



Universidad
Rafael Landívar
Tradición Jesuita en Guatemala

1er.Ciclo
2017

Manual Trabajo Supervisado, Química I



Área de Química
Facultad de Ingeniería
1er.Ciclo 2017

Universidad Rafael Landívar
Facultad de Ingeniería
Departamento de Ingeniería Química



Manual de Trabajo Supervisado Curso de Química I Primer Ciclo 2017

Resumen del Contenido

Módulo 01: Materia y Medición

Elaborado por Ing. Oswaldo Tobías

Módulo 02: Átomos, Moléculas e Iones

Elaborado por Ing. Ariel Mundo

Módulo 04: Reacciones Químicas y Estequiometría

Elaborado por Ing. Oswaldo Tobías e Ing. Jorge Donis

Módulo 05: Gases

Elaborado por Ing. Oswaldo Tobías

Módulo 06: Estructura Electrónica de los Átomos

Elaborado por Ing. Ariel Mundo e Ing. Jorge Donis

Módulo 07: Propiedades Periódicas de los Elementos

Elaborado por Ing. Jorge Donis

Módulo 08: Conceptos Básicos de los Enlaces Químicos

Elaborado por Ing. Ariel Mundo

Módulo 09: Propiedades de las Disoluciones

Elaborado por Ing. Oswaldo Tobías

Manual Adaptado y Recopilado por Ing. Oswaldo Tobías

Manual Revisado por Ing. Francisco Gerardo Martínez Turcios

Contenido

Módulo 01:

Operaciones Básicas y Uso de Calculadora.....	7
Sistemas de Unidades y Conversiones.....	14
Análisis Dimensional.....	22
Densidad y Composición Porcentual	26

Módulo 02:

Átomos y Masa Atómica.....	33
----------------------------	----

Módulo 04:

El Mol y el Número de Avogadro.....	37
Fórmulas Químicas	40
Reacciones Químicas	47
Estequiometria	51
Reactivo Limitante y Rendimiento Porcentual	56

Módulo 05:

Leyes de los Gases y Ecuación del Gas Ideal	63
Ecuación del Gas Ideal: Otras Aplicaciones	69

Módulo 06:

Radiaciones Electromagnéticas	75
Configuraciones Electrónicas.....	80

Módulo 07:

Propiedades Periódicas de los Elementos	86
---	----

Módulo 08:

Estructuras de Lewis.....	92
---------------------------	----

Módulo 09:

Concentración de las Disoluciones	98
---	----

Información del Estudiante y Calificación de las Actividades

Nombre del Estudiante	
Carnet	
Sección de Trabajo Supervisado	

Nombre de la Actividad	Nota (Sobre 100 Pts.)	Firma Alumno Tutor
Actividad 01: Operaciones Básicas y Uso de Calculadora		
Actividad 02: Sistemas de Unidades y Conversiones		
Actividad 03: Análisis Dimensional		
Actividad 04: Densidad y Composición Porcentual		
Actividad 05: Átomos y Masa Atómica		
Actividad 06: El Mol y el Número de Avogadro		
Actividad 07: Fórmulas Químicas		
Actividad 08: Reacciones Químicas		
Actividad 09: Estequiometría		
Actividad 10: Reactivo Limitante y Rendimiento Porcentual		
Actividad 11: Leyes de los Gases y Ecuación del Gas Ideal		
Actividad 12: Ecuación del Gas Ideal, Otras Aplicaciones		
Actividad 13: Radiaciones Electromagnéticas		
Actividad 14: Configuraciones Electrónicas		
Actividad 15: Propiedades Periódicas de los Elementos		
Actividad 16: Estructuras de Lewis		
Actividad 17: Concentración de las Disoluciones		

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Tabla de isótopos radioactivos seleccionados

GRUPO IA

1	1.00794	H
20.28	13.81	
0.0899 ↑		
1s ¹		
Hidrógeno		

IIA

3	6.941	Li
1015	483.7	
0.53		
1s ² 2s ¹		
Litio		

IIA

4	9.01218	Be
3243	1.85	
1s ² 2s ²		
Berilio		

IIA

11	22.98977	Na
1156	922	
0.97		
[Ne]3s ¹		
Sodio		

IIA

12	24.305	Mg
1380	1.74	
[Ne]3s ²		
Magnesio		

IIA

19	39.0983	K
1033	1707	
0.86		
[Ar]4s ¹		
Potasio		

IIA

20	40.078	Ca
1275	1814	
1.55		
[Ar]4s ²		
Calcio		

IIA

21	44.9559	Sc
3109	1814	
2.99		
[Ar]3d ¹ 4s ²		
Escandio		

IIA

22	47.88	Ti
3560	1935	
4.54		
[Ar]3d ² 4s ²		
Titanio		

IIA

23	50.9415	V
2945	2130	
7.19		
[Ar]3d ³ 4s ²		
Vanadio		

IIA

24	51.996	Cr
2235	1518	
7.44		
[Ar]3d ⁵ 4s ¹		
Cromo		

IIA

25	54.9380	Mn
3023	1808	
7.874		
[Ar]3d ⁵ 4s ²		
Manganeso		

IIA

26	55.847	Fe
3023	1808	
7.874		
[Ar]3d ⁶ 4s ²		
Hierro		

IIA

27	58.9332	Co
3143	1768	
8.90		
[Ar]3d ⁷ 4s ²		
Cobalto		

IIA

28	58.9332	Ni
3005	1726	
8.96		
[Ar]3d ⁸ 4s ²		
Níquel		

IIA

29	63.546	Cu
2840	1356.6	
8.96		
[Ar]3d ¹⁰ 4s ¹		
Cobre		

IIA

30	65.39	Zn
1180	692.73	
7.13		
[Ar]3d ¹⁰ 4s ²		
Cinc		

IIA

31	69.723	Ga
2478	302.92	
5.91		
[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹		
Gallio		

IIA

32	72.61	Ge
3107	1211.5	
5.32		
[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²		
Germanio		

IIA

33	74.9216	As
2876	1090	
5.78		
[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³		
Arsénico		

IIA

34	78.96	Se
3107	1211.5	
5.32		
[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴		
Selenio		

IIA

35	79.904	Br
3107	1211.5	
5.32		
[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵		
Bromo		

IIA

36	83.80	Kr
3107	1211.5	
5.32		
[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶		
Criptón		

IIA

37	85.4678	Rb
961	1655	
1.532		
[Kr]5s ¹		
Rubidio		

IIA

38	87.62	Sr
1655	1795	
2.54		
[Kr]5s ²		
Estroncio		

IIA

39	88.9059	Y
1611	1795	
4.47		
[Kr]4d ¹ 5s ²		
Itrio		

IIA

40	91.224	Zr
4682	2742	
6.51		
[Kr]4d ² 5s ²		
Circonio		

IIA

41	92.9064	Nb
5015	2742	
8.57		
[Kr]4d ⁴ 5s ¹		
Niobio		

IIA

42	95.94	Mo
4538	2742	
11.5		
[Kr]4d ⁵ 5s ¹		
Molibdeno		

IIA

43	(98)	Tc
4425	2742	
12.37		
[Kr]4d ⁵ 5s ²		
Tecnecio		

IIA

44	101.07	Ru
4425	2742	
12.37		
[Kr]4d ⁶ 5s ¹		
Rutenio		

IIA

45	102.9055	Rh
2376	1826	
12.41		
[Kr]4d ⁷ 5s ¹		
Rodio		

IIA

46	106.42	Pd
2438	1356.6	
12.0		
[Kr]4d ¹⁰		
Paladio		

IIA

47	107.868	Ag
2438	1356.6	
10.50		
[Kr]4d ¹⁰ 5s ¹		
Plata		

IIA

48	112.41	Cd
2438	1356.6	
8.65		
[Kr]4d ¹⁰ 5s ²		
Cadmio		

IIA

49	114.82	In
2438	1356.6	
7.31		
[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²		
Indio		

IIA

50	118.710	Sn
2876	1090	
7.31		
[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²		
Estañio		

IIA

51	121.757	Sb
2876	1090	
6.69		
[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³		
Antimonio		

IIA

52	127.60	Te
1261	722.72	
6.24		
[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴		
Telurio		

IIA

53	126.9045	I
1261	457.5	
4.93		
[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵		
Iodo		

IIA

54	131.29	Xe
1261	161.39	
5.90 ↑		
[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶		
Xenón		

IIA

55	132.9054	Cs
944	301.54	
1.87		
[Xe]6s ¹		
Cesio		

IIA

56	137.33	Ba
2078	1002	
3.59		
[Xe]6s ²		
Bario		

IIA

57	138.9055	La
3737	1191	
6.15		
[Xe]5d ¹ 6s ²		
Lantano		

IIA

72	178.49	Hf
4875	2504	
13.31		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ²		
Hafnio		

IIA

73	180.9479	Ta
5730	3293	
16.65		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²		
Tantalio		

IIA

74	183.85	W
5825	3695	
19.3		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²		
Tungsteno		

IIA

75	186.207	Re
5870	3455	
21.0		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²		
Renio		

IIA

76	190.2	Os
5300	2236	
22.6		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²		
Osmio		

IIA

77	192.22	Ir
4700	2042.1	
22.6		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²		
Iridio		

IIA

78	195.08	Pt
4100	2042.1	
21.45		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹		
Platino		

IIA

79	196.9665	Au
3130	1337.58	
19.3		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹		
Oro		

IIA

80	200.59	Hg
629.88	234.31	
13.55		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²		
Mercurio		

TABLA DE LAS PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Porcentaje de carácter iónico de una única ligación química

GRUPO IA

H	He
0.32 0.78 14.10 13.598 14.304	2.10 0.4581 0.0585 0.1815

IIA

Li	Be
1.23 2.05 13.10 5.392 3.582	0.98 147.1 3.0 11.7 84.7
0.90 1.40 5.0 9.322 1.825	1.57 297 11.71 200

Na	Mg
1.54 2.23 23.70 5.139 1.23	0.93 98.01 2.601 22.1 141
1.36 1.72 14.0 7.646 1.02	1.31 127.6 8.95 22.1 156

Diferencia en electronegatividad	0.1	0.2	0.3	0.4	0.5	0.6	0.7	0.8	0.9	1.0	1.1	1.2	1.3	1.4	1.5	1.6	1.7	1.8	1.9	2.0	2.1	2.2	2.3	2.4	2.5	2.6	2.7	2.8	2.9	3.0	3.1	3.2
Porcentaje de carácter iónico %	0.5	1	2	4	6	9	12	15	19	22	26	30	34	39	43	47	51	55	59	63	67	70	74	76	79	82	84	86	88	89	91	92

Dados relativos a las partículas elementales (subatómicas) más estables:

	Neutrón*	Protón	Electrón	Neutrino*	Fotón
Símbolo	n	p	e (e ⁻)	ν	γ
Masa en reposo (kg)	1.67495×10^{-27}	1.67265×10^{-27}	9.1095×10^{-31}	~0	0
Masa atómica relativa	1.008665	1.007276	5.48580×10^{-4}	0	0
Carga (C)	0	1.60219×10^{-19}	-1.60219×10^{-19}	0	0
Radio (m)	8×10^{-16}	8×10^{-16}	$< 1 \times 10^{-16}$	~0	0
Número cuántico "spin"	1/2	1/2	1/2	1/2	1
Momento magnético†	-1.913 μ_N	2.793 μ_N	1.001 μ_B	0	0

* El positron (e⁺) posee características similares a las del electrón (negativo) o partícula bota, excepto por el hecho de que su carga, tiene el signo opuesto (+). El antineutrino ($\bar{\nu}$) posee características similares a las del neutrino, excepto por el hecho de que su "spin" (o rotación) es opuesta a su dirección de propagación.

Un antineutrino acompaña la liberación de un electrón en la degradación por emisión de partícula beta (β^-), mientras el neutrino acompaña la liberación de un positron en la degradación por β^+ .

† μ_B = Magnetón Bohr y μ_N = Magnetón nuclear.

VIII

He
0.83 0.49 31.80 24.587 5.193
— 0.084 0.021 — 0.152

IIIB

B
0.82 1.17 4.60 8.298 1.026
2.04 507.8 22.6 5×10^{-11} 27.0
0.77 0.91 5.30 11.260 0.709
2.55 -715 — 0.07 80-230

IVB

C
0.77 1.17 4.60 8.298 1.026
2.04 507.8 22.6 5×10^{-11} 27.0
0.77 0.91 5.30 11.260 0.709
2.55 -715 — 0.07 80-230

VB

N
0.75 1.17 4.60 8.298 1.026
3.04 2.7928 0.38 0.07 0.02598
— — — — —

VIB

O
0.73 1.17 4.60 8.298 1.026
3.44 3.4109 0.26 0.07 0.2674
— — — — —

VIIb

F
0.72 1.17 4.60 8.298 1.026
3.98 3.2698 0.34 0.07 0.0279
— — — — —

VIII

Ne
0.71 1.17 4.60 8.298 1.026
3.98 0.51 16.90 21.584 1.030
— — — — 0.0493

		7.646 20.1 22.4		IIIA		IVA		VA		VIA		VIIA		VIIIA		IB		IIB		0.90 37.7 237		8.151 4x10 ⁻⁴ 0.70 148		10.486 10 ⁻¹¹ 0.769 0.235		10.360 5x10 ⁻¹¹ 0.710 0.269		12.967 0.48 — 0.0089 0.520 0.0177							
K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr	
2.03	0.82	1.74	1.00	1.44	1.36	1.32	1.54	1.22	1.63	1.18	1.66	1.17	1.55	1.17	1.83	1.16	1.88	1.15	1.91	1.17	1.90	1.25	1.65	1.26	1.81	1.22	2.01	1.20	2.18	1.16	2.55	1.14	2.96	1.89	—
2.77	76.9	2.23	154.67	2.09	304.80	2.00	425.2	1.92	446.7	1.85	339.5	1.79	219.74	1.72	349.5	1.67	373.3	1.62	377.5	1.57	300.5	1.53	115.30	1.81	265.06	1.52	32.4	1.53	32.4	1.22	26.32	1.12	14.725	1.08	9.029
45.30	23.3	29.90	85.63	15.0	16.11	10.80	18.6	9.35	22.8	7.23	20	7.39	14.54	7.10	13.8	6.70	16.19	6.60	17.2	7.10	13.14	9.20	7.38	11.80	5.59	13.60	31.8	13.10	27.7	16.50	5.54	23.5	5.286	32.2	1.638
4.341	16.4	6.113	31.3	6.54	1.5	6.74	2.6	6.74	4.0	6.769	7.9	7.435	0.5	7.87	11.2	7.86	17.9	7.635	14.5	7.726	60.7	8.394	16.9	5.999	1.8	7.899	3x10 ⁻⁴	8.81	38	8.752	8	11.814	10 ⁻¹¹	13.999	—
0.757	102.5	0.947	20.0	0.568	15.8	0.523	21.9	0.489	30.7	0.449	93.7	0.48	7.82	0.449	80.2	0.421	100	0.444	90.7	0.385	401	0.388	116	0.371	40.6	0.32	59.9	0.33	50	0.32	2.04	0.226	0.122	0.248	0.00949
Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe	
2.16	0.82	1.51	0.95	1.62	1.22	1.45	1.33	1.34	1.6	1.30	2.16	1.27	1.9	1.25	2.2	1.25	2.28	1.28	2.2	1.34	1.93	1.41	1.69	1.44	1.78	1.41	1.96	1.40	2.05	1.36	2.1	1.33	2.66	1.31	2.6
2.98	69.2	2.45	136.9	2.27	102.3	2.16	590.5	2.08	690.1	2.01	590.4	1.95	502.0	1.89	567.77	1.83	495.39	1.79	393.3	1.75	250.63	1.71	99.87	2.00	226.35	1.72	390	1.53	67.97	1.42	20.63	1.32	20.9	1.24	12.64
55.9	23.4	33.7	8.2	19.80	17.15	14.10	21	10.80	26.9	9.40	36	8.5	23	8.30	25.52	8.30	21.76	8.90	16.74	10.30	11.30	13.10	6.07	15.70	3.26	16.30	7.2	18.40	19.63	20.50	17.49	20.75	7.76	42.9	2.30
4.177	47.8	5.695	5	6.38	1.8	8.84	23	6.88	6.6	7.099	17.3	7.28	0.001	7.37	14.9	7.46	23	8.34	10.10	7.576	62.9	8.993	14.7	5.786	3.4	7.344	8.7	8.641	26	6.909	2x10 ⁻¹⁰	10.451	10 ⁻¹¹	12.130	—
0.363	58.2	0.30	35.3	0.30	17.2	0.278	22.7	0.265	53.7	0.25	138	0.24	50.6	0.238	117	0.242	150	0.244	71.8	0.235	429	0.232	96.8	0.233	81.6	0.228	66.6	0.207	24.3	0.202	2.35	0.145	0.449	0.158	0.00569
Cs		Ba		La*		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn	
2.35	0.79	1.98	0.89	1.25	1.10	1.44	1.3	1.34	1.5	1.30	2.36	1.28	1.9	1.26	2.2	1.27	2.20	1.30	2.28	1.34	2.54	1.49	2.00	1.48	2.04	1.47	2.33	1.46	2.02	1.53	2.0	1.47	2.2	—	—
3.84	67.40	2.78	140.2	2.74	399.57	2.46	661.07	2.09	737.0	2.02	422.58	1.97	707.1	1.92	627.6	1.87	563.58	1.83	510.45	1.79	324.43	1.76	89.30	2.08	162.09	1.81	177.9	1.63	102.9	1.53	120	1.43	30 ⁺	1.34	16.40
70	2.092	39.0	8.01	22.5	11.3	13.6	21.76	10.90	36	9.53	35.40	8.85	33.05	8.43	29.29	8.54	26.36	9.10	19.66	10.20	12.36	14.80	2.292	17.20	4.27	19.30	4.7	21.3	11.0	22.70	13	12 ⁺	50.4	2.9	
3.984	5.3	5.652	1.9	5.58	8.4	7.59	8.1	7.39	18.2	7.88	18.2	7.88	3.8	8.2	12.3	9.1	21.3	9.0	9.4	9.225	48.8	10.437	1.0	6.108	5.6	7.416	48	7.289	0.9	8.42	0.7	—	—	10.748	—
0.24	35.9	0.204	18.4	0.19	13.5	0.14	23.0	0.14	57.5	0.13	174	0.137	47.9	0.13	87.6	0.130	147	0.13	71.6	0.128	317	0.140	8.34	0.129	46.1	0.129	35.3	0.122	7.87	—	20	—	1.7	0.094	0.00364
Fr		Ra		Ac**		Rf		Ha		Sg		Uns		Uno		Uun																			
—	0.7	—	0.89	—	1.1	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
—	64 ⁺	—	136.82	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
—	2.1 ⁺	—	45.2	8.37	22.5	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
—	—	—	5.279	1.0	5.17	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—
—	15	—	0.094	18.6	0.120	12	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—	—

Las designaciones de los subgrupos A y B, que se aplican a los elementos de las líneas 4, 5, 6 y 7, son las recomendadas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada.

Operaciones Básicas y Uso de Calculadora

Elaborado por: Ing. Oswaldo Tobías

INFORMACIÓN

Una calculadora científica es un dispositivo empleado para realizar operaciones matemáticas y es ampliamente utilizada para la solución de operaciones y problemas en Ingeniería. Este tipo de calculadora generalmente ofrece varias funciones que facilitan su uso y la solución de operaciones.

OPCIONES DE LAS TECLAS

Cada tecla puede tener asociadas una, dos o hasta tres funciones:

- La primera función es la que está escrita en la misma tecla y se obtiene solamente pulsándola.
- La segunda opción suele estar escrita en amarillo en la parte superior de la tecla. Se obtiene pulsando primero la tecla [SHIFT].
- La tercera opción suele estar escrita en rojo en la parte superior de las teclas. Se obtiene pulsando la tecla [ALPHA] de primero.

MODOS DE CÁLCULO

La tecla [MODE] se utiliza para seleccionar el modo de cálculo adecuado. Se debe tener en cuenta que en una calculadora es posible que no se incluyan todos los modos que a continuación se describen ya que los modos disponibles dependen de la marca y modelo.

MODO	DESCRIPCIÓN
COMP	Para cálculos aritméticos básicos. Es el modo que generalmente se usa.
CMPLX	Para cálculos con números complejos.
STAT	Cálculos estadísticos.
SD	Cálculos estadísticos de una sola variable.
LR o REG	Cálculos de regresión.
BASE o BASE-n	Cálculos con números de Base-n.
MAT o MATRIX	Cálculos con matrices.
VCT o VECTOR	Cálculos vectoriales.
EQN	Solución de ecuaciones.
TABLE	Genera una tabla numérica basada en una o dos funciones.

MODOS PARA AJUSTE DE UNIDADES DE ÁNGULOS

Se incluyen en las funciones de la tecla [MODE]. Especifica la unidad que se emplea para trabajar con ángulos.

MODO	DESCRIPCIÓN
DEG	Grados sexagesimales. Un ángulo recto es igual a 90 grados.
RAD	Radianes. Un ángulo recto es igual a $\pi/2$ radianes.
GRA	Grados centesimales o gradianes. Un ángulo recto es igual a 100 grados.

MODOS DE VISUALIZACIÓN O AJUSTES DE PANTALLA

Se incluyen en las funciones de la tecla [MODE]. Controlan la forma en la que se visualizan los resultados.

MODO	DESCRIPCIÓN
FIX	Se especifica el número de decimales de la respuesta.
SCI	Especifica un número de cifras significativas para la respuesta.
NORM1	La calculadora indica algunos resultados en notación normal y otros en notación científica. El operador no lo decide.
NORM2	Todos los resultados aparecerán en notación normal.
DISP1 o ENG	Activa o desactiva los símbolos de ingeniería.

TECLAS O FUNCIONES

Se debe tener en cuenta que en una calculadora es posible que varíen las teclas o funciones dependiendo de la marca y modelo.

TECLA O FUNCIÓN	DESCRIPCIÓN
[DEL]	Borra uno a uno los caracteres de la operación escrita.
[AC]	Borra todo el contenido de la pantalla.
[SHIFT] + [DEL]	La función INS se utiliza para insertar caracteres dentro de una operación escrita. Para usarla se debe primero colocar el cursor en el espacio donde se desea insertar el carácter.
[ANS]	Es la abreviatura de Answer (Respuesta). Escribe en pantalla el resultado de la operación anterior.
[a b/c]	Se emplea para el cálculo con fracciones. Si se oprime al tener un resultado convierte el número fraccionario en decimales y viceversa.
[SHIFT] + [a b/c]	La función d/c se emplea para trabajar con fracciones. Convierte los números mixtos a fracciones impropias y viceversa.
[ENG]	Es la abreviatura de Engineering. Al oprimirla pasa un número de notación normal a notación científica con exponentes múltiplos de tres.
[EXP] o [EE] o [$\times 10^x$]	Se emplea para trabajar con notación científica. Si se desea ingresar por ejemplo el número 7×10^5 se debe hacer de la forma 7 [EXP] 5.
[(-)]	Se emplea para escribir el signo de los números negativos. NO debe emplearse la tecla de resta para el signo negativo de estos números.
[SHIFT] + [EXP]	La función π sirve para operar con el valor del número pi.
[X^2] y [X^3]	Potencia cuadrática y cúbica respectivamente. Cuando la tecla presenta la notación [X^y] se emplea para potencias con exponentes diferentes a 2 y 3.
[$\sqrt{}$]	Raíz cuadrada.
[SHIFT] + [X^3]	La función $\sqrt[3]{}$ se emplea para operar raíces cúbicas.
[SHIFT] + [X^y]	La función $\sqrt[n]{}$ se emplea para operar raíces n-écimas.
[log]	Se emplea para operar logaritmos de base 10.
[ln]	Se emplea para trabajar logaritmos naturales.
[SHIFT] + [=]	La función % se emplea para trabajar con porcentajes. Existen cinco casos: 1. Para calcular un porcentaje: Por ejemplo para calcular el 12% de 1500 se ingresa: 1500 [x] 12 [SHIFT] [=] 2. Para calcular que porcentaje de un número es otro: Por ejemplo para calcular que porcentaje de 250 es 50 se ingresa: 50 [\div] 250 [SHIFT] [=] 3. Para calcular de qué número es el número x un porcentaje: Por ejemplo para calcular de qué número es 50 el 20% se ingresa: 50 [\div] 20 [SHIFT] [=] 4. Para agregar un porcentaje a un número: Por ejemplo si se quiere agregar el 15% a 2500 se ingresa: 2500 [x] 15 [SHIFT] [=] [+] 5. Para restar un porcentaje a un número: Por ejemplo si se quiere restar el 25% a 3500 se ingresa: 3500 [x] 25 [SHIFT] [=] [-]

EJERCICIOS

Haciendo uso de una calculadora científica, resuelva las siguientes operaciones:

1. $5 + 3 * 5 - 8 =$

2. $(15 + 5) - 6 * 3 =$

3. $(5 - 2 + 4) + (3 - 1 + 2) * 2 =$

4. $(5 * 3) - [(3 * 2) + (1.5 * 2)] =$

5. $\frac{3.00 \times 10^8}{(590 * 1 \times 10^{-9})} =$

6. $-\log(1.15 \times 10^{-5}) =$

7. $e^{-1.5} =$

8. $\sqrt{\pi} =$

9. $-(1.4 * 2)^5 =$

10. $\ln\left(\frac{5}{2.5}\right) =$

11. $\sqrt[3]{(5 * 2) + 8} =$

12. $\sqrt{\left(\frac{8 + 10}{2}\right)} =$

13. $[(2 * 16) - 2^4] + 0.2 \times 10^2 =$

14. $(0.2 * 10) + [2^{(2+1)}] =$

15. $\left(\frac{5 + 10}{0.6 * 5}\right) - (0.25 * 4) =$

16. $\frac{-4.184}{0.082057} * \left[\frac{1}{300.15} - \frac{1}{298.15}\right] =$

Haciendo uso de una calculadora científica, calcule lo que se le indica:

1. Calcular el 25% de 200
2. Calcular el 60% de 50
3. Calcular el 0.10% de 10
4. Calcular el 12.5% de 1000
5. Calcular el 0.005% de 500

Despeje la variable que se le indique en cada una de las siguientes ecuaciones:

1. Despejar λ de la ecuación:

$$C = \lambda v$$

2. Despejar m de la ecuación:

$$D = \frac{m}{v}$$

3. Despejar R de la ecuación:

$$PV = nRT$$

4. Despejar $[H^+]$ de la ecuación:

$$pH = -\log[H^+]$$

5. Despejar $[B]$ de la ecuación:

$$\ln[B] = -kt + \ln[A]$$

6. Despejar °F de la ecuación:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} * (^{\circ}\text{F} - 32)$$

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

EN RED:

1. CASIO Latinoamérica. (2013) [En Red] Disponible en:
<http://www.casio-intl.com/latin/es/support/>
2. Anónimo. [En Red] Disponible en:
<http://platea.pntic.mec.es/jarias/investiga/apuntes/1bcs/1bcsA3calc.pdf>

Sistemas de Unidades y Conversiones

Elaborado por: Ing. Oswaldo Tobías

~ INFORMACIÓN

Muchas de las propiedades que posee la materia son cuantitativas. Cuando un número representa una cantidad medida, siempre se debe especificar las unidades de esa cantidad. Una unidad es una cantidad estandarizada de una determinada magnitud.

En el mundo, es común el uso de varios sistemas de unidades y en Ingeniería es importante conocerlos y tener la capacidad de trabajar con cualquier sistema por medio de los factores de conversión y del análisis dimensional.

SISTEMA DE UNIDADES MÉTRICO O INTERNACIONAL

Sistema de unidades que se emplea a nivel internacional y se basa en siete unidades fundamentales. La unidad básica de longitud es el metro (m), de masa es el kilogramo (kg) y de tiempo el segundo (s).

SISTEMA DE UNIDADES INGLESA O TÉCNICO INGLÉS

Sistema de unidades que se emplea usualmente en países de lengua o procedencia inglesa. La unidad básica de longitud es el pie (ft), de masa es el libra (lb) y de tiempo el segundo (s).

SISTEMA DE UNIDADES CEGÉSIMAL

Este sistema fue creado en 1881. La unidad básica de longitud es el centímetro (cm), de masa es el gramo (g) y de tiempo el segundo (s).

~ VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

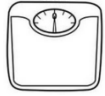
PREFIJOS USADOS EN EL SISTEMA INTERNACIONAL

Complete la siguiente tabla:

PREFIJO	ABREVIATURA	SIGNIFICADO
Giga-		
Mega-		
Kilo-		
Centi-		
Mili-		
Micro-		
Nano-		

CONVERSIONES

Lea detenidamente el texto de cada problema y complete:



Una persona se pesa en una báscula. La báscula indica que la persona pesa 70 kilogramos ¿Cuántas libras pesa la persona?

$$70 \text{ kg} \quad \times \quad \frac{\text{lb}}{\text{kg}} = 154.322 \text{ lb}$$



Un automóvil recorre durante un viaje 459800 centímetros. ¿Cuántos kilómetros habrá recorrido?

$$459800 \text{ cm} \quad \times \quad \frac{\text{m}}{\text{cm}} \quad \times \quad \frac{\text{km}}{\text{m}} = 4.598 \text{ km}$$



Un automóvil de carreras recorre una pista a 100 km/h. ¿Cuál es la velocidad a la que viajaba en m/s?

$$100 \text{ km/h} \quad \times \quad \frac{\text{m}}{\text{km}} \quad \times \quad \frac{\text{h}}{\text{s}} = 27.78 \text{ m/s}$$

EJERCICIOS

1. Realice las siguientes conversiones de longitud:

a. 10 metros a pulgadas.

b. 0.25 centímetros a nanómetros.

c. 40 milímetros a micrómetros.

d. 50 pies a milímetros.

e. 0.005 milla a centímetros.

2. Realice las siguientes conversiones de masa:

a. 0.001 kilogramos a miligramos.

b. 50 libras a onzas.

c. 5.0 onzas a microgramos.

d. 15 kilogramos a libras.

e. 0.70 libras a kilogramos.

3. Realice las siguientes conversiones de volumen:

a. 25 litros a centímetros cúbicos.

b. 4 metros cúbicos a pulgadas cúbicas.

c. 11.36 litros a galones.

d. 62300 mililitros a metros cúbicos.

e. 3000 centímetros cúbicos a litros.

4. Realice las siguientes conversiones de presión:

a. 50 mililitros de mercurio a atmósferas.

b. 150 pascales a mililitros de mercurio.

c. 30 bares a pascales.

d. 70 torr a atmósferas.

e. 50 atmósferas a kilopascales.

5. Realice las siguientes conversiones de temperatura:

a. 233 grados Celsius a grados Kelvin.

b. 48 grados Celsius a grados Fahrenheit.

c. 87 grados Fahrenheit a grados Rankine.

d. 91 grados Fahrenheit a grados Celsius.

e. 230 grados Kelvin a grados Rankine.

6. Realice las siguientes conversiones de tiempo:

a. 10 años a horas.

b. 32500 segundos a horas.

c. 3.5 años a minutos.

d. 23000 minutos a años.

e. 1200700 segundos a días.

7. Realice las siguientes conversiones:

a. 370 m/s a m/año

b. 0.09 km/h a m/s

c. 20 kg/L a g/mL

d. 3.5 L/s a cm³/s

e. 49 mi/h a km/día

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Burns, R. (2003) Fundamentos de Química (4ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.

Análisis Dimensional

Elaborado por: Ing. Oswaldo Tobías

INFORMACIÓN

El análisis dimensional es una técnica sencilla que se emplea para la solución de problemas y se basa en la relación entre unidades de medición. Las unidades se multiplican unas con otras y se dividen unas entre otras o se “cancelan”.

En general, al aplicar el análisis dimensional se usa la relación:

$$\text{Cantidad Dada} * \text{Factor de Conversión} = \text{Cantidad Buscada}$$

Y las unidades se cancelan como:

$$\cancel{\text{Unidad Dada}} * \frac{\text{Unidad Buscada}}{\cancel{\text{Unidad Dada}}} = \text{Unidad Buscada}$$

EJERCICIOS

1. Las mediciones muestran que 1.0 g de Hierro contiene 1.1×10^{22} átomos de Hierro. ¿Cuántos átomos de Hierro contienen 0.01080 libras de Hierro, que es la cantidad total promedio de Hierro en adultos?
2. Se calcula que se han extraído 8.0×10^4 toneladas cortas de Oro. Suponga que el Oro tiene un precio de 948 dólares por onza. ¿Cuál es el valor total de dicha cantidad de Oro?

3. El contenido “normal” de Plomo de la sangre humana es de unas 0.40 partes por millón (es decir, 0.40 g de Plomo por millón de gramos de sangre). ¿Cuántos miligramos de plomo contienen 6.0 kg de sangre si el contenido de Plomo es de 0.40 partes por millón?
4. Un volumen de 1.0 mL de agua de mar contiene casi 4.0×10^{-2} g de Oro. El volumen total de agua en los océanos es de 1.5×10^{21} L.
- a) Calcule la cantidad total de Oro, en kilogramos, existente en el agua de mar.
- b) Calcule el valor total en dólares del Oro existente en el agua de mar. (1 onza de Oro = \$948.00)
5. El volumen de sangre en el cuerpo humano varía con la edad, tamaño y sexo de la persona. En promedio, el volumen es de unos 5 L. Un valor representativo para la concentración de glóbulos rojos es 5000000 por cada milímetro cúbico de sangre. Estime el número de glóbulos rojos que hay en el cuerpo humano.

6. La circunferencia de un balón de basquetbol aprobada por la NBA es de 29.6 pulgadas. Dado que el radio de la Tierra es de alrededor de 6400 km, ¿Cuántos balones de basquetbol se necesitaría para circular la Tierra alrededor del Ecuador, con los balones tocándose uno al otro?
7. El automóvil de una estudiante rinde, en promedio, 25.0 millas por galón de gasolina. Ella planea pasar un año en Europa y llevarse su automóvil. En el año que pasó en Europa, condujo su automóvil 6000 km. Suponiendo que la gasolina cuesta el equivalente de \$5.00/galón y que \$1.00 equivale a Q.7.60. ¿Cuántos quetzales gastó en combustible?
8. La vainillina (usada para dar sabor al helado de vainilla y otros alimentos) es una sustancia cuyo aroma es detectable por la nariz humana en cantidades muy pequeñas. El límite de umbral es de 2.0×10^{-11} g por litro de aire. Si el precio actual de 50 g de vainillina es de 112 dólares, determine el costo para que el aroma de vainillina sea detectable en un hangar para aviones, con volumen de 5.0×10^7 pies³.

9. Un galón de gasolina en el motor de un automóvil produce en promedio 95 kg de Dióxido de Carbono, que es un gas de invernadero, es decir, que promueve el calentamiento de la atmósfera terrestre. Calcule la producción anual de Dióxido de Carbono en kilogramos si existen 40 millones de automóviles en Estados Unidos y cada uno recorre una distancia de 5000 millas con consumo de 20 millas por galón.

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.
3. Wilson, J. & Buffa, A. (2003) Física (5aª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.

Densidad y Composición Porcentual

Elaborado por: Ing. Oswaldo Tobías

INFORMACIÓN

La densidad es una propiedad física que depende de la temperatura y se emplea ampliamente para identificar sustancias. Se define como la cantidad de masa por unidad de volumen:

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}$$

En ocasiones, la densidad de una sustancia es dividida entre la densidad de otra sustancia que se toma como referencia obteniendo lo que se conoce como Densidad Relativa. Para líquidos y sólidos, la sustancia de referencia es agua a 4°C (1.00 g/cm³).

$$\text{Densidad Relativa} = \frac{\text{Densidad de la Sustancia}}{\text{Densidad del Agua a 4°C}}$$

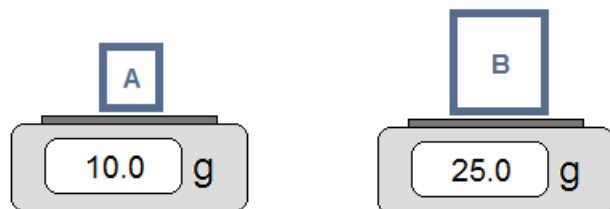
La composición porcentual es el número de partes de un componente en 100 partes del total expresado como un porcentaje. Puede expresarse en masa, volumen o moles:

$$\% = \frac{\text{Componente}}{\text{Total}} * 100$$

VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

CÁLCULO DE DENSIDAD

En laboratorio, se le proporcionan dos cuerpos cúbicos hechos de Aluminio (A y B). Se le pide que por medio de una balanza digital obtenga la masa correspondiente a cada uno. Las mediciones obtenidas fueron:

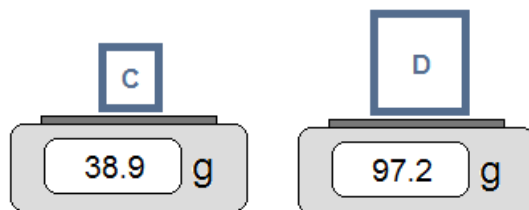


A partir de los resultados anteriores, ¿Cuál posee mayor masa?

¿La medición dependió del tamaño de los cuerpos? Explique.

Como siguiente paso, se cambian los cuerpos por otros de Plata (C y D). Estos nuevos cuerpos poseen la misma forma y dimensiones de los anteriores.

Se le pide nuevamente que determine la masa de los cuerpos:



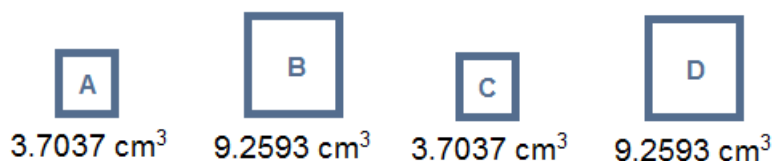
La nueva medición realizada, ¿Presenta el mismo comportamiento que en la medición de los cuerpos de Aluminio? ¿Por qué?

A continuación, se toma el objeto más grande de Aluminio (B) y el más pequeño de Plata (C) y se comparan, ¿Cuál posee mayor masa?

¿De qué depende el resultado anterior? ¿Del tamaño o del material del cuerpo? Explique.

Como se habrá dado cuenta, la masa de un cuerpo no sólo depende de su tamaño, sino también del material que lo constituye. Es una idea errónea pensar que los cuerpos siempre poseen más masa sólo por tener un mayor tamaño.

Después de haber realizado las mediciones de masa, se le indica que debe determinar el volumen de los cuatro cuerpos empleados (A, B, C y D), obteniendo:



A partir de estos resultados, ¿Cuál(es) posee(n) mayor volumen?

¿La medición dependió del tamaño de los cuerpos? Explique.

¿La medición dependió del material de los cuerpos? Explique.

En el caso del volumen, éste depende sólo de la forma y tamaño. Para cualquier cuerpo, el volumen no depende del material que lo constituye.

En la última actividad del laboratorio, se le pide relacionar las dos magnitudes medidas con anterioridad (masa y volumen) por medio de la densidad. Por tanto, se debe calcular la densidad de los cuatro cuerpos:

	A	B	C	D
Material				
Masa				
Volumen				
Densidad				

A partir de lo anterior, ¿Qué puede concluir al comparar la densidad del cuerpo A y del cuerpo B? Explique.

¿Qué puede concluir al comparar la densidad del cuerpo C y del cuerpo D? Explique.

¿Qué puede concluir al comparar la densidad de los cuerpos de Aluminio (A y B) y de los cuerpos de Plata (C y D)? Explique.

Del cálculo de densidad que realizó puede concluir de forma general que dos cuerpos del mismo material tienen la misma densidad. La densidad para un material no depende de la cantidad de masa, forma o tamaño solamente de la identidad del material.

DIFERENCIA DE DENSIDADES

Cuando dos líquidos que no se mezclan se combinan, el líquido menos denso flotará sobre el líquido más denso. A continuación, se listan tres sustancias líquidas que no forman una disolución cuando se mezclan sino que se separan en distintas capas. En el frasco que se ilustra, indique como se posicionarían los líquidos.

Mercurio (Densidad = 13.5 g/mL)

Agua (Densidad = 1.0 g/mL)

Ciclohexano (Densidad = 0.778 g/mL)



EL TANTO POR CIENTO O PORCENTAJE

Un porcentaje es una FRACCIÓN de denominador 100. Por tanto, Complete la siguiente tabla:

ENUNCIADO	EN FORMA DE PORCENTAJE	EN FORMA DE FRACCIÓN	EN FORMA DE DECIMAL
Diez Porciento		10 / 100	
	45%		
Cincuenta y Cuatro Porciento			0.54

La sumatoria de los porcentajes de las partes de un total siempre da como resultado 100. Complete:

$$\underline{\hspace{2cm}} + 25\% = 100\%$$

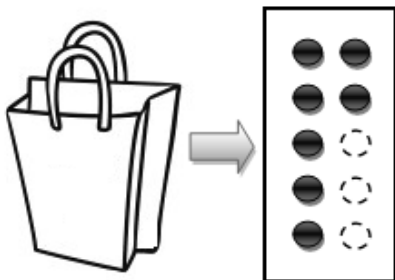
$$\underline{\hspace{2cm}} + 36\% = 100\%$$

$$52\% + \underline{\hspace{2cm}} = 100\%$$

$$63\% + \underline{\hspace{2cm}} = 100\%$$

EL TANTO POR CIENTO DE UNA CANTIDAD

Por medio del siguiente ejercicio se busca la comprensión del concepto del tanto por ciento o porcentaje. Para ello, lea detenidamente el texto y responda a las preguntas.



En la figura se representa una bolsa llena de fichas negras y blancas:

¿Cuántas fichas hay en total? (negras + blancas)

¿Cuántas fichas negras hay?

¿Cuántas fichas blancas hay?

¿Cuál es el porcentaje de fichas negras? (emplee la fórmula de la composición porcentual)

¿Cuál es el porcentaje de fichas blancas? (emplee la fórmula de la composición porcentual)

EJERCICIOS

1. En la determinación de la densidad de una barra metálica rectangular, un estudiante realiza las siguientes mediciones: 8.53 cm de longitud, 2.4 cm de anchura, 1.0 cm de altura y 52.07064 g de masa. Calcule la densidad del metal en g/cm³.

- Una pieza de Plata con un peso de 194.3 g se coloca en una probeta graduada que contiene 242.0 mL de Agua. Ahora, el volumen del Agua es de 260.5 mL. A partir de estos datos, calcule la densidad de la Plata en g/mL.
- La densidad del Mercurio, el único metal líquido a temperatura ambiente es de 13.6 g/mL. Calcule la masa en gramos de 5.5×10^{-3} L.
- El Litio es el metal menos denso que se conoce (densidad relativa = 0.53). ¿Cuál es el volumen, en cm^3 , que ocupan 1.20×10^3 g de Litio?

5. La calcopirita, el principal mineral de Cobre, contiene 34.63% de Cobre en masa. ¿Cuántos gramos de Cobre pueden obtenerse a partir de 5.11×10^3 kg del metal?
6. La delgada capa externa de la Tierra, la corteza terrestre, abarca tan sólo 0.50% de la masa total del planeta, pese a lo cual es la fuente de casi todos los elementos. El Silicio es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre (27.2% en masa). Calcule la masa en kilogramos de Silicio en la corteza terrestre. (La masa de la Tierra es de 5.9×10^{21} ton; 1 ton = 2000 lb; 1 lb = 453.6 g)

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.

EN RED:

3. Universidad de Granada. [En Red] Disponible en:
<http://www.ugr.es/~jmvilchez/flash/Densidad.swf>
4. Gobierno de Canarias. [En Red] Disponible en:
http://www2.gobiernodecanarias.org/educacion/17/WebC/eltanque/proporcionalidad/proporc_p.html

Átomos y Masa Atómica

Elaborado Por: Ing. Ariel Mundo

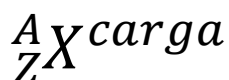
INFORMACIÓN

La caracterización de un átomo se logra a partir del número de protones y neutrones que éste contenga. El número atómico (Z) es el número de protones contenidos en el núcleo del átomo.

En un átomo eléctricamente neutro la carga total es cero (0). Ya que los protones aportan la carga positiva, debe haber igual número de electrones para contrarrestar el efecto y dar un valor total neutro.

Para fines químicos la otra partícula subatómica de interés es el neutrón. El número de masa (A), es el número total de neutrones y protones presentes en un átomo. Con excepción del hidrógeno, todos los elementos contienen neutrones en su núcleo. El número de neutrones se calcula entonces a través de la diferencia $A - Z$.

La representación para un elemento en particular es como sigue:



La mayoría de elementos tiene dos o más isótopos (del griego *isos* “mismo” y *topos* “lugar”), que son elementos con el mismo número atómico, pero distinto número de masa.

Es importante recordar que el peso atómico que aparece en la tabla periódica viene dado por un promedio ponderado de los isótopos en base a la abundancia porcentual de cada uno y al número de masa de cada isótopo.

EJERCICIOS

- Indique el número de protones, neutrones y electrones de cada una de las siguientes especies:

SÍMBOLO	PROTONES	NEUTRONES	ELECTRONES
${}^{15}_7N$			
${}^{33}_{16}S$			
${}^{63}_{29}Cu$			
${}^{84}_{38}Sr$			
${}^{130}_{56}Ba$			
${}^{186}_{74}W$			
${}^{202}_{80}Hg$			
${}^{195}_{78}Pt$			
${}^{79}_{35}Br$			

2. Indique el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones:

SÍMBOLO	PROTONES	ELECTRONES
N^{-3}		
Na^{+1}		
I^{-1}		
Ca^{+2}		
F^{-}		
Al^{+3}		
S^{-2}		
Fe^{+2}		
O^{-2}		

3. Complete la siguiente tabla:

SÍMBOLO		${}^{54}_{26}Fe^{+2}$			
PROTONES	5			79	86
NEUTRONES	6		16	117	136
ELECTRONES	5		18	79	
CARGA NETA			-3		0

4. A continuación se presenta una tabla con el número de electrones, protones y neutrones de los iones o átomos de ciertos elementos.

ÁTOMO O ION DEL ELEMENTO	A	B	C	D	E	F	G
ELECTRONES	5	10	18	28	36	5	9
PROTONES	5	7	19	30	35	5	9
NEUTRONES	5	7	20	36	46	6	10

a) ¿Cuáles especies son neutras?

b) ¿Cuáles especies tienen carga negativa neta?

c) ¿Cuáles especies tienen carga positiva neta?

d) Escriba el símbolo de cada especie.

5. Un isótopo de un elemento no metálico tiene un número de masa de 77 y 43 neutrones en el núcleo. El anión derivado del isótopo tiene 36 electrones. Escriba el símbolo de este anión.

6. Un ion monoatómico tiene una carga de +2. El núcleo del átomo del que se deriva tiene un número de masa de 55. Si el número de neutrones en el núcleo es 1.2 veces el número de protones, ¿Cuál será el nombre y símbolo del elemento?

7. El litio posee dos isótopos: uno con abundancia natural de 7.59% y peso atómico de 6.015122 uma, mientras el otro, posee una abundancia natural de 92.41% y peso atómico de 7.016004 uma. ¿Cuál es la masa atómica media del litio?

8. El bromo posee dos isótopos naturales. Uno de los isótopos tiene masa de 78.918338 uma y abundancia de 50.69%. Calcule la abundancia porcentual y peso atómico del segundo isótopo.
9. Los tres isótopos naturales del potasio son: ^{39}K , 38.963707 uma, ^{40}K , 39.963999 uma, y ^{41}K . Los porcentajes de abundancia natural de ^{39}K y ^{41}K son 93.2581% y 6.7302 %, respectivamente. Calcule la masa isotópica del ^{41}K .
10. El galio posee 2 isótopos naturales, Galio-69 y Galio-71, con masas de 68.925581 uma y 70.924705 uma, respectivamente. Calcule las abundancias porcentuales de estos isótopos.

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.

El Mol y el Número de Avogadro

Elaborado Por: Ing. Oswaldo Tobías

INFORMACIÓN

Las unidades de masa atómica constituyen una escala relativa de las masas de los elementos. Pero debido a que los átomos tienen masas tan pequeñas, no es posible diseñar una balanza para pesarlos mediante unidades calibradas de masa atómica. En cualquier situación real, se manejan muestras macroscópicas que contienen una enorme cantidad de átomos. Por consiguiente, conviene tener una unidad especial para referirse a una gran cantidad de átomos.

En el Sistema Internacional de Unidades, el mol es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay exactamente en 12 g del isótopo Carbono-12. El número real de átomos en 12 g de Carbono-12 se determinó experimentalmente. Este número se denomina Número de Avogadro y tiene un valor de 6.022×10^{23} .



VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

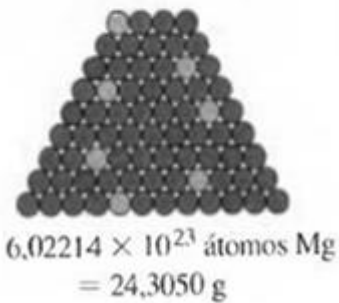
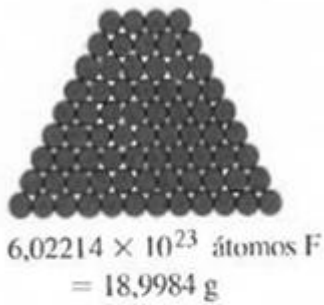
1. Responda cada una de las siguientes preguntas:

a) Un estudiante posee 6.022×10^{23} hojas de papel. Indique ¿Cuántos moles de hojas de papel posee?

b) ¿Cuántos átomos hay en un mol de Plata, un mol de Oro y un mol de Cobre? ¿Por qué?

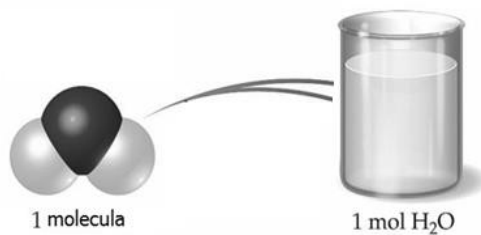
c) Ordene las siguientes muestras de sustancias en orden creciente de cantidad: 1 par de naranjas, 1 mol de naranjas, 1 docena de naranjas y 1 mano de naranjas.

2. Analice la siguiente figura, a continuación se presenta una cierta cantidad de átomos de dos elementos diferentes.



- a) ¿Cuántos moles de átomos de Flúor están presentes?
- b) ¿Cuántos moles de átomos de Magnesio están presentes?
- c) Si en lugar de átomos, tuviera iones de cada uno de los elementos en cada figura ¿Cuántos moles tendría de cada uno?
- d) ¿Por qué la masa de cada uno de los grupos es diferente?

3. Analice la siguiente figura y responda lo que se le presenta a continuación:



- a. ¿Cuántas moléculas de Agua hay dentro del recipiente?
- b. Si en lugar de Agua se tuviera otra sustancia, ¿tendría la misma cantidad de moléculas en un mol de la sustancia? Explique.

Como se habrá dado cuenta, se puede hablar de "mol" de cualquier tipo de objetos. Y siempre que se tenga 1 mol de cualquier objeto, se tendrá 6.022×10^{23} objetos. Sin embargo esta unidad de conteo se utiliza comúnmente para partículas diminutas como los átomos, isotopos, iones, moléculas, etc.

EJERCICIOS

1. ¿Cuántos moles de átomos de Cobalto hay en 6.00×10^9 átomos de Cobalto?
2. ¿Cuántos moles de iones de Sodio (Na^{+1}) hay en 5.00×10^{15} iones de Sodio?
3. ¿Cuántos moles de moléculas de Agua hay en 3.50×10^{10} moléculas de Agua?
4. ¿Cuántos moles de átomos de Calcio hay en 77.4 g de Calcio? (1 mol Ca = 40.078 g Ca)
5. ¿Cuál es la masa en gramos de 1.00×10^{12} átomos de Plomo? (1 mol Pb = 207.2 g Pb)
6. ¿Cuál es la masa en gramos de 2.00×10^{15} moléculas de Glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$? (1 mol Glucosa = 180.1559 g Glucosa)

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Castillo, L. (2013) Manual de Trabajo Supervisado, 1er. Ciclo 2013. Guatemala: Universidad Rafael Landívar.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.

Fórmulas Químicas

Elaborado Por: Ing. Jorge Donis

~ INFORMACIÓN

La masa molecular de una molécula es la suma de las masas atómicas de los átomos que la constituyen y la composición porcentual de un compuesto es el porcentaje de masa de cada elemento presente. Si se conoce la composición porcentual en masa de cada compuesto, se puede deducir su fórmula empírica.

La fórmula empírica es la expresión que muestra los tipos de elementos presentes y el número relativo de átomos de cada elemento en la sustancia. Así, la relación del número de moles de todos los elementos en un compuesto proporciona los subíndices de la fórmula empírica del compuesto.

Asimismo, es posible conocer la fórmula molecular si se conoce su fórmula empírica y su masa molar aproximada. Los subíndices en la fórmula molecular de una sustancia siempre son múltiplos enteros de los subíndices correspondientes en su fórmula empírica.

~ VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

Un amigo resolvió unos problemas de química y tiene algunas preguntas acerca de fórmula empírica y fórmula molecular.

- Para un problema en el que le piden determinar la fórmula empírica, ha obtenido la respuesta $C_2H_8O_2$. ¿Esta es una respuesta posible para el problema? Explique.
- Para otro problema ha obtenido la respuesta $C_{1.5}H_4$ como fórmula empírica. ¿Es correcta esta respuesta? Explique.
- Dado a que usted ha sido de gran ayuda, su amigo le hace una pregunta más. Completó un problema y sus respuestas indican que el compuesto tiene una fórmula empírica de C_3H_8O y fórmula molecular C_3H_8O . ¿Es este resultado posible? Explique.

EJERCICIOS

1. Calcule la masa molecular (en uma) de cada una de las siguientes sustancias:

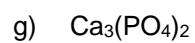
a) CH_4

b) NO_2

c) SO_3

d) C_6H_6

e) NaI



2. Calcule cuántos átomos de C, H y O hay en 1.50 g del azúcar Glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$).

3. La Urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ se utiliza, entre otras cosas, como fertilizante. Calcule el número de átomos de N, C, O e H que hay en 1.68×10^4 g de urea.

4. El Alcohol Cinámico se utiliza principalmente en perfumería, en especial en jabones y cosméticos. Su fórmula molecular es $C_9H_{10}O$.
- a) Calcule la composición porcentual en masa de C, H y O del Alcohol Cinámico.
- b) ¿Cuántas moléculas de alcohol cinámico están presentes en una muestra de 0.469 g?
5. El Peroxiacilnitrato (PAN) es uno de los componentes del smog. Está formado por C, H, N y O. Determine la composición porcentual del oxígeno y la fórmula empírica a partir de la siguiente composición porcentual en masa: 19.8% de Carbono, 2.50% de Hidrógeno y 11.6% de Nitrógeno.

6. ¿Cuál es la fórmula empírica de cada uno de los compuestos que tienen la siguiente composición?

a) 2.1% de H, 65.3% de O y 32.6% de S.

b) 20.2% de Al y 79.8% de Cl.

7. La Alicina es el compuesto responsable del olor característico del ajo. Un análisis de dicho compuesto muestra la siguiente composición porcentual en masa: 44.4% de Carbono, 6.21% de Hidrógeno, 39.5% de Azufre y 9.86% de Oxígeno.

a) Calcule la fórmula empírica.

b) ¿Cuál sería su fórmula molecular si su masa molar es alrededor de 162 g?

8. La Lisina, un aminoácido esencial en el cuerpo humano, contiene C, H, O y N. En un experimento, la combustión completa de 2.175 g de Lisina produjo 3.94 g de CO_2 y 1.89 g de H_2O . En un experimento diferente, 1.873 g de lisina produjeron 0.436 g de NH_3 .

a) Calcule la fórmula empírica de la Lisina.

b) La masa molar aproximada de la Lisina es 150 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.
3. Ebbing, D. & Gammon, S. (2010) Química General (9ª Ed.) México: CENGAGE Learning.

Reacciones Químicas

Elaborado Por: Ing. Oswaldo Tobías

~ INFORMACIÓN

Una reacción química es un proceso en el que una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias químicas.

Se producen reacciones químicas cuando las sustancias sufren cambios fundamentales de identidad; se consume una o más sustancias al mismo tiempo que se forma una o más sustancias. A las sustancias presentes al inicio de la reacción, es decir, las sustancias de partida, se les conoce como reactivos. Las sustancias que la reacción produce se conocen como productos.

~ VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

ECUACIONES QUÍMICAS

- ¿Qué diferencia hay entre una reacción química y una ecuación química?
- A continuación se muestran dos columnas, la primera muestra una serie de símbolos usados comúnmente en las ecuaciones químicas y en la segunda se muestran los significados de los símbolos. Relacione ambas columnas escribiendo dentro del paréntesis la letra que corresponde.

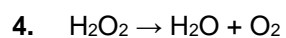
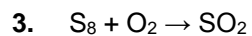
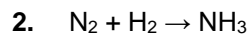
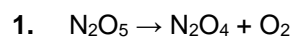
() +	a) Estado gaseoso (Se escribe después de la fórmula de una sustancia)
() →	b) Calor (Se escribe sobre la flecha)
() (s)	c) Estado sólido (Se escribe después de la fórmula de una sustancia)
() (l)	d) Solución acuosa (Sustancia disuelta en agua)
() (g)	e) Más o añadido a (Se coloca entre las sustancias)
() (ac) / (aq)	f) Estado Líquido (Se escribe después de la fórmula de una sustancia)
() Δ	g) Forma, da, produce (Apunta a las sustancias que se producen)
- ¿Cuál es la diferencia entre agregar un subíndice 2 al final de la fórmula CO para obtener CO₂ y agregar un coeficiente antes de la fórmula para obtener 2 CO en una ecuación química?

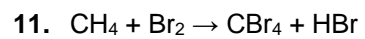
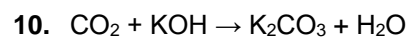
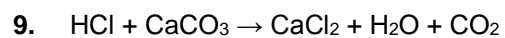
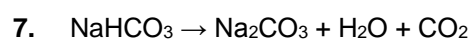
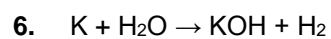
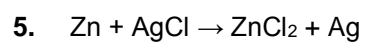
BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS:

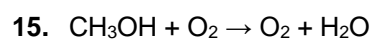
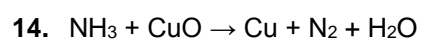
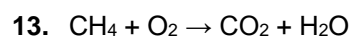
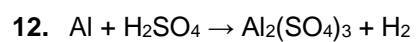
1. ¿Por qué se debe balancear una ecuación química?
2. ¿Cuál es el principio o ley que se utiliza en el proceso de balance de ecuaciones químicas?

EJERCICIOS

Balancee las siguientes ecuaciones químicas:







FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.
3. Ebbing, D. & Gammon, S. (2010) Química General (9ª Ed.) México: CENGAGE Learning.

INFORMACIÓN

Una pregunta básica que surge en el laboratorio e industria es: “¿Qué cantidad de producto se obtendrá a partir de cantidades determinadas de las materias primas (reactivos)?” O bien, en algunos casos la pregunta se plantea de manera inversa: “¿Qué cantidad de materia prima (reactivos) se debe utilizar para obtener una cantidad determinada del producto?”

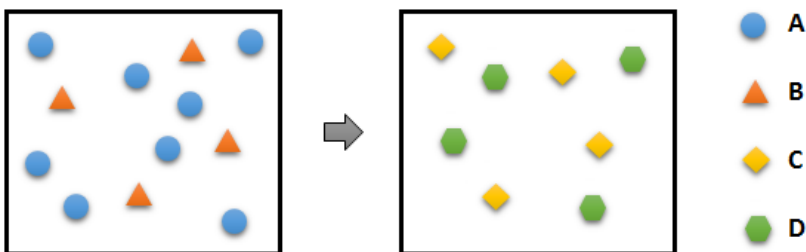
Para interpretar una reacción en forma cuantitativa se necesita aplicar el conocimiento de masas molares y el concepto del mol. La estequiometria es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

Independientemente de que las cantidades utilizadas para los reactivos o productos sean moles, gramos, litros u otras unidades, para calcular la cantidad de producto formado o reactivo necesario en una ecuación se utiliza la unidad de moles. Este método se denomina método del mol, que significa que los coeficientes estequiométricos en una reacción química se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia.

VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

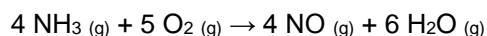
Subraye la respuesta correcta:

¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción que se muestra en el diagrama?



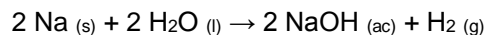
- a) $8 A + 4 B \rightarrow C + D$
- b) $4 A + 8 B \rightarrow 4 C + 4 D$
- c) $2 A + B \rightarrow C + D$
- d) $4 A + 2 B \rightarrow 4 C + 4 D$
- e) $2 A + 4 B \rightarrow C + D$

¿Cuál de las expresiones es correcta para la ecuación siguiente?



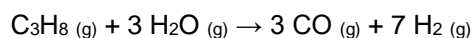
- a) Se producen 6 g de H_2O por cada 4 g de NH_3 que ha reaccionado.
- b) Se produce 1 mol de NO por cada mol de NH_3 que ha reaccionado.
- c) Se producen 2 moles de NO por cada 3 moles de O_2 que ha reaccionado.

¿Cuál de las expresiones es correcta para la ecuación siguiente?



- a) Se consumen 2 moles de H_2O por cada 2 moles de H_2 que se forman.
- b) Se consumen 2 g de Na por cada 2 g de NaOH que se forman.
- c) Se consumen 4 moles de Na por cada 4 moles de NaOH que se forman.

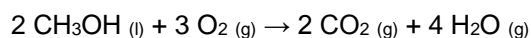
¿Cuál de las expresiones no es correcta para la ecuación siguiente?



- a) Se consumen 3 moles de H_2O por cada mol de C_3H_8 que se consume.
- b) Se forman 3 moles de H_2O por cada 7 moles de H_2 que se consumen.
- c) Se producen 3 moles de CO por cada 7 moles de H_2 que se forman.

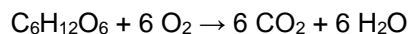
EJERCICIOS

1. El Metanol, CH_3OH , se quema en aire de acuerdo con la ecuación:



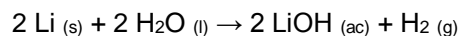
Si se utilizan 209 g de Metanol en un proceso de combustión, ¿Cuál será la masa, en gramos, de Agua producida?

2. Los alimentos que ingerimos son degradados en el cuerpo para proporcionar energía. La ecuación general global para este complicado proceso está representada por la degradación de la Glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$:



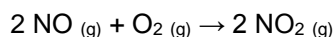
Si una persona consume 856 g de Glucosa durante cierto período, ¿Cuál será la masa, en gramos, de Dióxido de Carbono que se produce?

3. Todos los metales alcalinos reaccionan con Agua para formar Hidrógeno gaseoso y el hidróxido correspondiente. Una reacción común es la que ocurre entre Litio y Agua:



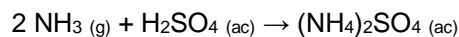
¿Cuántos gramos de Litio se necesitan para producir 9.89 g de Hidrógeno gaseoso?

4. La reacción entre Óxido Nítrico, NO, y Oxígeno gaseoso para formar Dióxido de Nitrógeno, NO₂, es un paso determinante para la formación de smog fotoquímico:



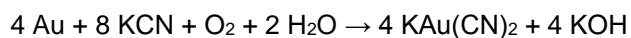
¿Cuántos gramos de Oxígeno gaseoso serán necesarios para producir 2.21 g de Dióxido de Nitrógeno?

5. El fertilizante Sulfato de Amonio, (NH₄)₂SO₄, se prepara mediante la reacción entre Amoniac y Ácido Sulfúrico:



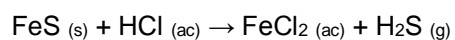
¿Cuántos kilogramos de Amoniac se necesitan para producir 1.00x10⁵ kg de Sulfato de Amonio?

6. Durante muchos años, la recuperación del Oro, es decir, la separación del Oro de otros materiales, implicó el uso de Cianuro de Potasio:



¿Cuál es la mínima cantidad de KCN, en gramos, que se necesita para extraer 29.0 g de Oro?

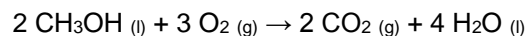
7. ¿Cuántos kilogramos de Sulfuro de Hidrógeno pueden prepararse al tratar 625 g de Sulfuro de Hierro (II) con exceso de Ácido Clorhídrico?



8. Calcule la cantidad, en gramos, de Nitrato Potásico necesario para producir 2.10 g de Oxígeno.

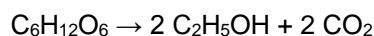


9. Ciertos coches de carrera usan Metanol, CH_3OH , como combustible. La combustión del Metanol ocurre de acuerdo con la siguiente ecuación:



En una reacción específica, 5.9016×10^{24} moléculas de Metanol reaccionan con un exceso de Oxígeno. Calcule cuántos gramos de Agua se forman.

10. La fermentación es un proceso químico complejo que se utiliza en la elaboración de vinos, en el que la Glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) se convierte en Etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) y Dióxido de Carbono:



Si se comienza con 500.4 g de Glucosa, ¿Cuál es el volumen de Etanol que se obtendrá por medio de este proceso? La densidad del Etanol es de 0.789 g/mL.

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.
2. Daub, W. & Sees, W. (1996) Química (7ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.

Reactivo Limitante y Rendimiento Porcentual

Elaborado Por: Ing. Oswaldo Tobías

INFORMACIÓN

Con frecuencia se añaden reactivos al recipiente de reacción en cantidades distintas a las de las proporciones molares dadas por la ecuación química. En tales casos sólo uno de los reactivos puede consumirse por completo al final de la reacción, mientras que algunas cantidades de los otros reactivos permanecerán sin reaccionar.

La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el rendimiento teórico de la reacción, es decir, la cantidad de producto que se obtendrá. En la práctica, el rendimiento real es la cantidad de producto que se obtiene en una reacción, casi siempre es menor que el rendimiento teórico.

Para determinar la eficiencia de una reacción específica, los químicos utilizan el término porcentaje de rendimiento, que describe la proporción del rendimiento real con respecto al rendimiento teórico:

$$\text{Porcentaje de Rendimiento} = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} * 100$$

VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

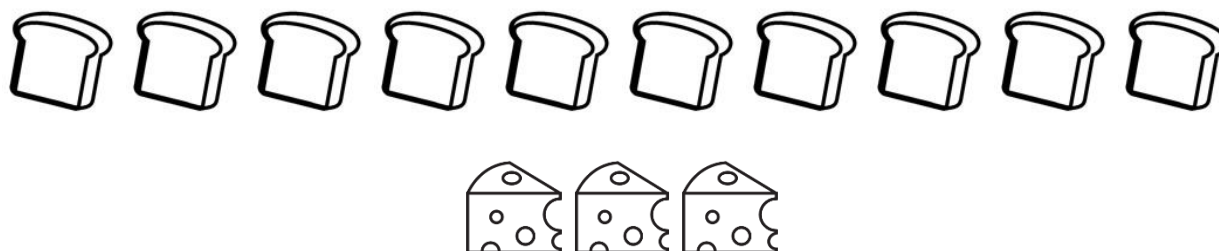
ESTEQUIOMETRÍA, REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO

Una analogía que le pueden ayudar a comprender el concepto de reactivo limitante y reactivo en exceso es la siguiente:

Suponga que quiere preparar sándwiches de queso. Cada uno consiste en dos rebanadas de pan y una rebanada de queso. Escribiendo la receta en forma de ecuación química se obtiene:



Ahora, suponga que busca en la cocina y ve que tiene diez rebanadas de pan y tres rebanadas de queso:



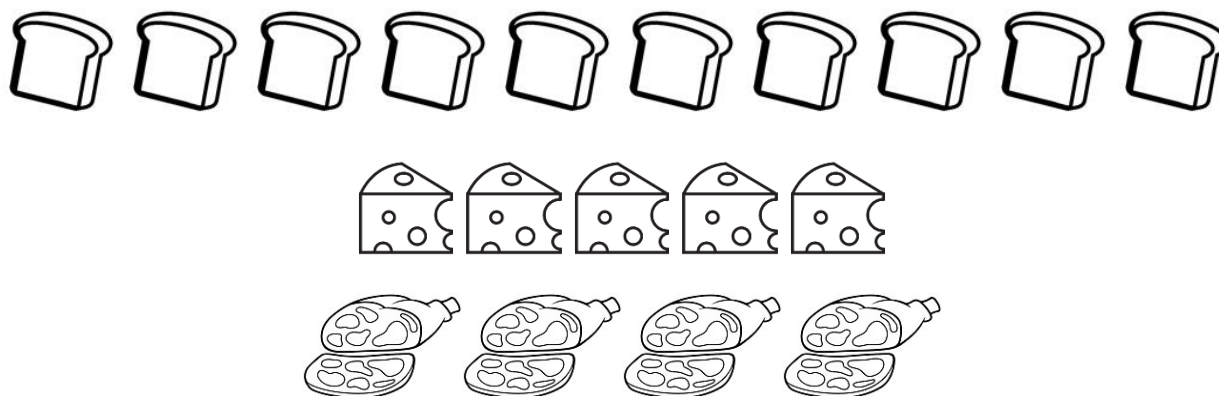
1. ¿Cuántos sándwiches puede preparar?
2. ¿Qué ingrediente le limitó los sándwiches que pudo preparar? ¿Por qué?

3. ¿Sobró algún ingrediente? ¿Cuál? ¿Por qué?

Suponga que se le antojó colocarle jamón a los sándwiches que prepara en la primera analogía y ahora quiere preparar sándwiches de queso y jamón. Cada uno consiste en dos rebanadas de pan, una rebanada de queso y una rebanada de jamón. Escribiendo la receta en forma de ecuación química se obtiene:

___ Rebanadas de Pan + ___ Rebanadas de Queso + ___ Rebanadas de Jamón → 1 Sándwich

Suponiendo que tiene las diez rebanadas de pan y las tres rebanadas de queso de la primera analogía, vuelve a buscar en la cocina y encuentra otras dos rebanadas de queso junto a cuatro rebanadas de jamón.



4. ¿Cuántos sándwiches pudo preparar?

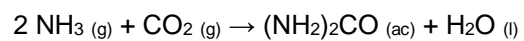
5. ¿Qué ingrediente le limitó los sándwiches que pudo preparar? ¿Por qué?

6. ¿Sobró algún ingrediente? ¿Cuál? ¿Por qué?

El reactivo limitante es aquel que se consume primero en una reacción determinando cuanto se puede obtener de productos. Los reactivos en exceso, son uno o más reactivos presentes en cantidades superiores a las necesarias para reaccionar con la cantidad de reactivo en exceso.

EJERCICIOS

1. La Urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, se prepara a partir de la reacción:

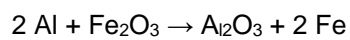


En un proceso se hacen reaccionar 637.2 g de Amoniacó con 1142 g de Dióxido de Carbono.

- a) Calcule la masa, en gramos, de Urea que se formará.

- b) ¿Cuánto del reactivo en exceso (en gramos) quedará sin reaccionar al finalizar la reacción?

2. La reacción entre el Aluminio y el Óxido de Hierro (III) puede producir temperaturas cercanas a los 3000°C , que se utiliza para soldar metales:



En un proceso, se hicieron reaccionar 124 g de Aluminio con 601 g de Óxido de Hierro (III).

a) Calcule la masa, en gramos, de Óxido de Hierro (III) que se formó.

b) ¿Qué cantidad de reactivo en exceso se recuperó al completarse la reacción?

3. Considere la reacción:

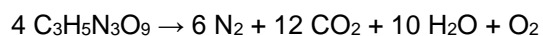


Si reaccionan 0.86 moles de MnO_2 y 48.2 g de HCl ,

a) ¿Cuál de los reactivos se consumirá de primero?

b) ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

4. La Nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$) es un explosivo muy potente. Su descomposición se puede representar mediante la ecuación:

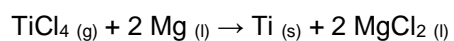


a) ¿Cuál es el rendimiento teórico de Oxígeno gaseoso, en gramos, que se obtendrá a partir de 2.00×10^2 g de Nitroglicerina?

b) Calcule el porcentaje de rendimiento de esta reacción si se encuentra que la cantidad de Oxígeno gaseoso producida fue de 6.55 g.

c) Empleando el porcentaje de rendimiento obtenido en el inciso b, ¿Cuál será el rendimiento real a partir de 50 g de Nitroglicerina?

5. El Titanio se obtiene por la reacción de Cloruro de Titanio (IV) con Magnesio fundido entre 950°C y 1150°C :



En cierta operación industrial, se hacen reaccionar 3.54×10^7 g de TiCl_4 con 1.13×10^7 g de Mg.

a) Calcule el rendimiento teórico de Titanio (en gramos).

b) Calcule el porcentaje del rendimiento si en realidad se obtienen 7.91×10^6 g de Titanio.

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.
3. Ebbing, D. & Gammon, S. (2010) Química General (9ª Ed.) México: CENGAGE Learning.

Leyes de los Gases y Ecuación del Gas Ideal

Elaborado Por: Ing. Oswaldo Tobías

~ INFORMACIÓN

Existen cuatro propiedades que determinan el comportamiento físico de un gas: Las cantidad de gas (en moles), su volumen, la temperatura y presión.

Por una serie de experimentos, Robert Boyle (1627-1691) determinó la relación entre la presión (P) y el volumen (V) de una cantidad particular de gas. Esta relación se conoce como Ley de Boyle.

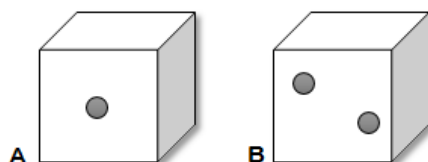
El efecto de la temperatura en el volumen de un gas se observó en 1787 por el físico francés Jacques Charles (1746-1823). La relación entre temperatura (T) y volumen (V) se conoce como Ley de Charles.

Por último, el trabajo del científico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) completó los estudios del comportamiento de los gases. En 1811 publicó su trabajo donde relacionaba la cantidad de gas (n) con el volumen (V). Esta relación se conoce como Ley de Avogadro.

~ VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

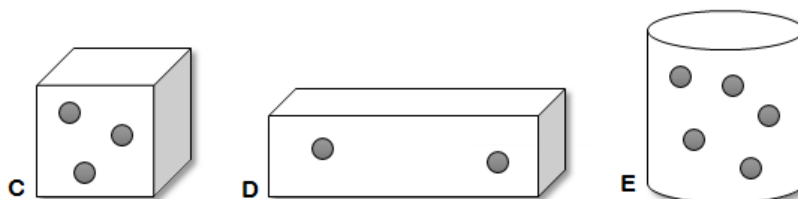
LEYES DE LOS GASES, ECUACIÓN DEL GAS IDEAL Y ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES

1. Se muestran dos contenedores idénticos identificados como A y B. El contenedor A contiene una molécula de un gas ideal y el contenedor B contiene dos moléculas de un gas ideal. Ambos contenedores están a la misma temperatura.



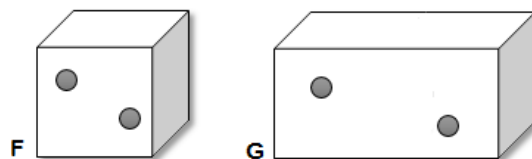
¿Cómo son las presiones en los dos contenedores comparadas entre sí? Explique.

2. Se muestran tres contenedores distintos (C, D y E), cada uno con el mismo volumen y a la misma temperatura.



¿Cómo son las presiones de los gases en los contenedores comparadas entre sí? Explique.

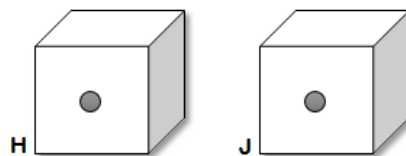
3. El contenedor G abajo tiene el doble de volumen que el contenedor F. Ambos están a la misma temperatura.



¿Cómo son las presiones de los gases en los contenedores comparadas entre sí? Explique.

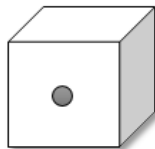
4. ¿Cómo son las presiones de los contenedores F y G, comparadas entre sí, al adicionar otras dos moléculas de gas al contenedor G?

5. Considere los contenedores H y J que tienen el mismo volumen. El contenedor H está a una temperatura de 100 K y el contenedor J está a 200 K.



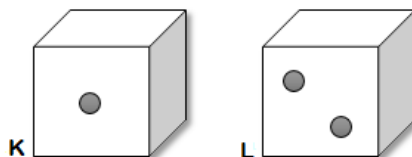
¿Cómo es la presión en el contenedor H comparada con la del contenedor J? Explique.

6. Suponga que la molécula de gas dentro del contenedor está en movimiento.



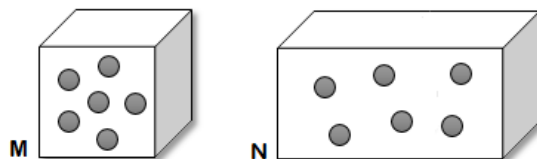
Describa como crea presión dentro del contenedor.

7. Considere los contenedores K y L que tienen el mismo volumen. El contenedor K está a una temperatura de 200 K y el contenedor L está a 100 K.



¿Cómo es la presión en el contenedor H comparada con la del contenedor L? Explique.

8. Considere los contenedores M y N. El contenedor N tiene el doble de volumen que el contenedor M. El contenedor M está a una temperatura de 100 K y el contenedor N está a 200 K.



¿Cómo es la presión en el contenedor M comparada con la del contenedor N? Explique.

EJERCICIOS

1. Un gas que ocupa un volumen de 725 mL a una presión de 0.970 atm se deja expandir a temperatura constante hasta alcanzar una presión de 0.541 atm. ¿Cuál es su volumen final?

2. Una muestra de aire ocupa un volumen de 3.8 L cuando la presión es de 1.2 atm. Si la temperatura permanece constante:
 - a) ¿Qué volumen ocuparía a 6.6 atm?

 - b) ¿Cuál es la presión requerida para comprimirlo a 0.075L?

3. Un volumen de 36.4 mL de Metano gaseoso se calienta de 25°C a 88°C a presión constante. ¿Cuál es el volumen final del gas?

4. En condiciones de presión constante, una muestra de Hidrógeno gaseoso con un volumen inicial de 9.6L a 88°C se enfría hasta que su volumen final es de 3.4L, ¿Cuál es su temperatura final?

5. Una muestra de Nitrógeno gaseoso contenido en un recipiente con un volumen de 2.3L a una temperatura de 32°C, ejerce una presión de 4.7 atm. Calcule el número de moles presentes de gas.

6. Dado que 6.9 moles del gas Monóxido de Carbono están presentes en un recipiente con un volumen de 30.4L, ¿Cuál es la presión del gas (en atm) si la temperatura es de 62°C?

7. El hielo seco es Dióxido de Carbono sólido. Una muestra de 0.050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío que tiene un volumen de 4.6L a 30°C. Calcule la presión interior del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en Dióxido de Carbono gaseoso.

8. Cierta cantidad de un gas está contenido en un recipiente de vidrio a 25°C y a una presión de 0.800 atm. Suponga que el recipiente soporta una presión máxima de 2.00 atm. ¿Cuánto se puede elevar la temperatura del gas sin que se rompa el recipiente?
9. Un globo lleno de gas, que tiene un volumen de 2.50L a 1.2 atm y 25°C , se eleva en la atmósfera (unos 30 km sobre la superficie de la Tierra), donde la temperatura y la presión son de -23°C y 3.00×10^{-3} atm, respectivamente. Calcule el volumen final del globo.
10. Un gas libreado durante la fermentación de Glucosa, en la manufactura de vino, tiene un volumen de 0.78L a 20.1°C y 1.00 atm. ¿Cuál es el volumen del gas a la temperatura de fermentación de 36.5°C y 1.00 atm de presión?

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.
3. Ebbing, D. & Gammon, S. (2010) Química General (9ª Ed.) México: CENGAGE Learning.

Ecuación del Gas Ideal: Otras Aplicaciones

Elaborado Por: Ing. Oswaldo Tobías

INFORMACIÓN

Mediante el uso de la ecuación del gas ideal se puede relacionar la densidad de un gas y su masa molar:

$$M = \frac{dRT}{P}$$

También, se puede utilizar la ecuación del gas ideal para resolver problemas que implican gases como reactivos o productos en reacciones químicas.

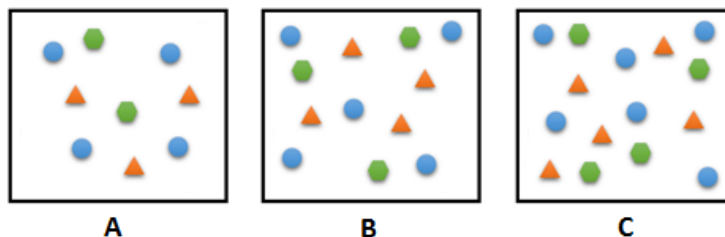
En las mezclas de gases, la presión total es la suma de las presiones parciales que cada gas ejercería si estuviera presente solo en las mismas condiciones (Ley de Dalton de las presiones parciales). La presión parcial de un componente de la mezcla es igual a su fracción molar por la presión parcial:

$$P_1 = X_1 P_T$$

En el cálculo de la cantidad de un gas recolectado sobre agua, se debe hacer una corrección para la presión parcial del vapor de agua en la mezcla gaseosa.

VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

Considere los tres recipientes de gases que se muestran a continuación. Todos ellos tienen el mismo volumen y están a la misma temperatura.



- a) ¿Qué recipiente tiene la menor fracción molar del gas representado con esferas azules? Explique.
- b) ¿Qué recipiente tiene la mayor fracción molar del gas representado con triángulos naranjas? Explique.

- c) ¿Qué recipiente tiene la máxima presión parcial del gas representado con hexágonos verdes? Explique.
- d) ¿Qué recipiente tiene la mínima presión parcial del gas representado con triángulos naranjas? Explique.
- e) ¿Qué recipiente tiene la mayor presión total? Explique.

EJERCICIOS

1. A 741 torr y 44°C, 7.10 g de un gas ocupa un volumen de 5.40L. ¿Cuál es la masa molar del gas?
2. Calcule la densidad del Bromuro de Hidrógeno (HBr) gaseoso en gramos por litro a 733 mmHg y 46°C.

3. Un recipiente de 2.10L contiene 4.65 g de un gas a 1.00 atm y 27.0°C.

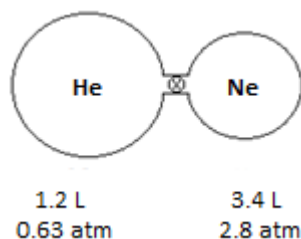
a) Calcule la densidad del gas en g/L.

b) ¿Cuál es la masa molar del gas?

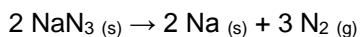
4. Un químico ha sintetizado un compuesto gaseoso amarillo verdoso de Cloro y Oxígeno, y se encuentra que su densidad es de 7.71 g/L a 36°C y 2.88 atm. Determine la masa molar del compuesto.

5. Una mezcla de gases contiene 0.31 moles de CH_4 , 0.25 moles de C_2H_6 y 0.29 moles de C_3H_8 . La presión total es de 1.50 atm. Calcule las presiones parciales de los gases.

6. Considere el siguiente aparato. Calcule las presiones parciales de Helio y de Neón después de abrir la válvula. La temperatura permanece constante a 16°C.

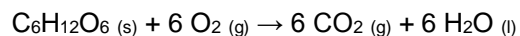


7. La Azida de Sodio (NaN_3) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la NaN_3 de la siguiente manera:



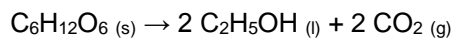
El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas. Calcule el volumen, en litros, de Nitrógeno gaseoso generado a 80°C y 823 mmHg por la descomposición de 60.0 g de NaN_3 .

8. La ecuación para la degradación metabólica de Glucosa, $C_6H_{12}O_6$, es la misma que la ecuación para la combustión de Glucosa en aire:



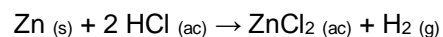
Calcule el volumen de Dióxido de Carbono producido a $37^\circ C$ y 1.00 atm cuando se consumen 5.60 g de Glucosa.

9. En la fermentación del alcohol, la levadura convierte la Glucosa en Etanol y Dióxido de Carbono:



Si reaccionan 5.97 g de Glucosa, $C_6H_{12}O_6$, y se recolectan 1.44L de Dióxido de Carbono gaseoso, a 293K y 0.984 atm. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

10. Una muestra de Zinc metálico reacciona completamente con un exceso de Ácido Clorhídrico:



El Hidrógeno gaseoso generado se recoge sobre Agua a 25.0°C. El volumen del gas es de 7.80L y la presión es de 0.980 atm. Calcule la cantidad de Zinc metálico (en gramos) consumido en la reacción. La presión de vapor de Agua es de 23.8 mmHg a 25°C.

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.

Radiaciones Electromagnéticas

Elaborado Por: Ing. Ariel Mundo

INFORMACIÓN

Las radiaciones electromagnéticas se comportan en parte como una onda. La velocidad de una onda viene dada por:

$$c = \lambda \nu$$

Donde λ (lambda) corresponde a la longitud de onda (distancia entre dos crestas) y ν (nu) es la frecuencia (número de ondas que pasan por un punto por unidad de tiempo).

Planck formuló que la energía sólo emitirse o absorberse por parte de los átomos en paquetes discretos, y la energía de cada paquete denominado cuanto se calcula según:

$$E = h\nu$$

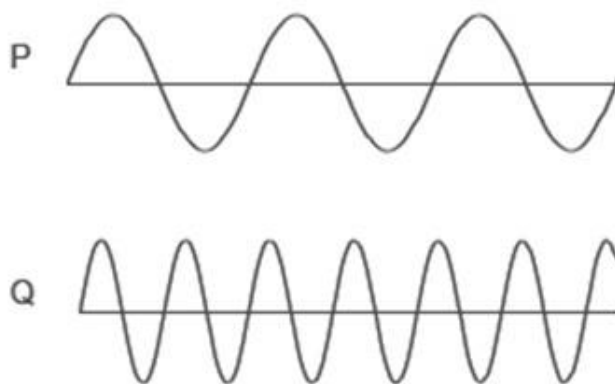
Donde E corresponde a la energía y h es la constante de Planck equivalente a 6.63×10^{-34} J.s.

Ya que $\nu = c/\lambda$ (donde c es la velocidad de la luz, 3.00×10^8 m/s) entonces la ecuación se transforma en:

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

Responda:



a) ¿Cuál de las ondas que se muestran tiene la mayor longitud de onda? Explique.

b) ¿Cuál de las ondas que se muestran tiene la mayor frecuencia? Explique.

c) ¿Cuál de las ondas que se muestran tiene la mayor energía? Explique.

EJERCICIOS

1. Resuelva:

a) ¿Cuál es la longitud de onda, en nanómetros, de la luz con una frecuencia de 8.6×10^{13} Hz?

b) ¿Cuál es la frecuencia, en Hz, de la luz con una longitud de onda de 566 nm?

2. Cierta forma de radiación electromagnética tiene una frecuencia de 8.11×10^{14} Hz.

a) ¿Cuál es su longitud de onda en nanómetros?

b) ¿Cuál es la energía de un cuanto de esta radiación?

3. Cuando el cobre es bombardeado con electrones de alta energía se emiten rayos X. Calcule la energía (en Joules) asociada a estos fotones si la longitud de onda es de 0.154 nm.

4. Una determinada radiación tiene una longitud de onda de 574 nm.

a) ¿Cuál es la energía, en Joules, de un fotón de esta radiación?

b) ¿Cuál es la energía, en Joules, de un mol de fotones de esta radiación?

5. Un láser produce un rayo de luz con una longitud de onda de 532 nm. Si la producción de potencia es de 25.0 mW, ¿Cuántos fotones por segundo emite el láser? ($1 \text{ W} = 1 \text{ J/s}$).

6. Un láser de rubí produce pulsos de radiación con duración de $1 \times 10^{-9} \text{ s}$ y longitud de onda de 633 nm. Si el láser produce 0.376 J de energía por pulso,

a) ¿Cuántos fotones se generan por pulso?

b) ¿Cuál es la potencia (en Watts) del láser?

7. Los búhos tienen una buena visión nocturna porque sus ojos pueden detectar una intensidad de luz tan baja como $5.0 \times 10^{-13} \text{ W/m}^2$. Calcule el número de fotones por segundo que puede detectar el ojo de un búho si su pupila tiene un diámetro de 9.0 mm y la luz tiene una longitud de onda de 500 nm.
8. Las señales de radio de la misión espacial *Challenger*, fueron emitidas a una frecuencia de 8.4 GHz. Esta radiación se recibió en la tierra mediante una antena capaz de detectar señales tan débiles como $4 \times 10^{-21} \text{ W}$. ¿Cuántos fotones por segundo representa este límite de detección?

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.

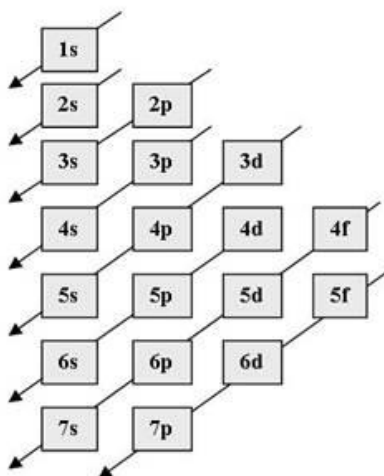
Configuraciones Electrónicas

Elaborado Por: Ing. Jorge Donis

INFORMACIÓN

En la mecánica cuántica se requieren tres números cuánticos para describir la distribución de los electrones en los átomos. Se denominan número cuántico principal, número cuántico del momento angular y número cuántico magnético. Estos números cuánticos se utilizarán para describir orbitales atómicos y para identificar los electrones que se ubican en ellos. Un cuarto número cuántico (el número cuántico de espín) describe el comportamiento de un electrón específico y completa la descripción de los electrones en los átomos.

Una vez que se ha comprendido la forma y el tamaño de los orbitales atómicos, se pueden estudiar sus energías relativas y determinar cómo estos niveles de energía influyen en las distribuciones electrónicas reales en los átomos. El orden de llenado de los subniveles atómicos en un átomo polielectrónico se muestra a continuación:



VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

1. Responda las siguientes preguntas:

a) ¿Qué es la configuración electrónica?

b) Describa la importancia de la regla de Hund y el principio de exclusión de Pauli en la escritura de la configuración electrónica de los elementos.

- c) Comente qué tan correcto es el siguiente enunciado: la probabilidad de encontrar dos electrones con los mismos cuatro números cuánticos es cero.

2. ¿Cuáles de los cuatro números cuánticos (n , l , m_l , m_s) determinan:

- a) El tamaño de un orbital?
- b) La orientación de un orbital en el espacio?
- c) La forma de un orbital?

3. Explique el significado del símbolo $4d^6$.

EJERCICIOS

1. Responda:

- a) Un electrón de cierto átomo está en el nivel cuántico $n = 2$. Enumere los posibles valores de los subniveles l y m_l .

b) Un electrón de un átomo está en el nivel cuántico $n = 4$. Enumere los posibles valores de los subniveles l y m_l .

2. La configuración electrónica de un átomo neutro es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Escriba un conjunto completo de números cuánticos para cada uno de los electrones en su último nivel de energía permitido ($n=3$). Dé el nombre del elemento.

3. Escriba las configuraciones electrónicas en el estado fundamental para los siguientes elementos:

a) B

b) Ni

c) As

d) S

e) Si

f) Zn

4. Las configuraciones electrónicas del estado fundamental que se muestran aquí son incorrectas. Explique qué errores se han cometido en cada una y escriba las configuraciones correctas.

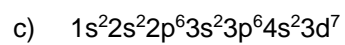
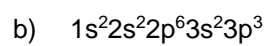
a) Al: $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^3$

b) B: $1s^2 2s^2 2p^5$

c) F: $1s^2 2s^2 2p^6$

5. Dibuje los diagramas de orbital de los átomos que tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

a) $1s^2 2s^2 2p^6$.



6. Indique el número de electrones no apareados presentes en cada uno de los siguientes átomos. Además, dibuje el diagrama de orbitales para las configuraciones electrónicas:

a) B

b) C

c) Ne

d) P

e) N

f) Mg

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.

Propiedades Periódicas de los Elementos

Elaborado Por: Ing. Jorge Donis

INFORMACIÓN

En el siglo XIX se acomodaron los elementos de la tabla periódica en orden creciente de su masa atómicas, algunas discrepancias que surgieron fueron resueltas empleando el número atómico de nuevo en orden creciente. Más adelante se descubrió que la configuración electrónica determina algunas propiedades de los elementos, razón por la cual la tabla periódica actual basa su clasificación tanto en el número atómico como en la configuración electrónica.

Las variaciones periódicas de las propiedades físicas de los elementos son un reflejo de la diferencia en la estructura atómica, a continuación se detallan dichas tendencias:

- El carácter metálico de los elementos disminuye a lo largo de un período, empezando con metales, pasando por metaloides y finalmente no metales, y aumenta de arriba hacia abajo dentro de un grupo específico de elementos representativos.
- El radio atómico varía periódicamente con la colocación de los elementos en la tabla periódica. Disminuye de izquierda a derecha y aumenta de arriba hacia abajo.
- La energía de ionización es una medida de la tendencia de un átomo a evitar la pérdida de un electrón. A mayor energía de ionización, es mayor la fuerza de atracción del núcleo sobre el electrón. La afinidad electrónica es una medida de la tendencia de un átomo a ganar un electrón. Cuanto más positivo es el valor de la afinidad electrónica, es mayor la tendencia del átomo a ganar un electrón. Generalmente, los metales tienen baja energía de ionización y los no metales, alta afinidad electrónica.

VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

En las siguientes imágenes se presenta la estructura básica de la tabla periódica. Complete la información, localizando en la tabla lo que se le pide:

1. Indique el área de la tabla constituida por:

- Metales
- No metales
- Metaloides

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		
8																		
9																		
10																		
11																		
12																		
13																		
14																		
15																		
16																		
17																		
18																		

2. Localice los siguientes grupos:

- Metales Alcalinos
- Metales Alcalinotérreos
- Calcógenos
- Halógenos
- Gases Nobles

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		
6																		
7																		

3. Represente las tendencias observadas de:

- Radio atómico
- Energía de ionización
- Afinidad electrónica

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		
6																		
7																		

~ EJERCICIOS

7. Clasifique cada uno de los siguientes elementos como metal, no metal o metaloide:

d) As

e) Xe

f) Fe

g) Li

h) B

i) Cl

j) Ba

k) P

l) I

m) Si

8. Escriba la configuración electrónica externa de:

a) Los metales alcalinos

b) Los metales alcalinotérreos

c) Los halógenos

d) Los gases nobles

9. Con base en la posición en la tabla periódica, seleccione el átomo de mayor radio atómico en cada uno de los siguientes pares:

a) Na o Cs

b) Be o Ba

c) N o Sb

d) F o Br

e) Ne o Xe

10. Indique cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas entre sí: C, Cl^- , Mn^{2+} , B^- , Ar, Zn, Fe^{3+} , Ge^{2+}

11. En cada uno de los siguientes pares, indique cuál especie tendrá un menor radio atómico:

a) Cl o Cl^-

b) Na o Na^+

c) O^{2-} o S^{2-}

d) Mg^{2+} o Al^{3+} .

e) Au^+ o Au^{3+}

12. Utilice el cuarto período de la tabla periódica como ejemplo del cambio en la primera energía de ionización de los elementos al avanzar de izquierda a derecha. Explique esa tendencia.

13. La primera y la segunda energía de ionización del K son 419 kJ/mol y 3052 kJ/mol, respectivamente. Por otra parte, las del Ca son 590 y 1145 kJ/mol, respectivamente. Compare los valores y haga un comentario sobre las diferencias.

14. Acomode los siguientes elementos en orden creciente con respecto a la primera energía de ionización: F, K, P, Ca y Ne.

15. Acomode los elementos de cada uno de los siguientes grupos en orden creciente, según la afinidad electrónica:

a) Li, Na, K

b) F, Cl, Br, I

c) O, Si, P, Ca

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.

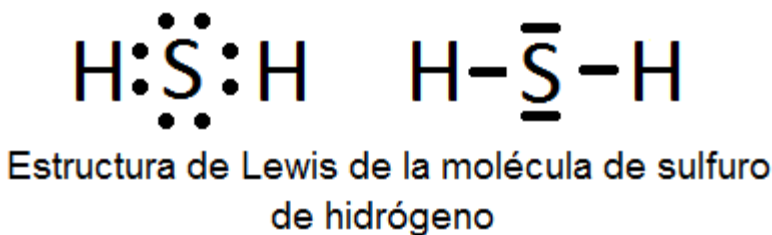
Estructuras de Lewis

Elaborado Por: Ing. Ariel Mundo

~ INFORMACIÓN

Las estructuras de Lewis son representaciones de los enlaces en un compuesto químico. Estas estructuras utilizan el símbolo de cada elemento involucrado en el enlace y un punto por cada electrón de valencia del átomo. Los pares electrónicos compartidos se representan como líneas o como pares de puntos entre dos átomos, y los pares electrónicos libres se muestran como pares de puntos en átomos individuales.

Las estructuras pueden ayudar a comprender los enlaces de muchos compuestos y con frecuencia se utilizan para explicar las propiedades de las moléculas.

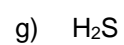
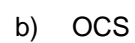
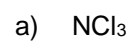


~ VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

1. Utilizando sus propias palabras, escriba la regla del octeto:
2. ¿Qué significa “octeto expandido”?
3. ¿Qué significa carga formal?

EJERCICIOS

1. Escriba las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas y iones:



h) COBr_2

i) NH_4^+

j) HCN

k) BF_3

l) NF_3

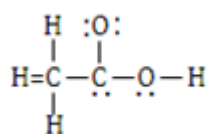
m) XeF_2

n) BrF_3

o) ClF_5

p) PO_4^{-3}

2. A continuación se presenta en representación de Lewis el Ácido Acético, CH_3COOH , pero algunos de los enlaces mostrados son incorrectos. Identifique los enlaces incorrectos y escriba la estructura correcta del ácido acético.



3. Dibuje la estructura de Lewis del Ion Sulfato e indique sus cargas formales.

4. Escriba la estructura de Lewis para el SbCl_5 . ¿Esta molécula obedece la regla del octeto? Explique.
5. Dibuje la estructura de Lewis del XeF_4 . ¿El Xe cumple la regla del octeto? Explique.
6. Dibuje la estructura de Lewis para el Triyoduro de Aluminio (AlI_3). ¿Qué nota respecto de la regla del octeto para el Aluminio?
7. Dibuje tres estructuras de resonancia para el Ion Clorato (ClO_3^-) e indique las cargas formales de cada elemento en las estructuras.

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
2. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.

Concentración de las Disoluciones

Elaborado Por: Ing. Oswaldo Tobías

INFORMACIÓN

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. El soluto es la sustancia presente en menor cantidad y el solvente es la sustancia que está en mayor cantidad.

El estudio cuantitativo de una disolución requiere que se conozca su concentración, es decir, la cantidad de soluto presente en determinada cantidad de una solución o solvente.

En la industria se utilizan diferentes unidades de concentración y cada una de ellas tiene ciertas ventajas, así como algunas limitaciones.

VISUALIZACIÓN DE CONCEPTOS

CONCENTRACIÓN

- Se preparan tres soluciones ácidas:

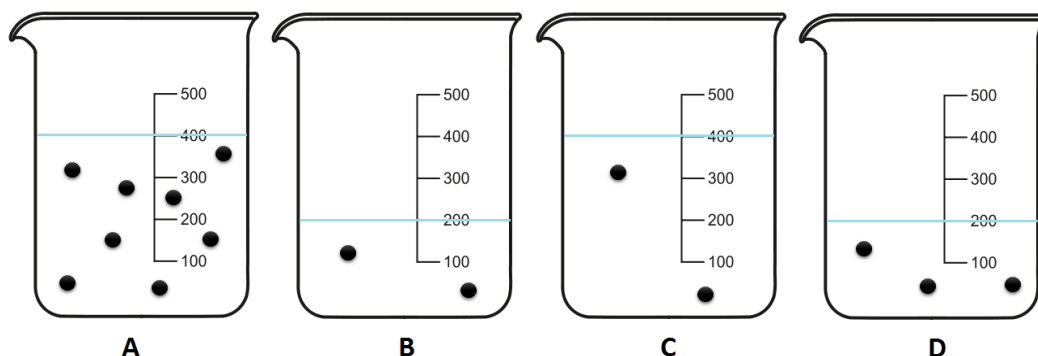
Solución 01: Se prepara disolviendo 0.01 moles de HCl en 50 mL de agua.

Solución 02: Se prepara disolviendo 0.01 moles de HCl en 70 mL de agua.

Solución 03: Se prepara disolviendo 0.01 moles de HCl en 60 mL de agua.

Sin desarrollar cálculos, compare las concentraciones de las tres soluciones y ordénelas de la más concentrada a la menos concentrada. Explique.

- Considere los siguientes vasos de precipitados. Cada uno contiene una disolución de la sustancia X:



- a) Ordene los vasos de precipitados de menor a mayor concentración de X. (El volumen está expresado en mililitros y cada esfera representa un mol de sustancia)
- b) Sin añadir o remover X, ¿Qué podría hacer para preparar concentraciones de X iguales en cada vaso de precipitados?

EJERCICIOS

1. Una solución de Cloruro de Sodio se prepara con 0.01g de NaCl y 1000.0 g de Agua.

- a) Calcule la concentración de la solución en porcentaje en masa.
- b) Calcule la concentración de la solución expresada en partes por millón.
- c) Calcule la concentración de la solución expresada en partes por billón.

2. Una disolución de Amoniaco se prepara con 30.0 g de NH_3 y 70.0 g de Agua. La densidad de la disolución es de 0.982 g/mL.

a) Calcule la molaridad de la solución.

b) Calcule la molalidad de la solución.

3. Un litro de disolución acuosa contiene 43.5 g de Sacarosa, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Si la densidad de la solución es 1.015 g/cm³.

a) Calcule la concentración de la solución en porcentaje en masa.

b) Calcule la fracción molar del soluto.

c) Calcule la fracción molar del solvente.

d) Calcule el porcentaje molar del soluto en la solución.

4. El Ácido Sulfúrico concentrado que se utiliza en el laboratorio es H_2SO_4 al 98.0% en masa. La densidad de la disolución es de 1.83 g/mL.

a) Calcule la molalidad de la solución.

b) Calcule la molaridad de la solución.

c) Determine la fracción molar de Ácido Sulfúrico.

5. La densidad de una disolución acuosa que contiene 10.0% en masa de Etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, es de 0.984 g/mL.

a) Calcule la molalidad de esta disolución.

b) Calcule la molaridad de esta disolución.

c) ¿Qué volumen de la disolución contendrá 0.125 moles de Etanol?

6. Calcule la masa de Glucosa, $C_6H_{12}O_6$, necesaria para preparar 800 g de una disolución acuosa cuya fracción molar es 0.01.
7. A 200 g de disolución de Hidróxido Potásico 5.0% se le añaden 10 g de Hidróxido Potásico. Determine la molalidad de la solución resultante.
8. Un experimento requiere la adición de 0.184 g de Hidróxido de Sodio, NaOH. ¿Cuántos mililitros de NaOH 0.150M deben añadirse?

9. ¿Cuál es el volumen (en mililitros) de H_2SO_4 0.215M que contiene 0.949 g de Ácido Sulfúrico?
10. La concentración del Ácido Sulfúrico concentrado comercial es 98.0% en masa o 18M. Calcule la densidad de la solución.

FUENTES BIBLIOGRÁFICAS

LIBROS:

1. Andrés, D.; Antón, J. & Barrio, J. (2008) Física y Química, 1º Bachillerato (1ª Ed.) Editex.
2. Brown, T.; LeMay, H.; Bursten, B.; Murphy, C. & Woodward, P. (2014) Química, La Ciencia Central (12ª Ed.) México: Editorial Pearson Educación.
3. Chang, R. & Goldsby, K. (2013) Química (11ª Ed.) China: Editorial McGraw Hill Education.
4. Ebbing, D. & Gammon, S. (2010) Química General (9ª Ed.) México: CENGAGE Learning.