las propias estructuras de estos y sus propiedades atómicas, es decir, tamaño, los electrones en capa externa y la electronegatividad, entre otras. Del mismo modo, la estabilidad de un enlace químico tiene mucho que ver con varias cualidades de estos que deben de ser consideradas, como son: la distancia de enlace, las energías de enlaces y los ángulos que se establecen entre ellos. Así, por ejemplo, cuando existen enlaces muy fuertes, las reacciones tendrán dificultad para poder ocurrir y viceversa.
- Todas las reacciones tienen una energía asociada; es decir, absorben o liberan; en todo caso esto estará determinado por el balance de las energías de enlaces entre las rupturas y las formaciones que se originan. No olvidar que hay reacción química cuando las interacciones ocurren con suficiente energía en las colisiones, para lograr romper los enlaces químicos y de hecho las estructuras de las sustancias, lo que a la par conlleva un reordenamiento de los átomos al enlazarse entre sí en las nuevas sustancias formadas (productos). Si la suma de las energías liberadas en la formación de los nuevos enlaces (sustancias productos formadas) es mayor que el total de energía consumida en las rupturas (al chocar los reaccionantes), entonces la reacción será exotérmica.
- La energía total asociada a una reacción química a presión constante se conoce como energía de reacción o entalpía de reacción ($\Delta H_{\text{Reacción}}$). Si $\Delta H > 0$ es endotérmica, si $\Delta H < 0$ es exotérmica. Los signos $>$ y $<$ tienen un significado físico; así por ejemplo si una reacción tiene un $\Delta H = - 33 \text{ kJ}$, significa que se liberan 33 kJ de energía.
- El cálculo de los ΔH de las reacciones, tiene implícito o se sustentan en la ley de la termodinámica propuesta por Germain Henri Hess en 1840. Así el ΔH de una reacción se calcula mediante la ecuación siguiente:

$$\Delta H_{\text{REACCIÓN}} = \sum \Delta H_{\text{PRODUCTOS}} - \sum \Delta H_{\text{REACCIONANTES}}$$

- Aunque existen numerosas formas de clasificar las reacciones químicas, sobre la base de diferentes criterios, todas estas se suelen y pueden englobarse en dos tipos generales: las reacciones de oxidación-reducción (REDOX) y las que no lo

son (no REDOX). Para poder identificar y clasificar cuándo una ecuación química es de uno o de otro tipo, los estudiantes deben de dominar un conocimiento previo: las reglas de los números o estados de oxidación llegan a calcular el que presenta cada elemento en cada sustancia en la ecuación. Si hay variación en estos números, entonces el proceso se clasificará como REDOX.

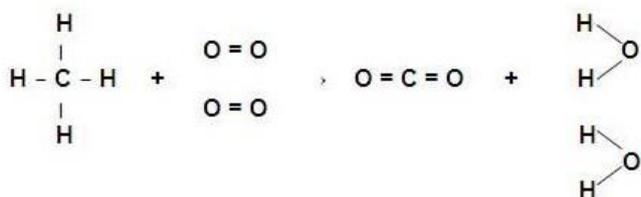
- Tener presente siempre que, el comportamiento antes referido (REDOX) está fundamentado en el hecho de que algunos de los átomos presentes en las sustancias reaccionantes pierden electrones o lo transfieren a otros, viéndose sus números de oxidación aumentados en los productos, señal de que se oxidan durante la reacción), mientras que los que reciben estos electrones o los ganan, reducen o disminuyen sus números de oxidación (se reducen). Toda sustancia que se oxida lo hace pues transfiriendo electrones a otro (actuando, así como un agente reductor), mientras que la que lo recibe al reducirse, provoca de forma simultánea la oxidación del otro (es oxidante). Siempre que hay oxidación, habrá reducción, pues son dos procesos contrarios, interdependientes y simultáneos.

Ejercicios del capítulo 3

61. Mencione las manifestaciones que permiten percatarnos de que ocurre una reacción química al mezclar dos o más sustancias.
- Formule una ecuación química representativa de cada caso mencionado antes por usted.
 - ¿Cuáles son algunas causas estructurales que determina que algunas reacciones químicas sean muy lentas?
 - ¿Cómo se explica la liberación o absorción de energía calorífica asociada a las reacciones químicas?

62. Las energías de enlaces (EE) tienen una implicación en la energía que se absorbe y se libera en las reacciones químicas. Así por ejemplo en la formación de 1 mol de H_2 se liberan 436,4 kJ. ¿Cuánta energía hay que suministrar para romper el enlace H-H en la molécula de H_2 ?, ¿Se absorbe o se libera energía en este proceso?

63. La reacción entre el metano y el dióxígeno ocurre según el esquema que se muestra a continuación:



Enlace	Energías de enlace (EE)/ kJmol ⁻¹
C-H	413
O=O	494
C=O	801
H-O	482

- a) Calcule la energía asociada a la reacción referida (calor de reacción/ $\Delta H_{\text{reacción}}$).
 b) ¿Es una energía absorbida o liberada?
 c) Clasifique la reacción como exotérmica o endotérmica.

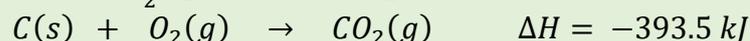
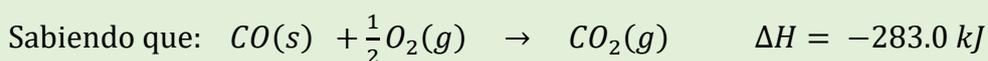
64. Calcule la entalpía de reacción ($\Delta H_{\text{reacción}}$) para el proceso que se indica seguidamente:



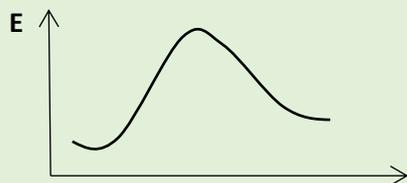
Energías de enlaces (EE)/ kJ: C-H (413), Cl-Cl (242,7), H-Cl (431,9), C-Cl (339)

- a) Clasifique la reacción en endotérmica o exotérmica.

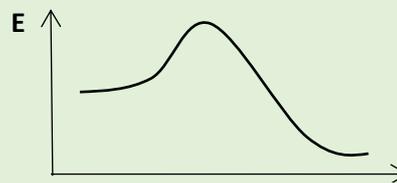
65. Calcule la ΔH de la reacción: $\text{C}(s) + \text{CO}_2(g) \rightarrow 2\text{CO}(g)$



Seleccione el gráfico que corresponde a la reacción



Avance de reacción



Avance de reacción

66. Complete las ecuaciones siguientes de forma literal, aplicando las propiedades químicas generales de las sustancias, a partir de reconocer su función química.

- | | | |
|------------------------|---|--------------------|
| a) Oxígeno | + | No metal |
| b) Oxígeno | + | Metal |
| c) Hidrógeno | + | No metal |
| d) Hidrógeno | + | Metal |
| e) Metal activo | + | Agua |
| f) Óxido metálico | + | Agua |
| g) Óxido no metálico | + | Agua |
| h) Hidruro no metálico | + | Agua |
| i) Hidrácido | + | Metal activo |
| j) Oxácido | + | Metal activo |
| k) Hidrácido | + | Hidróxido metálico |
| l) Oxácido | + | Hidróxido metálico |

m) Sal binaria	+	Sal binaria
n) Sal ternaria	+	Sal ternaria
ñ) Sal binaria	+	Hidróxido metálico
o) Sal ternaria	+	Hidróxido metálico

- a) Formule dos ejemplos de ecuaciones químicas de cada una de las propiedades antes referidas.

67. Se combinan varias sustancias entre sí según se indica seguidamente:

- a) CO_2 y H_2O
- b) CaO y H_2O
- c) H_2S y H_2O
- d) HCl (ac) y CaO
- e) HCl (ac) y Zn
- f) SO_3 y H_2O
- g) HBr (ac) y KOH

- a) Nombre todas las sustancias que se combinan.
- b) Clasifique el enlace químico en cada una de ellas.
- c) Clasifique cada sustancia según el tipo de partículas que las constituye.
- d) Clasifique cada sustancia según su función química o familia a que corresponde.
- e) Escriba la ecuación química correspondiente en cada caso aplicando las propiedades químicas.

68. Dadas las ecuaciones químicas siguientes que muestran el comportamiento químico de las sustancias:

(Ac = acetato, CH_3COO^-)

- a) $\text{H}_2(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow$
- b) $\text{CaO}(s) + \text{HCl}(ac) \rightarrow$
- c) $\text{HCl}(ac) + \text{Fe}(s) \rightarrow$
- d) $\text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow$
- e) $\text{SO}_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow$
- f) $\text{CaCO}_3(s) + \text{HCl}(ac) \rightarrow$
- g) $\text{PbAc}_2(ac) + \text{KI}(ac) \rightarrow$
- h) $\text{AgNO}_3(ac) + \text{NaCl}(ac) \rightarrow$

- a) Clasifique cada sustancia atendiendo al tipo de partículas que las constituye en cada caso.
- b) Clasifique el tipo de enlace químico que se pone de manifiesto en cada caso.
- c) Diga la razón del estado físico (de agregación) de las sustancias reaccionantes en las ecuaciones a, b, d, e y h.

- d) Fundamente el estado de agregación indicado para las sustancias H_2 , SO_3 y H_2O aplicando la TRPEV.
- e) Complete cada ecuación aplicando sus conocimientos sobre las propiedades químicas de las sustancias.
- f) A partir de calcular el número de oxidación de cada elemento químico en cada sustancia en las distintas ecuaciones, clasifique cada reacción en REDOX o NO REDOX.

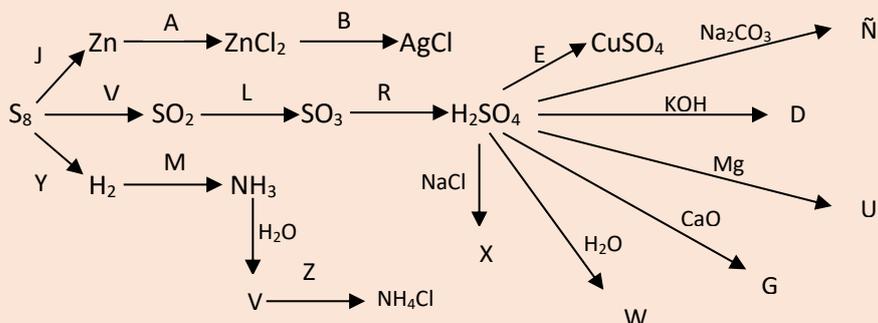
69. Formule las reacciones químicas del H_2 con: N_2 , O_2 , S_8 , F_2 , I_2 , CuO , Na , C

- a) Nombre los productos formados.
- b) Clasifique el tipo de enlace que se produce en cada caso.
- c) Clasifique cada reacción en REDOX o no REDOX.

70. Formule las reacciones del O_2 con: P_4 , S_8 , N_2 , C , Ca

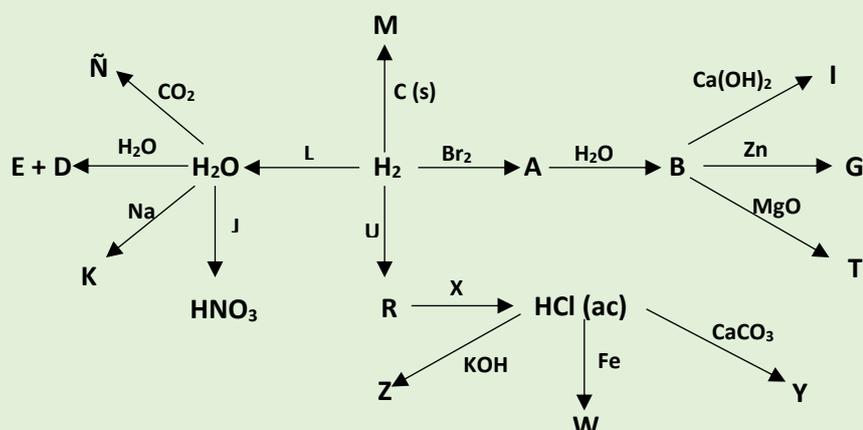
- a) Nombre los productos formados.
- b) Clasifique el enlace químico que se produce en cada caso.
- c) Clasifique cada reacción en REDOX o no REDOX

71. Complete el esquema de transformación siguiente, escribiendo la fórmula que corresponde a las sustancias indicadas con letras:



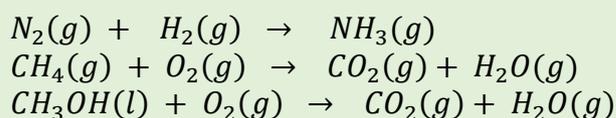
- a) Nombre y clasifique, según su función química, a todas las sustancias que aparecen involucradas en el esquema anterior.
- b) Escriba las ecuaciones químicas completas y ajustadas de todas las transformaciones indicadas en el esquema.
- c) Clasifique cada reacción en REDOX o no REDOX.
- d) En las reacciones REDOX identifique: sustancias que se oxida, sustancia que se reduce, sustancia que actúa como agente reductor y la que actúa como agente oxidante.

72. Dado el esquema de transformaciones químicas siguiente:



- Escriba las fórmulas químicas de las sustancias indicadas con letras, completando así el esquema de transformaciones dado a partir de aplicar sus conocimientos sobre las propiedades químicas generales.
- Nombre todas las sustancias indicadas con letras en el esquema de transformación.
- Clasifique cada una de estas sustancias implicadas (las dadas y las formuladas por usted), según su función química.
- Escriba todas las ecuaciones químicas ajustadas de las transformaciones indicadas en el esquema.

73. Dadas las ecuaciones químicas siguientes



- Nombre todas las sustancias presentes.
- Clasifique los enlaces químicos en cada sustancia.
- Identifique la (las) reacción (es) que es (son) REDOX y el agente reductor en cada caso.
- Ajuste las ecuaciones debidamente.
- Represente cada reacción empleando las fórmulas de Lewis de cada sustancia y la TRPEV.
- Se sabe que las tres reacciones referidas son exotérmicas, entonces ¿Los ΔH relativos de cada una son menores o mayores a cero?

74. Dados los pares de sustancias siguientes que se pueden poner en condiciones de reacción:

HCl (g) y H₂O
 H₂O y H₂O
 CO₂ y H₂O
 NH₃ y H₂O
 SO₃ y H₂O
 HCN y H₂O

- Represente sus reacciones químicas empleando las fórmulas de Lewis de cada sustancia y sus geometrías moleculares aplicando la TRPEV.
- Identifique los enlaces que se rompen y los que se forman en cada reacción.
- Calcule la energía asociada a cada reacción, consultando los valores de las energías de enlaces (EE) necesarios.
- Clasifique cada una como exotérmica o endotérmica.
- Clasifique cada reacción como REDOX o no REDOX.
- Identifique en cuáles de estas reacciones se manifiesta un comportamiento ácido-base de las sustancias.
- Fundamente el comportamiento de los ácidos y de las bases en estas reacciones, a partir del análisis de sus estructuras, bien sea aplicando la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry o la de Lewis.

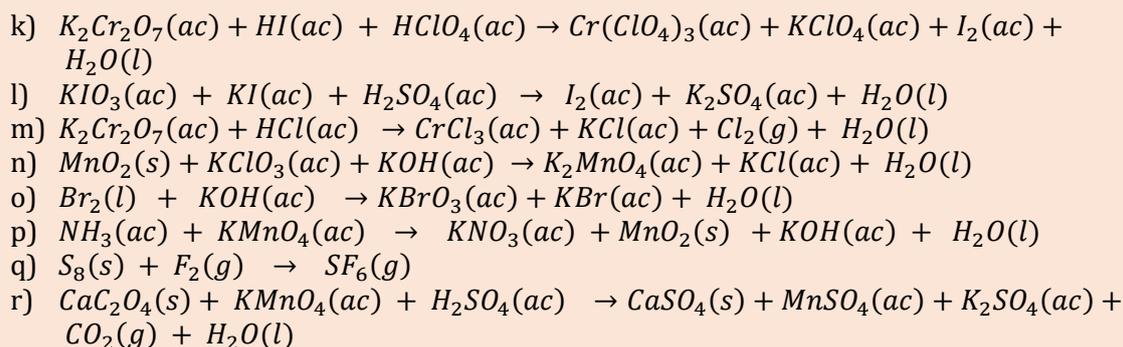
75. Represente las reacciones del ácido sulfúrico ante cada sustancia que se indica a continuación, utilizando las fórmulas de Lewis y modelando sus geometrías según la TRPEV.

i. Agua ii. Hidróxido de sodio iii. Zinc iv. NH₄OH

- Explique el comportamiento del ácido sulfúrico en cada caso interpretando las modificaciones en las estructuras de las sustancias que participan, con apoyo en las estructuras de Lewis.

76. Dadas las ecuaciones REDOX siguientes:

- $HCl(ac) + Mg(s) \rightarrow MgCl_2(ac) + H_2(g)$
- $HNO_3(ac) + Cu(s) \rightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + NO_2(g) + H_2O(l)$
- $HNO_3(ac) + Ag(s) \rightarrow Ag(NO_3)(ac) + NO_2(g) + H_2O(l)$
- $HNO_3(ac) + I_2(s) \rightarrow HIO_3(ac) + NO_2(g) + H_2O(l)$
- $Fe_2O_3(s) + C(s) \rightarrow Fe(s) + CO_2(g)$
- $C_8H_{18}(l) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$
- $KClO_3(s) \rightarrow KCl(s) + O_2(g)$
- $H_2S(ac) + KMnO_4(ac) + HCl(ac) \rightarrow S(s) + MnCl_2(g) + KCl(ac) + H_2O(l)$
- $Cl_2(g) + NaOH(ac) \rightarrow NaClO_3(ac) + NaCl(g) + H_2O(l)$
- $NiSO_4(ac) + Na_2Cr_2O_7(ac) + H_2SO_4(ac) \rightarrow Ni_2(SO_4)_3(ac) + Cr_2(SO_4)_3(ac) + Na_2SO_4(ac) + H_2O(l)$



- a) Identifique en cada ecuación: sustancia que se oxida, sustancia que se reduce, sustancia reductora, sustancia oxidante.
 b) Ajuste cada una de las ecuaciones.
 c) Nombre todas las sustancias que actúan como reaccionantes.
 d) Represente la estructura molecular de las sustancias siguientes empleando las fórmulas de Lewis y la TRPEV: $HClO_4$, H_2SO_4 , $KClO_3$, C_8H_{18} , CaC_2O_4
 76.d.1. Haga un pronóstico de algunas de sus propiedades físicas y químicas.
 76.d.2. Investigue sobre algunas aplicaciones que tienen dichas sustancias.

77. El carbonato de litio se emplea como medicamento para el tratamiento de algunas enfermedades relacionadas con la conducta, debido a que genera efectos que inhiben los procesos de transmisión de los impulsos nerviosos que causan estados de ánimos depresivos o violentos.

- a) Escriba la reacción química representativa de la reacción que tiene lugar entre el carbonato de litio sólido con ácido clorhídrico acuoso.
 b) Determine la masa que reacciona de esta sustancia con el ácido clorhídrico presente en el jugo gástrico, conociendo que produce 100 mL de gas en condiciones TPEA.
 c) Formule la ecuación representativa de la reacción entre carbonato de litio y:
 i. el ácido sulfúrico.
 ii. el ácido fosfórico.

78. Se dispone de las sustancias siguientes:

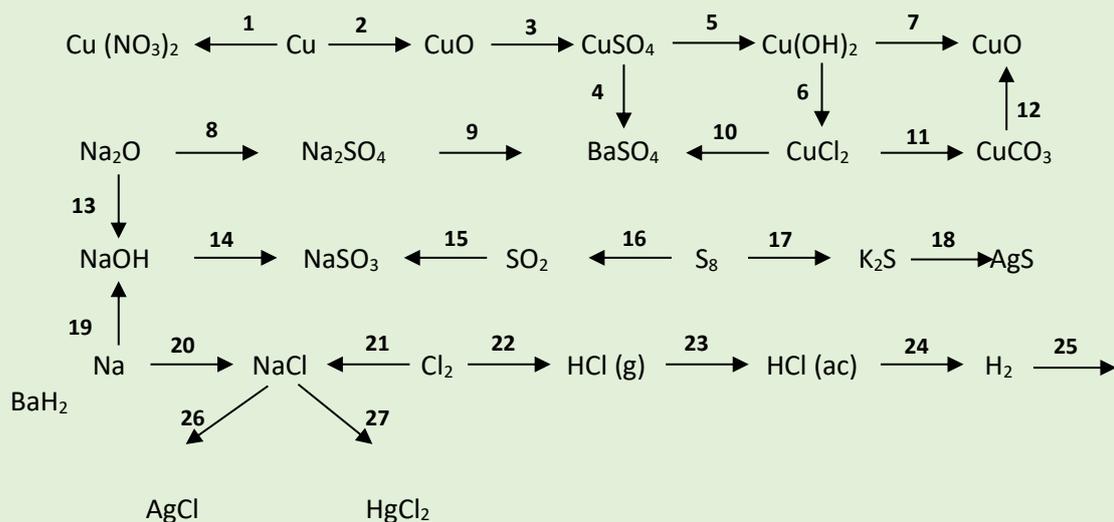
<u>Na</u> NO_3	Óxido de cobre (II)	SO_3	H_2O
<u>Cu</u> SO_4	Hidróxido de bario	Óxido de sodio	N_2
H_2	Sulfato de sodio	<u>H_2S</u> O_4	$HCl(ac)$
Na	Nitrato de plomo (II)	NH_3	P_4O_{10}
<u>S</u> $_8$	O_2		

- a) Nombre o formule según corresponda.
 b) Calcule el número de oxidación de los elementos subrayados

c) Formule las ecuaciones químicas que se indican seguidamente empleando las sustancias antes dadas:

- Obtención de H_2 .
- Una reacción REDOX.
- Obtención de un hidruro no metálico (volátil).
- Obtención de un hidruro metálico (salino).
- Obtención de un metal.
- Obtención de un óxido no metálico.
- Obtención de sulfato de sodio.
- Obtención de una sal de plomo poco soluble en agua.
- Obtención de un óxido metálico.
- Obtención de una sal binaria.
- Obtención de un hidróxido no metálico.

79. Dada la secuencia de las 27 reacciones que se indica:



- Nombre todas las sustancias que aparecen en la secuencia de transformación indicada.
- Formule las ecuaciones químicas ajustadas en cada transformación indicada.
- Clasifique cada una en REDOX o no REDOX.
79.c.1. En las REDOX, identifique la sustancia que se oxida, la que se reduce y el agente oxidante.

80. Seguidamente se brinda información sobre algunas sustancias:

- Es un cloruro que contiene cationes divalentes de un metal muy ligero empleado en filamentos de lámparas fotográficas (flashes), dada la intensa luz que produce al combustionar. La precipitación de estos cationes puede lograrse mediante

hidróxido de calcio, llegando a formarse un precipitado de color blanco, muy empleada como laxante y antiácido.

- B. Reacciona con el ácido sulfúrico, formando una sal ternaria. En determinadas condiciones puede también formar la sal cuaternaria hidrogenada correspondiente.
- D. Es un óxido metálico que, frente al hidróxido de sodio en disolución, produce una sustancia soluble en agua, que revela las propiedades ácidas del óxido.

Escriba las ecuaciones químicas de todas las reacciones referidas, identificando a las sustancias A, B y D.

81. Complete y ajuste las ecuaciones siguientes:

- $\text{HClO (ac)} + \text{Zn}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{NaOH (ac)}$
- $\text{H}_2\text{O (l)} + \text{CaO (s)}$
- $\text{H}_2\text{O (l)} + \text{SO}_3 \text{ (g)}$
- $\text{KCl (ac)} + \text{AgNO}_3 \text{ (ac)}$
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ (ac)} + \text{Pb(NO}_3)_2 \text{ (ac)}$
- $\text{CuSO}_4 \text{ (ac)} + \text{NaOH (ac)}$
- $\text{SnO (s)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
- $\text{CuO (s)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$
- $\text{KI (ac)} + \text{Pb(NO}_3)_2 \text{ (ac)}$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + \text{BaCl}_2 \text{ (ac)}$
- $\text{Fe (OH)}_3 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)}$
- $\text{H}_2\text{CO}_3 \text{ (ac)} + \text{NaOH (ac)}$
- $\text{NaHCO}_3 \text{ (ac)} + \text{HCl (ac)}$
- $\text{H}_2\text{O (l)} + \text{CO}_2 \text{ (ac)}$

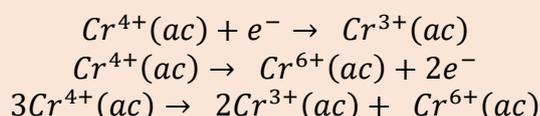
- a) Clasifique cada reacción en REDOX o no REDOX.
- b) Nombre y clasifique según su función química a todas las sustancias implicadas en dichas ecuaciones

82. Imagine que usted se encuentra en el laboratorio y necesita obtener carbonato de calcio y que dispone de las condiciones adecuadas y de los reactivos siguientes: Ag, Al, Cu, Ca, O₂, HBr (ac) y C (s). No descarte la posibilidad de necesitar otro reactivo requerido.

- a) Proponga todas las reacciones necesarias para lograr el objetivo planteado, escribiendo las ecuaciones químicas correspondientes a dichas reacciones.
- b) Seleccione una sustancia que actúe como oxidante.
- c) Mencione todos los útiles de laboratorio que usted necesitaría para desarrollar las reacciones previstas.
- d) Mencione 4 medias de seguridad que se debería tomar para evitar un accidente durante dicho proceder.

83. El dicromato de potasio (heptaoxidocromato dipotásico) es un poderoso oxidante, empleado con frecuencia en procedimientos analíticos, ya que genera un solo producto reducido (iones Cr^{3+}). Su uso, sin embargo, requiere siempre un medio ácido; el dador de protones por excelencia es el ácido sulfúrico. Otro ácido que puede emplearse es el perclórico. El ácido clorhídrico, sin embargo, no debe usarse en combinación con dicromato. ¿Por qué no se puede usar ácido clorhídrico, si es mucho más económico que el ácido sulfúrico o el perclórico? Argumente su respuesta.

84. Algunas sustancias químicas sufren procesos conocidos como autoredox, donde algunos átomos de un elemento sufren oxidación a la vez que otros del mismo elemento se reducen. Un ejemplo lo presenta el cromo tetravalente, una especie poco estable que rápidamente se descompone:



a) Balancear las siguientes reacciones de autoredox, identificando en cada caso al elemento responsable de este fenómeno.

- $\text{I}_2(\text{s}) + \text{KOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{KIO}_3(\text{ac}) + \text{KI}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{P}_4(\text{s}) + \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{ac}) \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(\text{ac}) + \text{PH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$
- $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{NaOH}(\text{ac}) \rightarrow \text{NaClO}(\text{ac}) + \text{NaCl}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{s}) \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- $\text{ZnS}_2\text{O}_3(\text{ac}) + \text{HNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{S}_8(\text{s}) + \text{ZnSO}_4(\text{s}) + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{ac})$
- $\text{CuBr}(\text{ac}) \rightarrow \text{CuBr}_2(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s})$
- $\text{HCHO}(\text{metanal, g}) \rightarrow \text{HCOOH}(\text{ácido metanoico, l}) + \text{CH}_3\text{OH}(\text{metanol, l})$

b) Una de las reacciones anteriores no es autoredox. Identifícala.

85. El dicromato de bario, BaCr_2O_7 es una sustancia empleada en sistemas de gases, para convertir cualquier traza de monóxido de carbono a dióxido de carbono, en presencia de ácido sulfúrico. Entre los productos, además del dióxido de carbono, se forma óxido de cromo (III), agua y sulfato de bario.

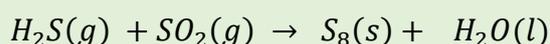
- Plantee la ecuación que describe la reacción química indicada.
- Balancee la ecuación correspondiente.
- Identifique claramente las siguientes especies:
 - 85.c.1. Especie que se oxida.
 - 85.c.2. Especie que se reduce.
 - 85.c.3. Agente oxidante.
 - 85.c.4. Agente reductor.
 - 85.c.5. Número de electrones involucrados en el proceso.

86. Describa lo que ocurriría si se agrega yoduro de sodio a una piscina que contiene cloro disuelto. Escriba una ecuación que permita explicar tu razonamiento.

87. La mayoría de los hidruros de los metales de los grupos IA y IIA son iónicos (las excepciones son BeH_2 y MgH_2 , que son compuestos covalentes).

- Describa la reacción entre el ion hidruro (H^{1-}) y el agua, en función de una reacción ácido-base según Brønsted-Lowry.
- La misma reacción también puede clasificarse como una reacción redox. Formule dos ejemplos de ecuaciones que corresponden e identifique los agentes oxidante y reductor.

88. Se ha descrito la siguiente reacción como la causante de los depósitos de azufre que se forman en las zonas volcánicas:



También se puede utilizar para eliminar el SO_2 de los gases de salida de las plantas generadoras de energía. Ajuste la ecuación. Identifique las especies oxidante y reductora.

89. El ion cianuro (CN^{1-}) presente en un cuerpo acuoso (por ejemplo, una laguna de sedimentación de una mina, un lago o un humedal) puede ser removido de medios acuosos alcalinizando las aguas y tratándolas con peróxido de sodio; en estas condiciones el cianuro es convertido a cianato (CNO^{1-}), y el peróxido pasa a agua.

- Plantear y balancear la ecuación iónica correspondiente.
- Identifique la especie oxidante y la reductora.

90. La siguiente reacción redox se emplea comúnmente en química analítica:

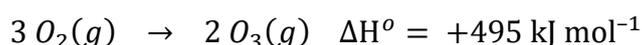


- Plantear y balancear la ecuación iónica correspondiente.
- Identifique la especie oxidante y la reductora.

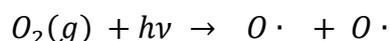
Curiosidades químicas: La capa de ozono

Se dice que un proceso es de carácter fotoquímico cuando tiene lugar por acción de la luz: en otras palabras, los fotones son necesarios para que ocurra una reacción química. Tal vez el ejemplo más emblemático de este tipo de reacciones es la fotosíntesis. Muchas otras reacciones químicas en materiales orgánicos, y hasta inclusive materiales geológicos, transcurren por mediación de un haz de luz. Estamos acostumbrados a guardar el vino tinto, así como jarabes y vitaminas en botellas o envases ámbar, para protegerlos de la luz; en efecto, no sólo la energía calórica propicia reacciones químicas. Los taninos presentes en el vino están constituidos por moléculas aromáticas, principalmente derivados hidroxifenólicos que, en presencia de la luz, generan un conocido grupo de especies químicas que reciben el nombre de radicales libres. Los radicales libres desencadenan gran cantidad de procesos degradativos que terminan descomponiendo el material de partida.

Otro importante conjunto de reacciones fotoquímicas tiene lugar en la atmósfera superior, y guarda relación con la formación y destrucción de la conocida como capa de ozono. El ozono, O_3 , es una forma alotrópica altamente energética de oxígeno, y es formado por acción de la luz ultravioleta sobre las moléculas de dióxígeno:



Se trata de una reacción endotérmica. La secuencia de pasos de este proceso se presenta seguidamente:



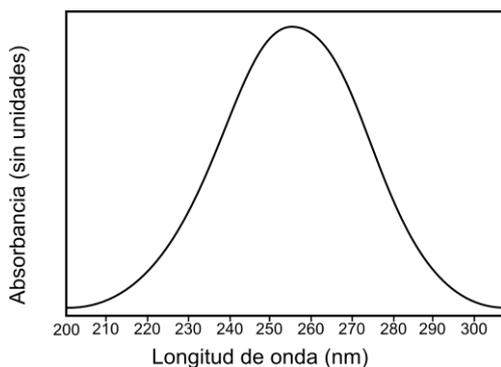
Donde $h\nu$ representa un fotón de luz, con energía correspondiente a la radiación ultravioleta ($\lambda < 241 \text{ nm}$) y cada oxígeno con un punto representa un átomo de oxígeno con electrones desapareados. Estas partículas con electrones no apareados dentro de un proceso químico reciben el nombre de radicales libres.

Los radicales libres son muy reactivos, y se combinan rápidamente atacando a moléculas de dióxígeno para formar el ozono:



El ozono, a su vez, puede descomponerse siguiendo la reacción inversa. La absorción importante de radiación por este compuesto tiene lugar a partir de los 320 nm, lo que significa que, efectivamente, absorbe muy bien la radiación UV, tal y como vemos que se comporta en la atmósfera, como un filtro UV primario y absolutamente necesario para la vida en la Tierra.

La radiación ultravioleta se subdivide, en función de la energía de sus fotones, en ultravioleta cercano (400-200 nm) y lejano (200-10 nm). El ultravioleta lejano es de muy alta energía, y en sus valores más extremos, se solapa ya con los rayos X blandos. A su vez, el ultravioleta cercano se subdivide en UV-A (onda larga), UV-B (onda media) y UV-C (onda corta), que corresponden a los intervalos de λ entre 400 y 320, 320-280 y 280-200 nm, respectivamente. En el gráfico mostrado se representa el diagrama de absorción del ozono en función de la longitud de onda.



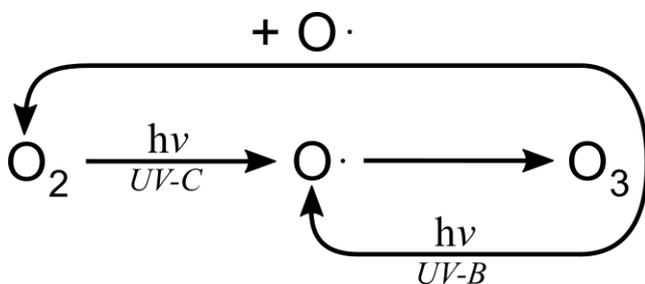
Modificado de <http://www.uqr.es/~mota/Parte1-Tema01.pdf>

Allí podemos apreciar la fuerte absorción de radiación del ozono, que tiene lugar en el intervalo en 220 a 290 nm, con un máximo aproximadamente en 255 nm. Toda esta zona de absorción corresponde al ultravioleta de onda corta, o UV-C. Realmente, el ozono absorbe totalmente la radiación UV-C, pero también filtra en forma parcial la radiación UV-B, siendo esta variante también una forma sumamente letal a la vida y a muchos materiales de origen orgánico sobre la superficie terrestre.

Durante el día, con importante influencia solar y abundante radiación, tiene lugar la generación de ozono. Pero durante la noche, los radicales libres comienzan a reaccionar con el ozono, descomponiéndolo:



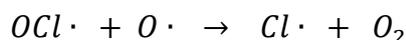
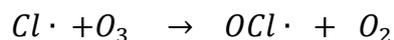
Puede entonces observarse cómo, lo que conocemos como capa de ozono corresponde a una región de la atmósfera superior, en la que ambas reacciones (formación de ozono en la fase diurna, y destrucción de ozono en la noche) entran en una especie de estado estacionario. Hay factores fisicoquímicos y atmosféricos que también contribuyen a la estabilidad de la capa de ozono.



Modificado de <http://www.uqr.es/~mota/Parte1-Tema01.pdf>

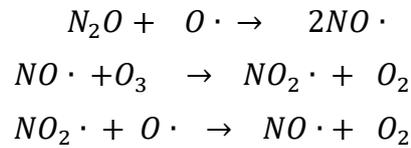
En resumen, el ciclo de Chapman que se muestra, presenta en forma esquemática los procesos que se verifican en la atmósfera superior, que involucran al ozono.

Ahora bien, el hombre está generando una cantidad notable de contaminantes que alteran el delicado equilibrio mostrado anteriormente. Son ejemplos los clorofluorocarbonos (CFC) y en general todos los hidrocarburos halogenados. El principal representante de esta familia de compuestos es el freón. Realmente el término freón engloba a un grupo de etanos parcialmente fluorados. Los freones liberados en la atmósfera generan radicales libres, formados esencialmente por los halógenos monoatómicos, con un electrón desapareado:



Obsérvese que el radical libre cloro está actuando como un catalizador, puesto que se regenera al final del proceso, quedando como producto de reacción dióxígeno.

Un mecanismo similar tiene lugar con los óxidos de nitrógeno liberados por la combustión de motores, siendo muy alta la concentración de estos gases por los aviones comerciales.



La destrucción de la capa de ozono permite el paso de la radiación ultravioleta, que ocasiona los siguientes efectos:

Daños genéticos: la radiación UV-B afecta los enlaces del ADN dañando la molécula. Daños oculares: la radiación ultravioleta daña la córnea, pudiendo ocasionar daño temporal o permanente. Daño a la vida marina: los rayos ultravioleta afectan al plancton, lo que a su vez incide en toda la cadena trófica marina. Daños en la vegetación: los rayos UV alteran los procesos fisiológicos y de desarrollo, lo que afecta entre otras cosas a la forma, distribución de nutrientes y desarrollo de las plantas.



Benitoíta, un ciclosilicato de bario y titanio, descubierto en 1907. Su fórmula estequiométrica es $BaTiSi_3O_9$. Lleva el nombre de San Benito, en California, donde este mineral se encontró por primera. Esta región es la única fuente de benitoíta, aparte de algunas ocurrencias muy esporádicas y extremadamente limitadas en todo el mundo.

4. CÁLCULOS QUÍMICOS

Conceptos clave

Uno de los errores más críticos y lamentablemente frecuentes, que cometen los estudiantes de la mano de algunos de sus profesores, está en el intento de memorizar fórmulas y preconcebir un procedimiento a modo de esquema, como si todos los problemas de cálculos plantearan situaciones idénticas, algo que es ajeno a la realidad de la vida y a los desafíos del ejercicio profesional. La clave del éxito está en realidad, en la comprensión de los conceptos de los fenómenos. Dicho en otras palabras, la base de toda ecuación o fórmula está en un concepto, en una ley o en un principio, los que de partida son los que deben de ser comprendidos. Las fórmulas son sólo su expresión sintética matemática o modelada.

El desconocimiento de este detalle es la causa fundamental, que hace que muchos estudiantes y docentes insistan y enfatizen contra toda lógica y sustento dado por las neurociencias sobre cómo es que aprende el cerebro humano, en la memorización de miles de formulaciones que, en consecuencia, son olvidadas a corto plazo. Reflexionemos algunos conceptos, leyes y sus análisis seguidamente:

El concepto de masa molar define la masa que posee un mol de sustancia. Sin embargo, es frecuente que algunos estudiantes manifiesten dudas y dificultades cuando se les pide calcular los moles existentes en una masa determinada de esta. Tienden a necesitar ver o escribir las fórmulas matemáticas relacionadas para poder ganar claridad en el hecho: $m(x) = n(x) \times M(x)$.

La ley de las proporciones definidas permite establecer la composición química y la proporción, en que los elementos se combinan o se presentan en una misma sustancia. También conocida como Ley de Proust, en honor al químico francés que

la enunció en 1799, esta plantea que los átomos de los elementos al combinarse por enlazamiento con otros para formar un compuesto, lo hacen en una relación de masas constantes y por tanto, también de moles de átomos. De ahí que cada compuesto responde a una fórmula fija: H_2O , NH_3 , H_2SO_4 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, etc. Por tanto, es comprensible que estas masas y moles constituyen un porcentaje de cada elemento en la composición total. Esto permite realizar cálculos o determinaciones de fórmulas empíricas y moleculares a partir de datos parciales de una sustancia.

La ley de las proporciones múltiples por su parte, legitima la posibilidad que tiene un elemento químico de combinarse en relaciones o proporciones distintas con otro elemento, lo cual ocurre en una cantidad que puede ser variada y con números enteros. Así, por ejemplo, hay dos óxidos de cobre, el CuO y el Cu_2O , cuyas fórmulas con subíndices enteros expresa que tienen un 79,89 % y un 88,82 % de cobre respectivamente, y que equivalen a 3,974 g de cobre por gramo de oxígeno en el primer caso y 7,945 g de cobre por gramo de oxígeno en el segundo. Como se observa en la fórmula, la relación entre ambas cantidades es de 1:2. Se dice que esta fue la última de las leyes ponderales en postularse por John Dalton en 1803.

Amedeo Avogadro enunció una hipótesis en el año 1811, que tiene una gran utilidad a la hora de hacer cálculos con muestras de gases en condiciones ideales. Plantea que 1 mol de cualquier gas a la misma temperatura y presión ocupan el mismo volumen y contienen el mismo número de partículas: $6,02 \times 10^{23}$. Esto se conoce como número o constante de Avogadro (N_A).

El concepto de densidad plantea de una u otra manera, la relación entre la masa de un cuerpo o sustancia y el volumen que esta ocupa, lo cual da una razón en g/L, por ejemplo. Cuando preguntamos a un estudiante qué es la densidad, es frecuente que este responda: es masa entre volumen (m/v). Sin embargo, cuando ahondamos en el análisis de un hecho y le pedimos argumentos, descubrimos que no domina el concepto y por tanto, se equivoca en el análisis; tal es el caso cuando le pedimos que explique (no que diga), por qué el benceno queda en la superficie del agua o por qué una hoja de papel puede cambiar su densidad tan solo si a esta la comprimimos hasta hacerla un pequeña pelotica.

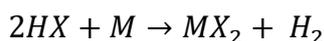
El concepto de concentración de la cantidad de sustancia o molaridad está dado por la relación entre los moles que están disueltos de una sustancia, en un volumen de disolución: Es frecuente que, en muchas ocasiones los estudiantes efectúen bien este cálculo matemático; sin embargo, al cambiarle la pregunta y pedirle que calcule el volumen de agua necesario para poder preparar una disolución 0,2 mol/L (0,2 M) de dicha sustancia, no saben qué hacer ni cómo proceder. Este error o dificultad manifestada, radica muchas veces en la no comprensión y asimilación del concepto de disolución y de concentración.

- A las unidades de una propiedad o magnitud: mol/L, kJ/mol y otras, no se les suele prestar la atención debida, siendo estas sin embargo, un aspecto esencial que revela qué magnitudes se están relacionado y en qué proporción (información cualitativa y cuantitativa).

- Con frecuencia los estudiantes, al enfrentar un problema de cálculo donde se dispone de varios datos y a la vez, de varias incógnitas intermedias para llegar a la respuesta final, intentan comenzar por el planteamiento de una fórmula o al menos tratar de determinar de principio y en forma mental, cuál puede ser la solución final. Es mucho más racional y sugerido, que traten de tomar claridad del hecho que se les plantea, qué conceptos son los que están implícitos, ilustren o esquematicen de ser posible el fenómeno y luego, traten de esbozar o proyectar una secuencia lógica o procedimiento que pueda ayudar en encontrar o calcular las interrogantes o las incógnitas intermedias que llevarán a la solución final del problema.

En síntesis, es más importante centrarse en el por qué y cómo de los hechos, lo que significa procurar el entendimiento de los conceptos, de los fenómenos y las leyes o principios que los generalizan y en cómo proceder a la hora de resolver un problema y desarrollar habilidades necesarias en este sentido, que intentar una memorización de fórmulas que no permite una real comprensión ni ayuda a establecer conexiones significativas entre sí (sin significados). Vemos un ejemplo:

En un problema que pide calcular la masa de H_2 que se obtiene a partir de 9 g de un ácido HX empleándose suficiente cantidad del metal M , según la ecuación siguiente:



Es determinante tener claro una esencia conceptual: las sustancias en una reacción se relacionan en cantidades de sustancias, de modo tal que dicha relación concreta e invariable, responde a la ley de conservación de la masa.

Así, y entendiendo que los coeficientes estequiométricos (γ) representan las cantidades de moles teóricos que responden a dicha ley, puede establecerse para dicha ecuación lo siguiente:

$$\frac{\gamma_{HX}}{\gamma_{H_2}} = 2/1 = 2$$

Por tanto, la relación de moles en la reacción será igual:

$$\frac{n(HX)}{n(H_2)} = 2$$

Sabiéndose esto, lo que sigue sería comprender que con la masa molar de HX y la masa dada, se podría calcular la cantidad de moles que corresponde a dicha masa (9 g). Una vez sabido esto y que la relación deberá de ser 2, sería muy fácil calcular los moles de H_2 y con ello y su masa molar, de determina su masa.

Ejercicios

Cálculo químico asociado a muestras de sustancias

91. Se tiene una muestra de sustancia de NaCl de 42 g. Determine:
- Cantidad de sustancia (moles) presentes en dicha muestra.
 - Cantidad de iones presentes en dicha muestra.
92. Se tienen 5 moles de CO₂. Determine:
- Masa que posee dicha muestra.
 - Volumen que ocupa dicha muestra a Temperatura y Presión Estándar Ambiente (TPEA).
 - Cantidad de partículas existente en la masa dada.
93. Critique y fundamente mediante cálculos las afirmaciones siguientes:
- Muestras de 32 g de Zinc y 128 g de octazufre poseen la misma cantidad de sustancia (moles).
 - Muestras de 2 moles de óxido de cobre (II) y óxido de calcio respectivamente tienen igual masa.
 - 2 L de dihidrógeno y 2 L de dióxígeno poseen a Temperatura y Presión Estándar Ambiente (TPEA) igual cantidad de sustancia (moles).
 - Una muestra de 5 g de Cl₂ y 3 L de O₂ poseen diferentes masas.
 - Una muestra que posee 10000 moléculas de CO₂ posee la misma masa que 5000 moléculas de N₂O₅.
 - 5 moles de entidades elementales de CaCl₂ posee 5 moles de iones en total.
94. Para una muestra de 44 g de CO₂ a 298 K y 101,3 kPa, determine:
- Cantidad de sustancia (moles) de CO₂ contenida en dicha muestra.
 - Cantidad de moléculas en la muestra.
 - Masa de oxígeno existente en la muestra.
 - Porcentaje de carbono presente en dicha muestra.
95. En un tubo de ensayo se dispone de 20,0 g de sal de Möhr: Fe(NH₄)₂(SO₄)₂·6H₂O.
- ¿Cuántas moléculas hay en la masa indicada?
 - Indique el número de moles de agua presentes.
 - Establezca la masa de hidrógeno presente.
 - Calcule el número de átomos de azufre presentes.
 - Determine el número de moléculas de nitrógeno que se formarían si todo este elemento se liberase como nitrógeno molecular o dinitrógeno (N₂).

96. Teniéndose 8 moles de NaCl y Na₂CO₃ respectivamente. Calcule:
- Cantidad de sustancia (moles) de iones que hay en cada muestra.
 - Cantidad de iones existente en cada muestra.
 - Masa de sodio contenido en cada muestra.
 - Porcentaje en masa de sodio existente en cada muestra.
 - Masa de cada muestra.
97. La masa media de una firma escrita a lápiz es de 10⁻⁶ Kg aproximadamente. Suponiendo que esta masa corresponde a grafito solamente, calcule el número de átomos que hay en la firma.
98. Las moléculas de proteínas que forman las pestañas poseen una masa molar del orden de 40000 g/mol. La parte proteica de las pestañas es aproximadamente el 65 % en masa. Suponiendo que la masa de una pestaña sea 1,8 x 10⁻³ g; Calcule el número de moléculas de proteínas en una pestaña.
- Investigue sobre la estructura química de este tipo de proteínas constituyentes de las pestañas.
 - ¿Sólo los seres humanos poseen pestañas en sus ojos? Investigue.
99. Determine la masa molar de un gas desconocido, sabiendo que a 298 K y 101,3 kPa una masa de 0,824 g de dicho gas ocupa un volumen de 0,260 L.
- ¿Podría otro gas de sustancia diferente tener la misma masa molar? Explique su respuesta con ejemplos.
100. Determine la fórmula empírica de la nicotina, si se conoce que esta sustancia está constituida por 74 % de C, 8,7 % de H y 17,3 % de N.
- Investigue sobre los efectos nocivos que produce esta sustancia, la cual está en la composición de la hoja del tabaco.
 - La dosis fatal o perjudicial para una persona es 40 mg. Calcule los moles que corresponden a esta dosis.
- Dato: 1 mol de esta sustancia excede en 2,5 g la masa de 1 mol de CuSO₄
101. La cafeína es un sólido blanco de masa molar igual a 194,1 g mol⁻¹ y contiene 49,5 % de C, 5,2 % de H, 28,9 % de N y oxígeno. Determine la fórmula molecular de esta sustancia.
- Investigue sobre las plantas que contienen a esta sustancia y cuáles son sus efectos en el organismo humano al ser ingerida.

102. Se puede usar magnesio para producir aleaciones fuertes y ligeras con aluminio. Calcule el porcentaje de magnesio presente en la sal de Epsom o epsomita, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

- a) Investigue y refiera algunos ejemplos concretos donde se emplea esta aleación y su fundamento.

103. Calcule la fórmula del compuesto que forma un hidrato que contiene 44.6% de iterbio y 27,5% de cloro.

104. Se determinó que un compuesto orgánico contenía 47,37% de carbono y 10,59% de hidrógeno; el resto, oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

- a) Si la masa molar del compuesto es 228 g/mol, hallar la fórmula molecular.

105. La composición del óxido de cierto metal puede expresarse mediante la fórmula Me_2O_3 . Se conoce que 76,5 g de dicho óxido posee 40,5 g del metal.

- a) Calcule el porcentaje del metal en este óxido.
b) ¿Cuál es el metal contenido en dicho óxido?
c) Formule dos ecuaciones químicas de reacciones donde interviene dicho óxido y clasifique dicha reacción en Redox o no Redox.

106. Una molécula de hemoglobina contiene 0,335 % de hierro. Si cada molécula tiene un átomo de dicho elemento, ¿cuál es la masa molar de la hemoglobina?

- a) ¿Cuál es la función biológica de esta sustancia en el organismo humano?
b) Investigue sobre la estructura química de la carboxihemoglobina (COHb) y fundamente la diferencia de estabilidad que existe entre ambas proteínas y la consecuencia que tiene esto en el organismo humano.

107. Conociendo la fórmula P_2H_4 , determina la composición en porcentaje de dicha sustancia, su densidad con relación al dihidrógeno, su densidad relativa al aire y su densidad absoluta.

- a) Represente la estructura molecular de dicha sustancia, auxiliándose de los modelos de Lewis y la Teoría de la repulsión de los pares electrónicos de valencia (TRPEV).
a) Compare las polaridades relativas de P_2H_4 y PH_3 apoyándose en los dos recursos antes referidos.

108. La quinina es un alcaloide que tiene una acción muy eficaz contra la malaria. Halla su fórmula molecular sabiendo que la relación másica entre su fórmula molecular y su fórmula empírica es igual a 2.

Dato: Se sabe que en 100 g de esta sustancia hay 74,07 g de C; 7,41 g de H; 9,88 g de O y 8,64 g de N.

109. La L-Dopa es una droga utilizada para tratar el mal de Parkinson. Contiene 54,8 % de carbono, 5,62 % de hidrógeno, 7,10 % de nitrógeno y 32,62 % de oxígeno. Determine la fórmula empírica de dicha droga.

110. La cloroquina es una sustancia que ha tenido un uso exitoso para unos y cuestionado por otros, en el combate y tratamiento de distintas epidemias virales, como el paludismo, cuadros neumónicos y el coronavirus. Su fórmula global $C_{18}H_{26}N_3Cl$. Calcule el porcentaje en masa de cada uno de sus elementos constituyentes. Calcule las moléculas existentes en 0,5 mg de dicha sustancia.

a) Investigue sobre los estudios y resultados que se han ido obteniendo sobre el uso de esta sustancia y la hidroxicloroquina, durante la pandemia del COVID-19.

111. Cierta elemento químico posee en su óxido número de oxidación 4+. La parte en masa de este elemento en el óxido constituye el 71,17 %. Identifique a dicho elemento.

a) Formule otros compuestos que puede formar dicho elemento.

112. Se calienta en el aire una muestra de 2,500 g de uranio. El óxido resultante pesó 2,949 g. Determine la fórmula empírica del óxido.

113. Al calentar 1,256 g de un cloruro de platino, queda un residuo del metal de 0,7275 g. Halle la fórmula química de este cloruro.

114. Un cloruro de mercurio sólido contiene 84,97 % del metal; al sublimarse y alcanzar el estado de vapor, su densidad respecto al aire toma un valor de 16,4. Halle la fórmula molecular y la masa molar de dicho cloruro.

115. Un compuesto J es una sal hidratada. Cuando 5,000 g de J son llevados a sequedad en una estufa a 378 K hasta peso constante, la masa de residuo es de 2,981 g. La composición de este residuo es 39,81% de Cu; 20,06 % de S y el resto oxígeno. Hallar la fórmula molecular y la masa molar de J.

116. La glicerina o glicerol es un triol muy abundante en la naturaleza y presente en todos los seres vivos, formando parte de la estructura de muchos lípidos. Hallar la fórmula empírica y molecular del glicerol, sabiendo que presenta una composición de 39,13% de carbono, 8,69% de hidrógeno y el resto oxígeno. La masa molar del glicerol es 92 g/mol.

a) Investigue sobre la presencia de esta sustancia en la composición del tejido adiposo. Muestre ejemplos.

117. Un compuesto A presenta la siguiente composición centesimal: 49,5% carbono, 3,20% hidrógeno, 25,2% manganeso y el resto oxígeno. Su masa molar es 436 g/mol. Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular.

118. El cianógeno se compone del 46,2% de carbono y el 53,8% de nitrógeno en masa. Determine la fórmula empírica del cianógeno.

a) Mediciones efectuadas en el laboratorio han permitido establecer que su masa molar es 52,03 g/mol. Hallar su fórmula molecular.

119. Dos compuestos G y R tienen la misma fórmula empírica. G es un gas a temperatura ambiente, mientras que R es un líquido viscoso. ¿Cómo es posible que dos sustancias con igual composición atómica e idéntica fórmula empírica posean propiedades tan marcadamente diferentes?

120. La boracina es un compuesto isoelectrónico con el benceno y por tanto, esta comparte muchas de sus propiedades, incluyendo el carácter aromático.

- a) Establecer la fórmula empírica de la boracina, sabiendo que su composición centesimal es 40,29% boro, 52,17% nitrógeno y el resto hidrógeno, y su masa molar es 80,5 g/mol.
- b) Documentétese sobre la estructura y propiedades de la boracina, y su similitud con el benceno.
- c) Hallar la fórmula molecular de la boracina, si su masa molar es 80,5 g/mol.

Cálculo químico asociado a disoluciones

121. Se dispone de una muestra de 2 g de NaCl.

- a) Calcule la cantidad de sustancia presente en dicha muestra: $n(\text{NaCl})$
- b) Si dicha masa es disuelta en 500 mL de agua:
 - i. Calcule la concentración de la cantidad de sustancia que posee la disolución obtenida: $c(\text{NaCl})$ y la concentración másica de dicha disolución: (NaCl) .
- c) ¿Qué habría que hacer para determinar el porcentaje en masa de esta disolución (% masa)?

122. Se han pesado 2 g de KI para preparar 400 mL de disolución.

- a) Calcule la cantidad de sustancia presente en dicha masa: $n(\text{KI})$.
- b) Calcule la $c(\text{KI})$ de dicha disolución.
- c) Determine el % en masa de dicha disolución, considerando que el agua pura (destilada) posee una densidad de 1 g/mL.

123. Se han pesado 4 g de AgNO_3 para preparar 500 mL de disolución.

- a) Calcule la $n(\text{AgNO}_3)$ presente en dicha muestra.
- b) Calcule la $c(\text{AgNO}_3)$ de la disolución preparada
- c) Calcule la concentración másica ($P(\text{AgNO}_3)$) de dicha disolución.
- d) Determine el % en masa de AgNO_3 que posee esta disolución.

124. Calcular la masa de KMnO_4 necesaria para preparar 350 mL de una disolución acuosa 0,0125 M.

125. Se dispone de un frasco de HNO_3 al 70 % en masa cuya etiqueta indica que su densidad es 1400 g L^{-1} .

Datos: $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g mol}^{-1}$.

- Calcule la concentración másica de dicha disolución.
- ¿Cuál será la $c(\text{HNO}_3)$ que posee 300 mL de dicha disolución de HNO_3 ?
- ¿Cómo proceder para disminuir dicha concentración a 1 mol L^{-1} ?

126. ¿Cómo proceder para preparar una disolución de HCl 0,5 M (mol/L) a partir de otra que está al 38 % m/v, observando que su etiqueta indica que su densidad es de $1,189 \text{ Kg L}^{-1}$?

127. Se dispone de un frasco de HNO_3 al 64 % m/v, cuya etiqueta indica que su densidad es $1,3795 \text{ g mL}^{-1}$ a 25°C . Calcular la molaridad de dicha disolución.

128. Calcule el volumen de hidrógeno que puede obtenerse al tratar con Zinc 150 mL de disolución de ácido sulfúrico al 20 % en masa a 30°C y $101,3 \text{ kPa}$, sabiendo que su densidad es $1,14 \text{ g/mL}$.

129. Se disolvió en 40 mL de ácido sulfúrico al 25,4 % y densidad de $1,185 \text{ g/mL}$, 1,19 g de una aleación de aluminio y Zinc. Como resultado de dicha operación, se desprendieron 896 mL de hidrógeno a TPN ($V_m = 22,4 \text{ L/mol}$). Calcule:

129.1. El porcentaje en masa de la aleación empleada.

129.2. La masa de las sustancias que aparecen en disolución al concluir la reacción.

130. Una disolución tiene disueltas las sales KCl , CaCl_2 , CuCl_2 , BaCl_2 y ZnCl_2 , a la cual se le añade un exceso de dos disoluciones: Na_2SO_4 (ac) y KOH (ac). Formule las sustancias que precipitan.

131. Calcular la masa teórica de carbonato de plata que se formará al combinar 55,0 mL de una disolución 0,05 M de AgNO_3 con 25,0 mL de una disolución 0,035 M de K_2CO_3 .

132. ¿Cuántos gramos de NaNO_3 se necesitan para preparar 50 mL de una disolución acuosa que contenga 70 mg de Na^+ /mL?

133. ¿Qué volumen de agua debe añadirse a una disolución que contiene 40 mg de AgNO_3 por mL para obtener una que sea 0,0018 M (mol/L).

134. Calcular el volumen de HNO_3 al 19% m/v, con densidad 1,11 g/cm³, que contenga 10 g de HNO_3 .

135. Un litro de leche pesa 1,032 kg. La grasa que contiene, 4% en volumen, tiene una densidad de 0,865 g/mL. ¿Cuál es la densidad de la leche si se le remueve la grasa (leche descremada)?

136. Calcular la masa que debe pesarse de cloruro de calcio hexahidratado para preparar una disolución 0,778 M en CaCl_2 .

137. El contenido de sulfatos en 1000 L de agua potable se determina evaporando parcialmente el agua para obtener una disolución más concentrada con menos volumen. Ese volumen entonces se trata con disolución de BaCl_2 , con lo que se precipitan 0,0965 g de BaSO_4 . Exprese la concentración del ion sulfato en μg .

138. El ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$, es soluble en benceno, C_6H_6 . Al disolver 3,55 g de ácido benzoico en 75 mL de benceno:

- Calcular el % m/v de la disolución.
- Calcular el % m/m.
- Calcular la molaridad.
- Hallar la fracción molar de ácido benzoico en la disolución. (La densidad del benceno es 0,866 g/mL a la temperatura del experimento).
- Hallar la molalidad de la disolución.

139. Calcule el volumen aproximado de agua que se debe agregar a 330 mL de una disolución 1,25 M para hacerla 0,62 M.

140. Se desea preparar 1 L de una disolución 0,08 M de nitrato de plata, a partir de una disolución 1,35 M de esta misma sal. Hallar el volumen que debe tomarse de la solución inicial para preparar la disolución deseada.

141. Las botellas de amoníaco comercial presentan una concentración 14,8 M (mol/L) y una densidad de 0,898 g/mL. Calcular la fracción molar de la disolución.

142. Se dispone de una disolución concentrada de nitrato de aluminio, obtenida disolviendo 21,5 g de la sal noahidratada, en 600 mL de agua destilada.

- Calcular la molaridad de la solución.
- Calcular el volumen que debe tomarse de la solución anterior para preparar 500 mL de una nueva disolución 0,95 M de nitrato de aluminio.

143. Si la molaridad de una disolución de carbonato de amonio, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, es 0,730 M, la molaridad del ion amonio (NH_4^+) es:

- 0,730 M
- 1,460 M
- 0,365 M

144. Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones:

- 170 g de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) en 800 g de agua.
- 3,50 g de ácido sulfúrico en 12,0 g de agua.
- 2,60 g de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) en 110 g de agua.

145. Se dispone de una solución concentrada de cloruro de magnesio hexahidratado, obtenida disolviendo 300 g de la sal hidratada (pureza de la sal = 92%) en 1250 mL de agua destilada.

- Calcular la molaridad de la disolución.
- Calcular el volumen que debe tomarse de la solución anterior para preparar 500 mL de una disolución 0,95 M.

146. Se dispone de una solución al 30% m/v de bromuro de litio, ¿qué volumen de agua (en L) habrá que agregar a 150 mL de la solución original para obtener una solución 0,1 M?

147. En la etiqueta de un frasco comercial de ácido clorhídrico aparecen los siguientes datos: 35 % m/m, densidad 1,18 g/mL. Calcular:

- La molaridad de la disolución.
- El volumen de disolución necesario para preparar 300 mL de HCl 0,3 M.
- El volumen de NaOH 0,2 M necesario para neutralizar 100 mL de la disolución preparada anteriormente.

148. Al añadir 17,38 mL de una disolución de permanganato de potasio de concentración desconocida a 31,25 mL de una solución 0,502 M en oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) tiene lugar una reacción completa, donde son consumidos exacta y completamente tanto el permanganato como el oxalato. Sabiendo que se trata de una reacción redox en medio ácido, donde el ion oxalato pasa a CO_2 y el ion permanganato pasa a Mn^{2+} :

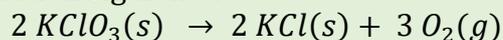
- Plantear y balancear la ecuación (puede utilizar ácido sulfúrico como medio ácido)
- Calcular la concentración de la solución de permanganato de potasio utilizada.

149. Evaporamos hasta sequedad 400 mL de una disolución de LiClO_3 . Si se continúa calentando, la sal seca se descompone químicamente en LiCl(s) y $\text{O}_2(\text{g})$, obteniéndose 2,24 L de oxígeno medidos a Temperatura y Presión Estándar Ambiente (TPEA). Calcular cuál era la concentración de la disolución de partida, expresada en molaridad.

150. Una bebida alcohólica tiene un 14 % en volumen de etanol. Calcule la cantidad de alcohol que tomaremos si ingerimos un vaso de 120 cm^3 de dicha bebida.

Cálculos químicos asociados a ecuaciones químicas

151. La descomposición del clorato de potasio puede llevarse a cabo suministrando calor según la ecuación siguiente:



Si se logra descomponer 50 g de KClO_3

- Calcule la cantidad de sustancia que se descompone de KClO_3
- Determine la masa que se obtiene de KCl .
- Calcule el volumen de O_2 obtenido así.
- Si con el volumen de O_2 obtenido se hace reaccionar la cantidad de octazufre requerido, ¿Qué cantidad de SO_2 se podrá obtener?

152. El disulfuro de carbono reacciona con oxígeno para formar dióxido de carbono y dióxido de azufre.

- Plantee la ecuación correspondiente.
- Se dispone de 22 g de disulfuro de carbono, y 35 g de oxígeno, y se hacen reaccionar. Identificar el reactivo limitante, así como la masa de dióxido de azufre que se formará.
- Calcular la masa de reactivo sobrante.

153. Se hace reaccionar 120,00 g de silicio en polvo a altas temperaturas, en un recipiente adecuado, con igual masa de azufre. La proporción en masa en la que se combinan Si y S es 7:16. Calcular:

- Masa de sulfuro de silicio formada.
- Masa de reactivo inicial que no reaccionó.
- Composición centesimal del compuesto formado.
- Fórmula empírica del compuesto formado.
- Fórmula molecular del sulfuro de silicio, si su masa molar es 92 g/mol

154. Sabiendo que la obtención de amoníaco puede llevarse a cabo en condiciones apropiadas según la ecuación siguiente:



En un reactor se colocan 12 Kg de hidrógeno y 15 Kg de dinitrógeno.

- ¿Cuál de los dos gases sobrará?
- Calcular la masa de amoníaco formada.
- Calcular el volumen de amoníaco, a Temperatura y Presión Estándar Ambiente (TPEA).

155. Producto de la reacción con el agua atmosférica de los gases CO_2 , NO_2 y SO_3 que son emitidos a la atmósfera por las industrias, se generan las llamadas lluvias ácidas, que tiene un efecto nocivo sobre el medio ambiente y la conservación de numerosos materiales de uso humano.

- Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a estas tres reacciones.
- Calcule la masa de ácido que se produce a partir de 8 L de SO_3 .
- Calcule la masa de agua que se consume en la reacción anterior.

156. Considerando que se desea obtener 50 g de cloruro de calcio según la ecuación siguiente:



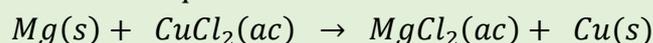
- Calcule la masa de calcio que se necesita emplear para esto, utilizando suficiente $\text{HCl}(ac)$.
- Calcule los moles de calcio que reaccionan.
- Calcule la cantidad de átomos de calcio que reaccionan.
- ¿Cuántas moléculas de H_2 se obtienen?

157. En las embarcaciones o botes salvavidas, se suelen utilizar sustancias que pueden emitir luz al experimentar reacciones luminiscentes, lo cual ayuda a su localización en la oscuridad de las noches. Una de esas sustancias es el fosforo de calcio (Ca_3P_2); al ser arrojados al mar dichos botes, esta sustancia reacciona del modo en que se indica:



- Ajuste la ecuación anterior.
- Determine la masa de PH_3 que se produce al reaccionar 8 g de Ca_3P_2 con suficiente agua.
- Determine el volumen obtenido de PH_3 .
- ¿Cuántas moléculas de fosfina se obtienen?
- ¿Cuántos moles de Ca_3P_2 se requieren para que reaccionen completamente 32 g de agua?

158. Dada la siguiente ecuación química:



- Nombre cada sustancia presente en la ecuación.
- Clasifique cada sustancia según su composición química, tipo de partícula que las constituye y función química.
- Clasifique el enlace presente en cada sustancia.
- Analizando los números de oxidación en cada sustancia, clasifique la reacción en REDOX o No REDOX.

- e) Si reaccionan totalmente 3 g de Mg con suficiente CuCl_2
- Calcule la cantidad de moles de Mg que reacciona.
 - Determine la cantidad de átomos de Mg que reacciona
 - Calcule la masa de Cu que se obtiene en dicha reacción.

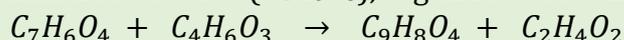
159. La disminución de la capa de ozono (O_3) en la estratósfera, ha sido y es un problema que solucionar por los científicos en los últimos años. Se cree que el ozono puede reaccionar con el NO (g) proveniente de las emisiones de los aviones de propulsión a alturas elevadas según la ecuación siguiente:



Si 0,740 g de ozono reaccionan con 0,760 g de monóxido de nitrógeno

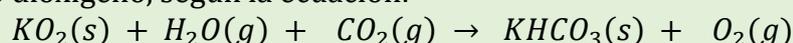
- ¿Qué masa de dióxido de nitrógeno se producirá como máximo?
 - ¿Cuál es la sustancia limitante?
 - ¿Qué volumen de dióxígeno se produce en condiciones de TPEA?
 - ¿Qué sustancia y qué masa de ella queda sin reaccionar al concluir la reacción?
160. Se mezcla en un recipiente de reacción 0,50 mL de N_2 y H_2 respectivamente a TPEA.
- Determine cuál de las sustancias queda sin reaccionar totalmente al concluir la reacción.
 - Calcule la masa que queda sin reaccionar de dicha sustancia
 - Determine la sustancia y la masa de ella que reacciona totalmente.

161. La aspirina, de fórmula global $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$, se obtiene por reacción del ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_4$) con el anhídrido acético ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$), según la ecuación química siguiente:



- Calcule los moles que necesitan reaccionar de cada sustancia para obtener 40 g de aspirina.
- Determine la proporción en que están los reactivos en la mezcla original.

162. Las caretas de oxígeno utilizadas en las emergencias contienen superóxido de potasio (KO_2), el cual reacciona con el dióxido de carbono y el agua del aire exhalado liberando dióxígeno, según la ecuación:



Si una persona con una de estas caretas exhala 0,7 g de CO_2 por minuto, ¿cuántos gramos de H_2O se consumen en media hora?

- a) Calcule el volumen de O_2 que puede aspirar por minuto la persona.
- b) ¿Cuál es el número de oxidación del K en el reactivo de partida?

163. El peróxido de bario se descompone a temperaturas altas de acuerdo con la ecuación química:



Si el oxígeno liberado al calentar 10 g de peróxido de bario ocupa 1 L, a 27 °C:

- a) ¿Cuál será la presión del oxígeno en el recipiente?
- b) Calcule la masa de BaO que se obtiene.
- c) Determine la masa de H_2O que podría obtenerse haciendo reaccionar el O_2 obtenido con suficiente H_2 en condiciones adecuadas.

164. Determine el volumen de dioxígeno que se necesita para hacer combustionar 10 L de butano en condiciones de TPEA.

- a) ¿Hará falta el mismo volumen de dioxígeno para hacer combustionar totalmente 10 L de metano? Demuestre su respuesta mediante cálculos.

165. El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para formar agua.

- a) Escriba la ecuación química del proceso.
- b) Si 4 g de hidrógeno reaccionan con 40 g de oxígeno, ¿Se consumirán todas las masas de los reactivos? ¿Cuánta masa sobrará y de qué sustancia?
- c) ¿Cuál es la sustancia limitante en dicha reacción?

166. Se hacen reaccionar 25 g de nitrato de plata con 10 g de ácido clorhídrico.

- a) Escriba la ecuación química ajustada.
- b) Clasifique dicha reacción en REDOX o no REDOX.
- c) ¿Reacciona todo el nitrato y todo el ácido? ¿Existe algún reactivo limitante?

167. La hidracina (N_2H_4), se utiliza como combustible en los cohetes espaciales. La ecuación de la reacción de combustión de la hidracina es:



- a) Calcule el volumen de dinitrógeno que en condiciones de TPEA, se formarán a partir de 1 kg de hidracina y 1 kg de oxígeno.
- b) ¿Queda alguna sustancia sin reaccionar totalmente? Demuéstrelo mediante cálculos.
- c) Escriba la estructura de Lewis de la hidracina.

168. De forma accidental, un estudiante derrama sobre la mesa del laboratorio 40 mL de ácido clorhídrico al 35 % en masa y densidad 1,18 g/mL, provocando una afectación potencial sobre la mesa, que está constituida por carbonato de calcio.

- Escriba la ecuación química de la reacción que ocurre entre dicho ácido y el carbonato de calcio de la mesa.
- Suponiendo que todo el ácido pudiera llegar a reaccionar con el carbonato de calcio, determine la masa de este que sería afectada.
- Determine la masa de NaHCO_3 que sería necesario adicionar a la mesa para neutralizar totalmente el ácido derramado.
- Mencione dos medidas de precaución o de emergencia que debe aplicarse para evitar este tipo de accidentes o ante quemaduras con ácidos.

169. El dieldrín es un insecticida cuyo uso ha sido muy cuestionado por sus efectos contaminantes sobre el medio ambiente. Para un análisis elemental de dicho insecticida, se realizó el procedimiento que se describe a continuación:

Una muestra pura de dieldrín de 29,72 mg se colocó en un aparato de combustión, el cual se usa para determinar la cantidad de carbono e hidrógeno presentes en la muestra del compuesto. Se calentó dicha muestra en una atmósfera rica en dióxigeno hasta combustión completa, con el fin de que todo el carbono y el hidrógeno presentes se conviertan en agua y dióxido de carbono. Ambos productos al salir del horno fueron absorbidos luego por dos tubos en forma de U, que contienen los desecantes drierita y ascarita, respectivamente, que absorbieron el agua y el dióxido de carbono formados.

La diferencia de masas de las sustancias en los dos tubos antes y después de la medición tomada, permitió calcular las masas de agua y dióxido de carbono, obteniéndose los resultados siguientes: 41,25 mg de CO_2 y 5,54 mg de H_2O .

Al analizar 19,00 mg de otra muestra de dicho insecticida, todo el cloro de ésta se convirtió en AgCl , de masa 42,97 mg.

Se sabe de antemano, que la combustión del dieldrín solo produce CO_2 , H_2O y Cl_2 y que los vapores del insecticida a TPEA son 8,66 veces más densos que el CO_2 .

Determine la fórmula empírica del dieldrín.

170. La vitamina C contiene solo carbono, hidrógeno y oxígeno. Una muestra de 7,750 g de vitamina C fue combustionada en aire para formar 11,620 g de CO_2 y 3,170 g de agua.

- Determinar la fórmula empírica de la vitamina C.
- Si la masa molar de la vitamina C es 176 g/mol, determinar la fórmula molecular.
- Investigue sobre las razones por las cuales la vitamina C es un poderoso antioxidante y qué beneficio tiene esto en la salud humana.

171. La desoxirribosa contiene solo carbono, hidrógeno y oxígeno. Una muestra de 5,000 g de desoxirribosa fue combustionada en aire para formar 8,202 g de CO_2 y 3,358 g de H_2O . Hallar la fórmula molecular de la desoxirribosa si su masa molar es 134 g/mol.

172. Un fertilizante "A" contiene 38,7% de K, 13,9% de N y nada de P. Otro fertilizante "B", contiene 12,2% de N, 26,9% de P y nada de K.

- ¿Cuáles son los porcentajes de K, N y P en un fertilizante preparado al mezclar masas iguales de A y B?
- El fabricante desea vender una mezcla de A y B en la que los elementos K y P estén presentes en partes iguales. ¿Qué proporciones de A y B deben usarse?

173. Una muestra de 10,0 g de un compuesto orgánico se quemó en una corriente de aire para obtener 28,08 g de CO_2 y 5,787 g de H_2O . Si el compuesto original contenía solo C, H y O, ¿cuál es su fórmula empírica? ¿Y cuál será su fórmula molecular si la masa molar del compuesto es 282 g/mol?

- Fundamente, auxiliándose de las ecuaciones químicas necesarias, la razón por la cual los elevados niveles de CO_2 que llegan a ser absorbidos de la atmósfera por el mar, pueden llegar a afectar las conchas de muchas especies marinas.

174. Se sabe que, 8,000 g de un compuesto orgánico se queman por combustión, llegándose a obtener 19,013 g de dióxido de carbono y 9,661 g de agua. Si su masa molar es 74 g/mol, su fórmula molecular es:



Ninguna de las anteriores

175. La masa de una mezcla de sulfato de sodio y potasio anhidros era 0,8672 g, la cual originó por reacción 1,253 g de sulfato de bario. Calcule la masa de sulfato de sodio y de sulfato de potasio, así como los porcentajes en masa en la mezcla de partida.

176. Una mezcla de Ba y BaO de 22,7 g reacciona con agua a TPEA, produciendo 27 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Determine el volumen de hidrógeno obtenido.

177. Una mezcla de Ca y CaO posee una masa de 17 g. Por reacción de dicha mezcla con suficiente agua se obtiene 27,75 g de hidróxido de calcio. Determine la masa de dihidrógeno obtenido a TPEA.

178. Durante la combustión total de una mezcla de sodio y potasio se obtuvo una mezcla de compuestos resultantes que pesó 42,2 g. Determine el porcentaje en masa de cada metal en la aleación de partida.

179. La masa de una mezcla de NaCl y NaI era 0,4000 g. Al disolverse en agua y adicionarse una disolución de nitrato de plata, se produjo una reacción en la cual se formó 0,8961 g de un precipitado. Calcule las masas de NaCl y NaI que había en la mezcla de partida.

180. Un gramo de una mezcla de carbonato de sodio y carbonato de potasio se trata con ligero exceso de ácido clorhídrico diluido. La solución resultante se evapora, se lleva a sequedad y se pesa. El residuo obtenido, la mezcla de cloruro de sodio y cloruro de potasio, pesa 1,091 g. Calcular la composición en peso de la mezcla original.

Curiosidades químicas: el radón y su incidencia en la salud

El más pesado de los gases nobles, el radón, fue descubierto en 1900 por el químico alemán Frederick Dorn. Este descubrimiento completó los elementos del grupo 8A

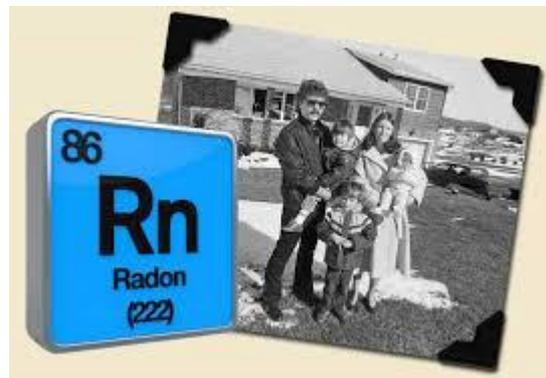


(no se toma en cuenta el homólogo artificial, de número atómico 118, el oganesón, de símbolo Og). Al ser el único elemento gaseoso radiactivo, permitió entender mejor la naturaleza de la desintegración radiactiva y la transmutación de los elementos. Todos los isótopos de radón son radiactivos; uno de ellos, el ^{222}Rn es particularmente peligrosos para la salud humana, debido a su tiempo de vida (3,8 días). El radón representa poco más de la

mitad de la radiactividad basal de la Tierra y se genera sobre todo por la desintegración continua del uranio presente en la corteza terrestre, principalmente en forma de fosfatos dobles de uranio y calcio. Otras formas naturales del uranio, del que surge el radón son: la pechblenda (uraninita, UO_2); y en diversos carbonatos, arseniatos, vanadatos y silicatos; en algunos de ellos el uranio es el principal componente, mientras que en otros sólo forma una parte muy pequeña del todo. Por tanto, el uranio está diseminado a lo largo de numerosos terrenos geológicos, principalmente zonas graníticas y secuencias sedimentarias derivadas de terrenos graníticos o metamórficos.

A raíz de esta dispersión natural del uranio, se genera ^{222}Rn bajo tierra de manera continua, elevándose poco a poco a través de poros y grietas de las formaciones rocosas y el suelo, hasta llegar a la atmósfera. En las zonas urbanas y en casas rurales, el radón se cuela a través de rendijas, empalmes, microfracturas y brechas de las construcciones, aprovechando la diferencia de presiones entre la atmósfera y la presión interna en el terreno. El radón se moviliza así fácilmente y se concentra en el interior de las construcciones. ¡Estamos describiendo la alta movilidad de un elemento fuertemente radioactivo! Este peligroso gas se concentra justamente en las áreas donde viven y trabajan las personas. Debido a su alta masa atómica, y atendiendo a la ley de difusión de Graham, este gas pesado no logra difundirse en gran escala, manteniendo su mayor concentración entonces al ras de la superficie. Se han detectado niveles particularmente altos en sótanos de casas, así como en estaciones subterráneas de los sistemas del metro en numerosas ciudades. Se ha encontrado incluso una correlación fuertemente positiva entre la profundidad de las estaciones de metro y el contenido de radón en el aire.

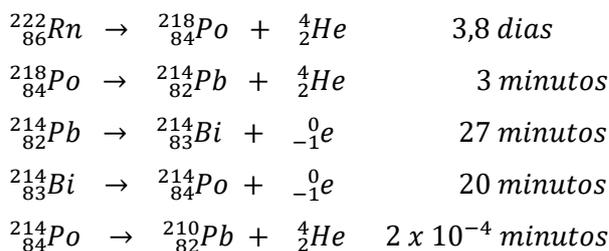
En 1984, en un caso que tuvo mucha publicidad, un ingeniero de construcción de nombre Stanley J. Watras, se presentó a trabajar en Limerick Nuclear Power Plant, en Pensilvania. Aún no se había instalado el reactor ni había combustible radioactivo, se instalaron los detectores de radioactividad. A su ingreso a la planta Watras activó el detector de radiación de la entrada. No se entendía en aquel momento cómo era posible que saltaran las alarmas. En ese minuto no había nada en la central que pudiera contaminar radiactivamente hasta ese punto. Hicieron pruebas, análisis, pidieron medidores nuevos, pero nada. La central estaba limpia. Para su sorpresa, ¡la fuente de su contaminación no era la planta nuclear, sino el radón que había en su hogar!



Stanley Watras y su familia. Tomado de <https://www.radonillinois.com/the-discovery-of-radon-in-homes-the-story-of-stanley-watras/>

Se ha suscitado una gran polémica en torno a los efectos del radón en la salud. En la década de 1950 se hicieron los primeros estudios clínicos de sus efectos, cuando se admitió que los mineros que trabajaban en las minas de uranio tenían una incidencia muy alta de cáncer de pulmón.

El siguiente esquema muestra parte de la serie de desintegración del radón, con sus vidas medias:



Al analizar la serie de desintegración mostrada, se observa que los productos de intermedios o finales (polonio, plomo y bismuto) son metales o metaloides, sólidos y por tanto de movilidad reducida. A diferencia de ellos, el radón se difunde por su carácter gaseoso hasta la atmósfera, estando presente en el aire que respiramos. De hecho, en el aire de nuestros pulmones siempre hay presente al menos un átomo de Rn. Algunos átomos de radón pueden desintegrarse durante su estancia en el pulmón, generando polonio-218; este elemento queda atrapado en el tejido pulmonar; las desintegraciones posteriores hasta formar el plomo producen irritación local de los tejidos que favorecen la aparición de tumores. Cuando se inhala el ${}^{222}\text{Rn}$, las partículas radioactivas se adhieren al tejido del tracto pulmonar, donde someten a una irradiación alfa (partículas de helio) a las células broncopulmonares. La absorción de esta radiación provoca ionizaciones que pueden dañar directa e indirectamente el DNA y provocar mutaciones en el tejido pulmonar que pueden derivar en cáncer.

Por otra parte, y no menos importante, el radón es el gas noble con mayor solubilidad en agua ($230 \text{ cm}^3 / \text{kg}$ a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm). Y su solubilidad es mayor a menores temperaturas y mayores presiones, lo que implica que las aguas subterráneas poseen niveles importantes de radón disuelto. Una vez que las aguas subterráneas (también las aguas de origen hidrotermal son ricas en este gas) llegan a la superficie, liberan buena parte de su carga de radón disuelto.

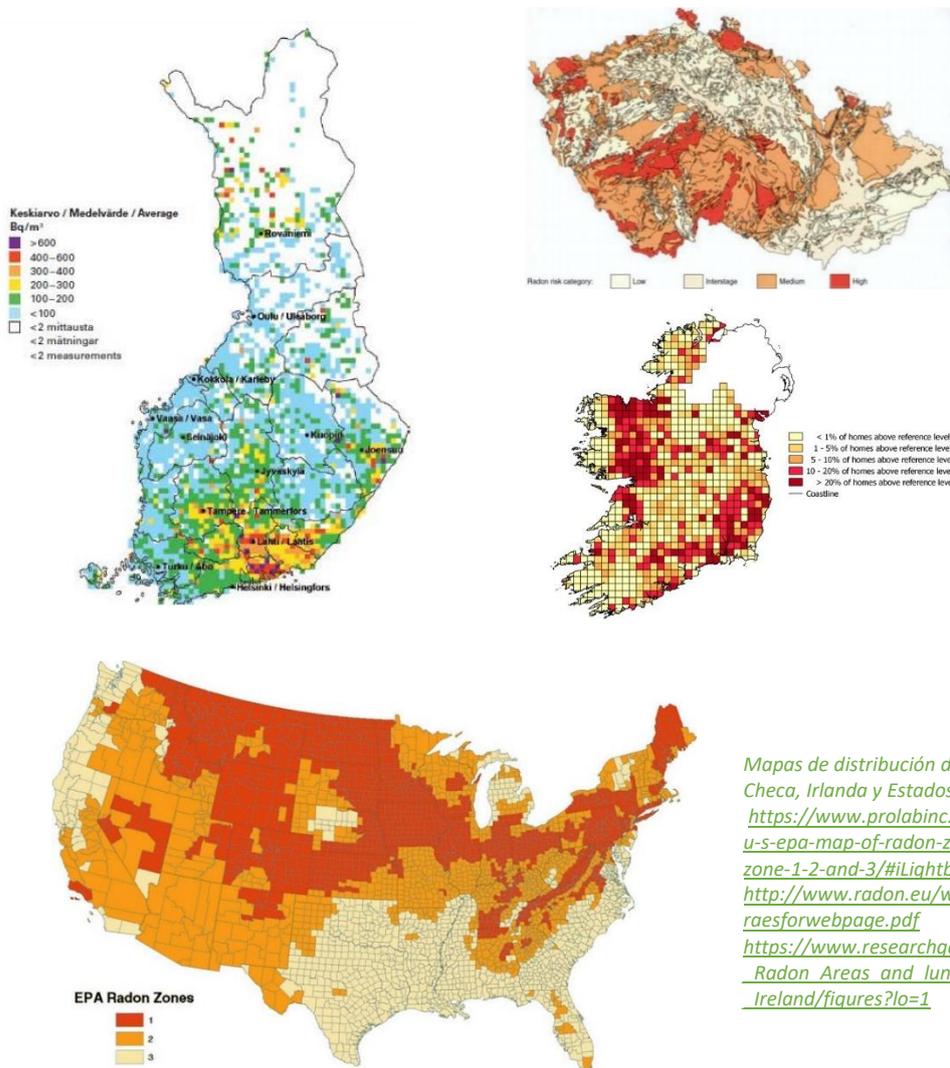
Existen numerosos estudios que demuestran que el radón es liberado del terreno en proporciones mayores a lo normal como un efecto previo a un terremoto. Es curioso el caso del sismólogo italiano Gianpaolo Giuliani, quien anticipó el terremoto de la región de Abruzzo, en la zona central de Italia, con magnitud 6,3 en la escala de Richter, ocurrido el 6 de abril de 2009 y que, llegó a ocasionar más de 100 muertos y dejó 50.000 personas sin hogar. Giuliani hizo la predicción un mes antes del fenómeno, indicando también la magnitud; sólo se equivocó en la fecha, pues la pronosticó hacia el 29-31 de marzo. Basó sus pronósticos en las concentraciones de gas radón en zonas sísmicamente activas, pero fue denunciado a la policía por "extender la alarma" y se vio obligado a quitar sus conclusiones de Internet. Unas furgonetas con altavoces comenzaron a circular por L'Aquila (Italia) pidiendo a sus habitantes que evacuaran sus casas, después de que el sismólogo



Campaña de difusión de los efectos del radón en Madrid en 2014. Modificado de <http://www.laplaza.com.es/gas-radon-segunda-causa-de-cancer-de-pulmon-despues-del-tabaco/>

anticipara que se produciría un gran terremoto. Cuando los medios de comunicación preguntaron sobre la supuesta falla de las autoridades a la hora de salvar a la población antes del terremoto, el director del Instituto Nacional de Geofísica restó importancia a las predicciones de Giuliani. Existen precedentes de predicción de terremotos donde han sido confirmadas las altas concentraciones de este gas antes de los sismos (Galicia, España en 1997 y Haicheng, China, 1975); estas predicciones a tiempo permitieron salvar miles de vidas. Las predicciones no se fundamentaron únicamente en la concentración del gas, pero éste fue uno de los factores influyentes.

Hoy día, los mapas de distribución geográfica de radón por territorios forman parte del conocimiento general de una nación. Los países europeos y Estados Unidos, poseen mapas sumamente detallados.



Mapas de distribución de radón en Finlandia, República Checa, Irlanda y Estados Unidos. Modificado de [https://www.prolabinc.com/radon-gas-test-kit/figure-9-19-u-s-epa-map-of-radon-zones-excluding-alaska-and-hawaii-zone-1-2-and-3/#lightbox\[postimages\]/0](https://www.prolabinc.com/radon-gas-test-kit/figure-9-19-u-s-epa-map-of-radon-zones-excluding-alaska-and-hawaii-zone-1-2-and-3/#lightbox[postimages]/0) http://www.radon.eu/workshop2012/pres/03gruber_eqrm_praesforwebpage.pdf https://www.researchgate.net/publication/321341117_High_Radon_Areas_and_lung_cancer_prevalence_Evidence_from_Ireland/figures?lo=1



Gases y vapor de agua emitidos por una chimenea industrial en Pakistán.
Imagen libre de derechos de autor.

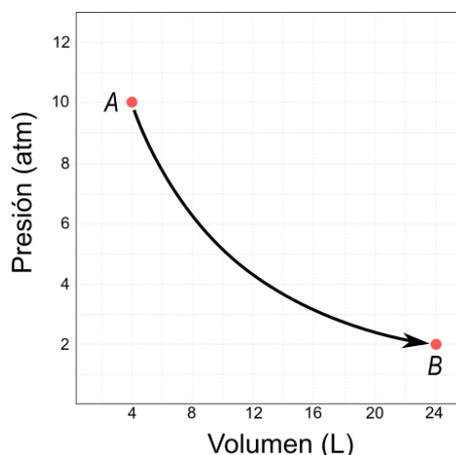
5. GASES IDEALES Y ESTEQUIOMETRÍA CON GASES

Conceptos clave

Al trabajar con gases, es importante que el estudiante tenga claras las diferencias entre proceso y estado. De modo que antes de iniciar el estudio de los gases ideales, vamos a aclarar estos dos conceptos.

Un gas se encuentra en un **estado** cualquiera cuando se encuentra en equilibrio. En principio, los estados de un gas son... "estados de equilibrio". Si está en equilibrio, posee unos **parámetros** que definen ese equilibrio. En los gases, los parámetros que definen un estado específico son: temperatura, volumen y presión.

Sabemos también que un estado de equilibrio puede ser perturbado por agentes externos. Es así entonces que un gas podría pasar de un estado a otro. La transición de un estado inicial a otro final se conoce como **proceso**. En el estudio de los gases, se suele colocar un subíndice 1 para indicar un estado inicial, y 2 para el estado final. Así, V_1 , P_1 y T_1 representan los valores de volumen, presión y temperatura de un gas en el estado 1; y V_2 , P_2 y T_2 , los correspondientes al estado final o estado 2.



Los conceptos de estado y proceso se visualizan mejor en gráficos PV. Los puntos indicados en rojo corresponden a estados; la flecha corresponde al proceso, mediante el cual el gas pasa desde un estado inicial A hasta el estado B.

Ley de Boyle: Se conoce como Ley de Boyle (también se le llama Boyle-Mariotte) al enunciado presentado por el filósofo y químico Robert Boyle (1627-1691): “Para una cantidad determinada de un gas ideal, a temperatura constante, el cambio de volumen es inversamente proporcional al cambio de presión”. Expresado de otra forma, si tiene lugar un incremento en la presión del gas, ocurre una disminución del volumen.

$$V \propto \frac{1}{P}$$

Por tanto, $PV = k$

En otras palabras, el producto de la presión por el volumen es una constante, siempre y cuando se mantenga constante la temperatura, para una misma masa de gas.

Si un gas realiza una transición desde unas condiciones iniciales de presión y volumen a otro estado, se tiene la expresión más útil de la Ley de Boyle:

$$P_1V_1 = P_2V_2 \quad \text{Ecuación 1}$$

Ley de Charles: Jacques Charles fue un químico, físico y matemático francés. Junto a Joseph Gay-Lussac estudió como se comportaba la presión y el volumen de un gas cuando variaba la temperatura. Ellos encontraron que, al calentar un gas, aumentaba su volumen, manteniendo la presión constante:

$$V \propto T$$

Por tanto, $\frac{V}{T} = k$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{Ecuación 2}$$

Ley de Gay-Lussac: Hemos visto la relación que existe entre P y V (Ley de Boyle) y entre V y T (Ley de Charles). Se puede deducir la relación entre las variables que falta asociar, P y T, donde el volumen permanece constante:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{Ecuación 3}$$

Ley combinada: Las leyes de Charles, Boyle y Gay-Lussac pueden ser condensadas en una sola expresión:

$$\frac{PV}{T} = k \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{Ecuación 4}$$

Con esta expresión pueden resolverse ejercicios correspondientes a casos en los que ningún parámetro es constante.

Ley de Avogadro: Hasta ahora, sólo hemos analizado situaciones en las que aparecen involucradas las variables presión, volumen o temperatura. Un cuarto parámetro que considerar es la masa de gas, mejor expresada a través del número de partículas (número de moles, n).

Avogadro razonó que, si dos gases se encuentran en dos recipientes con igual volumen, a la misma temperatura, y tienen la misma presión interna, entonces ambos gases poseen el mismo número de partículas.

Otra forma de expresar la llamada ley de Avogadro es que, a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente. En otras palabras,

$$\frac{PV}{T} = k \quad PV = kT \quad \text{Esta expresión es válida para un mol de partículas. Para n moles:}$$

$$PV = nkT \quad \frac{PV}{nT} = k \quad \text{Y el valor de la constante k se obtiene sustituyendo valores.}$$

$$\frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ K}} = 0.082 = R \quad R = \text{Constante universal de los gases, } 0.082 \text{ (atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}\text{)}$$

La ecuación obtenida, $PV=nRT$ *Ecuación 5*
se conoce como ecuación de estado de gas ideal.

Ley de Dalton de las presiones parciales: Todo el análisis mostrado hasta el momento involucra sólo un gas. Cuando tenemos dos o más gases confinados en un mismo recipiente, hablamos de mezclas de gases. Si varios gases se hallan en un mismo recipiente en equilibrio, sus partículas constituyentes se encuentran a la misma temperatura, y ocupando el mismo volumen, por lo que la presión de cada gas es directamente proporcional al número de moles de cada constituyente:

$$n_T = n_1 + n_2 + n_3 \dots \quad \frac{P_T V_T}{RT} = \frac{P_1 V_1}{RT} + \frac{P_2 V_2}{RT} + \frac{P_3 V_3}{RT} \dots$$

Pero $P_T \left[\frac{V}{RT} \right] = P_1 \left[\frac{V}{RT} \right] + P_2 \left[\frac{V}{RT} \right] + P_3 \left[\frac{V}{RT} \right] \dots$

Por tanto, $P_T = P_1 + P_2 + P_3 \dots$ *Ecuación 6*

Metodología propuesta: Al abordar ejercicios relacionados con gases, es importante establecer una metodología operativa que garantice la resolución exitosa de los mismos. Para ello, se propone la siguiente secuencia de análisis, basada en preguntas específicas que debes realizar:

¿El planteamiento corresponde a un proceso o a un estado?

1.- Si se trata de un proceso, establecer las condiciones de contorno, al inicio y al final del proceso. Identificar si alguno de los parámetros es constante durante el proceso, en cuyo caso se aplica:

- Ley de Boyle (si la presión es constante)
- Ley de Charles (si la temperatura es constante)
- Ley de Gay-Lussac (si el volumen es constante)

Si ningún parámetro se mantiene constante durante el proceso estudiado, se aplica la ecuación combinada.

2.- Si se trata de un estado (el gas no está experimentando cambios en el tiempo, y por tanto, se encuentra en equilibrio), cualquier cálculo requiere el uso de la ecuación de estado de gas ideal (estamos asumiendo en este nivel, comportamiento ideal para los gases. En caso de desviaciones al comportamiento ideal, aplican ecuaciones no contempladas en el presente libro). Estos cálculos pueden involucrar masa, cantidad de materia (moles), volumen, temperatura o presión.

¿El planteamiento corresponde a mezcla de gases?

En este caso, se emplea la Ley de Dalton de las presiones parciales.

Ejercicios

181. Un gas se encuentra inicialmente a una presión de 788 mm Hg, ocupando un volumen de 34 L. Hallar el volumen ocupado si la presión es elevada a 3,58 atm, manteniendo la temperatura constante.

182. Se tienen 208 mL de un gas que, inicialmente a 2 atm de presión, experimenta una expansión isotérmica (T constante) hasta alcanzar un volumen final de 2,19 L. Hallar la presión final del gas.

183. La botella de buceo de buzo profesional tiene un volumen de 12 L, y cuando se encuentra llena, la presión interna del gas es de 200 atm. Si se logra liberar isotérmicamente el oxígeno contenido en una botella de buceo a una habitación de 5 m de largo, 3 de ancho y 2,5 m de altura, calcular la presión final del gas.

184. Disponemos de una muestra de gas que a 500°C presenta una presión de 2,8 atm y un volumen de 15,9 L. ¿Qué volumen ocupará, si a la misma temperatura, la presión disminuye hasta 1,0 atm?

- a) ¿Qué ley está obedeciendo el proceso indicado?
- b) Nombre al menos un fenómeno de la vida diaria en el que ocurra el proceso anterior.

185. Una cierta cantidad de gas ocupa un volumen de 200 mL a la presión de 0,986 atm. ¿Qué presión ocuparía un volumen de 50 mL a la misma temperatura?

186. En un recipiente cerrado de 5,5 L se introduce oxígeno hasta que éste ejerce una presión de 20 atmósferas. Calcular la presión que ejercerá el gas al reducir el volumen hasta 4,25 L.

- a) Proporcione un ejemplo de una situación similar a la descrita en el ejercicio.

187. Un gas se encuentra en un globo de cumpleaños, que a TPEA presenta un volumen de 6 L. Si la temperatura aumenta a 88°C , y asumiendo que no hay cambios en la presión, hallar el nuevo volumen del globo.

- a) ¿Considera usted que la situación indicada en el ejercicio es la misma que experimenta un globo aerostático cuando es calentado para elevarse? Razone si la analogía es válida.

188. Una masa de oxígeno ocupa 650 mL a 135°C . Determine su volumen a -10°C , si la presión se mantiene constante.

- a) ¿Esta situación es análoga a la que experimentaría el aire en un globo de cumpleaños al ser llevado a un refrigerador? Razone su respuesta.

189. Una cantidad fija de gas a 952 K ocupa un volumen de 10,3 L. Halle la temperatura final del gas (expresada en $^{\circ}\text{C}$) si alcanza un volumen de 16,0 L, manteniendo la presión constante.

190. Se dispone de 9,5 L de un gas ideal a 23 °C. Manteniendo la presión constante, calcule la temperatura (expresada en °C) a la que debería disminuir el gas para que su volumen sea de 5 L.

191. Se infla un globo con 8,2 L de neón a una temperatura de 22°C. Si la temperatura se eleva a 68°C, ¿cuál será el nuevo volumen del globo? Asuma que la presión es constante.

a) ¿El resultado cambiaría si en vez de neón fuese otro gas noble? ¿Y si fuese amoníaco? Asuma que, en las condiciones señaladas, los gases indicados se comportan como un gas ideal.

192. El volumen inicial de una cantidad confinada de gas es de 480 cm³ a 20 K. Calcula el volumen del gas cuando es calentado hasta 20 °C manteniendo la presión constante. Expresar el resultado en litros.

a) ¿El resultado variaría si la presión no se hubiera mantenido constante? Explique.

193. Un gas a 92 °C y 650 torr es enfriado hasta que su presión disminuya a 200 mm Hg. Calcular la temperatura (en °C) a la que debe ser enfriado. Asuma volumen constante.

a) Si el volumen no es constante, ¿en qué modo cambia el resultado?
b) ¿Qué ley se cumple con el proceso que verifica el gas en el ejercicio?

194. A volumen constante, un gas ejerce una presión de 1250 mm Hg, medido a 110 °C. Si la temperatura es triplicada, calcular la presión del gas, expresada en atmósferas.

a) ¿Sería correcto indicar, sin hacer cálculos, que la presión también se triplica? Explique.

195. En una botella metálica tenemos un gas a 75°C y una presión de 70 atm. Si la presión máxima que aguanta la botella es de 125 atm, calcular cuál es la temperatura máxima a la que se puede calentar el gas de su interior.

a) Razone, con base al ejercicio, acerca del grosor y resistencia a la presión que deben tener todos los envases que contienen gases.

196. Un globo de helio de 10 m^3 de volumen, se encuentra en el suelo a $22 \text{ }^\circ\text{C}$, siendo su presión de 740 torr. ¿Cuál será su volumen a 5300 m de altitud, donde la presión es de apenas 240 torr, y la temperatura tan reducida como $-23 \text{ }^\circ\text{C}$?

- a) ¿Cómo explica el resultado el poder ascensional de los globos aerostáticos?

197. Un buceador suelta una burbuja en el fondo del mar, donde la presión alcanza $2,85 \text{ atm}$ y $6,5^\circ\text{C}$. La burbuja posee un volumen de $0,358 \text{ L}$ en ese punto. ¿Qué volumen tendrá la burbuja al llegar a la superficie, justo antes de reventar, donde la presión es de 1 atm y la temperatura es de 22°C ?

198. En un recipiente de 30 L está confinado un gas a $45 \text{ }^\circ\text{C}$, y una presión de 3.5 atm . Calcular:

- a) Cuantos moles de gas hay en el recipiente.
b) La masa molar del gas si su masa es de $257,7 \text{ g}$.
c) Su densidad en condiciones normales.

199. En un recipiente de 15 litros hay O_2 a una presión de 912 mmHg y a 29°C . Calcular:

- a) El volumen que ocuparía en condiciones normales.
b) La masa de oxígeno que hay en el recipiente y su densidad.
c) El número de moléculas presente.

200. ¿Cuál es la presión que ejercerán 682 g de amoníaco gaseoso confinados en un recipiente de 55 L , a una $T= 103 \text{ }^\circ\text{C}$?

- a) Razone sobre el resultado obtenido y el efecto que tendría la sustitución de amoníaco por xenón. ¿Habría diferencia?

201. Una cantidad desconocida de amoníaco gaseoso se halla confinado en un recipiente flexible, de 28 L de capacidad, inicialmente en condiciones normales.

- a) Calcular la masa de amoníaco en gramos.
b) Calcular la temperatura que hay que suministrar al recipiente para que la presión de amoníaco alcance 8 atm .

- c) Posteriormente se añaden al recipiente 200 g de nitrógeno, en las condiciones de presión y temperatura obtenidas en la parte b). Calcular la presión parcial de cada gas y la presión total en esas condiciones.

202. Una cápsula espacial posee un tanque de aire de $0,1 \text{ m}^3$ y su presión es de 100 atm. Luego de una caminata espacial, la presión de la cabina queda en cero al abrir la compuerta. Al cerrarla se abre el tanque automáticamente, y la cabina se llena con el gas almacenado. Si el volumen de la cabina es de $12,5 \text{ m}^3$, calcular la presión final del gas (en mm de Hg), asumiendo que no hay cambio de temperatura.

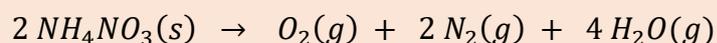
203. Una lata de desodorante en aerosol tiene una presión interna de 850 torr (mm Hg) a $21 \text{ }^\circ\text{C}$, y se arroja al fuego, cuya temperatura en la base alcanza los $450 \text{ }^\circ\text{C}$. Predecir si la lata explotará, sabiendo que fue diseñada para resistir una presión máxima de 1500 torr.

204. Una cápsula hermética de metal contiene un gas. En lo alto de una montaña, la cápsula se halla a 620 mm Hg de presión y 5°C . Se transporta la cápsula hasta una zona más baja, donde ahora la temperatura es de $30 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿A qué presión estará el gas en la cápsula?

205. Se mide la presión de aire del neumático de un vehículo a 20°C y se obtiene un valor de 26 psi (libra por pulgada cuadrada; $1 \text{ atm}=14,69 \text{ psi}$). Al circular, las ruedas se calientan y la temperatura sube hasta 55°C ; el volumen del neumático se incrementa en un 8%. Calcular la presión que tendrá ahora el neumático.

206. Se dispone de 0,317 g de un gas desconocido en un recipiente de 10 L de capacidad, a una presión de 0,2 atmósferas, a la temperatura de $65 \text{ }^\circ\text{C}$.
- a) Hallar la densidad del gas
 - b) Se sospecha que el gas puede ser metano o dióxido de carbono. Sobre la base de los valores indicados anteriormente, ¿de qué gas se trata?
 - c) ¿Se le ocurre alguna prueba química o reacción que pudiese servir para comprobar la identidad del gas?

207. Una muestra de 10,00 g de NH_4NO_3 es colocada en un contenedor lleno de helio, de 2 L de capacidad, a 25 °C y a la presión de 1 atm (PTEA). El nitrato de amonio explota de acuerdo con la ecuación:



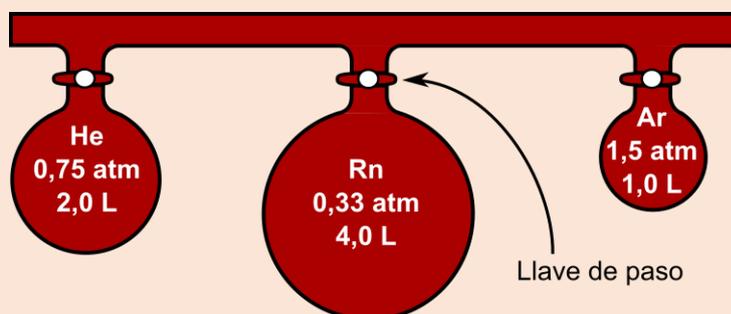
Y la temperatura se incrementa a 200°C.

- Calcular el número de moles de He en el contenedor antes de la explosión.
- Calcular el número de moles de cada gas luego de la explosión.
- Calcular la presión parcial de cada gas luego de la explosión.
- Calcular la presión total en el contenedor luego de la explosión.
- Investigue acerca del uso del nitrato de amonio en fertilizantes. Sobre la base del ejercicio presentado, analice las razones por las que este componente de los fertilizantes presenta venta restringida.

208. Un recipiente de vidrio cuyo volumen es de 132,10 mL, presenta una masa de 56,1035 g estando vacío, y 56,2445 g cuando se ha llenado con un hidrocarburo gaseoso, a la presión de 749,3 mmHg y 20,02 °C.

- ¿Cuál es la masa molar del hidrocarburo?
- En función de la masa molar del gas, indique de qué hidrocarburo se trata:
 - Metano
 - Etileno
 - Acetileno
 - Etano

209. La figura muestra el contenido y presión de tres vasijas de gas interconectadas entre sí, a través de un tubo conector y con llaves de paso. Las mediciones de presión fueron efectuadas a 15°C.



Luego que las válvulas se han abierto, la presión final en todo el sistema es de 0,39 atm, medido a 308 K. ¿Cuál es el volumen total del tubo conector?

210. Una muestra de 1,072 g de He (g) ocupa un volumen de 8,446 L cuando es colectado sobre n-hexano, a la presión de 738,6 mmHg. A partir de estos datos, determinar la presión de vapor del n-hexano a 25 °C.

Curiosidades químicas: Química del airbag

El airbag es un dispositivo de seguridad, que se activa ante un fuerte impacto. El airbag permite minimizar heridas personales en el conductor y el acompañante en accidentes de vehículos, y se basa en una reacción química que genera casi que inmediatamente, con el impacto, un gran volumen de gas, tal y como requiere la situación.

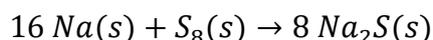
Los primeros airbags se patentaron en los años cincuenta del siglo XX, inflándose con un gas a presión elevada, guardada en un recipiente. Sin embargo, no tuvieron éxito porque no eran fiables. La única forma de lograr llenar el cojín del airbag lo suficientemente rápido, se requería una reacción química veloz. Buscar una reacción química que generase el volumen de gas necesario y con gran velocidad, representó un reto. Los reactivos de partida deben ser sólidos y debe de generarse un volumen significativo de gases.

El airbag está constituido por el cojín o recipiente inflable, un dispositivo electrónico con un micro-interruptor sensible al impacto, que activa una chispa. Esta chispa proporciona la energía necesaria para descomponer el azida de sodio, bajo la siguiente reacción:

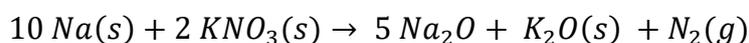


Se trata de una reacción muy rápida. A partir de 26 g de azida de sodio (0,4 moles), se obtiene, en apenas 45 milisegundos, 0,6 moles de nitrógeno gaseoso, que a 25 °C y una atmósfera de presión, representan unos 14,6 L de gas.

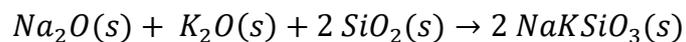
La reacción anterior tiene como coproducto la liberación de sodio metálico, que es sumamente reactivo. Para neutralizar el sodio formado, las pastillas de azida de sodio se comprimen junto con cantidades estequiométricas de azufre en polvo. El azufre neutraliza al sodio liberado mediante la formación de sulfuro de sodio; a la vez, actúa como un aglomerante que facilita la compresión de la azida de sodio para formar la pastilla (todas las azidas tienden a detonar cuando son sometidas a presiones elevadas; algunas de ellas como las azidas de plomo o de cobre, se han usado como detonantes de explosivos secundarios). Los airbags contienen, por tanto, una pastilla de azida de sodio, con azufre adicionado como aglomerante y neutralizador del sodio.



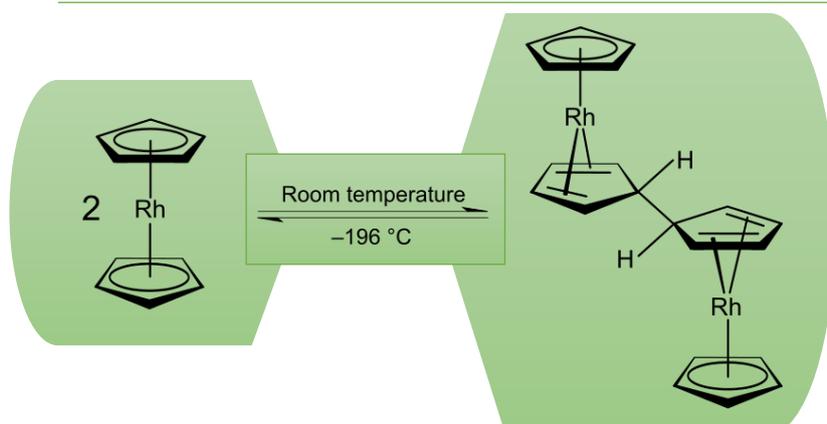
Otras variantes en la formulación de reactivos para el airbag incluyen la adición de nitrato de potasio: éste reacciona con el sodio liberando más nitrógeno:



Los óxidos de sodio y potasio se hacen reaccionar con dióxido de silicio, formándose un silicato inerte que neutraliza los óxidos alcalinos, fuertemente corrosivos:



Así que la próxima vez que te sientes en la parte delantera de un vehículo y observes indicaciones de la presencia de un airbag en él, esperamos que puedas apreciar la química y la tecnología asociadas a este dispositivo, y como potencialmente está protegiendo tu vida y la de tus familiares.



Ejemplo de un equilibrio químico de interés en catálisis homogénea. El rhodoceno es un ejemplo clásico de compuesto organometálico, isoelectrónico con el ferroceno, sintetizado por vez primera en 1956, y que representó el primer organometálico donde el metal se enlaza a anillos aromáticos a través de las nubes π . Los rhodocenos funcionalizados sirven como catalizadores homogéneos en numerosos procesos industriales.

6. EQUILIBRIO QUÍMICO

Conceptos clave

Una reacción en equilibrio significa que las moléculas de reactantes están formando moléculas de producto con la misma rapidez que éstas son reconvertidas a moléculas de reactantes. En esta situación particular, las concentraciones de reactantes y de productos no cambian con el paso del tiempo, si el sistema está aislado.

Sin embargo, un cambio externo en las condiciones del sistema (por ejemplo, cambios en temperatura, presión, volumen, o la adición / remoción de moléculas de reactante o producto) puede alterar el equilibrio descrito, y el sistema reacciona a través de modificaciones en las concentraciones de reactantes y productos, hasta alcanzar una nueva condición de equilibrio, donde se restablecen las velocidades de formación y reconversión entre reactantes y productos.

El calor puede ser considerado como un producto o un reactante, basado en el signo de la variación de entalpía. Un cambio en temperatura implica cambio en el calor (recibido o cedido), lo que también ocasiona un cambio temporal en las concentraciones en el equilibrio, descrito como la relación de productos a reactantes.

El Principio de Le Chatelier establece que, si tiene lugar un cambio externo en las condiciones de una reacción en equilibrio, la reacción responderá actuando en el sentido contrario al efecto de la perturbación ocasionada:

- Si se añade reactivo o si se remueve un producto, en un sistema en equilibrio, incrementa la reacción directa a fin de eliminar el exceso de reactivo añadido o aumentar la concentración del producto removido.

- b. Si es removido un reactante o se añade un producto dentro de un equilibrio, se incrementa la velocidad de la reacción inversa, a fin de convertir más moléculas de productos en reactantes y de esta manera revertir la perturbación causada. De esta forma se incrementa la concentración de reactante y disminuye la de productos.
- c. Si el ΔH de la reacción es positivo (endotérmica), se considera el calor como un reactante; por el contrario, si el ΔH es negativo (exotérmica), el calor se toma como un producto. Un cambio en la temperatura resulta en un cambio en el calor cedido o removido del sistema. La respuesta de un equilibrio al incremento de temperatura sigue el mismo principio: una reacción endotérmica aumentará la velocidad del sentido directo (reactantes a productos) a fin de disminuir el contenido calórico añadido, tomando el calor como un reactante. Por el contrario, para una reacción exotérmica, el incremento en temperatura ocasionará el aumento de la velocidad de la reacción inversa, promoviendo la aparición de más moléculas de reactivo y disminuyendo la concentración de producto.
- d. La magnitud de la respuesta de un equilibrio hacia un cambio externo está determinada por el número de moléculas (o moles, según la escala de análisis) participantes de cada reactante y producto. Es por ello por lo que debe ser siempre analizada la ecuación debidamente balanceada del equilibrio planteado.

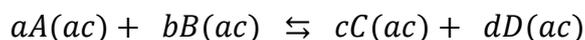
Pasos en el análisis de un equilibrio químico:

PASO 1: Identificar y plantear la ecuación balanceada que describe el proceso a estudiar.

PASO 2: Identificar el calor como parte de la ecuación balanceada: para tal fin, determinar si el calor es un reactante ($\Delta H > 0$) o un producto ($\Delta H < 0$)

PASO 3: Usar el Principio de Le Chatelier para determinar cuál de los sentidos de la reacción estudiada (reacción directa, izquierda a derecha; reacción inversa, derecha a izquierda) debe incrementar su velocidad para contrarrestar el cambio externo.

Ley de Acción de Masas: establece que para una reacción química reversible, en equilibrio a una temperatura constante, debe existir una relación constante entre concentraciones de reactivos y productos. Para la resolución numérica de las concentraciones una vez alcanzado el equilibrio, se hace uso de la Ley de acción de masas, que para una ecuación general en medio acuoso, de la forma

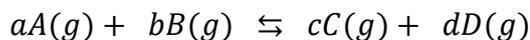


en forma algebraica puede expresarse así:

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

Donde K_c recibe el nombre de **constante de equilibrio en función de las concentraciones parciales**, y $[A]$, $[B]$, $[C]$ y $[D]$ son las concentraciones de los reactantes y productos, expresados en molaridad (también simbolizadas según notaciones modernas $c(A)$, $c(B)$, $c(C)$); y los términos a , b , c y d son los

coeficientes estequiométricos de la ecuación. Si en vez de concentraciones, la ley de acción de masas se expresa en presiones (muy apropiado en reacciones en fase gaseosa), entonces la constante se conoce como Constante de Equilibrio de presiones, y se denota como K_P :



$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

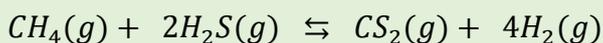
Las constantes K_P y K_c en una reacción gaseosa pueden relacionarse a partir de la ecuación de estado de gas ideal, obteniéndose por sustitución y simplificación, la siguiente expresión:

$$K_P = \frac{\left[\frac{n_C RT}{V}\right]^c \left[\frac{n_D RT}{V}\right]^d}{\left[\frac{n_A RT}{V}\right]^a \left[\frac{n_B RT}{V}\right]^b} = RT^{\Delta n} K_c$$

Ejercicios

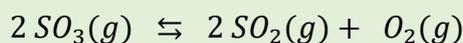
Equilibrios moleculares

211. Se colocan 0,5 moles de metano y 0,1 moles de sulfuro de hidrógeno en un recipiente de 1 L de capacidad, a 27 °C, y se observa que, al establecerse el equilibrio, la concentración de hidrógeno es de 0,04 moles/L.



Calcular K_P a esta temperatura.

212. Considere la siguiente reacción:



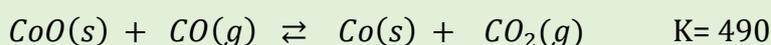
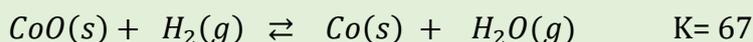
A una temperatura de 30 °C, se encuentra que el SO_3 se ha disociado en un 30% y la presión total del sistema es de 3 atm. Calcule la constante de equilibrio K_P a la temperatura dada.

213. En la reacción $Fe_2O_3(s) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 Fe(s) + 3 H_2O(g)$ para la cual $K_c = 0,064$ a 340 °C, se producen pequeñas cantidades de hierro muy puro.

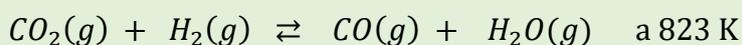
213.1. Calcular K_c para la reacción $\frac{1}{3} Fe_2O_3(s) + H_2(g) \rightleftharpoons \frac{2}{3} Fe(s) + H_2O(g)$

213.2. La reacción se lleva a cabo de modo que, en el equilibrio, la presión parcial de hidrógeno es 1,00 atm. Calcular la concentración de agua en este momento.

214. Las constantes de equilibrio para las siguientes reacciones han sido medidas a 823 K:



A partir de estos datos, calcule K_P para la reacción:



215. A 1000 K la presión de CO_2 en equilibrio con $CaCO_3$ y CaO es igual a $3,9 \times 10^{-2}$ atm, según la reacción



Por otro lado, la constante de equilibrio para la reacción $C(s) + CO_2(g) \rightleftharpoons 2 CO(g)$ es 1,9 atm a la misma temperatura. Si se mezclan C, CaO y $CaCO_3$ y se deja alcanzar el equilibrio a 1000 K en un recipiente cerrado, ¿Cuál será la presión de monóxido de carbono en el equilibrio?

216. La ecuación $2 NO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ tiene un $\Delta H = -113$ kJ. En un recipiente de 6 L, se introducen 0,4 moles de NO_2 , 0,2 moles de NO y 1,0 mol de O_2 . A una determinada temperatura, la constante de equilibrio es $K_c = 3,0$.

216.1. Mediante cálculos determine el sentido de la reacción neta.

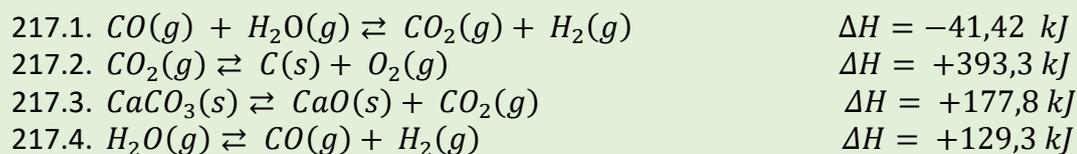
216.2. Luego de alcanzado el equilibrio se hacen, por separado los siguientes cambios sobre el sistema:

- Disminución de la temperatura.
- Disminución de la presión (por aumento del volumen).
- Disminución de la concentración de O_2 .

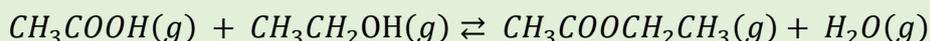
Indique como influye cada uno de estos cambios sobre el valor de la constante de equilibrio y sobre la cantidad de NO en el equilibrio.

217. Prediga el efecto que producirá sobre las siguientes reacciones de equilibrio:

- Aumento de la temperatura a volumen constante.
- Aumento de la presión a temperatura constante.
- Aumento del volumen a temperatura constante.



218. Para la siguiente reacción, la constante de equilibrio $K_c = 4$, medida a 100°C :



Una mezcla formada por un mol de ácido acético, 1 mol de etanol, 3 moles de acetato de etilo y 3 moles de agua se calientan hasta 100°C en un tubo sellado.

- 218.1. Determinar en qué sentido tiene lugar la reacción
- 218.2. Calcular el número de moles de cada sustancia presente en el equilibrio.

219. Cuando se calienta gas cloro, se descompone según la reacción $Cl_2(g) \rightleftharpoons 2 Cl(g)$
A 1000°C , la K_c vale $1,2 \times 10^{-6}$; mientras que a 2000°C , tiene el valor de $3,6 \times 10^{-2}$.

- 219.1. ¿Qué deduce usted respecto al ΔH de esta reacción?
- 219.2. Partiendo de una concentración de dicloro de $0,01 \text{ mol/L}$, ¿cuál será la concentración, en el equilibrio, de cloro atómico a 1000°C y 2000°C ?
- 219.3. ¿Qué puede usted decir acerca de la cantidad de cloro atómico que se puede obtener calentando cloro molecular gaseoso?

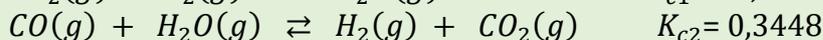
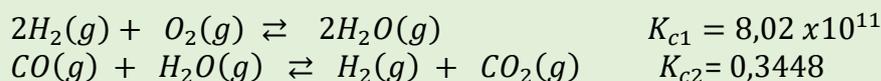
220. La constante de equilibrio para la reacción $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2 NO_2(g)$ a 25°C es $K_p = 0,14$. Se introduce N_2O_4 a 10 atm y 25°C en un recipiente cerrado. Calcular:

- 220.1. El grado de disociación de N_2O_4 .
- 220.2. Las presiones parciales de los gases existentes en el equilibrio.
- 220.3. ¿Cómo se afecta el grado de disociación si se añade al sistema una cierta cantidad de N_2O_4 ?

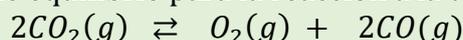
221. El carbamato de amonio sólido, $NH_4CO_2NH_2(s)$, se disocia en dióxido de carbono y amoníaco gaseoso. Si a 300°C , la presión total de los gases en equilibrio con el sólido es de $0,15 \text{ atm}$.

- 221.1. Calcule la K_c de la reacción
- 221.2. ¿Qué le sucede al sistema en equilibrio cuando la presión total del sistema se eleva a $0,5 \text{ atm}$ agregando He a V y T?

222. Sabiendo que a 1565 K:

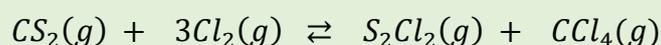


Calcule la presión total de equilibrio para la reacción a la temperatura indicada:



si el CO_2 puro del cual se partió inicialmente está disociado en un 0,5 %.

223. Para la siguiente reacción exotérmica:



Prediga el efecto que tendrán los siguientes cambios en el sistema sobre la constante de equilibrio y sobre las características generales (cualitativas) de la reacción cuando se recupere el equilibrio en cada caso:

- Aumento de la temperatura.
- Disminución del volumen del recipiente a T constante.
- Disminución de la concentración de CCl_4 a T y V constantes.
- Disminución de la presión del sistema a T constante.
- Aumento de la concentración de Cl_2 a T y V constante.
- Simultáneamente se aumenta la concentración de CCl_4 y se aumenta la presión del sistema a T constante.

224. El bromuro de nitrosilo gaseoso (NOBr) se disocia en monóxido de nitrógeno (NO) y dibromo. A 25°C , una vez establecido el equilibrio, el bromuro de nitrosilo está disociado en un 34%. Si la presión total en el equilibrio es de 0,25 atm, hallar la K_p a la temperatura indicada.

225. Cuando se colocan 0,05 moles de sulfuro ácido de amonio (NH_4HS) a 127°C en un recipiente de 4 L de capacidad, se descompone según la ecuación



El K_p de esta reacción vale 0,08 a la temperatura señalada.

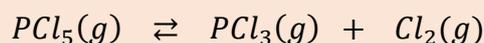
225.1. Calcular el porcentaje de disociación del NH_4HS a 127°C

225.2. Deduzca que, para la reacción anterior, el grado de disociación α viene dado por:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{K_p + P_T}}$$

En donde K_P es la constante de equilibrio expresada en presiones y P_T es la presión total en el equilibrio.

226. En un recipiente de volumen V , en litros, se introduce 0,5 moles de $PCl_5(g)$ y se eleva la temperatura a $227\text{ }^\circ\text{C}$, ocurriendo la disociación indicada:



Una vez alcanzado el equilibrio, la presión total en el recipiente es de 4,92 atm y la presión parcial de PCl_5 es de 3,28 atm.

226.1. Calcule V .

226.2. Calcule K_P .

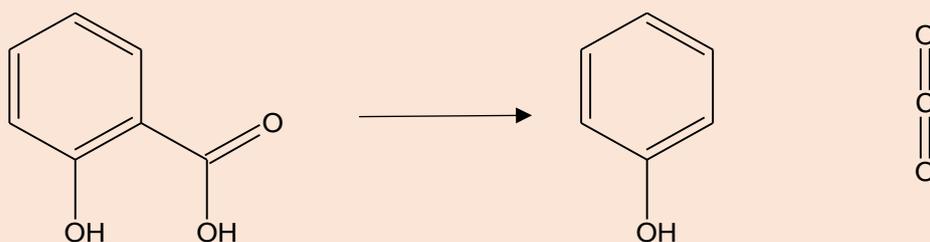
227. Al sistema mostrado: $LaCl_3(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons LaClO(s) + 2HCl(g)$, estando ya en equilibrio, se le añade más vapor de agua, a temperatura y volumen constantes. Cuando se restablece el equilibrio se encuentra que la presión de vapor de agua se ha duplicado.

Determine el factor por el cual ha sido multiplicada la presión de $HCl(g)$ en el nuevo equilibrio.

228. En un recipiente de 10 L, previamente evacuado, se introducen 4,95 g del gas ABE_2 . Luego de alcanzar el equilibrio $ABE_2(g) \rightleftharpoons AB(g) + E_2(g)$ a $280\text{ }^\circ\text{C}$, se encuentra que el recipiente contiene 0,28 g de $AB(g)$ y 0,71 g de $E_2(g)$. Calcule los valores de las concentraciones molares de los tres gases en el equilibrio, sabiendo que a $280\text{ }^\circ\text{C}$ la $K_c = 2,5 \times 10^{-4}$.

229. La descomposición de ácido salicílico a fenol y dióxido de carbono se lleva a cabo a $200\text{ }^\circ\text{C}$, donde tanto reactantes como productos son gaseosos. Una muestra de 0,300 g de ácido salicílico es introducida en un recipiente de reacción de 50 mL a $200\text{ }^\circ\text{C}$, permitiendo alcanzar el equilibrio. La mezcla en equilibrio es enfriada rápidamente, a fin de condensar el ácido salicílico y el fenol como sólidos; el dióxido de carbono es colectado sobre mercurio y el volumen medido fue de 48,2 mL, medidos a 730 mm Hg de presión y $20\text{ }^\circ\text{C}$.

Calcular K_P para esta reacción, con las presiones expresadas en atmósferas.



230. Una mezcla de sulfuro de hidrógeno y metano en relación molar 2:1, alcanza el equilibrio a 700 °C y una presión total de 1 atm. Analizando la mezcla, se encuentra que contiene $9,54 \times 10^{-3}$ moles de H_2S . El azufre contenido en el disulfuro de carbono presente en el equilibrio fue químicamente convertido a ácido sulfúrico, y luego de añadir hidróxido de bario, se obtuvieron $1,42 \times 10^{-3}$ moles de $BaSO_4$.



Utilice la información anterior para calcular la K_P a esa temperatura. Exprese las presiones en atmósferas.

Equilibrios iónicos

231. Ordene los siguientes ácidos, según su fuerza ácida en medio acuoso.

Ácido	K_a
HIO_3	$1,6 \times 10^{-3}$
CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
$HCOOH$	$1,7 \times 10^{-4}$
HCN	$4,8 \times 10^{-10}$
HF	$6,7 \times 10^{-4}$
$HClO$	$3,0 \times 10^{-8}$

232. Determine la concentración de partida del ácido o la base, para cada una de las siguientes soluciones:

- a. Ácido acético, $pH=3$; $K_a= 1,8 \times 10^{-5}$
 b. Amoníaco, $pH=10$; $K_b= 1,8 \times 10^{-5}$

233. Para las siguientes especies químicas, formule el par conjugado correspondiente, ubicándolo en la siguiente tabla:

	<u>Ácido conjugado</u>	<u>Base conjugada</u>
H ₂ SO ₄	_____	_____
CO ₃ ²⁻	_____	_____
NH ₃	_____	_____
H ₃ O ⁺	_____	_____
OH ⁻	_____	_____

234. Si se prepara una disolución 0,10 M de ácido nitroso (dioxonítrico, HNO₂).

234.1. ¿Cuál es la [H₃O⁺], [NO₂⁻] y [HNO₂] en esta disolución?

234.2. Calcular el pH de la solución.

La constante de ionización del HNO₂ es $1,5 \times 10^{-4}$.

235. Si 0,18 moles de NH₄Cl se disuelven en un litro de solución 0,1 M en NH₃, ¿cuál es la concentración de ion oxhidrilo en la solución? $K_{b(NH_3)} = 1,8 \times 10^{-5}$

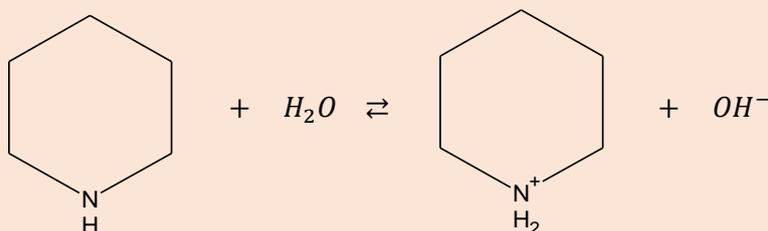
236. ¿Cuál es el pH de una solución 0,015 M de ácido fluoroacético, cuya $K_a = 2,6 \times 10^{-3}$



237. Se dispone de 500 mL de disolución 0,1 M de ácido acético. ¿Hasta qué volumen es necesario diluir esta disolución de modo que la concentración de iones hidronio, [H₃O⁺] = 5×10^{-4} M?

238. El ácido butírico es usado para preparar compuestos empleados en jarabes y sabores artificiales. Una solución acuosa 0,25 M de ácido butírico presenta un pH de 2,72. Determinar la K_a de este ácido.

239. La piperidina es una base orgánica, presente en pequeñas proporciones en la pimienta negra. ¿Cuál es el pH de 315 mL de una disolución acuosa que contiene 114 mg de piperidina? $K_b = 1,6 \times 10^{-3}$



240. Si se disuelven 8,2 g de acetato de sodio en 100 mL de ácido acético 0,1 M, ¿Cuál será la concentración de ion hidronio resultante?

241. Si se dispone de una disolución 0,100 M de un ácido cuyo $pK_a = 2,89$, ¿qué cantidad en moles, de sal sódica de ese ácido deberá agregarse a 100 mL de esa solución si se desea preparar un buffer de $pH = 3,0$?

242. Se tienen 500 mL de una solución buffer 0,2 M en ácido acético y 0,2 M en acetato de sodio. ¿Qué variaciones de pH sufrirá dicha solución al agregar:

- 242.1. ¿10 mL de solución 0,1 M de HCl?
242.2. ¿15 mL de solución 0,1 M de NaOH?

243. Se dispone de una solución 0,01 M de NaCN, que se encuentra hidrolizada en un 4%. Calcular la K_a del HCN.

244. El ácido ciánico (HCNO) y el ácido cianhídrico (HCN) son ácidos débiles monopróticos. Si sus constantes ácidas respectivas son $K_a(\text{HCNO}) = 2,2 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{HCN}) = 7,2 \cdot 10^{-10}$:

- 243.1. Calcule el pH de una disolución 0,05M de ácido ciánico.
243.2. Calcule la constante de basicidad del ion cianuro.
243.3. Si tenemos 100 ml de una solución 0,1M de ácido cianhídrico y 100 ml de otra disolución de ácido ciánico de la misma concentración, ¿Cuál necesitará más hidróxido de sodio para su neutralización? Justifique la respuesta.

245. Se mezclan 200 mL de una solución 0,15 M de HOCN (ácido cianico) con 300 mL de una solución 0,10 M de hidróxido de potasio. Sabiendo que la K_a HOCN = $2,2 \times 10^{-4}$:

245.1. Calcule el pH de la solución resultante.

245.2. Si usted dispone de los siguientes indicadores:

Indicador	pKind
Azul de timol	1,65
Amarillo de metilo	3,2
Naranja de metilo	3,4
Rojo de metilo	5,0
Azul de bromotimol	7,3
Fenolftaleína	9,1
Amarillo de alizarina	11,0

¿Cuál de ellos utilizaría para acotar con la mejor aproximación el pH de la solución?

246. Una muestra de 25 mL de una disolución 0,01 M de ácido benzoico (C_6H_5COOH , $K_a = 6,3 \times 10^{-5}$) es titulada con solución de $Ba(OH)_2$ 0,01 M.

Calcular el pH:

246.1. De la solución inicial.

246.2. Luego de añadir 6,25 mL de la base.

246.3. En el punto de equivalencia.

246.4. Luego de la adición de 15,00 mL de $Ba(OH)_2$ 0,01 M.

247. La solubilidad del sulfato de bario en agua es de 1×10^{-5} . ¿Cuál es su solubilidad en una solución 0,1 M de sulfato de potasio?

248. El producto de solubilidad del yodato de plomo, $Pb(IO_3)_2$, es $2,5 \times 10^{-13}$. Calcular la solubilidad del $Pb(IO_3)_2$:

248.1. en mol/L

248.2. en g/L

249. ¿Qué masa de bromuro de plomo (II) se disolverá en:

249.1. 200 mL de solución 0,1 M de KBr?

249.2. 200 mL de solución 0,1 M de $MgBr_2$?

250. Se añade lentamente sulfato de sodio a una solución 0,10 M en iones Ba^{2+} y 0,10 M en iones Ca^{2+} . $K_{ps} \text{BaSO}_4 = 1 \times 10^{-10}$; $K_{ps} \text{CaSO}_4 = 2,4 \times 10^{-5}$.

250.1. ¿Qué sulfato precipita primero?

250.2. Calcular la concentración de Ba^{2+} cuando inicia la precipitación de CaSO_4 .

251. ¿Cuál es la máxima concentración de ion calcio que está presente en un litro de solución que contiene 3,0 moles de ion fluoruro? $K_{ps} \text{CaF}_2 = 4 \times 10^{-11}$

252. El producto conocido popularmente como leche de magnesia es una solución saturada de hidróxido de magnesio. Su solubilidad en agua es de 9,63 mg en 100 mL de solución, a 20 °C. Hallar el pH de la leche de magnesia.

253. Se trata 1.0 L de una disolución saturada de carbonato de plata a 5°C con suficiente ácido clorhídrico para descomponer el compuesto. El dióxido de carbono que se genera se recolecta en un tubo de 19 mL y ejerce una presión de 114 mmHg a 25°C. ¿Cuál es el K_{ps} del Ag_2CO_3 a 5°C?

254. La máxima concentración permitida de iones Pb^{2+} en el agua potable es de 0,05 mg/Kg. Si el agua de un pozo subterráneo estuviera en equilibrio con el mineral anglesita, PbSO_4 ($K_{ps} = 1,6 \times 10^{-8}$), ¿se rebasaría esta norma?

255. El valor de K_{ps} de CaSO_4 ($K_{ps} = 2,4 \times 10^{-5}$) es mayor que el de Ag_2SO_4 ($K_{ps} = 1,4 \times 10^{-5}$). ¿Esto significa que el CaSO_4 también tiene una solubilidad mayor (g/L)? Razone su respuesta con base a los cálculos correspondientes.

256. Calcule la masa máxima (en gramos) de cada una de las siguientes sales solubles que se puede añadir a 200 mL de una disolución MgCl_2 0,100 M sin hacer que se forme un precipitado:

Na_2CO_3

AgNO_3

KOH

Suponga que el volumen permanece constante.

257. Calcule la solubilidad de AgCN en una disolución buffer de pH 3,00. Para AgCN, $K_{ps} = 6,0 \times 10^{-17}$, y para HCN, $K_a = 4,93 \times 10^{-10}$.
258. Calcule la concentración de ion amonio (de NH_4Cl) necesaria para evitar que se precipite $\text{Mg}(\text{OH})_2$ en 1 L de disolución que contiene 0,0100 mol de amoniaco y 0,00100 mol de Mg^{2+} . La constante K_b del amoniaco es $1,75 \times 10^{-5}$. El producto de solubilidad K_{ps} del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es $7,1 \times 10^{-12}$.
259. Calcule la solubilidad simultánea de AgSCN y AgBr. Los respectivos productos de solubilidad para estas dos sales son $1,1 \times 10^{-12}$ y $5,0 \times 10^{-13}$.
260. Una disolución de sulfato de sodio 1,0 M se agrega poco a poco a 10,0 mL de una disolución 0,20 M en Ca^{2+} y 0,30 M en Ag^+ .
- ¿Cuál compuesto precipitará primero CaSO_4 ($K_{ps} = 24 \times 10^{-5}$) o Ag_2SO_4 ($K_{ps} = 1,5 \times 10^{-5}$)?
 - Qué volumen de disolución de Na_2SO_4 agregarse para iniciar la precipitación?

Curiosidades químicas: Equilibrio químico en la sangre: la hemoglobina

En 1884, un químico francés, R.L. Le Chatelier, proporcionó para el principio que lleva su nombre la siguiente formulación:

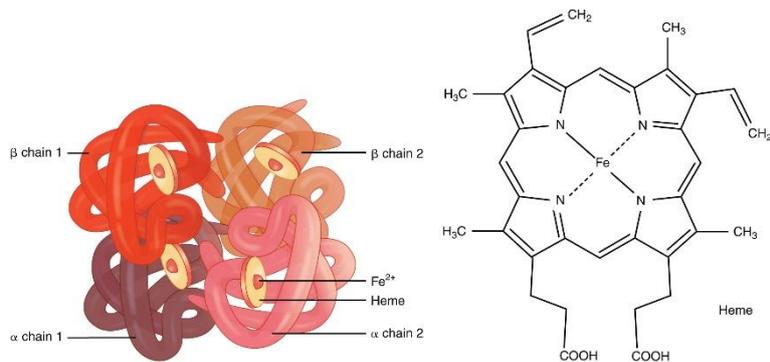
“Todo sistema en equilibrio químico estable sometido a la influencia de una causa exterior que tiende a hacer variar su temperatura o su condensación (presión, concentración, número de moléculas por unidad de volumen) en su totalidad o solamente en alguna de sus partes sólo puede experimentar unas modificaciones interiores que, de producirse solas, llevarían a un cambio de temperatura o de condensación de signo contrario al que resulta de la causa exterior.”

Le Chatelier formuló su principio de una forma totalmente inductiva, sin ofrecer ningún tipo de prueba teórica. De esta forma, en su trabajo intenta demostrar la validez y generalidad de su principio tratando de explicar una serie de fenómenos

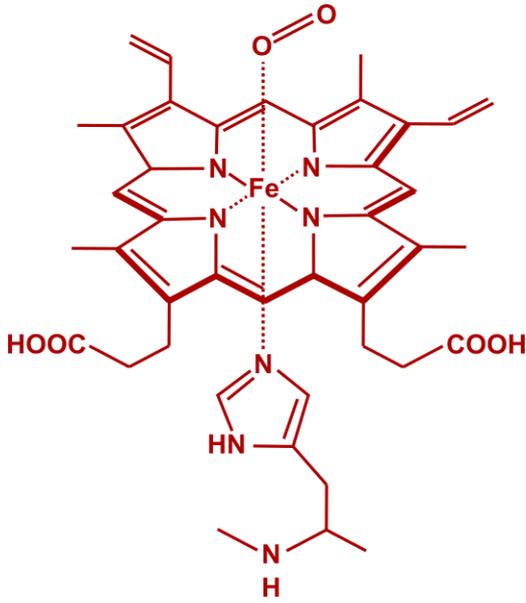
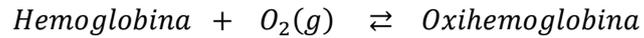
que entonces eran bien conocidos. Las aplicaciones industriales del principio de Le Chatelier le otorgaron una gran relevancia a este insigne químico. Entre los casos en que se demuestra la aplicación de sus nociones del equilibrio químico, destaca la fabricación de cloro por el procedimiento *Deacon* y a la obtención del ácido sulfúrico por el método de contacto. Nuevas aplicaciones se encontraron en la industria metalúrgica, cerámica y vidriería. En el año 1900 se ocupa de uno de los procesos cuyo desarrollo industrial tuvo más repercusión en la sociedad de los países desarrollados: la síntesis industrial del amoníaco. Dadas las características del proceso (la reacción del hidrógeno con el nitrógeno va acompañada de una reducción del volumen y se desprende calor) Le Chatelier estableció que convenía trabajar a presiones elevadas y temperaturas bajas. Además, basándose en los estudios previos de Thénard, señaló que para obviar el inconveniente que suponía el factor cinético, el hierro se podría utilizar como catalizador. Le Chatelier no pudo realizar sus previsiones. Diez años más tarde, F. Haber, basándose en ellas, pudo demostrar que las ideas de Le Chatelier eran certeras.

La universalidad del principio de Le Chatelier va más allá del campo estrictamente químico. Este principio posee una validez general en áreas tan opuestas como física (las leyes de Newton; comportamiento del giroscopio), sociología (revolución y contra-revolución; liberales y conservadores; izquierda y derecha; gobierno y oposición), psicología (mecanismos de protección y control conductual) y economía (factores que afectan un “equilibrio económico”). Algunos autores como Philbrick et al., (1949) consideran incluso la ley de Le Chatelier como un principio de aplicación general absoluta. Este principio tiene aplicaciones más amplias que cualquiera otro de los que rigen la química, pues puede aplicarse a aspectos físicos, biológicos, y hasta a la conducta humana. El enunciado del principio de Le Chatelier no se limita a sistemas químicos, pudiéndose aplicar con igual validez a cualquier otro campo del conocimiento científico.

Un ejemplo más cercano a la Química, que ilustra a la perfección la aplicabilidad del principio de Le Chatelier, es el equilibrio hemoglobina-oxihemoglobina. La hemoglobina es una proteína presente en la sangre de los mamíferos, que contiene hierro en su estructura (el llamado grupo heme mantiene acomplejado un átomo de Fe(II)); este particular compuesto químico forma un enlace débil con la molécula de oxígeno, transportándolo desde los pulmones hasta los órganos, tejidos, etc. Y también transporta el dióxido de carbono desde los órganos, tejidos, etc. hasta los pulmones donde se expulsa el aire. La reacción simplificada sería:



Estructura terciaria de la proteína hemoglobina, mostrando cuatro unidades heme. Derecha: Estructura química del grupo heme, que consta de una unidad tetrapirrólica que se enlaza con un átomo de hierro. Imagen libre de derechos de autor.



Oxihemoglobina. Se puede apreciar la distribución octaédrica de ligandos alrededor del átomo de hierro. Imagen de los autores.

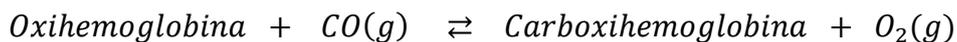
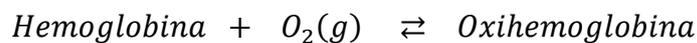
En la oxihemoglobina, el átomo de hierro (II) establece seis enlaces de coordinación, cuatro con los nitrógenos de los anillos pirrólicos, un quinto con el nitrógeno de la histidina F8, denominada histidina proximal, y el sexto con la molécula de oxígeno.

Cuando nos movilizamos a grandes altitudes (por ejemplo, un futbolista costeño que debe jugar en La Paz, Bolivia, a 3640 m sobre el nivel del mar), o simplemente hacer alpinismo, tiene lugar una disminución de la concentración de oxígeno en el aire. Esto significa, según el principio de Le Chatelier, que en la ecuación mostrada más arriba, el equilibrio se desplazará hacia los reactantes, disminuyendo el contenido de oxihemoglobina en sangre, con la consecuente hipoxia (deficiencia en la

cantidad de oxígeno que llega a los tejidos corporales).

Si le da el tiempo suficiente, el organismo puede compensar esta adversidad produciendo una mayor cantidad de hemoglobina. El equilibrio se desplazará entonces gradualmente de nuevo de izquierda a derecha (reacción directa), favoreciendo la formación de oxihemoglobina. El aumento de la producción de hemoglobina se lleva a cabo lentamente, y se requiere 2 a 3 semanas para desarrollarse.

Otra situación que conlleva al análisis desde el punto de vista de los equilibrios químicos, aparece cuando una persona queda expuesta a una atmósfera viciada con monóxido de carbono. Esta molécula también se asocia al hierro de la hemoglobina, formando la carboxihemoglobina. El complejo hemoglobina-CO o carboxihemoglobina es más estable que la oxihemoglobina; Por consiguiente, se presentan los siguientes equilibrios a nivel celular:



La tercera ecuación es consecuencia de la combinación de las dos primeras. Y dado que la carboxihemoglobina es más estable que la oxihemoglobina, el equilibrio está fuertemente desplazado hacia la derecha. Así, se requieren altas presiones de oxígeno para revertir el equilibrio hacia la izquierda; retirar al afectado del área viciada con CO también permite su recuperación.

BIBLIOGRAFÍA

Material de apoyo para la elaboración del presente libro:

- Alvarado, E. (1979) *Guía de ejercicios de Química 2*. Caracas: Universidad Central de Venezuela, Facultad de Ciencias, Escuela de Química, p. 99 páginas.
- Avila, M., Calderón, P. and Maureira, C. (2008) *Química – Manual Esencial*. Santillana. Santiago.
- Brown, T. et al. (2014) *Química, La Ciencia Central*. 12^o Edición. México: Pearson Educación.
- Burns, R. A. (2011) *Fundamentos de Química*. 5^o Edición. México: Pearson.
- Chang, R. Goldsby, K. A. (2013) *Química*. 11^o Edición. México: McGraw-Hill.
- Daub, W. Seese, W. (2005) *Química*. 8^o. México: Pearson.
- Glinka, N. L. (1988) *Problemas y ejercicios de Química*. Primera reimpression. MIR. Moscú.
- Huheey, J. E., Keiter, E. A., Keiter, R. L. (1997) *Química Inorgánica. Principios de estructura y reactividad*. 4^o Edición. México: Oxford University Press.
- Nathan, H. Herickson, C. (2001) *Chemistry*. Edited by H. Minds. New York.
- Petrucchi, R. et al. (2017) *General chemistry*. 11^o Edition. Ontario: Pearson Canada.
- Philbrick, F. A., Lloimyard, E. J. and Palmer, V. G. (1949) *A Text Book of Theoretical Inorganic Chemistry*. Edited by D. and Sons. London.
- Quilez Pardo, J. (1995) Una formulación para un principio: análisis histórico del principio de Le Chatelier. *Revista Mexicana de Física*, 41(4), pp. 586–598.
- Rosenberg J., Epstein L., Krieger P. (2009) *Química*. 9^o Edición. Serie Schaum. México: McGraw-Hill.
- Teijon, J. et al. (2000) *La Química en problemas*. Alfaomega.
- Whitten, K. W. et al. (2015) *Química*. 10^o Edición. México: Cengage Learning.

Consultas realizadas en internet:

- <http://colombiamedica.univalle.edu.co/index.php/comedica/article/view/366/1136>
- <https://culturacientifica.com/2017/04/12/estano-beta-grafeno-3d/>
- https://educandonaturaleza.wordpress.com/2012/11/19/abracadabra-flysch-de-zumaia/huella_geologica-2/
- <https://quimicafacil.net/curiosidades-de-la-quimica/solucion-pirana/>
- http://www.espacial.org/planetarias/astrobiologia/chicxulub_extincion1.htm
- <http://www.laplaza.com.es/gas-radon-segunda-causa-de-cancer-de-pulmon-despues-del-tabaco/>
- [https://www.prolabinc.com/radon-gas-test-kit/figure-9-19-u-s-epa-map-of-radon-zones-excluding-alaska-and-hawaii-zone-1-2-and-3/#iLightbox\[postimages\]/0](https://www.prolabinc.com/radon-gas-test-kit/figure-9-19-u-s-epa-map-of-radon-zones-excluding-alaska-and-hawaii-zone-1-2-and-3/#iLightbox[postimages]/0)
- http://www.radon.eu/workshop2012/pres/03gruber_egrm_praesforwebpage.pdf
- https://www.researchgate.net/publication/321341117_High_Radon_Areas_and_lung_cancer_prevalence_Evidence_from_Ireland/figures?lo=1
- <http://www.ugr.es/~mota/Parte1-Tema01.pdf>

UNIVERSIDAD ESTATAL PENÍNSULA DE SANTA ELENA

Dr. Mario Hernández Nodarse

Licenciado en Educación en Química Industrial, 1983 (Instituto Pedagógico Héctor Pineda, Habana). Máster en Enseñanza de las Ciencias en Educación Superior: Mención Química, 2006 (Universidad de la Habana). Doctor en Ciencias Pedagógicas (PhD), 2010 (Centro de Estudios para el Perfeccionamiento de la Educación Superior (CEPES), Universidad de la Habana). Entre los años 1986 y 2001 laboró en el Instituto Vocacional de Ciencias Exactas de la Habana "V. I. Lenin", donde se desempeñó como jefe de la Cátedra de Química y Entrenador de Concursantes Nacionales e Internacionales de Química. Fue Profesor Principal de la disciplina Ciencias Biológicas y de Bioquímica en la Escuela Internacional de Educación Física y Deportes, San José, hasta el 2014. De ahí pasa a ser Asesor del Vicerrectorado Académico en la Universidad de Ciencias de la Cultura Física y Deportes (UCCFD) hasta 2015. En este mismo año, pasa a ser parte del colectivo académico de la Universidad Estatal Península de Santa Elena, Ecuador, en la cual es actualmente Profesor Titular, con cursos impartidos de Química, Bioquímica, Metodología, Pedagogía, Didáctica General, Teorías del aprendizaje y Metodología de la Investigación. Tiene en su haber más de veinte artículos científicos publicados, varios de ellos en revistas de alto impacto, un capítulo de libro y un libro, sumándose ahora este. Investiga sobre la evaluación del aprendizaje y dirige varios proyectos de investigación.

Dr. Manuel Martínez Santana

Licenciado en Química, 1984 (Universidad Central de Venezuela, Caracas). Doctor en Ciencias, Mención Geoquímica, 1996. Profesor Investigador del Instituto de Ciencias de la Tierra (ICT), Facultad de Ciencias, UCV. Miembro del equipo docente del Postgrado en Geoquímica (1997 hasta la actualidad). Entre los cargos académicos encomendados en el ICT, ha sido Jefe del Centro de Geoquímica, así como Jefe de los Laboratorios de Rayos X y de Geoquímica Orgánica, Miembro Principal del Consejo Técnico, y Coordinador del Postgrado en Geoquímica de la Facultad de Ciencias de la UCV (7 años). Su actividad de Investigación ha estado orientada hacia el desarrollo de la Geoquímica de Carbón, Petróleo y rocas grafitosas, así como la Quimioestratigrafía. Profesor contratado por la Universidad Estatal Península de Santa Elena (UPSE, 2016-2020), ocupando el cargo de Director del Instituto de Investigación Científica y Desarrollo Tecnológico (INCYT, 2017) y posteriormente Director del Centro de Investigación e Innovación en Ingeniería Industrial (2019-2020).

ISBN: 978-9942-776-18-1

