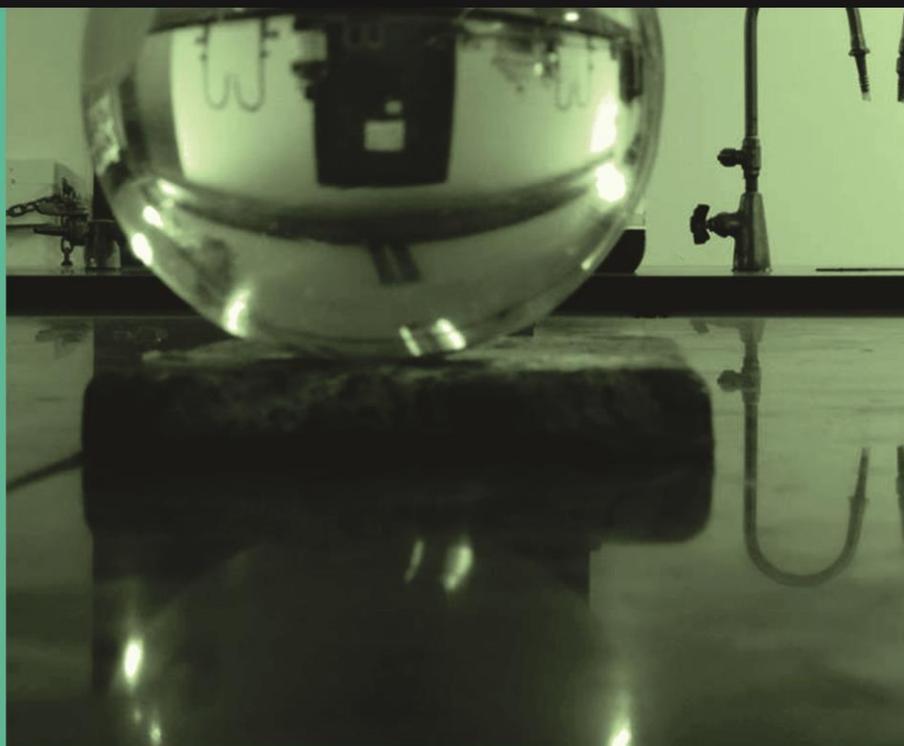


UNIVERSIDAD ESTATAL PENÍNSULA DE SANTA ELENA



└

# Fundamentos de Química General:

Disoluciones, Propiedades coligativas  
y Gases Ideales

Serie de Textos Académicos  
de la Facultad de Ingeniería

Ricardo Rodríguez Alzamora







**Serie de Textos Académicos de la Facultad  
de Ciencias de la Ingeniería de la UPSE**

**FUNDAMENTOS DE QUÍMICA GENERAL:  
Disoluciones, Propiedades Coligativas  
y Gases Ideales**

**Ing. Ricardo Javier Rodríguez Alzamora, MSc.**

**Universidad Estatal Península de Santa Elena  
ECUADOR  
2017**

Ficha Bibliográfica:

Ricardo Javier Rodríguez Alzamora

**FUNDAMENTOS DE QUÍMICA GENERAL:  
Disoluciones, Propiedades Coligativas y Gases Ideales**

Primera Edición, 2017

Editorial UPSE

**ISBN:** 978-9942-776-01-3

Formato: 17 x 24 cm #páginas: 114

Derechos Reservados © 2017  
Universidad Estatal Península de Santa Elena  
Ediciones UPSE  
Avenida La Libertad-Santa Elena  
Ciudadela Universitaria UPSE  
[www.upse.edu.ec](http://www.upse.edu.ec)

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

*Portada: Manuel Martínez Santana.*

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

IMPRESO EN ECUADOR  
Printed in Ecuador



# tabla periódica de elementos

1	IA	1	1,00794	1	H	1	1,00794	1	IA	18	VIIIA
2	IIA	2	4,00260	2	He	2	4,00260	2	VIIIA	0	0
3	IIIB	3	6,941	3	Li	3	6,941	3	IA	1	1
4	IVB	4	9,01224	4	Be	4	9,01224	4	IIA	2	2
5	VB	5	11,00911	5	B	5	11,00911	5	IIIA	3	3
6	VB	6	12,00983	6	C	6	12,00983	6	IVB	4	4
7	VIB	7	14,00307	7	N	7	14,00307	7	V	5	5
8	VIB	8	15,9994	8	O	8	15,9994	8	VA	6	6
9	VIB	9	16,99453	9	F	9	16,99453	9	VA	7	7
10	VIB	10	18,99840	10	Ne	10	18,99840	10	VIA	8	8
11	VIB	11	20,1797	11	Na	11	20,1797	11	VIA	9	9
12	VIB	12	24,30409	12	Mg	12	24,30409	12	VIA	10	10
13	VIB	13	26,98153	13	Al	13	26,98153	13	VIA	11	11
14	VIB	14	28,08558	14	Si	14	28,08558	14	VIA	12	12
15	VIB	15	30,97376	15	P	15	30,97376	15	VIA	13	13
16	VIB	16	32,06503	16	S	16	32,06503	16	VIA	14	14
17	VIB	17	35,453	17	Cl	17	35,453	17	VIA	15	15
18	VIB	18	36,4609	18	Ar	18	36,4609	18	VIA	16	16
19	VIB	19	39,0983	19	K	19	39,0983	19	VIA	17	17
20	VIB	20	40,078	20	Ca	20	40,078	20	VIA	18	18
21	VIB	21	44,95591	21	Sc	21	44,95591	21	VIA	19	19
22	VIB	22	47,88279	22	Ti	22	47,88279	22	VIA	20	20
23	VIB	23	50,9415	23	V	23	50,9415	23	VIA	21	21
24	VIB	24	51,99616	24	Cr	24	51,99616	24	VIA	22	22
25	VIB	25	54,93802	25	Mn	25	54,93802	25	VIA	23	23
26	VIB	26	55,845	26	Fe	26	55,845	26	VIA	24	24
27	VIB	27	58,93319	27	Co	27	58,93319	27	VIA	25	25
28	VIB	28	58,93319	28	Ni	28	58,93319	28	VIA	26	26
29	VIB	29	63,546	29	Cu	29	63,546	29	VIA	27	27
30	VIB	30	65,38	30	Zn	30	65,38	30	VIA	28	28
31	VIB	31	69,723	31	Ga	31	69,723	31	VIA	29	29
32	VIB	32	72,630	32	Ge	32	72,630	32	VIA	30	30
33	VIB	33	74,9216	33	As	33	74,9216	33	VIA	31	31
34	VIB	34	78,9718	34	Se	34	78,9718	34	VIA	32	32
35	VIB	35	78,96	35	Br	35	78,96	35	VIA	33	33
36	VIB	36	83,8	36	Kr	36	83,8	36	VIA	34	34
37	VIB	37	85,4678	37	Rb	37	85,4678	37	VIA	35	35
38	VIB	38	87,62	38	Sr	38	87,62	38	VIA	36	36
39	VIB	39	88,906	39	Y	39	88,906	39	VIA	37	37
40	VIB	40	91,224	40	Zr	40	91,224	40	VIA	38	38
41	VIB	41	92,90638	41	Nb	41	92,90638	41	VIA	39	39
42	VIB	42	95,94	42	Mo	42	95,94	42	VIA	40	40
43	VIB	43	97,9054	43	Tc	43	97,9054	43	VIA	41	41
44	VIB	44	101,07	44	Ru	44	101,07	44	VIA	42	42
45	VIB	45	102,9055	45	Rh	45	102,9055	45	VIA	43	43
46	VIB	46	106,42	46	Pd	46	106,42	46	VIA	44	44
47	VIB	47	106,90558	47	Ag	47	106,90558	47	VIA	45	45
48	VIB	48	112,411	48	Cd	48	112,411	48	VIA	46	46
49	VIB	49	114,818	49	In	49	114,818	49	VIA	47	47
50	VIB	50	118,710	50	Sn	50	118,710	50	VIA	48	48
51	VIB	51	127,603	51	Sb	51	127,603	51	VIA	49	49
52	VIB	52	127,603	52	Te	52	127,603	52	VIA	50	50
53	VIB	53	126,90547	53	I	53	126,90547	53	VIA	51	51
54	VIB	54	127,603	54	Xe	54	127,603	54	VIA	52	52
55	VIB	55	132,90545	55	Ba	55	132,90545	55	VIA	53	53
56	VIB	56	137,327	56	La	56	137,327	56	VIA	54	54
57	VIB	57	138,90547	57	Ce	57	138,90547	57	VIA	55	55
58	VIB	58	140,12	58	Pr	58	140,12	58	VIA	56	56
59	VIB	59	140,90766	59	Nd	59	140,90766	59	VIA	57	57
60	VIB	60	144,242	60	Pm	60	144,242	60	VIA	58	58
61	VIB	61	144,91288	61	Sm	61	144,91288	61	VIA	59	59
62	VIB	62	150,36	62	Eu	62	150,36	62	VIA	60	60
63	VIB	63	151,964	63	Gd	63	151,964	63	VIA	61	61
64	VIB	64	157,25	64	Tb	64	157,25	64	VIA	62	62
65	VIB	65	158,92535	65	Dy	65	158,92535	65	VIA	63	63
66	VIB	66	162,5001	66	Ho	66	162,5001	66	VIA	64	64
67	VIB	67	164,93032	67	Er	67	164,93032	67	VIA	65	65
68	VIB	68	167,259	68	Tm	68	167,259	68	VIA	66	66
69	VIB	69	168,93032	69	Yb	69	168,93032	69	VIA	67	67
70	VIB	70	173,054	70	Lu	70	173,054	70	VIA	68	68
71	VIB	71	174,975	71	Be	71	174,975	71	VIA	69	69
72	VIB	72	175,077	72	B	72	175,077	72	VIA	70	70
73	VIB	73	176,041	73	C	73	176,041	73	VIA	71	71
74	VIB	74	177,047	74	N	74	177,047	74	VIA	72	72
75	VIB	75	178,047	75	O	75	178,047	75	VIA	73	73
76	VIB	76	179,047	76	F	76	179,047	76	VIA	74	74
77	VIB	77	180,947	77	Ne	77	180,947	77	VIA	75	75
78	VIB	78	181,947	78	Na	78	181,947	78	VIA	76	76
79	VIB	79	182,947	79	Mg	79	182,947	79	VIA	77	77
80	VIB	80	183,947	80	Al	80	183,947	80	VIA	78	78
81	VIB	81	184,947	81	Si	81	184,947	81	VIA	79	79
82	VIB	82	185,947	82	P	82	185,947	82	VIA	80	80
83	VIB	83	186,947	83	S	83	186,947	83	VIA	81	81
84	VIB	84	187,947	84	Cl	84	187,947	84	VIA	82	82
85	VIB	85	188,947	85	Ar	85	188,947	85	VIA	83	83
86	VIB	86	189,947	86	K	86	189,947	86	VIA	84	84
87	VIB	87	190,947	87	Ca	87	190,947	87	VIA	85	85
88	VIB	88	191,947	88	Sc	88	191,947	88	VIA	86	86
89	VIB	89	192,947	89	Ti	89	192,947	89	VIA	87	87
90	VIB	90	193,947	90	V	90	193,947	90	VIA	88	88
91	VIB	91	194,947	91	Cr	91	194,947	91	VIA	89	89
92	VIB	92	195,947	92	Mn	92	195,947	92	VIA	90	90
93	VIB	93	196,947	93	Fe	93	196,947	93	VIA	91	91
94	VIB	94	197,947	94	Co	94	197,947	94	VIA	92	92
95	VIB	95	198,947	95	Ni	95	198,947	95	VIA	93	93
96	VIB	96	199,947	96	Cu	96	199,947	96	VIA	94	94
97	VIB	97	200,947	97	Zn	97	200,947	97	VIA	95	95
98	VIB	98	201,947	98	Ga	98	201,947	98	VIA	96	96
99	VIB	99	202,947	99	Ge	99	202,947	99	VIA	97	97
100	VIB	100	203,947	100	As	100	203,947	100	VIA	98	98
101	VIB	101	204,947	101	Se	101	204,947	101	VIA	99	99
102	VIB	102	205,947	102	Br	102	205,947	102	VIA	100	100
103	VIB	103	206,947	103	Kr	103	206,947	103	VIA	101	101
104	VIB	104	207,947	104	Rb	104	207,947	104	VIA	102	102
105	VIB	105	208,947	105	Sr	105	208,947	105	VIA	103	103
106	VIB	106	209,947	106	Y	106	209,947	106	VIA	104	104
107	VIB	107	210,947	107	Zr	107	210,947	107	VIA	105	105
108	VIB	108	211,947	108	Nb	108	211,947	108	VIA	106	106
109	VIB	109	212,947	109	Mo	109	212,947	109	VIA	107	107
110	VIB	110	213,947	110	Tc	110	213,947	110	VIA	108	108
111	VIB	111	214,947	111	Ru	111	214,947	111	VIA	109	109
112	VIB	112	215,947	112	Rh	112	2				

## Presentación

---

Mi finalidad de escribir este texto, es ofrecer al estudiantado de la Universidad Estatal Península de Santa Elena (UPSE), en especial a los estudiantes de la Facultad de Ciencias de la Ingeniería, Carrera de Ingeniería de Petróleos, una base firme de conceptos y principios químicos para que los estudiantes valoren la importancia de la Química en la industria petrolera.

El propósito de este texto, es ayudar a los estudiantes y al maestro. Como autor he tratado de equilibrar la teoría y la práctica, así como ilustrar los principios básicos con ejemplos comunes.

En el presente texto existen problemas desarrollados y propuestos, con el propósito de lograr en los estudiantes las habilidades, destrezas y análisis de los resultados. Muchos de estos problemas presentan piezas adicionales de conocimiento que permiten al estudiante resolver un problema que un Químico resolvería; estos ejemplos y problemas muestran a los estudiantes el mundo real de la Química y su aplicación para las situaciones cotidianas.

***El autor***

# Contenido

<b>DISOLUCIONES QUÍMICAS</b> .....	1
1.1 Tipos de disoluciones .....	1
1.2 Enfoque molecular del proceso de disolución .....	3
1.3 Efecto de la temperatura en la solubilidad .....	5
1.3.1. Solubilidad de los sólidos y la temperatura .....	5
1.3.2. Solubilidad de los gases y la temperatura .....	6
1.4 Efecto de la presión en la solubilidad de los gases .....	8
1.5 Concentración de las soluciones en unidades físicas .....	11
1.5.1. Porcentaje referido a la masa (% p/p) .....	11
1.5.2. Porcentaje referido al volumen (% v/v) .....	12
1.5.3. Porcentaje masa - volumen (% p/v) .....	12
1.5.4. Problemas de aplicación práctica .....	13
1.6 Concentración de las soluciones en unidades químicas .....	17
1.6.1 Molaridad (M) .....	18
1.6.2 Dilución .....	18
1.6.3 Molalidad (m) .....	20
1.6.4 Normalidad (N) .....	20
1.6.5 Fracción Molar (X) .....	21
1.6.6 Problemas de aplicación práctica .....	22
<b>PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES</b> .....	38
2.1 Presión de vapor .....	39
2.2 Elevación del punto de ebullición .....	42
2.2.1 Algunas constantes ebulloscópicas .....	43
2.3 Descenso del punto de congelación .....	44
2.3.1 Algunas constantes crioscópicas .....	45
2.4 Presión osmótica .....	45
2.6 Problemas de aplicación práctica .....	48

2.7 Problemas propuestos de molaridad, molalidad y propiedades coligativas. ....	63
<b>GASES</b> .....	<b>67</b>
3.1 Unidades del S.I. para la presión .....	68
3.2 Leyes de los gases .....	68
3.2.1 Ley de Boyle y Mariotte .....	69
3.2.2 Ley de Charles .....	70
3.2.3 Ley de Gay Lussac .....	70
3.2.4 Ley Combinada de los Gases .....	71
3.3 Ecuación de estado de un gas ideal .....	73
3.4 Problemas de aplicación práctica .....	76
3.4 Problemas propuestos de gases ideales .....	93
<b>Glosario</b> .....	<b>95</b>
<b>Índice de Términos</b> .....	<b>112</b>

# Capítulo I

## DISOLUCIONES QUÍMICAS

---

Disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias.

La concentración de una solución expresa la cantidad de soluto presente en una cantidad dada de solvente o de solución, esta relación se expresa en unidades de concentración, las cuales se clasifican en unidades físicas y unidades químicas.

### 1.1 Tipos de disoluciones

En esta sección establecemos que una disolución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. Debido a que esta definición no restringe, en modo alguno, la naturaleza de las sustancias implicadas, se distinguen seis tipos de disoluciones, dependiendo del estado físico original (sólido, líquido o gaseoso) de los componentes. En la tabla 1 se presentan ejemplos de cada uno de estos tipos. En este capítulo estudiaremos las disoluciones, que incluyen por lo

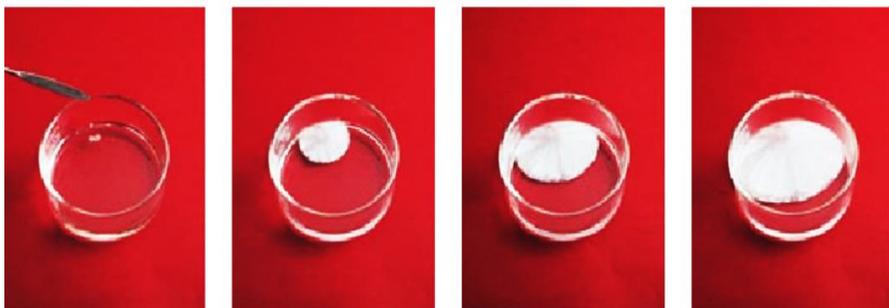
menos un componente líquido, es decir, disoluciones gas-líquido, líquido-líquido y sólido-líquido. Quizá no sorprenda demasiado que el disolvente líquido en la mayor parte de las disoluciones que estudiaremos es el agua.

Componente 1	Componente 2	Estado de la disolución resultante	Ejemplos
Gas	Gas	Gas	Aire
Gas	Líquido	Líquido	Agua gaseosa (CO <sub>2</sub> en agua)
Gas	Sólido	Sólido	H <sub>2</sub> gaseoso en paladio
Líquido	Líquido	Líquido	Etanol en agua
Sólido	Líquido	Líquido	NaCl en agua
Sólido	Sólido	Sólido	Latón (Cu/Zn) Soldadura (Sn/Pb)

**Tabla 1.1:** Tipos de Disoluciones

Los químicos también diferencian las disoluciones por su capacidad para disolver un soluto. Una **disolución saturada** contiene la máxima cantidad de un soluto que se disuelve en un disolvente en particular, a una temperatura específica. Una **disolución no saturada** contiene menor cantidad de soluto que la que es capaz de disolver. Un tercer tipo, una **disolución sobresaturada**, contiene más soluto que el que puede haber en una disolución saturada. Las disoluciones sobresaturadas no son muy estables. Con el tiempo, una parte del soluto se separa de la disolución sobresaturada en forma de cristales. La **cristalización** es el proceso en el cual un soluto disuelto se separa de la disolución y forma cristales (figura 1.1). Observe que tanto la precipitación como la cristalización describen la separación de un exceso de la sustancia sólida a partir de la disolución sobresaturada. Sin embargo, los sólidos que se forman durante estos dos procesos tienen apariencia diferente. En general pensamos que los precipitados están formados por

partículas pequeñas, en tanto que los cristales pueden ser grandes y bien formados.



**Figura 1.1:** Cuando se siembra un pequeño cristal a una disolución sobresaturada de acetato de sodio se empiezan a formar cristales de acetato de sodio.

## 1.2 Enfoque molecular del proceso de disolución

Las atracciones intermoleculares que mantienen juntas a las moléculas en líquidos y sólidos también tienen una función importante en la formación de las disoluciones. Cuando una sustancia (el soluto) se disuelve en otra (el disolvente), las partículas del soluto se dispersan en el disolvente.

Las partículas de soluto ocupan posiciones que estaban ocupadas por moléculas de disolvente. La facilidad con la que una partícula de soluto reemplaza a una molécula de disolvente depende de la fuerza relativa de tres tipos de interacciones:

- interacción disolvente-disolvente
- interacción soluto-soluto
- interacción disolvente-soluto

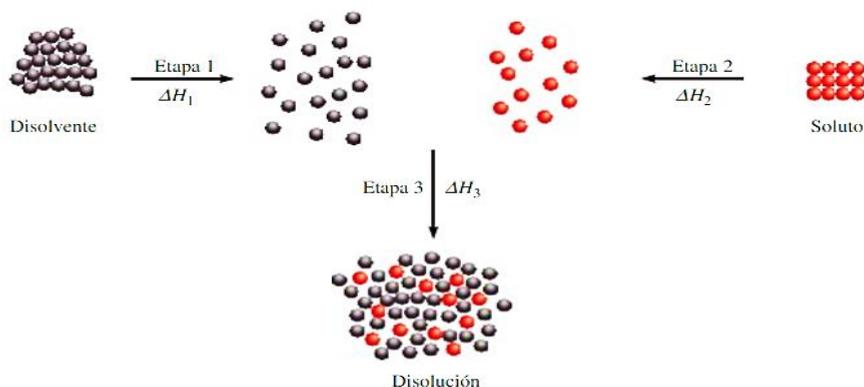
Por simplificación, entendemos que el proceso de disolución se lleva a cabo en tres etapas diferentes (figura 1.2). La etapa 1 es la separación de las moléculas del disolvente y la etapa 2 implica la separación de las moléculas del soluto. Estas etapas requieren energía para romper las fuerzas de atracción intermoleculares; como consecuencia, son endotérmicas. En la etapa 3 las moléculas del disolvente y del soluto se mezclan. Este proceso puede ser exotérmico o endotérmico. El calor de disolución  $\Delta H_{disol}$  está dado por

$$\Delta H_{disol} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Si la atracción soluto-disolvente es mayor que la atracción disolvente-disolvente y que la atracción soluto-soluto, el proceso de disolución será favorable o exotérmico ( $\Delta H_{disol} < 0$ ). Si la interacción soluto-disolvente es más débil que las interacciones disolvente-disolvente y soluto-soluto, el proceso de disolución será endotérmico ( $\Delta H_{disol} > 0$ ).

Resulta sorprendente el hecho de que un soluto pueda disolverse en un disolvente si la atracción entre sus propias moléculas es más fuerte que la atracción soluto-disolvente.

El proceso de disolución, igual que todos los procesos físicos y químicos, está regido por dos factores. Uno es el factor energético, que determina si un proceso de disolución es exotérmico o endotérmico. El segundo factor se refiere a la tendencia hacia el desorden inherente a todos los procesos naturales. Lo mismo que las cartas de una baraja se mezclan al barajarse, cuando se mezclan las moléculas de soluto y de disolvente para formar una disolución, hay un incremento de aleatoriedad, o desorden.



**Figura 1.2:** Enfoque molecular del proceso de disolución, el cual se esquematiza como constituido por tres etapas: primero las moléculas de disolventes y del soluto están separadas (etapas 1 y 2). Después, las moléculas del disolvente y del soluto se mezclan (etapa 3).

## 1.3 Efecto de la temperatura en la solubilidad

Recuerde que la solubilidad se define como la máxima cantidad de un soluto que se puede disolver en determinada cantidad de un disolvente a una **temperatura específica**.

La temperatura afecta la solubilidad de la mayor parte de las sustancias. En esta sección analizaremos el efecto de la temperatura sobre la solubilidad de sólidos y gases.

### 1.3.1. Solubilidad de los sólidos y la temperatura

La dependencia de la solubilidad de algunos compuestos iónicos en agua con respecto a la temperatura. En la mayor

parte de los casos, aunque no en todos, la solubilidad de una sustancia sólida aumenta con la temperatura.

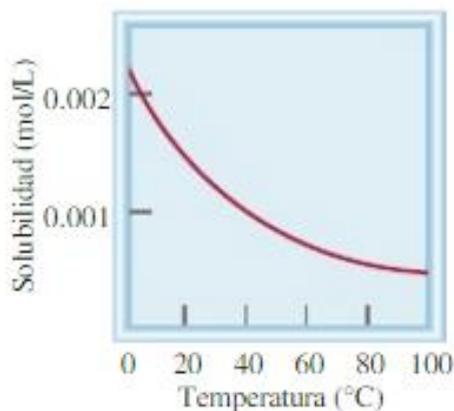
Sin embargo, no hay una correlación clara entre el signo de  $\Delta H_{disol}$  y la variación de la solubilidad con respecto a la temperatura. Por ejemplo, el proceso de disolución del  $\text{CaCl}_2$  es exotérmico y el del  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  es endotérmico. Pero la solubilidad de ambos compuestos aumenta al incrementarse la temperatura. En general, el efecto de la temperatura sobre la solubilidad debe determinarse en forma experimental.

### 1.3.2. Solubilidad de los gases y la temperatura

La solubilidad de los gases en agua por lo general disminuye al aumentar la temperatura (figura 1.3). Cuando se calienta agua en un recipiente, se pueden ver las burbujas de aire que se forman en las paredes del recipiente antes de que hierva el agua. A medida que aumenta la temperatura, las moléculas de aire disuelto “salen” de la disolución incluso antes de que el agua misma hierva.

La disminución de la solubilidad del oxígeno molecular en agua caliente tiene una relación directa con la contaminación térmica, es decir, el aumento de la temperatura del ambiente (en particular, acuífero) a temperaturas que resultan dañinas para los seres que lo habitan. Se calcula que cada año se utilizan en Estados Unidos alrededor de  $1 \times 10^{14}$  galones de agua para enfriamiento industrial, principalmente en la producción de energía eléctrica y nuclear. Este proceso calienta el agua que regresa a los ríos y lagos, de donde se tomó. Los ecologistas

están muy preocupados por el efecto de la contaminación térmica en la vida acuática.



**Figura 1.3:** Dependencia de la solubilidad del  $O_2$  gaseoso en agua con respecto de la temperatura. Observe que la solubilidad disminuye con el incremento en la temperatura. La presión del gas sobre la disolución es de 1 atm.

Los peces, igual que otros animales de sangre fría, tienen mucha mayor dificultad que los humanos para adaptarse a las rápidas fluctuaciones de la temperatura del medio ambiente. Un aumento de la temperatura del agua acelera la velocidad de su metabolismo, que por lo general se duplica por cada aumento de  $10^\circ\text{C}$ . La aceleración del metabolismo aumenta la necesidad de oxígeno de los peces al mismo tiempo que disminuye el suministro de oxígeno debido a su menor solubilidad en agua caliente. Es preciso encontrar métodos eficaces para el enfriamiento de las plantas generadoras de energía que causen el menor daño al medio ambiente biológico.

Por otra parte, el conocimiento de la variación de la solubilidad de los gases con la temperatura sirve de ayuda en

la práctica de un deporte popular como la pesca. Durante un caluroso día de verano, un pescador con experiencia escoge una zona profunda en el río o lago para atrapar a su presa. Debido a que el contenido de oxígeno es mayor en las regiones más profundas, que además son las más frías, la mayoría de los peces se encontrarán allí.

## 1.4 Efecto de la presión en la solubilidad de los gases

Para todos los propósitos prácticos, la presión externa no tiene influencia sobre la solubilidad de líquidos y sólidos, pero afecta enormemente la solubilidad de los gases. La relación cuantitativa entre la solubilidad de los gases y la presión está dada por la **ley de Henry**, que establece que la solubilidad de un gas en un líquido es proporcional a la presión del gas sobre la disolución:

$$c \propto P$$

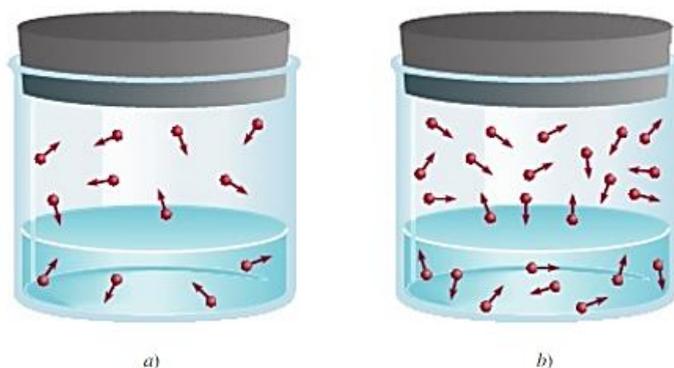
$$c = K_p P$$

Aquí,  $c$  es la concentración molar (mol/L) del gas disuelto;  $P$  es la presión (en atmósferas) del gas sobre la disolución y, para un gas determinado,  $k$  es una constante que sólo depende de la temperatura. Las unidades de la constante  $k$  son mol/L x atm. Como puede observar, cuando la presión del gas es de 1 atm,  $c$  es numéricamente igual a  $k$ . Si hay varios gases presentes,  $P$  es la presión parcial.

La ley de Henry se entiende cualitativamente en términos de la teoría cinética molecular. La cantidad de un gas que se disolverá en un disolvente depende de la frecuencia de colisión

de las moléculas del gas contra la superficie del líquido y que queden atrapadas en la fase condensada. Suponga que tenemos un gas en equilibrio dinámico con una disolución [figura 1.4 a)].

En cada instante, el número de moléculas de gas que entran a la disolución es igual al número de moléculas disueltas que pasan a la fase gaseosa. Si la presión parcial del gas es mayor [figura 1.4 b)], se disolverán más moléculas en el líquido porque hay más moléculas que chocan con la superficie de éste. Este proceso continúa hasta que la concentración de la disolución es de nuevo tal que el número de moléculas que salen de la disolución por segundo es igual al número de las que entran a ella. Debido al aumento de la concentración de moléculas, tanto en la fase gaseosa como en la disolución, este número es mayor en b) que en a), en donde la presión parcial es menor.



**Figura 1.4:** Interpretación molecular de Henry.

Una demostración práctica de la ley de Henry es la efervescencia que se produce cuando se abre una botella de

bebida gaseosa. Antes de sellar la botella con la bebida, se somete a presión con una mezcla de aire y  $\text{CO}_2$  saturada con vapor de agua. Debido a la alta presión parcial del  $\text{CO}_2$  en la mezcla gaseosa, la cantidad de este gas que se disuelve en la bebida es mucho mayor que la que se disolvería en condiciones atmosféricas normales.

Cuando se destapa la botella escapan los gases hasta que la presión de la botella iguala a la presión atmosférica y la cantidad de  $\text{CO}_2$  que permanece en la bebida es determinada sólo por la presión parcial atmosférica normal del  $\text{CO}_2$ , que es de 0.0003 atm.

El exceso de  $\text{CO}_2$  disuelto sale de la disolución, causando la efervescencia.



**Figura 1.5:** Efervescencia de una bebida gaseosa.

## 1.5 Concentración de las soluciones en unidades físicas

Estas unidades suelen expresarse en porcentajes, referidos a la masa (gramos) y al volumen (mililitros).

### 1.5.1. Porcentaje referido a la masa (% p/p)

Relaciona la masa de soluto, en gramos, presente en una cantidad dada de solución. Por ejemplo: En la etiqueta de un frasco de vinagre aparece la información: solución de ácido acético al 4% en peso gramos. El 4% en peso indica que el frasco contiene "4 gramos de ácido acético en 100 gramos de solución" para hallar este porcentaje se utiliza la siguiente expresión:

$$\% \frac{P}{P} = \frac{\text{peso del soluto}}{\text{peso de la solución}} \times 100$$

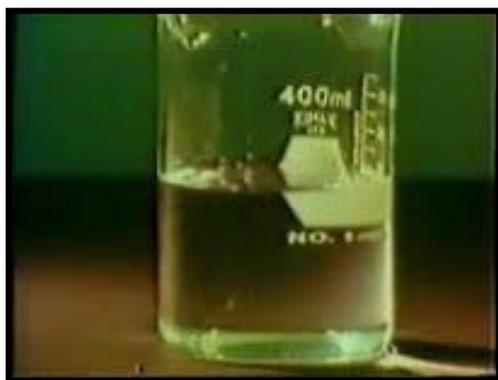


Figura 1.6: Ejemplo de un soluto.

### 1.5.2. Porcentaje referido al volumen (% v/v)

Se refiere al volumen de soluto, en mililitros (mL), presente en cada 100 mL de solución. Por ejemplo: una solución tiene una concentración de 5%v/v, esto significa que se tienen 5 mL de soluto disueltos en 100 mL de solución. Se expresa con la siguiente expresión:

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen del soluto}}{\text{volumen de la solución}} \times 100$$

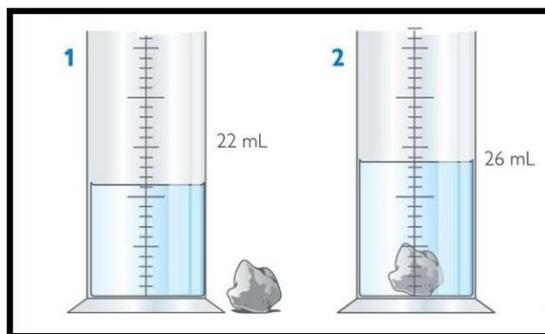


**Figura 1.7:** Ejemplo de un solución.

### 1.5.3. Porcentaje masa - volumen (% p/v)

Representa la masa de soluto (en gramos) por cada 100 mL de solución se puede hallar con la siguiente expresión:

$$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{gramos del soluto}}{\text{ml de la solución}} \times 100$$



**Figura 1.8:** Ejemplo de masa - volumen.

#### 1.5.4. Problemas de aplicación práctica

1. Calcular el porcentaje peso a peso de una solución que tiene 6g de soluto en 80g de solución.

$$\frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{solución}}} \times 100 = \frac{6g}{80g} \times 100 = 7.5\%$$

2. Calcular el peso de ortoborato cúprico que hay en 38ml de sulfuro de Al concentrado, de densidad 1,63g/ml y que contiene orto borato cúprico de 37,5 % en peso.



4. ¿Cuál es el % de una solución que se prepara disolviendo 20g de NaCl en 200g de agua?

g de soluto = 20g  
g de disolvente = 200g

$$\%P/P = \frac{(gramos\ de\ soluto \times 100)}{(g\ de\ soluto + gramos\ de\ disolvente)}$$

$$\%P/P = \frac{(20g \times 100)}{(20g + 200g\ H_2O)} = 9.09\%$$

5. La leche entera posee un 4% V/V de crema. Sabiendo que la masa de un litro de leche entera es 1032gs, calcula %M/V Y %M/M (Densidad de la crema 0,865g/ml)

$$4\% = \frac{volumen\ de\ crema}{1000ml\ leche\ entera} \times 100 = 40\ ml\ Volumen\ de\ crema$$

$$m = d * v = (40ml) \times (0,865g/ml) = 34,6\ gramos\ de\ crema$$

$$\%P/V = \frac{34,6g}{1000ml\ de\ leche\ entera} \times 100 = 3,46\%$$

$$\%P/P = \frac{34,6g}{1032\ g\ de\ un\ litro\ de\ leche} \times 100 = 3,35\%$$

6. Para determinar la concentración, en % en P/P, de una solución que ha sido preparado disolviendo 20g de NaOH en 180g de agua.

$$m_{solución} = m_s + m_d$$

$$m_{solución} = 20g + 180g \qquad \%P/P = \frac{20g}{200g} \times 100 = 10\%$$

$$m_{\text{solución}} = 200\text{g}$$

- 7. Determinar el volumen de etanol necesario para preparar 800 cm<sup>3</sup> de una solución hidroalcohólica al 5% v/v**

$$5\%(v/v) = \frac{\text{volumen del componente de disolución}}{800\text{cm}^3} \times 100$$

$$\frac{5\% \times 800\text{cm}^3}{100} = 40\text{cm}^3$$

- 8. A partir de 250 g de una disolución acuosa de sulfato de cobre (CuSO<sub>4</sub>) se obtiene por evaporación un residuo de 30 g de sulfato. Calcula:**  
**¿Cuál es el porcentaje por peso del soluto?**  
**¿Cuál es el porcentaje de disolvente?**

$$\%p/p \text{ CuSO}_4 = \frac{\text{masa CuSO}_4}{\text{masa disolución}} \times 100$$

$$\%p/p \text{ CuSO}_4 = \frac{30\text{g}}{250\text{g}} \times 100 = 12\%$$

- 9. ¿Cuántos gramos de agua se necesitan para mezclar 60 g de nitrato de sodio (NaNO<sub>3</sub>) y obtener una disolución al 25% en peso?**

$$\text{Masa H}_2\text{O} = ?$$

$$\text{Masa NaNO}_3 = 60\text{g}$$

$$\% \text{ NaNO}_3 = 25\%$$

$$\% \text{ H}_2\text{O} = 100\% - 25\% = 75\%$$

$$\text{Masa H}_2\text{O} = \frac{60\text{g}}{25\%} \times 75\% = 180\text{g}$$

**10. Una solución de ácido sulfúrico al 34% tiene una densidad de 1.25 g/ml. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico están contenidos en 1 litro de solución?**

Datos.

Densidad = 1,25g/ml  $H_2SO_4$

Ácido sulfúrico al 34%

El problema nos indica que la densidad de la solución es 1,25g/ml, es decir que 1,25g hay en un mililitro y en un litro hay 1250g del ácido.

$$1,25 \frac{g}{ml} \times \frac{1000ml}{1lt} = 1250 \frac{g}{lt}$$

Pero, como el ácido sulfúrico tiene una concentración de 34% entonces:

$$1250g_{teórico}H_2SO_4 \times \frac{34g_{real}H_2SO_4}{100g_{teórico}H_2SO_4} = 425g H_2SO_4$$

En un litro de solución hay 425g  $H_2SO_4$

## 1.6 Concentración de las soluciones en unidades químicas

Estas unidades se basan en el uso del concepto de MOL. Recuerda que un mol indica la cantidad de moléculas presentes en una sustancia y su equivalencia corresponde al peso moléculas del compuesto o peso atómico de los átomos.

### 1.6.1 Molaridad (M)

Se define como el número de moles de soluto disuelto en un litro de solución. Matemáticamente se expresa así:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de solución}}$$

Donde:

**n** = moles de soluto

**V** = litros de solución

**M** = molaridad

### 1.6.2 Dilución

Es el procedimiento que se sigue para preparar una disolución menos concentrada a partir de una más concentrada. Al efectuar un proceso de dilución, agregando más disolvente a una cantidad dada de la disolución concentrada, su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de mol de soluto.



Figura 1.9: Ejemplo de molaridad.

Al efectuar un proceso de dilución, agregando más disolvente a una cantidad dada de la disolución concentrada, su concentración cambia (disminuye) sin que cambie el número de mol de soluto.

$$C_{inicial} \times V_{inicial} = C_{final} \times V_{final}$$

Donde:

**C<sub>1</sub>** = es la concentración molar inicial.

**C<sub>2</sub>** = es la concentración molar final.

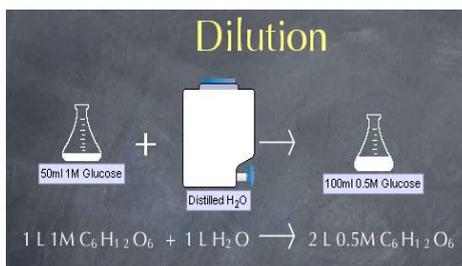
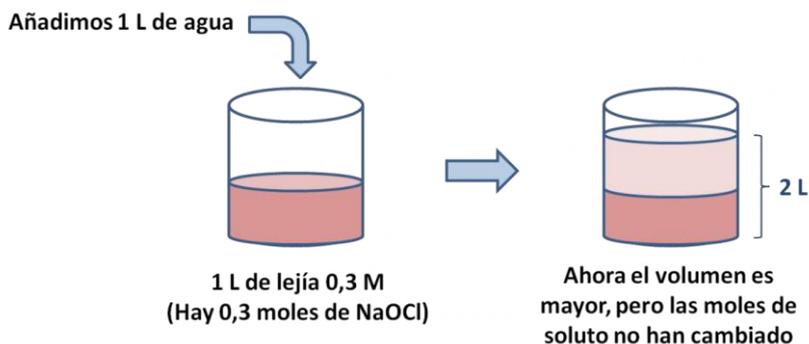


Figura 1.10: Ejemplo de dilución.



**Figura 1.11:** Ejemplo de dilución.

Si nos sirven una taza de café y está muy "cargado" (concentración alta de café), lo que hacemos de manera natural es agregarle más agua hasta que el sabor sea menos intenso o, en otras palabras, que baje la concentración de café. Este procedimiento que realizamos de manera mecánica, es un proceso de dilución.

### ¿Qué hay que tener en cuenta en una dilución?

En una dilución la cantidad de soluto no varía. Lo que varía en una dilución es el volumen del solvente: al añadirse más solvente, la concentración del soluto disminuye, pues el volumen (y el peso) de la solución aumenta.

Imaginemos que tenemos un litro de solución acuosa de lejía (hipoclorito de sodio, NaOCl), cuya molaridad es 0,3 M (solución de la izquierda). Usando la fórmula de molaridad, podemos deducir que hay 0,3 moles de NaOCl. Ahora, como está muy concentrada, añadimos 1 litro más de agua (el solvente), hasta alcanzar el volumen de 2 L

¿Qué ha cambiado? Los moles de NaOCl no cambian, puesto que no hemos añadido soluto. Lo que sí cambia es el volumen

de la solución: pasa de 1 L a convertirse en 2 L. Por tanto, la molaridad cambia, y la volvemos a calcular:

Como vemos, la molaridad disminuye, puesto que estamos diluyendo la solución. Siempre, después de una dilución, la concentración debe ser menor.

### 1.6.3 Molalidad (m)

Indica la cantidad de moles de soluto presentes en 1Kg de solvente.

IMPORTANTE: cuando el solvente es agua, y debido a que la densidad de esta es de 1g/mL, 1 Kg de agua equivale a un litro.

Se expresa así:

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del solvente (kg)}}$$

Donde:

**m** es la molalidad

**n** es el número de moles.

**Kg** son los kilogramos de solvente



**Figura 1.12:** Ejemplo de molalidad.

### 1.6.4 Normalidad (N)

Relaciona el número de equivalentes gramos o equivalentes químicos de un soluto con la cantidad de solución (1L). Se expresa:

$$\text{Normalidad} = \frac{N^{\circ} \text{ equivalentes de soluto}}{\text{litros de disolución}}$$

Nota: El número de equivalentes químicos se determina con base a: los ácidos oxácidos, bases o hidróxidos y sales.

El concepto de equivalente gramo o equivalente químico ha sido desarrollado para referirse a ácidos y bases. Así un equivalente gramo es la masa de sustancia (ácido o base) capaz de producir un mol de iones  $H^+$  u  $OH^-$ , según sea el caso. Por ejemplo, para el ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), un equivalente gramo corresponde al peso molecular dividido entre el número de  $H^+$  capaz de producir, en este caso sería:

$$1 \text{ equiv} = 98 \text{ gr} / 2H^+ = 49 \text{ gramos.}$$

$$1 \text{ equiv} = 40 \text{ gr} / OH = 40 \text{ gramos} \quad (\text{NaOH})$$

$$1 \text{ equiv} = 58.5 \text{ g} / 1 = 58.5 \text{ gr} \quad (\text{NaCl})$$

### 1.6.5 Fracción Molar (X)

Expresa la cantidad de mol de cada componente en relación a la totalidad del mol de disolución. La fracción molar de una solución puede ser expresada de dos maneras:

- **Fracción molar del soluto**

La fracción molar del soluto ( $X_s$ ) es la relación entre el

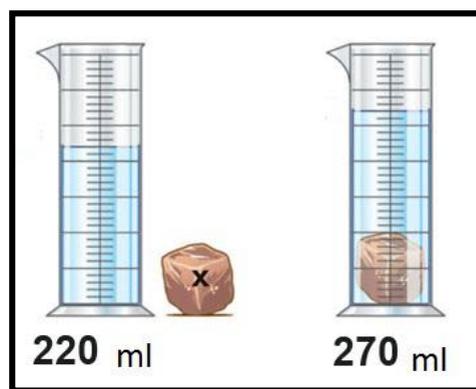


Figura 1.13: Ejemplo de Normalidad.

número de moles del soluto ( $n_s$ ) y el número de moles de la solución ( $n_s + n_d$ ).

$$X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

- **Fracción molar del solvente**

La fracción molar del solvente ( $X_d$ ) es la relación entre el número de moles del solvente ( $n_d$ ) y el número de moles de la solución ( $n_d + n_s$ ).

$$X_d = \frac{n_d}{n_s + n_d}$$

La suma de la fracción molar del soluto ( $X_s$ ) y de la fracción molar del solvente ( $X_d$ ) es siempre igual a uno.

$$X_s + X_d = 1$$

### 1.6.6 Problemas de aplicación práctica

**1. ¿Cuál la molaridad de una disolución de 2 moles de KOH en 2.5 litros de disolución?**

M = ?                      n = 2 moles KOH

V = 2.5L

$$M = \frac{n}{V} = \frac{2 \text{ moles KOH}}{2.5 \text{ Lt}} = 0.80 \text{ m}$$

**2. ¿Cuántos gramos de NaOH se necesitan para preparar 1500mL de disolución 0.50 M?**

Masa NaOH=?                      v= 1500mL = 1.5 L

M= 0.50 mol NaOH/L

$$M = \frac{n}{V} \quad n = m \times V$$

$$n = (0.5 \text{ mol NaOH/L}) (1.5\text{L}) = 0.75 \text{ mol NaOH}$$

$$n = 0.75\text{mol NaOH} \times \frac{40\text{g NaOH}}{1 \text{ molNaOH}} = 30\text{g NaOH}$$

**3. ¿Cuál es la molaridad de ácido permanganato de potasio concentrado, si la solución contiene 33% de permanganato de potasio en peso y la densidad de la solución es 2,81g/ml?**

Datos:

33% K (MnO<sub>4</sub>)

$$33 \text{ gr c} \times \frac{1 \text{ mol c}}{158 \text{ gr c}} = 0,21\text{mol HNO}$$

d = 2,81gr/ml

$$d = \frac{\text{Masa}}{\text{volumen}} \quad V = \frac{\text{Masa}}{\text{densidad}}$$

$$V = \frac{33 \text{ gr}}{2,81 \text{ gr/ml}}$$

$$M = 11,74 \text{ ml} \times \frac{1 \text{ lt}}{1000\text{ml}} = 0,012 \text{ lt}$$

$$M = \frac{n^\circ \text{ mol de soluto}}{\text{Lt de solucion}}$$

$$M = \frac{0,21 \text{ mol}}{0,012 \text{ Lt}}$$

$$M = 17,5 \frac{\text{mol}}{\text{Lt}}$$

4. ¿Cuál es la molaridad de 250g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> en 2500 mL de disolución?

$$M = ? \quad n = (250\text{g}) (1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4/98\text{g}) = 2.6 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

$$M = \frac{n}{V} = \frac{2.6 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{2.5 \text{ L}} = 1.02 \text{ M}$$

5. Calcular la concentración molar de una solución de bicromato de estroncio que se prepara mezclando 100 ml de bicromato de estroncio 0,2 M con 150 mL de agua. Suponga que los volúmenes son aditivos.

DATOS:



$$100 \text{ ml} = 0,1 \text{ lt}$$

$$0,2 \text{ Molar}$$

$$150 \text{ ml} = 0,15 \text{ l}$$

$$V_T = 0,1 \text{ Lt} + 0,15 = 0,25$$

$$M \cdot v = n$$

$$0,2 \frac{\text{mol}}{\text{lt}} * 0,1 \text{ lt} = n$$

$$0,02 \text{ mol} = n$$

$$M = \frac{0,02 \text{ mol}}{0,25 \text{ Lt}}$$

$$M = 0,08 \frac{\text{mol}}{\text{Lt}}$$

6. ¿Calcular la molalidad de una disolución que tiene 0.5 Moles de NaCl en 0.2kg de agua?

$$M = ? \quad n = 0.5 \text{ mol / NaCl}$$

$$\text{kg. Disolvente} = 0.2 \text{ Kg. H}_2\text{O}$$

$$M = \frac{n}{Kg} = \frac{0.5 \text{ mol / NaCl}}{0.2 \text{ Kg. H}_2\text{O}} = 2.5 \text{ M}$$

7. ¿Cuántos gramos de solución de ácido sulfúrico concentrado que debe utilizarse para preparar 273ml 2,5M de ácido sulfúrico? El ácido sulfúrico

concentrado tiene un 73 % en peso. B) si la densidad de la solución concentrado es 1,53 g/ml. ¿qué volumen debe emplearse?

**DATOS:**

$$\rho = 1,53 \text{ g/ml}$$

$$V = 273 \text{ ml} = 0,273 \text{ lt}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ gr}$$

$$M = \frac{\# \text{ mol de soluto}}{\text{Lt de solución}}$$

$$2,5 \text{ M} = \frac{\# \text{ mol de soluto}}{0,273 \text{ Lt}}$$

$$2,5 \frac{\text{moles}}{\text{lt}} * 0,273 \text{ lt} = n$$

$$0,68 \text{ moles} = n$$

$$0,68 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 * \frac{98 \text{ gr H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 66,64 \text{ gr H}_2\text{SO}_4$$

$$73\% = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa de solución}} * 100$$

$$73\% = \frac{66,64 \text{ gr}}{\text{masa de solución}} * 100$$

$$\text{masa de solución} = \frac{66,64 \text{ gr}}{73\%} * 100$$

$$\text{masa de solución} = 91,28 \text{ gr}$$

$$\rho = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

$$1,53 \frac{\text{gr}}{\text{ml}} = \frac{91,28 \text{ gr}}{\text{ml volumen}}$$

$$\text{volumen} = \frac{91,28 \text{ gr}}{1,53 \frac{\text{gr}}{\text{ml}}} = 59,66 \text{ ml} * \frac{1 \text{ lt}}{1000 \text{ ml}} = 0,059 \text{ lt}$$

8. ¿Calcular los gramos de NaOH que se requieren para preparar una disolución 0.80M en 1200mL de agua?

Masa NaOH =?

$$m = 0.80 \text{ mol NaOH} / \text{Kg. H}_2\text{O}$$

$$\text{Kg H}_2\text{O} = (1200 \text{ mL}) \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ g}} = 1.2 \text{ Kg}$$

$$n = (0.80 \text{ mol NaOH} / \text{Kg. H}_2\text{O}) (1.2 \text{ Kg. H}_2\text{O}) = 0.96 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{Masa NaOH} = 0.96 \text{ mol NaOH} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 38.4 \text{ g. NaOH}$$

**9. ¿Cuál es la normalidad de una disolución de HCl que contiene 0.35 Eq-g en 600mL de dicha disolución?**

$$N=? \quad E= 0.35 \text{ Eq-g HCl} \quad V= 600\text{mL}=0.60\text{L.}$$

$$N = \frac{E}{V} = \frac{0.35 \text{ Eq-g HCL}}{0.6 \text{ L}} = 0.58 \text{ N}$$

**10. ¿Calcular la normalidad que habrá en 1200 m de una disolución la cual contiene 50g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?**

$$N=? \quad E= 50\text{g. H}_2\text{SO}_4 \times \frac{\text{Eq-g H}_2\text{SO}_4}{49\text{g H}_2\text{SO}_4} = 1.02 \text{ Eq-g H}_2\text{SO}_4$$

$$V= (1200\text{mL.})= 1.2\text{L}$$

$$N = \frac{E}{V} = \frac{1.02 \text{ Eq-g H}_2\text{SO}_4}{1.2 \text{ L}} = 0.85\text{N}$$

**11. ¿Cuántos mL de una disolución de Na (OH) 0.61 M se necesitan para neutralizar completamente 20 mL de una solución de ácido sulfúrico 0.245 M?**

$$M = \# \text{ mol soluto Lt de disolucion} \quad 20\text{ml} * \frac{1\text{Lt}}{1000\text{ml}} = 0.02\text{Lt}$$

$$0.61 \left( \frac{n}{\text{Lt}} \right) = \#n \text{ soluto} \quad V \quad 0.245 \left( \frac{n}{\text{Lt}} \right) = \frac{n \text{ de soluto}}{0.02\text{Lt}}$$

$$V = \frac{\# \text{ mol soluto}}{0.61 \left( \frac{n}{\text{Lt}} \right)} \quad n= 0.24(n/\text{Lt}) \times (0.02 \text{ Lt})$$

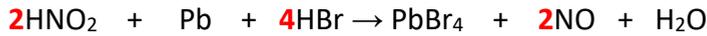
$$V = \frac{0.0049 \text{ mol}}{0.61 (\text{mol/Lt})} \quad n= 4.9 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V = 8.03 \times 10^{-3} \text{ L} \quad n= 0.0049 \text{ mol}$$

$$V= 0.00803 \text{ Lt} * \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ Lt}} = 8.03 \text{ mL}$$

$$1 \text{ Lt}$$

**12. Cuantos gramos de bromuro plúmbico precipitaran al añadir suficiente ácido nítrico para reaccionar con 1750 mL de solución de NO 0.65 M, la reacción la siguiente:**



Suficiente



300.5 gr



0.65 M



1750 cm<sup>3</sup>

$$M = \frac{n}{V}$$

$$0.65 \left( \frac{n}{\text{Lt}} \right) = \frac{n}{1.75 \text{ Lt}}$$

$$n = 0.65 (\text{mol/Lt}) \times 1.75 \text{ Lt}$$

$$n = 1.14 \text{ mol NO}$$

$$1750 \text{ cm}^3 * 1\text{Lt}/1000 \text{ cm}^3 = 1.75 \text{ Lt}$$

$$1.14 \text{ mol NO} * 1 \text{ mol} \frac{\text{PbBr}_4}{2 \text{ mol NO}} * 527.2 \text{ gr} \frac{\text{PbBr}_4}{1 \text{ mol PbBr}_4} = 300.5 \text{ gr PbBr}_4$$

**13. ¿Cuantos gramos de soluto habrá 800mL de una disolución 0.75N de H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>?**

$$\text{Masa H}_3\text{BO}_3 = ? \quad V = 800 \text{ mL} = 0.8 \text{ L} \quad N = 0.75 \text{ Eq-g H}_3\text{BO}_3/\text{L}$$

$$N = \frac{E}{V} \quad \Rightarrow \quad E = N * V$$

$$E = (0.75 \text{ Eq-g H}_3\text{BO}_3/\text{L}) (0.8 \text{ L}) = 0.60 \text{ Eq-g H}_3\text{BO}_3$$

$$\text{Masa de H}_3\text{BO}_3 = (0.60 \text{ Eq-g H}_3\text{BO}_3) \times \frac{20.6 \text{ g H}_3\text{BO}_3}{1 \text{ Eq-g H}_3\text{BO}_3} = 12.36 \text{ g}$$

**14. Determinar la fracción molar de una disolución que contiene 40 g de benceno  $C_6H_6$  y 60 g de etanol  $C_2H_5OH$ .**

$$40\text{gr } C_6H_6 \times \frac{1 \text{ mol}}{78\text{gr } C_6H_6} = 0,51 \text{ mol}$$

$$60\text{gr } C_2H_5OH \times \frac{1 \text{ mol}}{46\text{gr } C_2H_5OH} = 1,30 \text{ mol}$$

$$X_s = \frac{1,30}{46\text{gr } C_2H_5 \cdot 1,30 + 0,51} = 0,72$$

$$X_d = \frac{0,51}{1,30 + 0,51} = 0,28$$

$$X_s + X_d = 1$$

$$0,72 + 0,28 = 1$$

**15. ¿Cuál es la molalidad de una disolución acuosa de ácido fosfórico a 35,4 % en masa?**

**Datos:**

35,4%

$H_3PO_4 = 82 \text{ gr}$

$$35,4\% = \frac{35,4 \text{ gr soluto}}{100 \text{ gr solución}}$$

$$\text{gr solvente} = 100 \text{ gr solución} - 35,4 \text{ gr soluto} = 64,6$$

$$64,6 \text{ gr } H_3PO_4 \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ gr}} = 0,0646 \text{ kg}$$

$$35,4 \text{ gr } H_3PO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_3PO_4}{82 \text{ gr } H_3PO_4} = 0,47 \text{ mol}$$

$$m = \frac{\# \text{ moles soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0,47 \text{ mol}}{0,0646 \text{ kg}} = 7,27 \text{ moles/kg}$$

### 16. ¿Cuál es la fracción molar del soluto en una disolución acuosa 1 molar?

Datos:  $X_s = N_s / (N_s + N_d)$

$N_s = 1 \text{ mol soluto}$

Mol = 1  $X_s = 1 \text{ mol} / (1 \text{ mol} + 55,6 \text{ mol})$

$N_o = 100 \text{ gr} \times 1 \text{ mol} / 18 \text{ gr H}_2\text{O}$

$X_o = \text{Fracción molar?}$   $X_s = 1 \text{ mol} / 55,6 \text{ mol}$

$N_o = 55,6 \text{ mol H}_2\text{O}$

$N_s = \text{moles soluto?}$   $X_s = 0,018 //$

$N_o = \text{moles disolvente?}$

$PM_{no} = H_2O = 18$

$H_2O = 18 \text{ g/mol}$

### 17. ¿Calcular la fracción molar de una disolución en agua al 14,7% en peso de propanol $C_3H_8O$ ?

Peso molecular del propanol = 60 gr / mol

$$14,7 \text{ gr } C_3H_8O \times \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ gr}} = 0,245 \text{ moles}$$

$$85,3 \text{ gr } H_2O \times \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ gr}} = 4,739 \text{ moles}$$

$$X_s = \frac{N_s}{N_s + N_d}$$

$$X_d = \frac{N_d}{N_s + N_d}$$

$$X_S = \frac{0,245 \text{ mol}}{0,245 \text{ mol} + 4,739 \text{ mol}} \quad X_D = \frac{4,739 \text{ moles}}{0,245 + 4,739}$$

$$X_S = 0,05 \quad X_D = 0,95$$

$$X_S + X_D = 1$$

$$0,05 + 0,95 = 1$$

- 18. A 28 °C, el benceno de peso molecular = 78 g/mol, tiene una presión de vapor a 127.8 mm Hg. La disolución de 21 g de soluto no volátil en 283 g de benceno, produjo una presión de vapor a 123.3 mm Hg. ¿Calcular el peso molecular aproximado del soluto?**

Datos:

$$\begin{array}{ll} \text{C}_6\text{H}_6 = 78 \text{ g/mol} & P_1 = 127.8 \text{ mmHG} \\ 21 \text{ g de soluto} & 283 \text{ g C}_6\text{H}_6 \\ P^\circ = 123.3 \text{ mmHG} & \bar{M} = ? \end{array}$$

$$283 \text{ g C}_6\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol}}{78 \text{ g}} = 3.63 \text{ g/mol}$$

$$P_1 = P^\circ * X_D \quad X_D + X_S = 1 \quad n_S = \frac{X_S n_D}{1 - X_S}$$

$$\frac{P_1}{P^\circ} = X_D \quad X_S = 1 - X_D \quad n_S = 0.15 \text{ mol}$$

$$\frac{127.8 \text{ mmHG}}{123.3 \text{ mmHG}} = 1.04 \quad X_S = 0.04$$

$$\bar{M} = \frac{m}{n} = \frac{21 \text{ g}}{0.15 \text{ g}} = 140 \text{ g/mol}$$

**19. ¿Cuál es la molaridad de HCl concentrado, si la solución contiene 37% de HCl en peso y la densidad de la solución es 1.18 g/mL?**

M=?

Ácido clorhídrico a un 37%

Densidad= 1,18 g/mL

Para calcular la molaridad debemos hallar los moles del ácido sulfúrico.

$$M = \frac{\text{\#moles del soluto}}{\text{lt de solución}}$$

La densidad de la solución es 1,18g/mL, es decir que 1,18 g hay en un mililitro y en un litro hay 1180g del ácido.

$$1,18 \frac{g}{ml} \times \frac{1000ml}{1lt} = 1180 \frac{g}{lt}$$

Pero, como el ácido tiene una concentración de 37% entonces:

$$1180g_{teórico} HCl \times \frac{37 g_{real} HCl}{100g_{teórico} HCl} = 436,6g HCl$$

En un litro de solución hay 436,6 g HCl y expresado en mol es 11,98; H=1g y Cl=35,45g y cumple con 36,45g/mol.

$$436,6g HCl \times \frac{1mol HCl}{36,45g} = 11,98mol HCl$$

Ahora, procedemos a calcular la molaridad.

$$M = \frac{11,98mol}{1 lt}$$

$$M = 11,98mol/lt$$

20. ¿Calcular la molaridad de una disolución que se ha preparado diluyendo 105 g de propanol hasta completar 2300 mL de disolución?

$C_3H_8O$  (propanol)

$$2300 \text{ ml de } C_3H_8O * \frac{1 \text{ l}}{1000 \text{ ml de } C_3H_8O} = 2,3 \text{ L de } C_3H_8O$$

$$105 \text{ gr de } C_3H_8O * \frac{1 \text{ mol de } C_3H_8O}{60 \text{ gr de } C_3H_8O} = 1,75 \text{ mol de } C_3H_8O$$

$$M = \frac{\eta}{V} \quad M = \frac{1,75 \text{ mol de } C_3H_8O}{2,3 \text{ L de } C_3H_8O} = 0,76 \text{ de } C_3H_8O$$

21. Una disolución de glicerina en agua 1.5 molal.  
¿Calcule el número de gramos de alcohol que estarán contenidos en 2.9 litros de agua.  $C_3H_8O_3$ ?

$$m = \frac{\eta \text{ soluto}}{\text{kg solvente}}$$

$$2,9 \text{ litros } H_2O = \frac{1 \text{ mol de } H_2O}{22,4 \text{ litros de } H_2O} * \frac{18 \text{ gramos de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O}$$

$$* \frac{1 \text{ kg de } H_2O}{1000 \text{ gr de } H_2O} = 0,0233 \text{ kg } H_2O$$

$$\text{kg solvente} * m = \eta \text{ soluto}$$

$$\eta \text{ soluto} = 0,0233 H_2O * 1,5 = 0,03495 \text{ mol de } C_3H_8O_3$$

$$0,03495 \text{ mol de } C_3H_8O_3 * \frac{92 \text{ gr de } C_3H_8O_3}{1 \text{ mol de } C_3H_8O_3} = 0,32108 \text{ gr de } C_3H_8O_3$$

**22. Cuantos gramos de nitrato de cadmio se necesita para preparar 1750 mL de una solución 1,5N.**

Datos

$$V = 1750 \text{ mL}$$

$$m = ?$$

$$N = 1,5$$

$$Mm = 236,4 \text{ gr/mol Cd(NO}_3)_2$$

$$N = \frac{Eq-g}{Lt}$$

$$Eq-g = N * Lt = (1,5N)(1,75Lt) = 2,63Eq-g$$

$$Eq-g = \frac{236,4 \text{ gr}}{2} = 118,2 \text{ gr}$$

$$2,63Eq-g \frac{118,2 \text{ gr}}{1 Eq-g} = 310,86 \text{ gr Cd(NO}_3)_2$$

**23. Una solución concentrada de ácido clorhídrico de un 35.2% en masa de ácido puro, tiene una densidad de 1.17g/mL. Averiguar el volumen de este ácido necesario para preparar 1.5Lt de solución 2N. Exprese el resultado en pie cubico.**

DATOS

$$\% = 35.2$$

$$D = 1.17 \text{ gr/ml}$$

$$V = ? \text{ ft}^3$$

$$\text{Vol. de solución} = 1.5 \text{ Lt}$$

$$N = 2$$

$$Pa = ?$$

$$Ma = 36.5 \text{ gr/mol HCl}$$

$$1.5 \text{ Lt} \frac{1000 \text{ ml}}{1 \text{ Lt}} = 1500 \text{ ml solución}$$

$$Eq = \frac{Ma}{\text{Valencia}}$$

$$Eq = \frac{36.5 \text{ gr}}{1}$$

$$Eq = 36.5 \text{ gr}$$

$$Pa = \frac{2 * 1500 \text{ ml} * 36.5}{1000 \text{ ml}}$$

$$Pa = 109.5 \text{ gr HCl}$$

$$V = \frac{Pa * 100\%}{D * \%}$$

$$V = \frac{109.5 \text{ gr HCl} * 100\%}{\frac{1.17 \text{ gr}}{\text{ml}} * 35.2\%}$$

$$V = 265.87 \text{ ml HCl} * \frac{0.001 \text{ Lt}}{1 \text{ ml}} * \frac{0.035 \text{ ft}^3}{1 \text{ Lt}} = 9.30 \times 10^{-3} \text{ ft}^3 \text{ HCl}$$

**24. ¿Qué molaridad tiene una disolución de nitrato de sodio en la que hay 10 g de soluto en 100 cm<sup>3</sup> de disolución?**

Masas Atómicas: N=14; O=16; Na=23

Solución: M=NaNO<sub>3</sub> = 85 g/mol

$$10 \text{ gr NaNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{85 \text{ gr NaNO}_3} = 0.118 \text{ moles NaNO}_3$$

$$\text{Molaridad} = \frac{0.118 \text{ moles NaNO}_3}{0.100 \text{ lt disolucion}} = 1.18 \text{ M}$$

**25. Se dispone de una disolución de ácido sulfúrico al 27%. Su densidad es de 1,19 g/cm<sup>3</sup> . Calcular su molalidad.**

Masas Atómicas: S=32; O=16; H=1

Solución: M= H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 98 g/mol

Molalidad: El 27% indica que en 100 gramos de Disolución hay 27 gramos de soluto y por tanto 73 gramos de Disolvente.

$$\frac{27 \text{ gr H}_2\text{SO}_4}{73 \text{ gr disolvente}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ gr H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1000 \text{ gr disolvente}}{1 \text{ kg Disolvente}} = 3.77 \text{ m}$$

26. ¿Cuál de las siguientes disoluciones contiene más cloruro de sodio: a) 500 mL de disolución de cloruro de sodio 2 M; b) 200 mL de disolución de cloruro de sodio 5 M?.

Masas Atómicas: Cl=35,5; Na=23

Solución: M=NaCl = 58,5 g/mol

$$500\text{ml Disolucion} \times \frac{2\text{molesNaCl}}{1000\text{mlDisolucion}} \times \frac{58,5\text{grNaCl}}{1\text{molNaCl}} \\ = 58,5\text{grNaCl}$$

$$200\text{ml Disolucion} \times \frac{5\text{molesNaCl}}{1000\text{mlDisolucion}} \times \frac{58,5\text{grNaCl}}{1\text{molNaCl}} \\ = 58,5\text{grNaCl}$$

27. ¿Cuál es la normalidad de una disolución que contiene 60 g de hidróxido níobico Nb(OH)<sub>5</sub>?

$$N = \frac{\#Eq - grs \text{ soluto}}{\text{Ltrs solucion}}$$

$$Eq - g(\text{acidos}) = \frac{M}{\#\text{Hidrogenos}}$$

$$Eq - g(\text{hidroxidos}) = \frac{M}{OH}$$

$$Eq - g(\text{sales}) = \frac{M}{\text{valencia}}$$

$$V = 200 \text{ lt} = 0.2 \text{ lt}$$

$$\text{Nb (OH)}_5 = 60 \text{ gr}$$

$$\text{Eq-gr Nb (OH)}_5 = \frac{178}{5} = 35.6 \text{ gr}$$

$$\text{Eq-gr Nb (OH)}_5 = 35.6 \text{ gr}$$

$$60 \text{ gr Nb (OH)}_5 \times \frac{1 \text{ Eq - gr}}{35.6 \text{ gr soluto}} = 1.68 \text{ Eq - g Nb (OH)}_5$$

$$N = \frac{1.68 \text{ Eq - gr}}{0.2 \text{ Lt}}$$

$$N = 8.42 \text{ Eq gr/Lt}$$

- 28. ¿Qué volumen de solución 1N podrá prepararse con 800 gr de selenito de potasio? Exprese el resultado en metros cúbicos**

$$V = ?$$

$$N = 1$$

$$K_2(\text{SeO}_3) = 800 \text{ gr}$$

$$\text{Eq - gr } K_2(\text{SeO}_3) = \frac{205}{2} = 102.5$$

$$800 \text{ gr } K_2(\text{SeO}_3) \times \frac{1 \text{ Eq - gr}}{102.6 \text{ gr soluto}} = 7.80 \text{ Eq - gr}$$

$$N = \frac{\# \text{ Eq - gr}}{\text{Lt solucion}}$$

$$1 = \frac{7.80}{\text{Lt solucion}}$$

$$\text{Lt} = \frac{7.80 \text{ Eq - gr}}{1N}$$

$$\text{Lt} = 7.80$$

$$7.80 \text{ Lt} \times \frac{1 \text{ m}^3}{1000 \text{ Lt}} = 0.0078 \text{ m}^3$$

**29. Calcular a) cuántas moles de bisulfito de sodio ( $\text{NaHSO}_3$ ) hay en 25 mL de una solución 0.22 M y b) cuántos gramos de bisulfito de sodio hay en esos 25 mL.**

a) 0.22 moles de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 1000 mL de solución

x moles de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 25 mL de solución

$x = 0.00255$  moles de  $\text{NaHSO}_3$

- En 25 mL de la solución 0.22 M hay 0.0255 moles de  $\text{NaHSO}_3$

b) x g de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 0.22 moles

104 g de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 1 mol  $x = 22.88$  g de  $\text{NaHSO}_3$

22.88 g de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 1000 mL de solución

X g de  $\text{NaHSO}_3$  ----- 25 mL de solución  $x = 0.572$  g de  $\text{NaHSO}_3$

En 25 mL de la solución 0.22 M hay 0.572 g de  $\text{NaHSO}_3$

**30. Calcular la normalidad y la molaridad de 50 gramos de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  en 100 ml de disolución:**

**Normalidad (N):**

Peso molecular del  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106$

Equivalente del  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{peso molecular} / \text{n}^\circ \text{ de carga del catión de la sal} = 106 / 2 = 53$

$\text{n}^\circ$  de Equivalentes en 50 g de  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 50 / 53 = 0,94$

$N = \text{n}^\circ \text{ de Equivalentes} / \text{litros de disolución} = 0,94 / 0,1 = \mathbf{9,4 N}$

**Molaridad (M):**

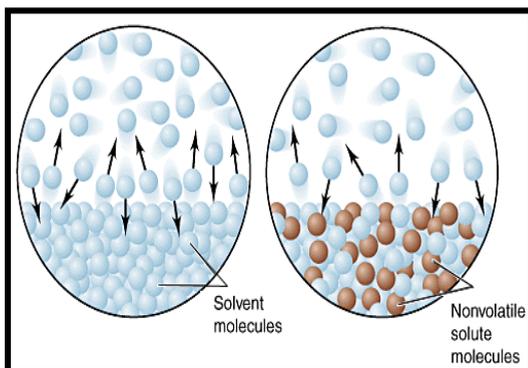
Moles de soluto = masa soluto / peso molecular =  $50 / 106 = 0,47$  moles

$M = \text{moles soluto} / \text{litros disolución} = 0,47 / 0,1 = \mathbf{4,7 M}$  ( $M = N/2$  en este caso)

# Capítulo II

## PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS SOLUCIONES

Muchas de las propiedades de las disoluciones verdaderas se deducen del pequeño tamaño de las partículas dispersas. En general, forman disoluciones verdaderas las sustancias con un peso molecular inferior a 104 Dalton. Algunas de estas propiedades son función de la naturaleza del soluto (color, sabor, densidad, viscosidad, conductividad eléctrica, etc.). Otras propiedades dependen del disolvente, aunque pueden ser



**Figura 2.1:** Interacción de Moléculas.

modificadas por el soluto (tensión superficial, índice de refracción, viscosidad, etc.). Sin embargo, hay otras propiedades más universales que sólo dependen de la concentración del soluto y no de la naturaleza de sus moléculas. Estas son las llamadas propiedades coligativas.

Las propiedades coligativas no guardan ninguna relación con el tamaño ni con cualquier otra propiedad de los solutos.

Son función sólo del número de partículas y son resultado del mismo fenómeno: el efecto de las partículas de soluto sobre la presión de vapor del disolvente. Las cuatro propiedades coligativas son:

- Descenso de la presión de vapor del disolvente
- Elevación ebulloscópica
- Descenso crioscópico
- Presión osmótica

## 2.1 Presión de vapor

La presión de vapor de un disolvente desciende cuando se le añade un soluto no volátil. Este efecto es el resultado de dos factores:

- La disminución del número de moléculas del disolvente en la superficie libre.
- La aparición de fuerzas atractivas entre las moléculas del soluto y

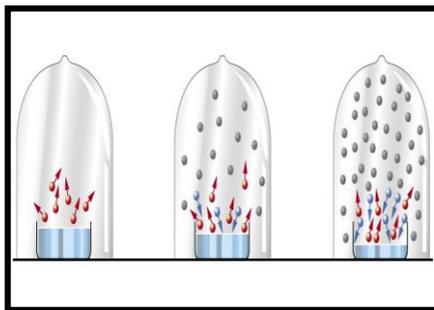
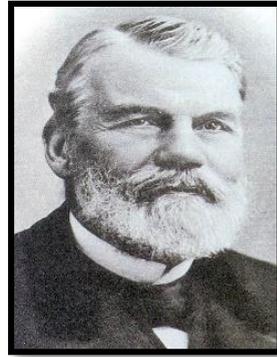


Figura 2.2: Presión de vapor.

las moléculas del disolvente, dificultando su paso a vapor.

Cuanto más soluto añadimos, menor es la presión de vapor observada. La formulación matemática de este hecho viene expresada por la observación de Raoult (foto de la derecha) de que el descenso relativo de la presión de vapor del disolvente en una disolución es proporcional a la fracción molar del soluto.



**Figura 2.3:** François-Marie Raoult, químico francés.

Si representamos por  $P$  la presión de vapor del disolvente,  $P'$  la presión de vapor de la disolución y  $X_s$  la fracción molar del soluto, la ley de Raoult se expresa del siguiente modo:

$$\frac{\Delta P}{P} = \frac{P - P'}{P} = X_s$$

De donde se obtiene que:

$$1 - \frac{P'}{P} = X_s \Rightarrow 1 - \frac{P'}{P} = 1 - X_d$$

Con lo que:

$$P' = X_d P$$

Donde:

$P'$  es la presión de vapor de la disolución.

$X_d$  es la fracción molar del disolvente.

$P$  es la presión de vapor del disolvente.

Esta fórmula nos permite enunciar la ley de Raoult: la presión de vapor de la disolución es igual a la presión de vapor del disolvente por la fracción molar del disolvente en la disolución. Esta fórmula tiene validez para todas las disoluciones verdaderas.

Cuando se trabaja con disoluciones diluidas como las biológicas, cuya molalidad oscila entre 0 y 0,4, se puede utilizar una fórmula aproximada.

Si por ejemplo, la molalidad  $m = 0,4$  hay 0,4 moles de soluto en 1000 g de agua, o lo que es lo mismo, 0,4 moles de soluto por cada 55,5 moles de agua, ya que 1000 g de agua (peso molecular =18) son 55,5 moles:

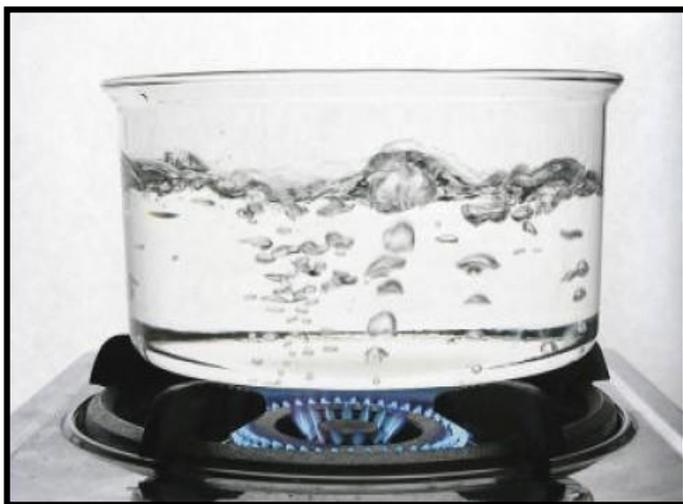
$$m = 0,4 \Rightarrow \frac{0,4 \text{ moles de soluto}}{1 \text{ Kg disolvente}} = \frac{0,4}{55,5 \text{ moles agua}}$$

Por otro lado, la fracción molar del soluto ( $X_s$ ) es:

$$X_s = \frac{0,4}{0,4 + 55,5} = \frac{m}{m + 55,5} = 0,018 m$$

$$\frac{\Delta P}{P} = X_s \approx 0,018 m$$

De acuerdo con esta fórmula, el descenso relativo de la presión de vapor es proporcional a la molalidad, si la disolución es diluida.



**Figura 2.4:** Ejemplo de ebullición.

## 2.2 Elevación del punto de ebullición

La temperatura de ebullición de un líquido es aquella a la cual su presión de vapor iguala a la atmosférica. Cualquier disminución en la presión de vapor (como al añadir un soluto no volátil) producirá un aumento en la temperatura de ebullición. La elevación de la temperatura de ebullición es proporcional a la fracción molar del soluto. Este aumento en la temperatura de ebullición ( $T_e$ ) es proporcional a la concentración molal del soluto:

$$\Delta T_e = K_e m$$

**Donde:**  $K_{eb}$  es la constante ebulloscópica.  
 $m$  es la concentración molal.

La constante ebulloscópica ( $K_e$ ) es característica de cada disolvente (no depende de la naturaleza del soluto) y para el agua su valor es  $0,52 \text{ }^\circ\text{C/mol/Kg}$ . Esto significa que una disolución molal de cualquier soluto no volátil en agua manifiesta una elevación ebulloscópica de  $0,52 \text{ }^\circ\text{C}$ .

### 2.2.1 Algunas constantes ebulloscópicas

Sustancia	$K_e$ [ $^\circ\text{C kg/mol}$ ]
Benceno	2.53
Alcanfor	5.95
Cloroformo	3.63
Éter Etilico	2.02
Alcohol Etilico	1.22
Agua	0.52

**Tabla 2.1:** Constantes ebulloscópicas.

## 2.3 Descenso del punto de congelación

La temperatura de congelación de las disoluciones es más baja que la temperatura de congelación del disolvente puro. La congelación se produce cuando la presión de vapor del líquido iguala a la presión de vapor del sólido. Llamando  $T_c$  al descenso crioscópico y  $m$  a la concentración molal del soluto, se cumple que:

$$\Delta T_c = K_c m$$

**Donde:**

$\Delta T_c$  es la variación de la temperatura de congelación.

**$K_c$**  es la constante crioscópica.

**$M$**  es la concentración molal.



**Figura 2.5:** Ejemplo de congelación.

Siendo  $K_c$  la constante crioscópica del disolvente. Para el agua, este valor es  $1,86 \text{ }^\circ\text{C/mol/Kg}$ . Esto significa que las disoluciones molales ( $m=1$ ) de cualquier soluto en agua congelan a  $-1,86^\circ \text{C}$ .

### 2.3.1 Algunas constantes crioscópicas

Sustancia	$K_c \text{ [}(^\circ\text{C kg)/mol]}$
Benceno	5.12
Alcanfor	37.7
Cloroformo	4.70
Éter Etilico	1.79
Alcohol Etilico	1.99
Agua	1.86

Tabla 2.2: Constantes crioscópicas.

## 2.4 Presión osmótica

Se define la presión osmótica como la tendencia a diluirse de una disolución separada del disolvente puro por una membrana semipermeable. Un soluto ejerce presión osmótica al enfrentarse con el disolvente sólo cuando no es capaz de atravesar la membrana que los separa. La presión osmótica de una disolución equivale a la presión mecánica necesaria para evitar la entrada de agua cuando está separada del disolvente por una membrana semipermeable.

Para medir la presión osmótica se utiliza el osmómetro, que consiste en un recipiente cerrado en su parte inferior por una

membrana semipermeable y con un émbolo en la parte superior. Si introducimos una disolución en el recipiente y lo sumergimos en agua destilada, el agua atraviesa la membrana semipermeable y ejerce una presión capaz de elevar el émbolo hasta una altura determinada. Sometiendo el émbolo a una presión mecánica adecuada se puede impedir que pase el agua hacia la disolución, y el valor de esta presión mecánica mide la presión osmótica.

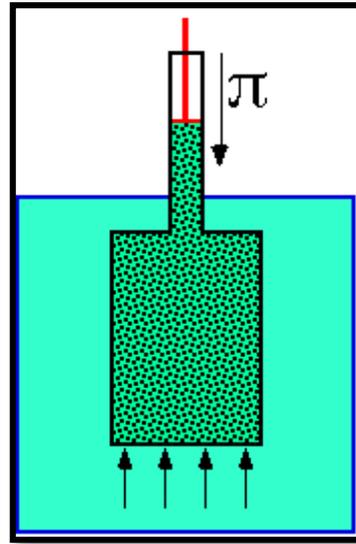
Las leyes que regulan los valores de la presión osmótica para disoluciones muy diluidas (como las que se manejan en Biología) son análogas a las leyes de los gases. Se conocen con el nombre de su descubridor Jacobus H. Van t'Hoff premio Nobel de Química en 1901, y se expresan mediante la siguiente fórmula:

$$\pi V = M R T$$

**Donde:**

$\pi V$  representa la presión osmótica.

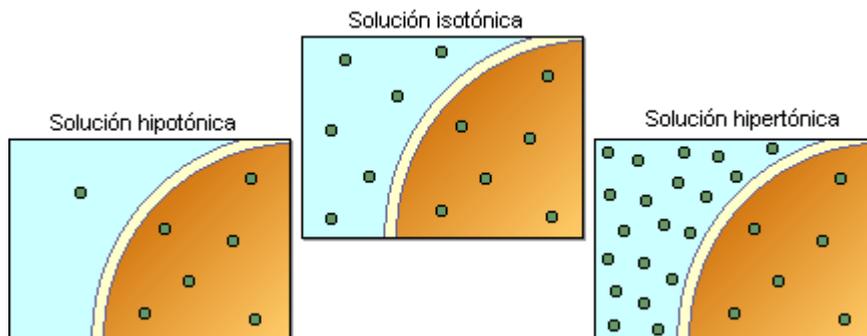
**M** es la molalidad de la disolución.



**Figura 2.6:** Osmómetro.



**Figura 2.7:** Jacobus Henricus van 't Hoff, químico holandés.



**Figura 2.8:** Tipos de disolución.

**R** es la constante universal de los gases.

**V** es el volumen de la solución.

**T** es la temperatura absoluta.

Si comparamos la presión osmótica de dos disoluciones podemos definir tres tipos de disoluciones:

- **Disoluciones isotónicas** son aquellas que manifiestan la misma presión osmótica que la disolución de referencia.
- **Disoluciones hipotónicas** son aquellas que manifiestan menor presión osmótica que la disolución de referencia.
- **Disoluciones hipertónicas** son aquellas que manifiestan mayor presión osmótica que la disolución de referencia.

## 2.6 Problemas de aplicación práctica

1. A 28°C, el benceno de peso molecular 78g/mol, tiene una presión de vapor a 127,8 mm Hg. La disolución de 21g de soluto no volátil en 283g de benceno, produjo una presión de vapor a 16,22 KPa. Calcular el peso molecular aproximado del soluto.

Datos:

$$P_{\text{vapor}} = 127,8 \text{ mm Hg}$$

$$\text{Masa soluto} = 21\text{g}$$

$$\text{Masa solvente} = 283 \text{ g}$$

$$P = 16,22 \text{ KPa}$$

$$P = 16,22 \text{ KPa} \frac{1000\text{Pa}}{1\text{KPa}} \frac{1 \text{ atm}}{101325 \text{ Pa}} \frac{760\text{mmHg}}{1 \text{ atm}} = 121,66\text{mmHg}$$

$$P = P_{\text{vapor}} * X_d$$

$$X_d = \frac{P}{P_{\text{vapor}}}$$

$$X_d = \frac{121,66\text{mmHg}}{127,8 \text{ mm Hg}} = 0,96$$

$$N_1 = 283\text{g} \frac{1 \text{ mol}}{78\text{g}} = 3,62 \text{ mol}$$

$$X_d = \frac{n_d}{n_d + n_s}$$

$$n_s = \frac{n_d}{x_d} - n_d = \frac{3,62\text{mol}}{0,96} - 3,62\text{mol} = 0,15 \text{ mol}$$

$$M = \frac{m}{n} = \frac{21\text{g}}{0,15\text{mol}} = \underline{140\text{g/mol}}$$

2. Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 120g de ácido orto hipo antimonito a 790 g de agua. La presión de vapor del agua pura a 25°C es 36,18 mbares. Expresar el resultado en newton/cm<sup>2</sup>.

Datos:

$$\Delta P = ?$$

$$T = 25 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$P = 36.18 \text{ mbares}$$



$$790\text{g H}_2\text{O}$$

$$120\text{g} * \frac{1 \text{ mol}}{156,36\text{g}} = 0,76 \text{ mol soluto}$$

$$790\text{g} * \frac{1 \text{ mol}}{18\text{g}} = 43,89 \text{ mol solvente}$$

$$X_S = \frac{n_s}{n_s + n_d}$$

$$\Delta P = P^o X_S$$

$$X_S = \frac{0,76}{0,76 + 43,89}$$

$$\Delta P = 0,36 \frac{\text{N}}{\text{cm}^2} * 0,017$$

$$X_S = 0,017$$

$$\Delta P = 0,006 \frac{\text{N}}{\text{cm}^2}$$

3. A 40°C, la presión de vapor del heptano puro es de 92 Torr y la presión de vapor del octano puro es de 1.42 libras sobre pulgadas cuadradas. Considera una

**solución que contiene 1 mol de heptano y 4 moles de octano. Calcular la presión de vapor de cada componente y la presión de vapor total sobre la solución.**

Datos:

$$P_{\text{heptano}} = 92 \text{ Torr}$$

$$P_{\text{octano}} = 1.42 \text{ Psi}$$

1 mol de heptano

4 moles de heptano

$$X_{\text{heptano}} = \frac{1 \text{ mol}}{5 \text{ mol}} = 0.2$$

$$X_{\text{octano}} = \frac{4 \text{ mol}}{5 \text{ mol}} = 0.8$$

$$1.42 \text{ Psi} * \frac{1 \text{ atm}}{14.7 \text{ Psi}} * \frac{760 \text{ Torr}}{1 \text{ atm}} = 74.41 \text{ Torr}$$

$$\Delta P_{\text{heptano}} = X_{\text{heptano}} * P_{\text{heptano}}$$

$$\Delta P_{\text{heptano}} = 0.2 * 92 \text{ Torr}$$

$$\Delta P_{\text{heptano}} = 18.4 \text{ Torr}$$

$$\Delta P_{\text{octano}} = X_{\text{octano}} * P_{\text{octano}}$$

$$\Delta P_{\text{octano}} = 0.8 * 74.41 \text{ Torr}$$

$$\Delta P_{\text{octano}} = 59.53 \text{ Torr}$$

$$P_{\text{total}} = P_{\text{heptano}} + P_{\text{octano}}$$

$$P_{\text{total}} = 18.4 \text{ torr} + 59.53 \text{ Torr}$$

$$P_{\text{total}} = 77.93 \text{ Torr}$$

4. A una temperatura de 26°C, la presión de vapor del agua a 25.21 mmHg. Si a esta temperatura se prepara una solución 2.32 molal de un compuesto no electrolito, no volátil. Determine la presión de vapor de esta disolución suponiendo comportamiento ideal. Exprese el resultado en Kg/cm<sup>2</sup>.

Datos

$$T=26^{\circ}\text{C}$$

$$P^0=25.21 \text{ mmHg}$$

$$P=?$$

$$2,32 \text{ molal}$$

$$P^0= 0,03 \text{ Kg/cm}^2$$

$$P = P^0 X_D$$

$$m = \frac{n_{\text{soluto}}}{\text{Kg solvente}}$$

$$P = 0,03 \frac{\text{Kg}}{\text{cm}^2} * 0,96$$

$$n_{\text{soluto}} = m * \text{kg solvente}$$

$$n_{\text{soluto}} = 2,72 \frac{\text{mol}}{\text{Kg}} * 1\text{kg}$$

$$n_{\text{soluto}} = 2,32 \text{ mol}$$

$$P = 0,0288 \frac{\text{Kg}}{\text{cm}^2}$$

$$n_{\text{solvente}} = 1000\text{kg} * \frac{1 \text{ mol}}{18\text{g}} = 55,56 \text{ mol}$$

$$X_D = \frac{n_D}{n_D + n_S}$$

$$X_D = \frac{55,56 \text{ mol}}{57,88 \text{ mol}}$$

$$X_D = 0,06$$

5. El punto de congelación de una muestra de naftaleno, se encontró que es  $81.5^\circ\text{C}$ , cuando se disuelven  $0.637\text{ g}$  de una sustancia en  $7.85\text{ g}$  de naftaleno, la solución tiene un punto de congelación de  $78.5^\circ\text{C}$ . ¿Cuál es el peso molecular del soluto? La constante molal del punto de congelación del naftaleno es  $6.8^\circ\text{C.Kg/mol}$ .

$$T^\circ_c - T_c = K_c \times m$$

$$n_s = m \times kg$$

$$m = \frac{T^\circ_c - T_c}{K_c}$$

$$n_s = 0,44 \text{ molal} \times 0,00785 \text{ kg}$$

$$m = \frac{81,5^\circ\text{C} - 78,5^\circ\text{C}}{6,8^\circ\text{C kg/mol}}$$

$$n_s = 0,0035 \text{ moles}$$

$$m = 0,44 \text{ molal}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

$$M = \frac{0,637 \text{ g}}{0,0035 \text{ moles}}$$

$$M = 182 \text{ g/mol}$$

6. Determine la constante ebulloscópica si al disolver  $100\text{ g}$  de clorato de potasio en  $250\text{ g}$  de este solvente, este incrementa su temperatura de ebullición en  $496.14^\circ\text{R}$

Datos:

250gr = solvente

100gr  $KClO_3$  = Solute

$$100gr K(ClO_3) \times \frac{1molK(ClO_3)}{122.5gK(ClO_3)} = 0.82 molesK(ClO_3)$$

$$250gr \times \frac{1 Kg}{1000gr} = 0.25 Kg$$

$$T_{eb} = K_b * m$$

$$m = \frac{n \text{ soluto}}{Kg \text{ solvente}}$$

$$K_b = \frac{T_{eb}}{m}$$

$$m = \frac{0.82 mol}{0.25 Kg}$$

$$K_b = \frac{2.3^\circ C}{3.28m}$$

$$m = 3.28m$$

$$K_b = 0.7^\circ C/m$$

7. ¿Cuáles son los puntos de congelación y ebullición de una solución preparada, disolviendo 3.7 g de butanol en 97 g de benceno?

$$C_4H_{10}O = 74g/mol$$

$$3,7g C_4H_{10}O * \frac{1mol}{74g C_4H_{10}O} = 0,05moles$$

$$m = \frac{n_s}{kg} \quad (\text{molalidad})$$

$$m = \frac{0,05moles}{0,097kg}$$

$$m = 0,52molal$$

$$\Delta T_C = K_C \times m$$

$$\Delta T_C = -5,12^\circ \frac{C}{m} \times 0,52 \text{ molal}$$

$$\Delta T_C = -2,66^\circ C$$

$$\Delta T_{eb} = K_{eb} \times m$$

$$\Delta T_{eb} = 2,53^\circ \frac{C}{m} \times 0,52 \text{ molal}$$

$$\Delta T_{eb} = 1,32^\circ C$$

- 8. Una muestra de 7.85g de un compuesto con la formula empírica  $C_5H_4$  se disuelven es de  $1.05^\circ C$  por debajo del punto de congelación del benceno puro. ¿Cuál será la masa molar y la formula molecular de este compuesto?**

$$K_C \text{ benceno} = 5.12^\circ C/mol$$

Molalidad

$$\frac{\Delta T_e}{K_c} = \frac{1.05^\circ C}{5.12^\circ C/m} = 0.205m$$

$$301g = \frac{1kg}{1000g} = 301 Kg \text{ benceno}$$

$$0.301Kg = \frac{0.205 mol}{1 Kg} = 0.0617 mol$$

$$\text{Masa Molar} = \frac{\text{gr de compuesto}}{\text{moles del compuesto}} = \frac{7.85g}{0.0617 mol} = 127 g/mol$$

$$C_5H_4 = 64 g/mol \rightarrow \frac{127,9 g/mol}{64 g/mol} = 2$$

$(C_{10}H_8) = \text{Naftaleno}$

9. Suponiendo que la presión osmótica de la sangre a 37°C es 7,65 atm. ¿Qué cantidad de glucosa por litro debe utilizarse para una inyección intravenosa que ha de tener la misma presión osmótica que la sangre?

Peso molecular de la glucosa= 180g/mol

$$\pi = M \times R \times T$$

$$M = \frac{\pi}{R \times T}$$

$$M = \frac{7,65 \text{ atm}}{0,08 \text{ atm} \times \frac{\text{lt}}{\text{mol} \times \text{°K}} \times 310^\circ\text{K}}$$

$$M = \frac{0,31 \text{ mol}}{\text{lt}}$$

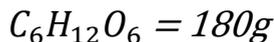
$$M = \frac{0,31 \text{ mol}}{\text{lt}} \times \frac{180 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{55,8 \text{ g}}{\text{lt}}$$

10. Suponiendo que la presión osmótica de la sangre a 310°C es de 0.765 newton/cm<sup>2</sup>. ¿Qué cantidad de glucosa por litro debe utilizarse para una inyección intravenosa que ha de tener la misma presión osmótica que la sangre?

Datos:

$$\pi = 0.765 \frac{\text{N}}{\text{cm}^2} \quad 0.765 \frac{\text{N}}{\text{cm}^2} * \frac{(100\text{cm})^2}{1\text{m}^2} = 7650\text{Pa}$$

$$T = 310^\circ\text{C} = 583^\circ\text{K} \quad 7650\text{Pa} * \frac{1 \text{ atm}}{10^5\text{Pa}} = 0.0765 \text{ atm}$$



$$\pi = M * R * T$$

$$M = \frac{\pi}{R * T} = \frac{0.0765 \text{ atm}}{0.082 \frac{\text{atm} * \text{lt}}{\text{mol} * ^\circ\text{K}} * 583^\circ\text{K}} = 0.016 \frac{\text{mol}}{\text{lt}}$$

$$0.016 \frac{\text{mol}}{\text{lt}} * \frac{180 \text{ gr}}{1 \text{ mol}} = 0.29 \text{ gr/lt}$$

**11. ¿Cuál es la presión osmótica de la sangre a la temperatura del cuerpo (37°C), si la sangre se comporta como si fuese una solución 0.29 M de un soluto no ionizable?**

$$\pi = M \times R \times T$$

$$\pi = 0,29M \times \frac{0,08 \text{ atm} \times \text{lt}}{\text{mol} \times ^\circ\text{K}} \times (37^\circ\text{C} + 273)$$

$$\pi = 7,192 \text{ atm}$$

**12. Una solución que contiene 3.24 g de un no electrolito no volátil y 200 g de agua a 100.13°C a 1 atm. ¿Cuál es el peso molecular del soluto?**

$$T^\circ_{\text{eb}} - T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \times m$$

$$100,13^\circ\text{C} - 100^\circ\text{C} = 0,52^\circ\text{C/m} \times m$$

$$m = 0,25 \text{ molal}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

$$M = \frac{3,24g}{0,05moles}$$

$$M = 64,8g/mol$$

$$m = \frac{n_s}{kg}$$

$$n_s = m \times kg$$

$$n_s = 0,25molal \times 0,2g$$

$$n_s = 0,05moles$$

**13. Una disolución de 2,1 g de hemoglobina en 120 ml de solución tiene una presión osmótica de 2.3 psi a 217°C. ¿Cuál es el peso molecular de la hemoglobina?**

$$\pi = M \times R \times T$$

$$M = \frac{\pi}{R \times T}$$

$$M = \frac{2,3 \text{ psi}}{10,73 \text{ psi} \times \frac{ft^3}{mol \times ^\circ R} \times 882,27^\circ R}$$

$$M = 0,00024mol/ft^3$$

$$\frac{0,00024mol}{ft^3} \times \frac{1ft^3}{28,31lt} = 0,000009mol/lt$$

$$M = \frac{n_s}{lt}$$

$$n_S = M \times lt$$

$$n_S = \frac{0,000009mol}{lt} \times 0,12lt$$

$$n_S = 0,000001mol$$

$$M = \frac{m}{n}$$

$$M = \frac{2,1g}{0,000001mol}$$

$$M = 2100000g/mol$$

**14. Calcular la presión osmótica de una solución de sulfato de aluminio que contiene 19 g de la sustancia en medio litro de solución a una temperatura de 37°F.**

Peso molecular del Sulfato de Aluminio = 342g/mol

$$19g \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{1mol}{342g \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,06mol$$

$$\pi = \frac{n}{V} \times R \times T$$

$$\pi = \frac{0,06mol}{0,5lt} \times \frac{0,08atm \times lt}{mol \times ^\circ R} \times 273,93^\circ K$$

$$\pi = 2,63atm$$

**15. Suponiendo que la presión osmótica de la sangre a 37°C es 76,5 N/cm<sup>2</sup>. ¿Qué cantidad de glucosa por litro debe utilizarse para una inyección intravenosa que ha**

**de tener la misma presión osmótica que la sangre?  
Resolver el ejercicio utilizando la constante universal  
de los gases en el sistema inglés.**

Datos

$$T=37^{\circ}\text{C}$$

$$\pi=76,5\text{ N/cm}^2$$

$$k=10,73\frac{\text{psi Ft}}{\text{mol}^{\circ}\text{R}}$$

$$^{\circ}\text{R} = (1,8) (^{\circ}\text{C}) + 492$$

$$^{\circ}\text{R} = (1,8) (37^{\circ}\text{C}) + 492 = 558,6^{\circ}\text{R}$$

$$\pi=76,5\text{ N/cm}^2 \frac{1k}{9,8N} \frac{2,2\text{ Lbs}}{1Kg} \frac{6,4516\text{ cm}^2}{1\text{in}^2} = 110,8\text{ psi}$$

$$\pi = M k t$$

$$M = \frac{\pi}{k t}$$

$$M = \frac{110,8\text{ psi}}{\left(10,73\frac{\text{psi Ft}}{\text{mol}^{\circ}\text{R}}\right)(558,6^{\circ}\text{R})} = 0,018\frac{\text{mol}}{\text{ft}^3}$$

$$0,018\frac{\text{mol}}{\text{ft}^3} \frac{180\text{gr}}{1\text{mol}} \frac{1\text{ft}^3}{28,32\text{Lts}} = 0,114\frac{\text{gr}}{\text{lt}}$$

**16. ¿Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 120 g de sacarosa a 1100 g de agua la presión de vapor del agua pura a 25°C es 25.3 mmHg?**

Datos

$$P^{\circ} = 25,3\text{ mmHg}$$

P=?

$$\text{H}_2\text{O} = 18\text{gr} / \text{mol}$$

$$N_d = 1100\text{ gr H}_2\text{O} \times \frac{1\text{ mol H}_2\text{O}}{18\text{ gr H}_2\text{O}}$$

$$N_d = 61,11\text{ mol H}_2\text{O}$$

120 gr sacarosa  $C_{12}H_{22}O_{11}$

$C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ gr / mol}$

$$N_s = 120 \text{ gr } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342 \text{ gr } C_{12}H_{22}O_{11}}$$

$$N_s = 0,35 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$X_d = \frac{N_d}{N_d + N_s}$$

$$P = p^\circ \times X_d$$

$$X_d = \frac{61,11}{61,11 + 0,35}$$

$$P = 25,3 \text{ mmHg} \times (0,994)$$

$$X_d = 0,994 \quad p = 25,14 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,033 \text{ atm}$$

**17. La presión de vapor de agua pura a 120°C es de 1480 mmHg. Si se sigue la Ley de Raoult. ¿Qué fracción de etilenglicol debe agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este solvente a 14.7 psi?**

Soluto etilenglicol = no hay datos

Solvente de agua = 1480 mmHg

Solución PA = 760 mmHg

$$P^\circ_A - P_A = P^\circ_A X_B$$

$$1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg} = 1480 \text{ mmHg} \times X_B$$

$$1480 \text{ mmHg} - 760 \text{ mmHg} / 1480 \text{ mmHg} = X_b$$

$$0,486 = X_b$$

**18. Calcular la presión osmótica a 27 °C producida por una disolución acuosa de sacarosa  $C_{12}H_{22}O_{11}$  cuya concentración es de 18 g/l.**

Datos:

$$T = 300K$$

$$C = 18g/mol$$

$$R = 0.082$$

$$\Pi = \frac{mRT}{V \times P_m} = \Pi = \frac{cRT}{P_m}$$

$$\Pi = \frac{18 \frac{g}{mol} \times 0.082 \frac{atm \times L}{mol \times K} \times 300K}{342 \frac{g}{mol}} = 1.3atm$$

**19. El suero fisiológico tiene una presión osmótica de 7,7 atm a 37 °C. ¿se podrá inyectar a una persona un suero glucosado preparado añadiendo 20 g de glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ) a agua destilada hasta tener un volumen de 200 ml?**

$$\Pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$20 g / 252 g/mol = 0,07937 mol$$

$$\Pi \cdot 0,200 L = 0,07937 mol \cdot 0,082 (atm \cdot L / K \cdot mol) \cdot (37 + 273) K$$

$$\Pi = 10,1 atm$$

**20. Determinar la presión osmótica de un fluido intracelular cuya concentración molar es de 0.3**

**moles/L. Considere que el fluido se encuentra a temperatura corporal 37°C**

$$C = 0.3 \frac{\text{moles}}{\text{l}} \times \frac{1000\text{l}}{1\text{m}^3} = 300 \frac{\text{moles}}{\text{m}^3}$$

$$T = 310^\circ\text{K}$$

$$R = 8.31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \times \text{K}}$$

$$\Pi = \frac{nRT}{V} = cRT$$

$$\Pi = \left( 300 \frac{\text{moles}}{\text{m}^3} \right) \left( 8.31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \times \text{K}} \right) 310\text{K}$$

$$\Pi = 772730 \text{ Pa}$$

**21. Una masa de 5g de masa molar de 250g se disuelve en 600 cm<sup>3</sup> de agua a 27°C. Calcular la presión osmótica de la disolución**

$$n = 5\text{g} \frac{1\text{mol}}{250\text{g}} = 0.02\text{moles}$$

$$v = 600\text{cm}^3 \frac{1\text{m}^3}{1000000\text{cm}^3} = 6 \times 10^{-4}\text{m}^3$$

$$T = 300\text{K}$$

$$\Pi = \frac{nRT}{V}$$

$$\Pi = \left( \frac{0.02\text{moles}}{6 \times 10^{-4}\text{m}^3} \right) \left( 8.31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \times \text{K}} \right) (300\text{K})$$

$$\Pi = 83000 \text{ Pa}$$

## 2.7 Problemas propuestos de molaridad, molalidad y propiedades coligativas.

1. Calcula la molalidad de estas soluciones:
  - a) 14.0g de  $CH_3OH$  en 100.0g de  $H_2O$
  - b) 2.50 moles de benceno.  $C_6H_6$  en 250g de hexano ( $C_6H_{14}$ )
2. ¿Cuál es la (a) molalidad (b) el punto de congelación y (c) el punto de ebullición de una solución que contiene 2.68 g de naftaleno,  $C_{10}H_8$  en 3.84 g de benceno  $C_6H_6$ ?
3. El punto de congelación de una solución de 8.00 g de un compuesto desconocido disuelto en 60.0 g de ácido acético es  $13.2^\circ C$ . Calcula la masa molar del compuesto.
4. ¿Cuántos gramos de solución de NaOH al 10% en masa se requieren para neutralizar 150ml de solución de HCL 1.0 M?
5. ¿Cuántos gramos de solución de NaOH al 10.0% en masa se requieren para neutralizar 250.0 g de solución 1.0 m de HCL?
6. Un jarabe azucarado contiene 15.0% en masa de azúcar.  $C_{12}H_{22}O_{11}$ , y su densidad es de 1.06 g/ml.
  - a) ¿Cuántos gramos de azúcar hay en 1.0 L de este jarabe?
  - b) ¿Cuál es la molaridad de esta solución?
  - c) ¿Cuál es la molalidad de esta solución?
7. Una solución de 3.84 g de  $C_4H_2N$  (formula empírica) en 250.0 g de benceno deprime  $0.614^\circ C$  el punto de congelación del benceno. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
8. Dada la ecuación
$$3 MgCl_2(ac) + 2Na_3PO_4(ac) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 6NaCl(ac)$$
Calcula
  - a) Los mililitros de  $Na_3PO_4$  0.250 M que pueden reaccionar con 50.0 ml de  $MgCl_2$  0.250 M
  - b) Gramos de  $Mg_3(PO_4)_2$  que se pueden formar de 50.0 ml de  $MgCl_2$  0.250 M
9. Dada la ecuación



Calcula lo siguiente

- a) Las moles de  $\text{Cl}_2$  producidas a partir de 0.050 mol de  $\text{KMnO}_4$
  - b) Las moles de HCl necesarias para reaccionar con 1.0 L de  $\text{KMnO}_4$  2.0 M
  - c) Los mililitros de HCl 6.0 M requeridos para reaccionar con 200 ml de  $\text{KMnO}_4$  0.50 M
  - d) Litros de  $\text{Cl}_2$  gaseoso, en condiciones normales producidos por la reacción de 75.0 ml de HCl 6.0 M
10. Calcula la molalidad de estas soluciones.
    - e) 1.0 g de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  en 1.0 g de  $\text{H}_2\text{O}$
    - f) 0.250 mol de yodo en 1.0 kg de  $\text{H}_2\text{O}$
  11. ¿Cuál es (a) la molalidad, (b) el punto de congelación y (c) el punto de ebullición de una solución que contiene 100.0 g de etilenglicol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$  en 150.0 g de agua?
  12. ¿Cuál es la masa molar de un compuesto si 4.80 g del compuesto se disuelven en 22.0 g de  $\text{H}_2\text{O}$  para producir una solución que se congela a  $-2.50^\circ\text{C}$ ?
  13. El ácido clorhídrico, HCl, se vende en forma de solución acuosa concentrada (12.0 mol/L). Si la densidad de la solución es 1.18 g/ml, determina la molalidad.
  14. ¿Cuántos gramos de  $\text{KNO}_3$  se necesitan para preparar 450 ml de una solución que contenga 5.5 mg/ml de ion potasio? Calcula la molaridad de la solución.
  15. ¿Qué masa de solución al 5.50% se puede preparar a partir de 25.0 g de KCl?

**Los problemas 16-18 se relacionan con la reacción**



16. ¿Qué volumen de HCl 6.0 M se necesita para reaccionar con 0.350 mol de  $\text{CaCO}_3$ ?
  - a) 42.0ml
  - b) 1.17L
  - c) 117ml
  - d) 583ml

17. Si 400ml de HCL 2.0M reaccionan con un exceso de  $\text{CaCO}_3$ ? el volumen producido de  $\text{CO}_2$ ? medido en condiciones normales es
- 18L
  - 5.6L
  - 9.0L
  - 56L
18. Si en la reacción se producen 5.3g de  $\text{CaCl}_2$  ¿Cuál es la molaridad del HCL usado si 25ml reaccionaron con un exceso de  $\text{CaCO}_3$ ??
- 3.8M
  - 0.19M
  - 0.38M
  - 0.42M
19. Si 20.0g de la urea  $\text{CO}(\text{NH}_3)_2$  un no electrólito, se disuelven en 25.0g de agua, el punto de congelación de la solución será
- 2.47°C
  - 1.40°C
  - 24.7°C
  - 3.72°C
20. Cuando se disolvieron 256g de un no electrólito no volátil desconocido en 500g de  $\text{H}_2\text{O}$ , se descubrió que el punto de congelación era de -2.79°C. La masa molar del soluto desconocido es
- 357
  - 6.2
  - 768
  - 341
21. ¿Cuántos mililitros de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6.0M utilizarías para preparar 500ml de solución de ácido sulfúrico 0.20M?
- 30
  - 17
  - 12
  - 100
22. ¿Cuántos mililitros de agua se deben añadir a 200ml de HCL 1.40M para preparar una solución de HCL 0.500M?
- 360ml
  - 560ml
  - 140ml
  - 280ml

23. ¿Qué procedimiento incrementará la solubilidad de la mayor parte de los sólidos en líquidos?
- Agitación
  - Pulverización del sólido
  - Calentamiento de la solución
  - Incremento de la presión
24. La adición de un cristal de  $\text{NaClO}_3$  a una solución de  $\text{NaClO}_3$  causa la precipitación de cristales adicionales, la solución original era:
- No saturada
  - Diluida
  - Saturada
  - Sobresaturada
25. ¿Cuál de estas sales se consideran solubles en agua?
- $\text{BaSO}_4$
  - $\text{NH}_4\text{Cl}$
  - $\text{AgI}$
  - $\text{PbS}$
26. Una solución de alcohol etílico y benceno está a 40% de alcohol. ¿Qué definición es la correcta?

# Capítulo III

## GASES

---

Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie con la que entren en contacto, ya que las moléculas gaseosas se hallan en constante movimiento. Los humanos nos hemos adaptado fisiológicamente también a la presión del aire que nos rodea, que por lo regular desconocemos su existencia, quizá como los peces son inconscientes de la presión del agua sobre ellos.

La presión atmosférica.....

Un ejemplo común es al beber un líquido con un popote. Al succionar el aire por medio de un popote se reduce la presión en su interior, el vacío creado se llena con el líquido que es empujado hacia la parte superior del popote por la mayor presión atmosférica.

### 3.1 Unidades del S.I. para la presión

La presión es una de las propiedades de los gases que se mide con mayor facilidad. Para entender cómo se mide la presión de un gas, conviene saber cómo se obtienen las unidades de medición.

La presión se define como:

$$P = F/A$$

**P** es la fuerza expresada en Pascal (Pa) ; mmHg; Atm , PSI (libras/pulg.2), Bares.

**F** es la fuerza expresada en N

**A** es el área expresada en m cuadrados.

### 3.2 Leyes de los gases

Las fuerzas de cohesión que hay entre las partículas de los gases son despreciables por lo que estas se desplazan a elevada velocidad colisionando entre sí y contra las paredes del recipiente que los contiene. La fuerza que ejercen estas partículas cuando chocan contra las paredes es proporcional a una magnitud llamada presión, se suele medir en atmósferas o en milímetros de mercurio 1 atm = 760 mm de Hg.

Por otra parte, la energía de las partículas es proporcional a la temperatura absoluta que se mide en la escala absoluta de temperaturas. Para una determinada masa de gas, estas magnitudes junto con el volumen caracterizan el estado del gas.

Las leyes de los gases son productos de incontables experimentos que se realizaron sobre las propiedades físicas de los gases durante varios ciclos.

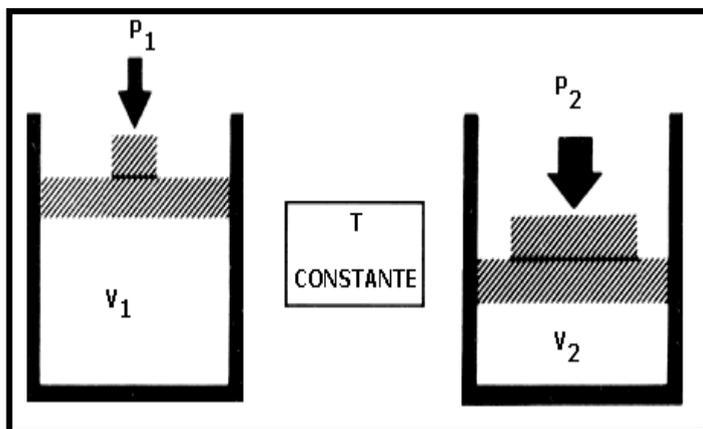
Estas leyes son las siguientes:

- Ley de Boyle y Mariotte
- Ley de Charles
- Ley de Gay Lussac
- Ley Combinada de los Gases

### 3.2.1 Ley de Boyle y Mariotte

A temperatura constante el volumen de una determinada masa de gas es inversamente proporcional a la presión que soporta.

$$T = \text{cte} \Rightarrow P \cdot V = \text{cte} ; v = \frac{\text{cte}}{P} ; P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$



**Figura 3.1:** Ley de Boyle.

### 3.2.2 Ley de Charles

A presión constante el volumen de una determinada masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$P = \text{cte} \Rightarrow V = \text{cte} * T \quad ; \quad \frac{V}{T} = \text{cte} \quad ; \quad \frac{V_1}{T_1} = \text{cte} \quad ; \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

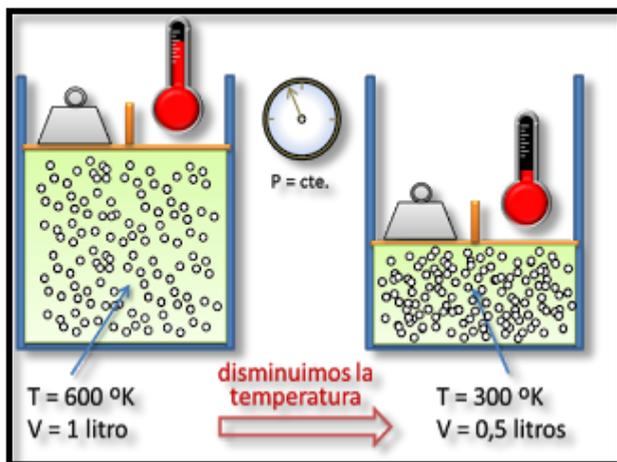
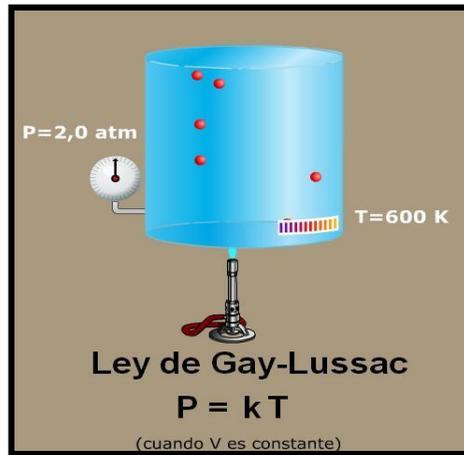


Figura 3.2: Ley de Charles.

### 3.2.3 Ley de Gay Lussac

A presión constante el volumen de una determinada masa de gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$V = \text{cte} \Rightarrow P = \text{cte} * T \quad ; \quad \frac{P}{T} = \text{cte} \quad ; \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

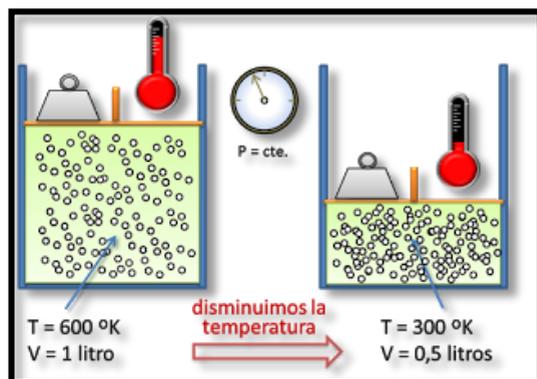


**Figura 3.3:** Ley de Gay Lussac.

### 3.2.4 Ley Combinada de los Gases

La ley combinada de los gases o ley general de los gases es una ley de los gases que combina la ley de Boyle, la ley de Charles y la ley de Gay-Lussac. Estas leyes matemáticamente se refieren a cada una de las variables termodinámicas con relación a otra mientras todo lo demás se mantiene constante.

La ley de Charles establece que el volumen y la temperatura son directamente proporcionales entre sí, siempre y cuando la presión se mantenga constante. La ley de Boyle afirma que la presión y el



**Figura 3.4:** Ley Combinada de Gases.

volumen son inversamente proporcionales entre sí a temperatura constante. Finalmente, la ley de Gay-Lussac introduce una proporcionalidad directa entre la temperatura y la presión, siempre y cuando se encuentre a un volumen constante. La interdependencia de estas variables se muestra en la ley de los gases combinados, que establece claramente que:

La relación entre el producto presión-volumen y la temperatura de un sistema permanece constante.

Matemáticamente puede formularse como:

$$\frac{PV}{T} = K$$

**Donde:**

**P** es la presión

**V** es el volumen

**T** es la temperatura absoluta (en kelvins)

**K** es una constante (con unidades de energía dividida por la temperatura) que dependerá de la cantidad de gas considerado.

Otra forma de expresarlo es la siguiente:

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

Donde presión, volumen y temperatura se han medido en dos instantes distintos 1 y 2 para un mismo sistema.

### 3.3 Ecuación de estado de un gas ideal

La ecuación de estado más sencilla es aquella que describe el comportamiento de un gas cuando éste se encuentra a una presión baja y a una temperatura alta. En estas condiciones la densidad del gas es muy baja, por lo que pueden hacerse las siguientes aproximaciones:

No hay interacciones entre las moléculas del gas

El volumen de las moléculas es nulo.

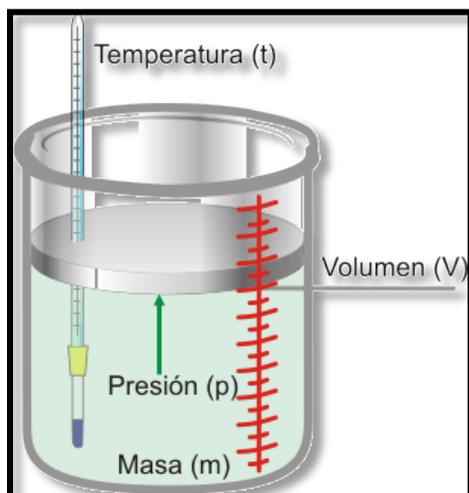
La ecuación de estado que describe un gas en estas condiciones se llama ecuación de estado de un gas ideal.

La ecuación de estado de un gas ideal es el resultado de combinar dos leyes empíricas válidas para gases muy diluidos: la ley de Boyle y la ley de Charles.

La ley de Boyle (1662) da una relación entre la presión de un gas y el volumen que ocupa a temperatura constante. Dicha ley establece que el producto de la presión por el volumen de un gas a temperatura constante es constante. Matemáticamente:

$$pV = cte$$

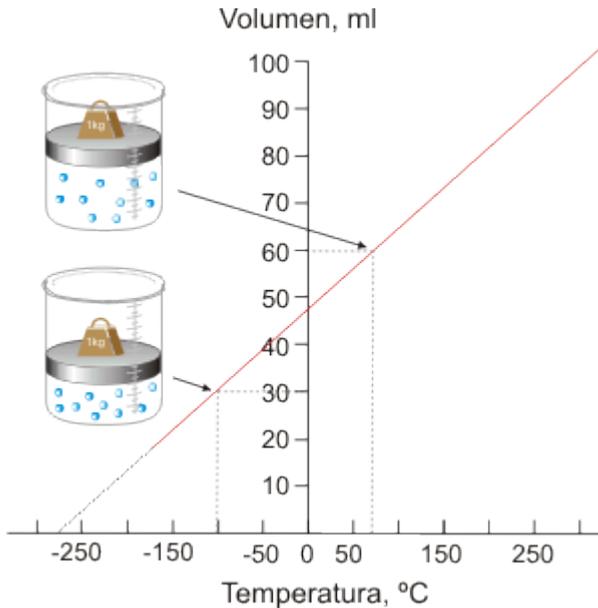
La ley de Charles (1787) establece que, a presión constante, el cociente



**Figura 3.5:** Relación de presión, volumen y temperatura.

entre el volumen que ocupa un gas y su temperatura, expresada en kelvin (K), es una constante.

En la siguiente figura se ha representado el volumen que ocupa un gas para distintas temperaturas a presión constante:



**Figura 3.6:** Relación de volumen y temperatura.

La recta representada en la figura es independiente del gas encerrado en el recipiente, y corta con el eje horizontal a una temperatura (en °C) aproximadamente igual a - 273 °C. Como se observa en la gráfica, un gas a una temperatura inferior ocuparía un volumen negativo, por lo que no pueden existir temperaturas inferiores.

Este valor de la temperatura se emplea para definir el cero en la escala absoluta (Kelvin) de temperaturas.

Matemáticamente, la ley de Charles se expresa:

$$\frac{V}{T} = cte$$

Combinando en una sola ecuación la ley de Boyle y la ley de Charles se obtiene:

$$\frac{pV}{T} = cte$$

Para un mol de gas, la constante que aparece en el segundo miembro de la ecuación anterior es la constante universal de los gases ideales R, por lo que la ecuación de estado de un gas ideal es:

$$pV = nRT$$

**Donde:**

**n** es el número de moles.

El valor de **R** es:  $0.082 \frac{\text{atm} \times \text{l}}{\text{mol} \times ^\circ\text{k}}$        $10.73 \frac{\text{PSI} \times \text{ft}^3}{\text{mol} \times ^\circ\text{R}}$

La ecuación de estado de un gas ideal depende de tres variables (p, V, T), pero es posible representarla en dos dimensiones con ayuda del diagrama de Clapeyron o diagrama p - V. Si en la ecuación de estado de un gas ideal se fija el valor de la temperatura (por ejemplo T<sub>1</sub>), la ecuación resultante es:

$$p = \frac{nRT_1}{V}$$

### 3.4 Problemas de aplicación práctica

1. En un recipiente de acero de 20 L de capacidad introducimos un gas que, a la temperatura de 18°C ejerce una presión de 1,3 atm. ¿Qué presión ejercería a 60°C?

Como el volumen es constante, usaremos la ley de Gay Lussac.

De la expresión.  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ , conocemos los siguientes datos:

$$P_1 = 1,3 \text{ atm}; T_1 = 18+273 = 291 \text{ K}; T_2 = 60+273 = 333 \text{ K}.$$

Despejamos  $\frac{P_1 T_2}{T_1} = P_2$ , sustituimos los valores y operamos, con lo que resulta:  $P_2 = 1,5 \text{ atm}$

2. Disponemos de una muestra de un gas que cuando a la temperatura de 200°C se ejerce sobre él una presión de 2,8 atm, el volumen es 15,9 L. ¿Qué volumen ocupará si, a la misma temperatura, la presión bajase hasta 1 atm?

Como la temperatura es constante, usaremos la ley de Boyle y Mariotte:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2,$$

conocemos  $P_1 = 2,8 \text{ atm}$ ;  $V_1 = 15,9 \text{ L}$  y  $P_2 = 1 \text{ atm}$ .  
Despejamos en la expresión anterior el volumen

$$\frac{P_1 V_1}{P_2} = V_2, \text{ con lo que sustituyendo y operando resulta:}$$

$$V_2 = 44,5 \text{ L}$$

- 3. Se libera una burbuja de 25 mL del tanque de oxígeno de un buzo que se encuentra a una presión de 4 atmósferas y a una temperatura de 11°C. ¿Cuál es el volumen de la burbuja cuando ésta alcanza la superficie del océano, dónde la presión es de 1 atm y la temperatura es de 18 °C?**

Aquí varían todas las magnitudes por lo que debemos usar la ecuación general de los gases para hallar el volumen final. Despejando resulta:

$$\frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1} = V_2,$$

las magnitudes son  $V_1 = 25 \text{ mL}$ ,  $T_1 = 11 + 273 = 284^\circ\text{K}$ ;  $P_1 = 4 \text{ atm}$ ;  $T_2 = 18 + 273 = 291^\circ\text{K}$  y  $P_2 = 1 \text{ atm}$ .

Sustituyendo y operando resulta  $V_2 = 102,5 \text{ mL}$ .

- 4. Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 cm<sup>3</sup> a una presión de 750 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm si la temperatura no cambia?**

Como la temperatura y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Boyle:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Tenemos que decidir qué unidad de presión vamos a utilizar. Por ejemplo atmósferas.

Como  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$ , sustituyendo en la ecuación de Boyle:

$$\frac{750 \cancel{\text{mmHg}}}{760 \cancel{\text{mmHg}} / \text{atm}} \cdot 80 \text{cm}^3 = 1,2 \text{atm} \cdot V_2 ; V_2 = 65,8 \text{cm}^3$$

5. **El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de  $200 \text{ cm}^3$  a la temperatura de  $20^\circ\text{C}$ . ¿Calcula el volumen a  $90^\circ\text{C}$  si la presión permanece constante?**

Como la presión y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Charles y Gay-Lussac:

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

El volumen lo podemos expresar en  $\text{cm}^3$  y, el que calculemos, vendrá expresado igualmente en  $\text{cm}^3$ , pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

$$\frac{200 \text{cm}^3}{293 \text{K}} = \frac{V_2}{363 \text{K}} ; V_2 = 247,78 \text{cm}^3.$$

6. **Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de  $790 \text{ mm Hg}$  cuando la temperatura es de  $25^\circ\text{C}$ . Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los  $200^\circ\text{C}$ .**

Como el volumen y la masa permanecen constantes en el proceso, podemos aplicar la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

La presión la podemos expresar en mm Hg y, la que calculemos, vendrá expresada igualmente en mm Hg, pero la temperatura tiene que expresarse en Kelvin.

$$\frac{790\text{mm Hg}}{298\text{K}} = \frac{P_2}{398\text{K}}; \quad P_2 = 1055,1\text{mm Hg}.$$

- 7. Disponemos de un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de 500 cm<sup>3</sup> y contiene 34 g de amoníaco. Si manteniendo constante la P y la T, se introducen 68 g de amoníaco, ¿qué volumen presentará finalmente el recipiente?  
P. a. (N)=14; P. a. (H)=1.**

Manteniendo constante la P y la T, el volumen es directamente proporcional al número de moles del gas. El mol de amoníaco, NH<sub>3</sub>, son 17 g luego:

Inicialmente hay en el recipiente 34 g de gas que serán 2 moles y al final hay 192 g de amoníaco que serán 6 moles.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}; \quad \frac{500\text{cm}^3}{2\text{moles}} = \frac{V_2}{6\text{moles}}; \quad V_2 = 1500\text{cm}^3.$$

- 8. Un gas ocupa un volumen de 2 lt en condiciones normales. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y 50°C?**

Como partimos de un estado inicial de presión, volumen y temperatura, para llegar a un estado final en el que queremos conocer el volumen, podemos utilizar la ley combinada de los gases ideales, pues la masa permanece constante:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1};$$

la temperatura obligatoriamente debe ponerse en °K

$$\frac{1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ l}}{273 \text{ K}} = \frac{2 \text{ atm} \cdot V_1}{373 \text{ K}}; \quad V_1 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ l} \cdot 373 \text{ K}}{2 \text{ atm} \cdot 273 \text{ K}}; \quad V_1 = 1,18 \text{ l}$$

Como se observa al aumentar la presión el volumen ha disminuido, pero no de forma proporcional, como predijo Boyle; esto se debe a la variación de la temperatura.

**9. Un recipiente cerrado de 2 lt. contiene oxígeno a 200°C y 2 atm. Calcula:**

- a) Los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.
- b) Las moléculas de oxígeno presentes en el recipiente.

**P. a.(O)=16.**

a) Aplicando la ecuación general de los gases  $PV=nRT$  podemos calcular los moles de oxígeno:

$$2 \text{ atm} \cdot 2 \text{ l} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{k} \cdot \text{mol}} \cdot 473 \text{ K}; \quad n = 0,1 \text{ mol de } O_2.$$

$$\frac{32 \text{ g de } O_2}{\text{es } 1 \text{ mol}} = \frac{X}{0,1 \text{ mol}}; \quad X = 3,2 \text{ g}$$

b) Utilizando el NA calculamos el número de moléculas de oxígeno:

$$\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2}{\text{son 1 mol de } O_2} = \frac{X}{0,1 \text{ de } O_2};$$

$$X = 6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2$$

- 10. Tenemos 4,88 g de un gas cuya naturaleza es SO<sub>2</sub> o SO<sub>3</sub>. Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 lt y observamos que la presión que ejercen a 27°C es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata? P. a.(S)=32.P. a.(O)=16.**

Aplicando la ecuación general de los gases PV=nRT podemos calcular los moles correspondientes a esos 4,88 gramos de gas:

$$1,5 \text{ atm} \cdot 1 \text{ l} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{k} \cdot \text{mol}} \cdot 300 \text{ K}; \quad n = 0,061 \text{ mol de } O_2.$$

La masa molar del gas será:

$$\frac{\text{Si } 4,88 \text{ g}}{\text{son } 0,061 \text{ moles}} = \frac{X}{1 \text{ mol}}; \quad X = 80 \text{ g}$$

Como la M(SO<sub>2</sub>)=64 g/mol y la M(SO<sub>3</sub>)=80g/mol.  
El gas es el SO<sub>3</sub>

- 11. Un mol de gas ocupa 25 lt y su densidad es 1,25 g/lt, a una temperatura y presión determinadas. ¿Calcular la densidad del gas en condiciones normales?**

Conociendo el volumen que ocupa 1 mol del gas y su densidad, calculamos la masa del mol:

$$m = \rho_1 \cdot V_1 \quad m = 1,25 \frac{\text{g}}{\text{l}} \cdot 25 \text{ l} = 31,25 \text{ g} .$$

Como hemos calculado la masa que tienen un mol y sabemos que un mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros en c.n., podemos calcular su densidad:

$$\rho_2 = \frac{m}{V_2} = \frac{31,25 \text{ g}}{22,4 \text{ l}} = 1,40 \text{ g/l}$$

- 12. Un recipiente contienen 100 lt de O<sub>2</sub> a 20°C. Calcula: a) la presión del O<sub>2</sub>, sabiendo que su masa es de 3,43 kg. b) El volumen que ocupara esa cantidad de gas en CN (condiciones normales).**

a) Aplicamos la ecuación general de los gases  $PV=nRT$  pero previamente calculamos los moles de gas:

$$n^{\circ} \text{ de moles} = \frac{3430 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 107,19 \text{ moles}$$

$$P.V = n.R.T;$$

$$P \cdot 100 \text{ l} = 107,19 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K.mol}} \cdot 293 \text{ K};$$

$$P = 25,75 \text{ atm.}$$

b) Para calcular el volumen que ocupan los 107,19 moles en CN podemos volver a aplicar la ecuación  $PV=nRT$  con las cn. o la siguiente proporción:

$$\frac{1 \text{ mol de gas en c.n.}}{\text{ocupa siempre } 22,4 \text{ l}} = \frac{107,19 \text{ moles}}{X}; \quad X = 2401 \text{ l.}$$

**13. Calcula la fórmula molecular de un compuesto sabiendo que 1 lt de su gas, medido a 25°C y 750 mm Hg de presión tiene una masa de 3,88 g y que su análisis químico ha mostrado la siguiente composición centesimal: C, 24,74 %; H, 2,06 % y Cl, 73,20 %.**

**P. a.(O)=16. P. a.(H)=1. P. a.(Cl)=35,5**

Primero calculamos la fórmula empírica:

$$\frac{2,06 \text{ g H}}{1 \text{ g/mol}} = 2,06 \text{ moles átomos de H}$$

$$\frac{24,74 \text{ g C}}{12 \text{ g/mol}} = 2,06 \text{ moles átomos de C}$$

$$\frac{73,20 \text{ g Cl}}{35,5 \text{ g/mol}} = 2,06 \text{ moles átomos de Cl}$$

Como las tres relaciones son idénticas, la fórmula empírica será: CHCl.

Para averiguar la fórmula molecular, necesitamos conocer la masa molar del compuesto. La vamos a encontrar a partir de la ecuación general de los gases:  $PV=nRT$ .

$$\frac{750\text{mmHg}}{760\text{mmHg / atm}} \cdot 1\text{l} = n \cdot 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{k.mol}} 298\text{K}; \quad n = 0,04 \text{ moles.}$$

Estos moles son los que corresponden a los 3,88 g de compuesto, luego planteamos la siguiente proporción para encontrar la masa molar:

$$\frac{3,88\text{g}}{0,04\text{moles}} = \frac{x}{1\text{mol}}; \quad x = \text{Masa molar} = 97\text{g/mol}$$

Como la fórmula empírica es CHCl su masa molar “empírica” es 48,5 g/mol.

Al dividir la masa molar del compuesto (97 g/mol) entre la masa molar “empírica”

$$\frac{97}{48,5} = 2;$$

deducimos que la fórmula del compuesto es C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>.

- 14. En un recipiente de 5 lt se introducen 8 g de He, 84 g de N<sub>2</sub> y 90 g de vapor de agua. Si la temperatura del recipiente es de 27°C. Calcular: a) La presión que soportan las paredes del recipiente. b) La fracción molar y presión parcial de cada gas.**

**P. a. (He) = 4; P. a. (O) = 16; P. a. (N) = 14; P. a. (H) = 1.**

a) Para calcular la presión que ejerce la mezcla de los gases, calculamos primeramente el n<sup>o</sup> total de moles que hay en el recipiente:

$$n(\text{He}) = \frac{8\text{g}}{4\text{g/mol}} = 2 \text{ moles}; \quad n(\text{N}_2) = \frac{84\text{g}}{28\text{g/mol}} = 3 \text{ moles};$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{90\text{g}}{18\text{g/mol}} = 5 \text{ moles.}$$

n° total de moles = 2 + 3 + 5 = 10;

Luego aplicamos la ecuación general de los gases:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P \cdot 5\text{l} = 10 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K.mol}} \cdot 300\text{K}$$

$$P_T = 49,2 \text{ atm.}$$

b)

$$X_{\text{He}} = \frac{n^\circ \text{ moles He}}{n^\circ \text{ moles totales}} = \frac{2}{10} = 0,2;$$

$$X_{\text{N}_2} = \frac{n^\circ \text{ moles N}_2}{n^\circ \text{ moles totales}} = \frac{3}{10} = 0,3;$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n^\circ \text{ moles H}_2\text{O}}{n^\circ \text{ moles totales}} = \frac{5}{10} = 0,5;$$

Como se puede comprobar, la suma de las presiones parciales:  $\sum X_i = 1$

Para calcular las presiones parciales, podemos aplicar la ecuación general para cada gas

$$P_{\text{He}} \cdot V = n_{\text{He}} \cdot R \cdot T;$$

$$P_{\text{He}} \cdot 5\text{l} = 2 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm.l}}{\text{K.mol}} \cdot 300\text{K}; \quad P_{\text{He}} = 9,84 \text{ atm};$$

O bien multiplicando cada fracción molar por la presión total:

$$P_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot P_T; \quad P_{\text{N}_2} = 0,3 \cdot 49,2 \text{ atm} = 14,76 \text{ atm}$$

$$P_{H_2O} = X_{H_2O} \cdot P_T; \quad P_{H_2O} = 0,5 \cdot 49,2 \text{ atm} = 24,6 \text{ atm}$$

La suma de las presiones parciales es la presión total:  
 $9,84 \text{ atm} + 14,76 \text{ atm} + 24,6 \text{ atm} = 49,2 \text{ atm}$ .

- 15. El aire contiene aproximadamente un 21 % de oxígeno, un 78 % de nitrógeno y un 0,9 % de argón, estando estos porcentajes expresados en masa. ¿Cuántas moléculas de oxígeno habrá en 2 litros de aire? ¿Cuál es la presión ejercida si se mete el aire anterior en un recipiente de 0,5 lt de capacidad a la temperatura de 25 °C?**

**La densidad del aire = 1,293 g/lt.**

**P. a. (O) = 16. P. a. (N) = 14. P. a. (Ar) = 40.**

a) Primeramente averiguamos la masa de 2 lt de aire:

$$d = \frac{m}{V}; \quad 1,293 \text{ g/l} = \frac{m}{2 \text{ l}}; \quad m = 2,586 \text{ g}.$$

Calculamos la masa que hay de cada componente en los 2 lt de aire:

$$\text{masa de } N_2 = 2,586 \text{ g} \cdot \frac{78}{100} = 2,017 \text{ g de } N_2.$$

$$\text{masa de } O_2 = 2,586 \text{ g} \cdot \frac{21}{100} = 0,543 \text{ g de } O_2.$$

$$\text{masa de Ar} = 2,586 \text{ g} \cdot \frac{0,9}{100} = 0,023 \text{ g de Ar}.$$

Utilizamos el NA para calcular las moléculas que hay de oxígeno:

$$\frac{32 \text{ g } O_2}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2} = \frac{0,543 \text{ g } O_2}{X};$$

$$X = 1,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2.$$

b) Calculamos los moles de cada componente y los sumamos:

$$\text{moles de } O_2 = \frac{0,543 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,017 \text{ moles};$$

$$\text{moles de } N_2 = \frac{2,017 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,072 \text{ moles};$$

$$\text{moles de Ar} = \frac{0,023 \text{ g}}{4 \text{ g/mol}} = 0,006 \text{ moles};$$

$$n^\circ \text{ moles totales} = 0,017 + 0,072 + 0,006 = 0,095;$$

Aplicando la ecuación general de los gases:

$$P \cdot 0,5 \text{ l} = 0,095 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}; \quad P = 4,64 \text{ atm.}$$

**16. Disponemos de un recipiente de volumen variable. Inicialmente presenta un volumen de 500 cm<sup>3</sup> y contiene 34 g de amoníaco. Si manteniendo constante la P y la T, se introducen 68 g de amoníaco, ¿qué volumen presentará finalmente el recipiente?**

*P. a. (N)=14; P. a. (H)=1.*

Manteniendo constante la P y la T, el volumen es directamente proporcional al número de moles del gas. El mol de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , son 17 g luego:

Inicialmente hay en el recipiente 34 g de gas que serán 2 moles y al final hay 192 g de amoníaco que serán 6 moles.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}; \quad \frac{500\text{cm}^3}{2\text{moles}} = \frac{V_2}{6\text{moles}}; \quad V_2 = 1500\text{cm}^3.$$

**17. Un gas ocupa un volumen de 2 L en condiciones normales. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y 50°C?**

Ley combinada de los gases ideales:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

$$T_0 = ^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 273^\circ\text{K}$$

$$T_1 = 50^\circ\text{C} + 273^\circ\text{K} = 323^\circ\text{K}$$

$$V_1 = \frac{P_0 V_0 T_1}{T_0 P_1} = \frac{1\text{atm } 2\text{l } 323^\circ\text{K}}{2\text{atm } 273^\circ\text{K}} = 1.18 \text{ l}$$

**18. Un recipiente cerrado de 2 l. contiene oxígeno a 200°C y 2 atm. Calcula:**

a) *Los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.*

b) *Las moléculas de oxígeno presentes en el recipiente.*

**P. a. (O)=16.**

a) Aplicando la ecuación general de los gases  $PV=nRT$  podemos calcular los moles de oxígeno:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{2 \text{ atm} * 2 \text{ l}}{0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}} * 473^\circ \text{K}} = 0.1 \text{ mol de } O_2$$

$$\frac{32 \text{ g de } O_2}{1 \text{ mol}} = \frac{X}{0.1 \text{ mol de } O_2} = 32 \text{ g}$$

b) Utilizando el  $N_A$  calculamos el número de moléculas de oxígeno:

$$\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2}{\text{son 1 mol de } O_2} = \frac{X}{0,1 \text{ de } O_2}; \quad X = 6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } O_2$$

**19. Tenemos 4,88 g de un gas cuya naturaleza es  $SO_2$  o  $SO_3$ . Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 l y observamos que la presión que ejercen a  $27^\circ\text{C}$  es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata?**

**P. a.(S)=32.P. a.(O)=16.**

Aplicando la ecuación general de los gases  $PV=nRT$  podemos calcular los moles correspondientes a esos 4,88 gramos de gas:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1.5 \text{ atm} * 1 \text{ l}}{0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{K mol}} * 300^\circ \text{K}} = 0.061 \text{ mol de } O_2$$

La masa molar del gas será:  $\frac{\text{Si } 4,88\text{g}}{\text{son } 0,061\text{ moles}} = \frac{X}{1\text{ mol}}$ ;  $X = 80\text{g}$

Como la  $M(\text{SO}_2) = 64\text{ g/mol}$  y la  $M(\text{SO}_3) = 80\text{ g/mol}$ . El gas es el  $\text{SO}_3$

**20. Un mol de gas ocupa 25 l y su densidad es 1,25 g/l, a una temperatura y presión determinadas. Calcula la densidad del gas en condiciones normales.**

$$m = \rho_1 V_1 = m = 1.25 \frac{\text{g}}{\text{l}} * 25\text{l} = 31.25\text{g}$$

Como hemos calculado la masa que tienen un mol y sabemos que un mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros en c.n., podemos calcular su densidad:

$$\rho_2 = \frac{m}{V_2} = \frac{31.25\text{g}}{22.4\text{l}} = 1.40 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

**21. ¿Qué presión ejercen 13 g de He en una botella de 3,0 L a 200 °C?**

Datos:

$$n = \frac{\text{masa}}{\text{MM}}$$

$m = 13,0\text{ g He}$

$$V = 3,0\text{ L} \quad P = \frac{nRT}{V} = \frac{3.25\text{ mol} * 0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{°K mol}} 473\text{°K}}{3\text{ L}} = 42\text{atm}$$

$P = x\text{ atm}$

$T = 200\text{ °C} + 273 = 473\text{ K}$

Masa atómica = 4,002 g

**22. ¿Qué volumen ocupan 150 g de CO<sub>2</sub> a 100 °C y 720 mm de Hg de presión?**

Datos: 
$$n = \frac{\text{masa}}{MM} = \frac{150g}{44 \frac{g}{mol}} =$$

$3.41 \text{ mol}$

$m=150 \text{ gr}$

$V = x$  
$$720 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0.947 \text{ atm}$$

$P = 720 \text{ mmHg}$

$T = 100 \text{ °C} + 273 = 373 \text{ K}$

Masa atómica C = 12 g. Masa atómica O = 16 g.

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{3.41 \text{ mol} * 0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{°K mol}} 373 \text{°K}}{0.947 \text{ atm}} = 110 \text{ L}$$

**23. Un recipiente de 4,0 L contiene 7,0 gramos de un gas a 1,2 atm de presión y 303 K de temperatura. Determina la masa molar del gas.**

Datos:

$V_1 = 4l$

$PV = nRT$

$T_1 = 303 \text{°K}$

$1.2 \text{ atm } 4l = n 0.082 \frac{\text{atm l}}{\text{°K mol}} 303 \text{°K} =$

$0.19 \text{ mol}$

$P_1 = 1.2 \text{ atm}$

$$m_{\text{gas}} = 7 \text{ gr}$$

$$\text{Masa molecular} = \text{masa} / \text{mol}$$

$$\begin{aligned} \text{Masa molecular} &= 7 \text{ g} / 0.19 \text{ mol} \\ &= 36.84 \text{ g} / \text{mol} \end{aligned}$$

**24. Cierta recipiente de 10,00 L estalla si la presión interna es mayor de 50,0 atm. ¿Cuál es la masa más grande de Helio que se puede introducir en el recipiente a 19 °C?**

$$\text{Datos: } V = 10,00 \text{ L}$$

$$P = 50,0 \text{ atm}$$

$$PV = nRT$$

$$m = x$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{50 \text{ atm} \cdot 10 \text{ l}}{0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 292 \text{ K}} =$$

$$20.88 \text{ mol}$$

$$T = 19 \text{ °C} + 273 = 292 \text{ K}$$

$$m = \text{Masa molecular} \times n$$

$$m = 2 \text{ g/mol} \times 20.88 \text{ mol}$$

$$m = 41.76 \text{ g de He.}$$

### 3.4 Problemas propuestos de gases ideales

27. Un gas ocupa un volumen de 725 ml a una presión de 0.97 atm, se deja expandir a temperatura constante hasta alcanzar una presión de 0.541 atm. ¿Cuál es el volumen final?
28. Una muestra de amoníaco gaseoso ejerce una presión de 5.3 atm a 46 °C. ¿Cuál es la presión cuando el volumen del gas se reduce a una décima parte de su valor inicial a la misma temperatura?
29. Una muestra de aire ocupa un volumen de 3.8 L, cuando la presión es de 1.2 atm., a) ¿Qué volumen ocuparía a 6.7 atm?, b) ¿Cuál es la presión requerida para comprimirlo a 0.075 L? la temperatura se mantiene constante.
30. El amoníaco se quema en oxígeno gaseoso formando óxido nítrico y vapor de agua. ¿Cuántos volúmenes de óxido nítrico se obtienen de un volumen de amoníaco a la misma temperatura y presión?
31. Una muestra de nitrógeno gaseoso contenido en un recipiente con un volumen de 2.3 L a una temperatura de 32°C, ejerce una presión de 4.7 atm. ¿Calcular el número de moles presentes en el gas?
32. Dado que 6.9 moles del gas monóxido de carbono están presentes en un recipiente con un volumen de 30.4 L. ¿Cuál es la presión del gas en atm si la temperatura es de 62°C?
33. Cierta cantidad de un gas está contenido en un recipiente de vidrio a 25°C y a una presión de 0.8 atm. Suponga que el recipiente soporta una presión máxima de 2.0 atm. ¿Cuánto se puede elevar la temperatura del gas sin que se rompa el recipiente?
34. La presión de 6.0 L de un gas ideal en un recipiente flexible se reduce a un tercio de su presión original, y su temperatura absoluta disminuye a la mitad. ¿Cuál es el volumen final del gas?
35. Calcule el volumen en litros de 88.4 g de dióxido de carbono a condiciones normales?
36. Un gas a 772 mmHg y 35°C ocupa un volumen de 6.85 L. Calcule su volumen a condiciones normales?

37. 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 4.6 L a 30°C. ¿Calcular la presión interior del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en CO<sub>2</sub> gaseoso?
38. A 741 torr y 44 °C, 7.10 g de un gas ocupa un volumen de 5.40 L. ¿Cuál es la masa molar del gas?
39. Calcule la densidad del bromuro de hidrogeno (HBr) gaseoso en gramos por litro a 773 mmHg y 46°C?
40. Suponiendo que el aire contiene 78% de N<sub>2</sub>, 21% de O<sub>2</sub> y 1% de Ar, todos en volumen. ¿Cuántas moléculas de cada tipo de gas están presentes en 1 L de aire a condiciones normales?
41. Cierta anestésico contiene 64.9% de C , 13.5% de H y 21.6% de oxígeno en masa. A 120°C y 750 mmHg. 1 L del compuesto gaseoso pesa 2.3 g. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?
42. Un recipiente de 2.1 L contiene 4.65 g de un gas a 1 atm y 27°C, a) calcule la densidad del gas en gramos por litro, b) ¿Cuál es la masa molar del gas?
43. ¿Qué presión se necesitara para que el neón a 30°C tenga la misma densidad que el nitrógeno a 20°C y 1 atm?
44. La densidad de una mezcla de gases flúor y cloro es de 1.77g/L, a 14°C y 0.893 atm. Calcule el porcentaje másico de los gases?

# Glosario

## **Ácido**

Un compuesto que libera iones  $H^+$  (realmente iones hidronio,  $H_3O^+$ ) en solución acuosa; o una solución en la cual la concentración de iones hidronio excede a la de iones oxhidrilo,  $OH^{1-}$ .

## **Áctínido**

Elementos químicos ubicados en el período 7 de la tabla periódica, desde el torio hasta el lawrencio. En la distribución electrónica de los actínidos, los orbitales 5f se encuentran incompletos.

## **Álcali**

Sinónimo de base.

## **Alcalinos, metales**

Grupo I de elementos en la tabla periódica, desde el litio hasta el francio. Constituyen los metales más reactivos de la tabla.

## **Alcalino-térreos, metales**

Grupo II de elementos en la tabla periódica, desde el berilio hasta el radio. Después de los metales alcalinos, son los más reactivos.

## **Anión**

Especie química con carga negativa.

**Acuoso**

Referente a una solución en la cual el agua actúa como solvente.

**Átomo**

Partícula que conforma a los elementos y moléculas, constituida por un núcleo que contiene protones y neutrones, rodeado de un conjunto de electrones.

**Base**

Un compuesto que al disolverse en solución acuosa, libera iones  $\text{OH}^{1-}$ ; o una solución en la cual la concentración de iones oxhidrilo excede a la de hidronios,  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

**Caloría**

Unidad de energía, equivalente a 4,184 Joules.

**Capacidad calórica**

Cantidad de energía necesaria para incrementar la temperatura de una masa específica de sustancia, en un grado centígrado.

**Catalizador**

Sustancia que acelera o retarda la velocidad de una reacción química sin ser consumido.

**Cátodo**

Electrodo en el que tiene lugar la reducción.

**Catión**

Átomo o especie cargada positivamente.

**Compuesto**

Sustancia formada por la combinación de dos o más elementos.

**Concentración**

Abundancia relativa de un soluto en una solución.

**Condiciones normales**

0°C y 1 atm.

**Condiciones estándar**

25°C y 1 atm.

**Constante Universal de los Gases, R**

0,082 (atmósferas \* litro)/(Kelvin\*mol)

**Cristal**

Arreglo ordenado de iones, átomos o moléculas en un sólido, en disposición ordenada y repetitiva.

**Densidad**

Relación entre la masa o peso de un cuerpo y su volumen.

**Descomposición**

Variedad de reacción química en la que una sustancia o compuesto es degradado a sus elementos constituyentes.

**Dilución**

La dilución es la reducción de la concentración de una sustancia química en una disolución. La dilución consiste en rebajar la cantidad de soluto por unidad de volumen de disolución.

**Disociación**

Separación de un soluto en solución en sus iones constituyentes.

**Ecuación química**

Expresión que representa una reacción o proceso químico, haciendo uso de símbolos de elementos y fórmulas de compuestos.

**Ecuación de estado de gas ideal**

Expresión matemática que relaciona los parámetros presión, volumen y temperatura con el número de moles de un gas:  $PV=nRT$ .

**Electrón**

Partícula subatómica liviana, con carga negativa; normalmente se encuentra en los orbitales que rodean al núcleo atómico.

**Electrones de valencia**

Número de electrones más externos de un átomo o ión.

**Electronegatividad**

Número que describe el poder de atracción de electrones de un elemento en un enlace químico.

**Elemento**

Sustancia que no puede ser descompuesta. Cada elemento químico está caracterizado por el número de protones presentes en su núcleo.

**Endotérmico**

Refiere a una reacción que requiere energía para que tenga lugar.

**Energía**

Concepto de movimiento o calor requerido para efectuar un trabajo.

**Energía libre**

Cantidad termodinámica que mide la tendencia de espontaneidad de una reacción química.

**Enlace covalente**

Fuerza que mantiene unidos dos átomos, mediante compartición de electrones.

**Enlace iónico**

Fuerza que mantiene unidos dos o más iones de cargas opuestas.

**Enlace metálico**

Fuerza que mantiene unidos un conjunto importante de átomos mediante compartición de electrones parcialmente móviles, conformando una nube. Los átomos se agrupan en forma muy cercana unos a otros, produciendo estructuras muy compactas.

**Enlace polar**

Variedad de enlace, intermedio entre el iónico y el covalente.

**Entalpía**

Cantidad termodinámica que mide el calor de una sustancia o sistema.

**Entalpia de solución**

Cambio de entalpia asociado con el proceso en el cual una cantidad dada de un soluto (generalmente mol) se disuelve en un disolvente. El valor depende de la concentración final de la solución y de la temperatura.

**Entropía**

Cantidad termodinámica que mide el grado de desorden de una sustancia o sistema.

**Equilibrio químico**

Condición balanceada que tiene lugar a partir de dos reacciones químicas opuestas.

**Estado fundamental**

Condición de un átomo en la que los electrones se hallan en los estados más bajos de energía posibles.

**Estequiometría**

Rama de la Química que permite el cálculo cuantitativo de formación de compuestos en una reacción química.

**Exotérmico**

Refiere a una reacción que libera energía (generalmente térmica cuando tiene lugar).

**Factor de van 't. Hoff**

La relación observada entre el descenso del punto de congelación (o aumento del punto de ebullición) y el valor calculado sobre la posición de que el soluto sea un no electrolito.

**Fase**

Sustancia o mezcla de sustancias con composición uniforme y un estado físico definido.

**Fluido**

Refiere a materiales químicos en un estado físico en el que no presentan volumen propio: líquidos y gases.

**Fracción molar**

Fracción de moles de una sustancia respecto a los moles totales de todas las sustancias presentes en una mezcla.

**Gas**

Un estado de la materia en el que las moléculas o átomos que lo constituyen se encuentran ampliamente separadas, sin fuerzas intermoleculares. Los gases son fluidos expansibles y compresibles, sin forma propia.

**Gas ideal**

Un gas ideal es aquel que cumple con la ecuación de estado del mismo nombre. Un gas ideal está conformado por partículas sin volumen, y los choques entre estas partículas son totalmente elásticos.

**Gas noble o inerte**

Elementos del Grupo 18 de la Tabla periódica. Todos ellos son gases, y van desde el helio hasta el radón. Son totalmente inertes químicamente.

**Gases compresibles**

Tienen sus moléculas muy separadas bajo condiciones de presión y temperatura normales.

**Grupo**

Columna de elementos dentro de la tabla periódica. Todos ellos poseen propiedades químicas similares.

**Halógenos**

Grupo 17 de elementos de la tabla periódica, desde el fluor hasta el astato.

**Hidróxido**

También denominado hidroxilo u oxhidrilo. Corresponde al ión  $\text{OH}^-$ . Es el ión responsable del comportamiento básico de muchas sustancias.

**Ión**

Un átomo con carga eléctrica, debida a la ganancia o pérdida de electrones.

**Ionización**

Fenómeno de adición o sustracción de electrones a un átomo, a fin de generar un ión.

**Isoelectrónico**

Refiere a átomos o iones diferentes pero que presentan la misma distribución electrónica.

**Isótopo**

Variedad de un elemento químico caracterizada por un número específico de neutrones en su núcleo. Un elemento químico puede estar conformado por átomos con el mismo número atómico  $Z$ , pero diferente número de neutrones, como por ejemplo,  $^{16}\text{O}$  y  $^{18}\text{O}$ .

**Ley de Avogadro**

Volúmenes iguales de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de moléculas.

**Ley de Boyle**

La ley dice que: La presión ejercida por una fuerza física es inversamente proporcional al volumen de una masa gaseosa, siempre y cuando su temperatura se mantenga constante.

**Ley de Charles**

Es una de las leyes de los gases. Relaciona el volumen y la temperatura de una cierta cantidad de gas ideal, mantenida a una presión constante, mediante una constante de proporcionalidad directa.

**Ley de Gay-Lussac**

Establece la relación entre la temperatura y la presión de un gas cuando el volumen es constante. La presión del gas es directamente proporcional a su temperatura: Si aumentamos la temperatura, aumentará la presión.

**Ley de Henry**

Cantidad de gas que se disuelve sin reaccionar en una cantidad dada de líquido, es directamente proporcional a la presión parcial del gas por encima de la solución.

**Ley de Raoult**

La presión parcial del vapor de un componente de una solución ideal es igual a la fracción molar del componente en la solución por la presión del componente puro.

**Lantánido**

Conjunto de elementos de la tabla periódica, comprendidos entre el cerio y el lutecio. También son llamados Tierras Raras. En los lantánidos, la distribución electrónica presenta el subnivel 4f parcialmente ocupado.

**Líquido**

Estado de la materia en el cual las moléculas se tocan, pero no presentan un arreglo rígido como en los sólidos. Es un fluido incompresible.

**Líquido inmiscible**

Un líquido es inmiscible con otro cuando no puede mezclarse en forma homogénea con el otro.

**Líquido miscible**

Un líquido miscible se refiere a la propiedad de algunos líquidos para mezclarse en cualquier proporción, formando una disolución.

**Masa atómica**

Masa en g de un mol de un elemento químico; en forma aproximada, el número de protones y neutrones presentes en su núcleo.

**Metal**

Elemento en el centro y parte izquierda de la tabla periódica, exceptuando el hidrógeno. Se caracterizan por su brillo, lustre metálico, y por poseer alta conductividad térmica y eléctrica.

**Metal de transición**

Elementos en el centro de la tabla periódica, desde el escandio al mercurio. Se caracterizan por poseer orbitales d parcialmente ocupados.

**Mol**

Cantidad de sustancia, equivalente a la masa en gramos contenida en el número de Avogadro ( $6,022 \times 10^{23}$ ) de partículas.

**Molalidad**

Número de moles de soluto que hay en una disolución por cada 1 000 g de disolvente (agua).

**Molaridad**

Concentración de una solución expresada en el número de moles disueltos por litro de disolución.

**Molécula**

Grupo de átomos unidos por enlaces, comúnmente covalentes.

**Normalidad**

Es una medida de concentración que expresa el número de equivalentes de soluto por litro de solución. La definición de equivalentes de soluto depende del tipo de reacción que ocurre.

**Neutralización**

Reacción química entre un ácido y una base para generar una sal y agua.

**Neutrón**

Partícula subatómica pesada, con carga neta cero, encontrada en el núcleo atómico.

**No metal**

Elemento en la parte derecha de la tabla periódica, incluyendo al hidrógeno. Normalmente son gases, líquidos o sólidos de bajo punto de fusión (<300°C).

**Núcleo**

Parte interna del átomo, que contiene a los protones y los neutrones. Responsable de la masa total del átomo.

**Número atómico**

Número de protones presentes en el núcleo de los átomos de un elemento químico.

**Número de Avogadro**

$6,02 \times 10^{23}$ , el número de moléculas en un mol de sustancia.

**Número de oxidación**

Número entero que representa la carga real o hipotética de un átomo.

**Orbital**

Componente de un subnivel, ocupado por dos electrones. Es una región del átomo donde la posibilidad de hallar el electrón es máxima.

**Osmosis**

Es un fenómeno físico relacionado con el movimiento de un solvente a través de una membrana semipermeable. Tal

comportamiento supone una difusión simple a través de la membrana, sin gasto de energía.

**Oxidación**

Pérdida de electrones por parte de un átomo o ión.

**Óxido**

Compuesto conformado por oxígeno y algún otro elemento.

**Período**

Fila horizontal de elementos en la tabla periódica.

**pH**

Número que describe la concentración de iones  $H^+$  en una disolución acuosa. Es igual al logaritmo negativo de la concentración de iones hidronio:  $pH = -\log[H_3O^+]$ .

**Precipitado**

Sólido que se separa de una solución.

**Presión de vapor**

Es la presión de la fase gaseosa o vapor de un sólido o un líquido sobre la fase líquida, para una temperatura determinada, en la que la fase líquida y el vapor se encuentran en equilibrio dinámico; su valor es independiente de las cantidades de líquido y vapor presentes mientras existan ambas.

**Presión atmosférica**

Es la fuerza por unidad de área que ejerce el aire sobre la superficie terrestre.

**Presión absoluta**

Es la presión de un fluido medido con referencia al vacío perfecto o cero absoluto.

**Presión de vacío**

Se llama presión manométrica a la diferencia entre la presión absoluta o real y la presión atmosférica cuando la presión es superior a la presión atmosférica; cuando esta cantidad es negativa se llama presión de vacío.

**Presión osmótica**

La presión que se debe aplicar a una solución para detener el flujo neto de disolvente a través de una membrana semipermeable.

**Propiedad Coligativa**

Propiedad de una solución que depende principalmente de la concentración de partículas disueltas en vez de la naturaleza de estas partículas; el descenso de la presión del vapor, el descenso del punto de congelación, el aumento del punto de ebullición y la presión osmótica.

**Puente de Hidrógeno**

También denominado Enlace de Hidrógeno. Es una modalidad de fuerza intermolecular relativamente débil, que tiene lugar entre un átomo de hidrógeno cargado parcialmente positivo, y un átomo fuertemente electronegativo como oxígeno, fluor, cloro o nitrógeno.

**Redox**

Variedad de reacción química en la cual tiene lugar la transferencia de electrones entre especies que se oxidan y reducen.

**Reducción**

Ganancia de electrones por parte de un átomo o ión.

**Sal**

Compuesto sólido constituido por elementos metálicos y no metálicos, frecuentemente como iones.

**Saturada**

Solución o disolución que posee la máxima cantidad de soluto capaz de disolver, para un volumen específico.

**Símbolo**

Abreviatura del nombre de un elemento.

**Sólido**

Estado de la materia en la que las moléculas se encuentran en estrecho contacto, y poseen forma rígida, no compresible.

**Solubilidad**

Capacidad de una sustancia para formar una solución saturada con otra sustancia.

**Solución**

Es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia disuelta se denomina soluto y la sustancia donde se disuelve se denomina disolvente.

**Solución concentrada**

Una solución es la mezcla de sustancias denominadas solutos en un disolvente o solvente, que debe ser un líquido concentrado, tiene una cantidad importante de solutos disueltos en el solvente si la cantidad de soluto fuese poca se dice diluida, si es mucha, alcanzando el límite es saturada, y si ya excede la capacidad de disolución del líquido se dice sobresaturada (y el soluto decanta).

**Solución diluida**

Es una solución química que no ha llegado al máximo de concentración de soluto disuelto en un solvente. El soluto adicional se disolverá al agregarlo en una solución diluida y no aparecerá en la fase acuosa

**Solución saturada**

Es una solución química que contiene el máximo de concentración de soluto disuelto en un solvente.

**Soluto**

Componente de una disolución que se disuelve en otro. El soluto se considera siempre como el componente minoritario de la mezcla.

**Solvente**

Se aplica a la sustancia que puede disolver o producir una mezcla homogénea con otra. Además, es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad.

**Sublimación**

Transformación de un sólido directamente al estado gaseoso sin pasar previamente por el estado líquido.

**Tabla periódica**

Arreglo tipo matriz de elementos en orden creciente de número atómico, en el cual los elementos con comportamiento químico similar quedan en columnas llamadas grupos.

**Temperatura**

En una medida del contenido de energía térmica de un cuerpo, medible mediante un termómetro.

**Temperatura de congelación**

Es la temperatura en la cual una sustancia en estado líquido pasa a encontrarse en estado sólido, es decir, es el momento en el cual un líquido se solidifica. El término suele emplearse en sustancias que a temperatura ambiente son líquidas (agua, alcohol, éter etílico, acetona, etc.). También se denomina **Temperatura de solidificación**, si la sustancia es sólida a temperatura ambiente; o **Temperatura de cristalización**, si el producto sólido toma forma cristalina.

**Temperatura de ebullición**

Temperatura a la cual un líquido cambia al estado gaseoso.

**Temperatura de fusión**

Temperatura a la cual un sólido cambia al estado líquido.

**Temperatura de sublimación**

Temperatura a la cual un sólido cambia al estado gaseoso, sin pasar previamente por el estado líquido.

**Valencia**

Número entero que describe el poder de combinación de un átomo.

# Índice de Términos

## A

absoluta, 53, 71, 73, 74, 75, 79, 97  
ácidos, 27, 28  
agua, 5, 10, 12, 14, 20, 21, 22, 25, 26,  
31, 32, 36, 39, 46, 48, 50, 52, 55, 58,  
64, 67, 68, 69, 90, 94, 95  
aire, 10, 14, 69, 91, 92, 97  
aleatoriedad, 8  
ambiente, 11, 12  
aproximaciones, 76  
atmosférica, 15, 47, 69, 70, 97  
atracción, 7, 8

## C

Capacidad, 94  
cinética molecular, 13  
CO<sub>2</sub>, 14, 15  
cohesión, 70  
colisión, 13  
comportamiento, 58, 76, 95  
compuestos, 10  
compuestos iónicos, 10  
concentración, 4, 13, 14, 17, 21, 23, 24,  
25, 26, 30, 38, 43, 48, 50, 95, 96, 97  
conductividad, 42

congelación, 2, 49, 50, 59, 60, 61  
constante, 13, 48, 50, 53, 59, 60, 67, 69,  
71, 73, 75, 76, 77, 78, 79, 80, 81, 82,  
84, 85, 95  
contacto, 69  
contaminación térmica, 11  
correlación, 10  
crioscópico, 43, 50  
**crystalización**, 6

## D

densidad, 19, 22, 26, 30, 31, 38, 40, 42,  
76, 87, 92  
descenso relativo, 44, 46  
desorden, 8  
despreciables, 70  
destilada, 52  
diagrama, 79  
difusión, 96  
dilución, 24, 25, 26, 96  
dimensiones, 79  
dinámico, 13, 96  
Disolución, 4  
**disolución no saturada**, 5  
**disolución saturada**, 5  
**disolución sobresaturada**, 5

disolvente, 5, 7, 8, 9, 13, 20, 22, 24, 36,  
42, 43, 44, 45, 48, 50, 52, 94, 95, 96,  
97

## E

ebullición, 2, 47, 60  
ebulloscópica, 43, 48, 60  
ecuación, 76, 77, 79, 81, 82, 85, 86, 87,  
88, 89, 90, 91, 93  
efecto, 9, 10, 11, 43  
efervescencia, 14, 15  
eléctrica, 11, 42  
émbolo, 52  
empíricas, 77  
endotérmicas, 7  
endotérmico, 7, 8, 10  
energía, 7, 11, 12, 71, 76, 96  
enfriamiento industrial, 11  
equilibrio, 13, 96  
escala, 71, 79  
estado, 3, 5, 19, 71, 76, 77, 79, 84  
etapa, 7  
exotérmico, 7, 8, 10  
experimental, 10

## F

factor energético, 8  
factores, 8, 43  
fase, 13, 96  
fenómeno, 43, 95  
fluctuaciones, 12  
flujo, 97  
fórmula, 25, 45, 46, 53, 88, 89

## G

gas, 3, 5, 13, 14, 70, 71, 72, 73, 76, 77,  
78, 79, 80, 82, 83, 84, 86, 87, 88, 90,  
91, 95

## H

**hipertónicas**, 54  
**hipotónicas**, 54  
homogénea, 4, 94, 97

## I

ideal, 3, 58, 76, 77, 79, 95  
incremento, 8  
independiente, 78, 96  
índice de refracción, 43  
influencia, 12  
inmiscible, 97  
interacciones, 7, 8, 76  
interdependencia, 75  
intermoleculares, 6, 7  
**isotónicas**, 54

## L

Ley de Henry, 13, 14, 15  
leyes, 53, 71, 74, 77, 95  
líquido, 5, 13, 14, 47, 50, 69, 96, 97

## M

magnitud, 71  
manométrica, 97  
masa, 1, 16, 18, 20, 28, 35, 40, 61, 71,  
73, 82, 83, 84, 85, 86, 87, 88, 89, 91,  
92, 94, 95  
medio ambiente, 12  
membrana, 52, 95, 97  
metabolismo, 12  
métodos, 12  
mezcla, 4, 14, 90, 94, 96  
miscible, 97  
molalidad, 27, 31, 35, 45, 46, 53, 61  
molar, 13, 24, 28, 29, 30, 35, 36, 44, 45,  
46, 47, 61, 86, 89, 90, 91

molaridad, 24, 25, 26, 29, 30, 38, 39  
 moléculas, 6, 7, 8, 10, 13, 23, 43, 44,  
 69, 76, 85, 86, 91, 92

## N

Normalidad, 27  
 nuclear, 11  
 número, 13, 23, 24, 27, 28, 39, 43, 44,  
 79, 84, 86, 94, 95

## P

partículas, 6, 7, 42, 43, 70, 71  
 porcentaje, 16, 19, 21, 22  
 precipitación, 6  
 presión, 1, 2, 12, 13, 14, 15, 37, 43, 44,  
 45, 46, 47, 50, 52, 53, 54, 55, 56, 58,  
 62, 63, 65, 66, 67, 68, 69, 70, 71, 72,  
 73, 75, 76, 77, 78, 80, 81, 82, 83, 84,  
 85, 86, 87, 88, 90, 91, 95, 96, 97  
 presión osmótica, 52, 53, 54, 62, 63,  
 65, 66  
 Presión osmótica, 2, 43, 51, 97  
 producción, 11  
 propiedades, 42, 43, 70, 71  
 propiedades coligativas, 43  
 proporcional, 13, 44, 46, 47, 71, 72, 73,  
 74, 84, 85, 95  
 proporcionalidad, 75, 95

## R

reacción, 19, 34, 95  
 relación, 4, 10, 12, 28, 43, 75, 77, 95

## S

semipermeable, 52, 95, 97  
 sistema, 67, 75, 76  
 sólido, 5, 50, 96

solubilidad, 1, 9, 10, 12  
 solución, 4, 16, 17, 18, 19, 20, 21, 22,  
 23, 24, 25, 26, 27, 28, 29, 30, 31, 33,  
 34, 38, 40, 53, 56, 58, 59, 60, 63, 64,  
 65, 66, 94, 95, 96, 97  
 soluto, 4, 5, 7, 8, 9, 16, 17, 18, 19, 20,  
 21, 23, 24, 25, 26, 27, 28, 29, 33, 34,  
 36, 37, 42, 43, 44, 46, 47, 48, 50, 52,  
 54, 55, 59, 63, 64, 94, 95, 96, 97  
 solvente, 4, 25, 26, 27, 28, 29, 55, 60,  
 68, 95, 96, 97  
 sustancias, 4, 5, 9, 42, 94, 96

## T

tamaño, 42, 43  
 temperatura, 1, 5, 9, 10, 11, 12, 13, 47,  
 50, 53, 58, 60, 63, 66, 71, 73, 74, 75,  
 76, 77, 78, 79, 80, 81, 82, 83, 84, 85,  
 87, 90, 91, 95, 96  
 tensión superficial, 42  
 termodinámicas, 75

## U

unidades, 1, 2, 4, 13, 15, 16, 23, 70, 76  
 universal, 53, 67, 79

## V

vacío, 70, 97  
 vapor, 2, 14, 37, 43, 44, 45, 46, 47, 50,  
 54, 55, 56, 58, 67, 68, 90, 96  
 variables, 75, 79  
 variación, 10, 12, 50, 85  
 viscosidad, 42  
 volátil, 37, 43, 47, 48, 55, 58, 64  
 volumen, 1, 16, 17, 18, 21, 25, 26, 31,  
 40, 53, 71, 73, 75, 76, 77, 78, 80, 81,  
 82, 83, 84, 85, 87, 88, 94, 95, 96

## *Ricardo Rodríguez Alzamora*

Nacido en General Villamil (Playas), el 27 de Junio de 1960. Ingeniero Químico, Escuela Superior Politécnica del Litoral, Guayaquil. Estudios de Postgrado en Docencia Universitaria y Doctorando en Educación en la Universidad Católica "Andrés Bello" Caracas-Venezuela. Experiencia profesional en Fábrica de Papel La Reforma (Supervisor de Producción); Compañía de cervezas nacionales, planta Pascuales (Control de Calidad); Ecuatoriana de Resinas (Asistente de gerente de producción). Ecuador. A partir del año 1999, Docente de la Facultad de Ciencias de la Ingeniería, Carrera de Ingeniería de Petróleos de la Universidad Estatal Península de Santa Elena (UPSE), Ecuador.

ISBN: 978-9942-776-01-3

