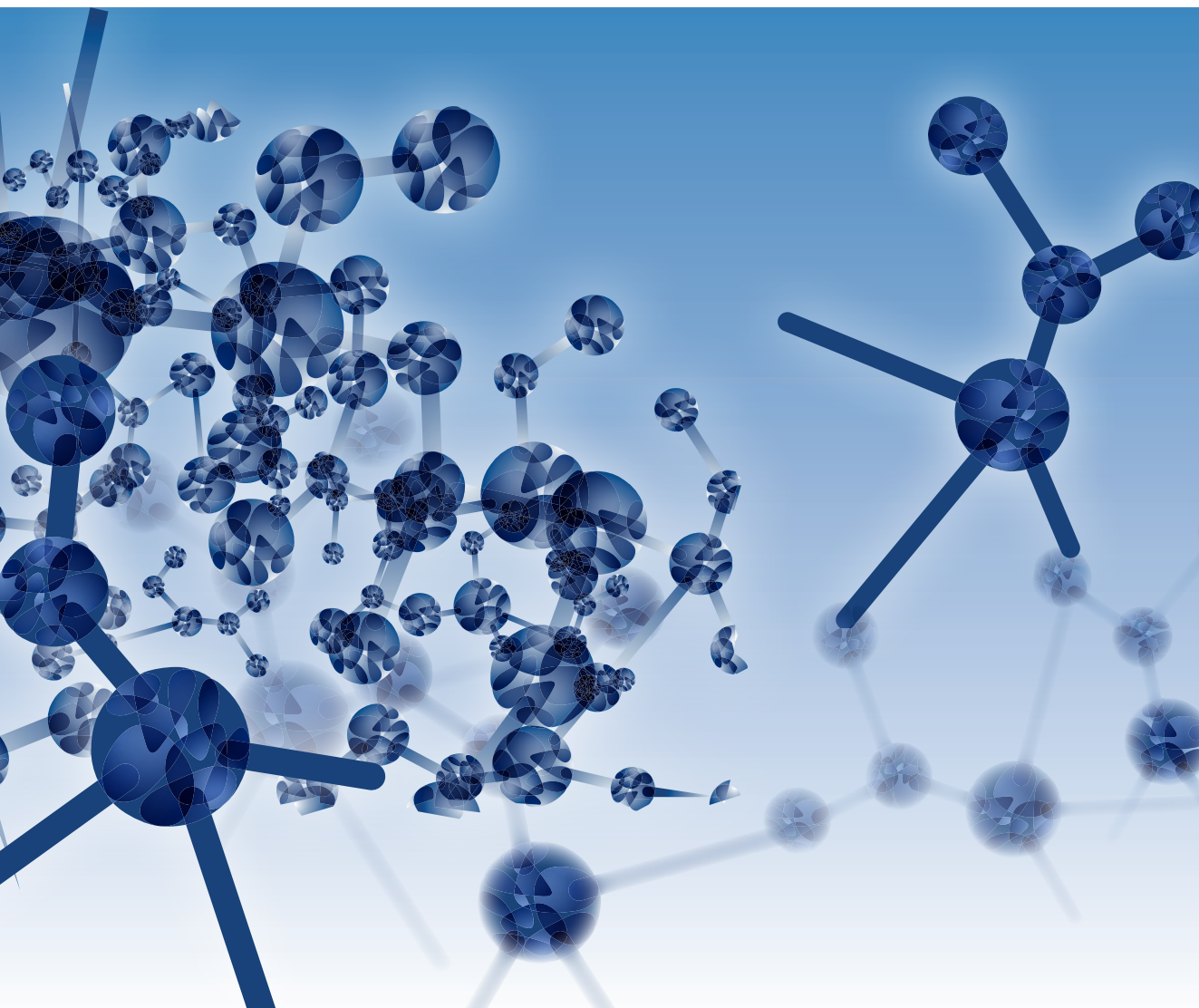


Monografías de Química General

M. Angélica del Valle de la Cortina
Mónica P. Antilén Lizana
Loreto A. Hernández Díaz





PONTIFICIA
UNIVERSIDAD
CATÓLICA
DE CHILE

Monografías de Química General

M. Angélica del Valle de la Cortina
Mónica P. Antilén Lizana
Loreto A. Hernández Díaz

Figuras y Diagramación: Loreto A. Hernández Díaz

Monografías de Química General

M. Angélica del Valle de la Cortina

Mónica P. Antilén Lizana

Loreto A. Hernández Díaz

Figuras y Diagramación: Loreto A. Hernández Díaz

Departamento de Química Inorgánica

Facultad de Química

Pontificia Universidad Católica de Chile

CONTENIDOS

Prólogo	xi
1 Monografía 1	
1.1 Propiedades periódicas y estructura de la materia	1
1.1.1 Preguntas de auto-evaluación 1	3
1.1.2 Respuestas preguntas de auto-evaluación 1	8
1.1.3 Mapa conceptual 1: "Propiedades periódicas y estructura de la materia"	14
1.1.4 Átomo y teoría atómica	15
1.1.5 Partículas fundamentales del átomo	16
1.1.6 Número atómico y número másico	17
1.1.7 Masa atómica	19
1.1.8 Masa molar y número de Avogadro	19
1.1.9 Estructura electrónica de la materia	21
1.1.10 Números cuánticos	22
1.1.11 Orbitales atómicos	24
1.1.12 Configuración electrónica	26
1.1.13 Reglas básicas para la configuración electrónica	27
1.1.14 Configuración electrónica de iones y excepciones	27
1.1.15 La Tabla Periódica	28
1.1.16 Clasificación de los elementos según sus propiedades físicas	29
1.1.17 Variaciones periódicas de las propiedades de los elementos químicos	30
1.1.18 Radio atómico	31
1.1.19 Radio iónico	31
1.1.20 Energía de ionización	31
1.1.21 Afinidad electrónica	32

1.1.22 Electronegatividad	32
1.1.23 Estados de oxidación	32
1.1.24 Enlace químico	33
1.1.25 Metodología para asignar estructuras de Lewis	35
1.1.26 Preguntas y aplicaciones 1	36
1.1.27 Respuestas a preguntas y aplicaciones 1	39
1.1.28 Bibliografía recomendada	42

2 Monografía 2

2.1 Geometría molecular: hibridación, TEV, TRPEV	43
2.1.1 Preguntas de auto-evaluación 2	44
2.1.2 Respuestas preguntas de auto-evaluación 2	46
2.1.3 Mapa conceptual 2: “Geometría molecular: hibridación, TEV, TRPEV”	48
2.1.4 Teoría del enlace de valencia	49
2.1.5 Orbitales híbridos sp	49
2.1.6 Orbitales híbridos sp^2 y sp^3	49
2.1.7 Orbitales híbridos sp^3d y sp^3d^2	52
2.1.8 Enlaces pi (π) o sigma (σ)	53
2.1.9 Preguntas y aplicaciones 2	58
2.1.10 Respuestas a preguntas y aplicaciones 2	60
2.1.11 Bibliografía recomendada	65

3 Monografía 3

3.1 Estados de la materia: gas, líquido, sólido. Diagramas de fases.	67
3.1.1 Preguntas de auto-evaluación 3	68
3.1.2 Respuestas preguntas de auto-evaluación 3	71
3.1.3 Mapa conceptual 3: “Estados de la materia: gas, líquido, sólido. Diagramas de fases”	73

3.1.4 Estados de la materia	74
3.1.5 Interacciones dipolares	77
3.1.6 Puentes de hidrógeno	78
3.1.7 Fuerzas de dispersión de London	78
3.1.8 Propiedades físicas de los compuestos y su relación con el tipo de enlace existente	79
3.1.9 Punto de ebullición	79
3.1.10 Punto de fusión	80
3.1.11 Solubilidad	81
3.1.12 Estado gaseoso	81
3.1.13 Leyes de los gases	83
3.1.14 Ley de Boyle	83
3.1.15 Ley de Charles	84
3.1.16 Ley de Gay-Lussac	85
3.1.17 Ley de Avogadro	85
3.1.18 Hipótesis de Avogadro	86
3.1.19 Ley de los gases ideales	87
3.1.20 Ley de presiones parciales (ley de Dalton)	88
3.1.21 Teoría cinético-molecular de los gases (TCM)	89
3.1.22 Principales postulados de la TCM	90
3.1.23 Ley de Graham	91
3.1.24 Gases reales	92
3.1.25 Ecuación de van der Waals	93
3.1.26 Estado líquido	93
3.1.27 Presión de vapor	94
3.1.28 Punto de ebullición	94
3.1.29 Tensión superficial	96

3.1.30 Capilaridad	96
3.1.31 Viscosidad	97
3.1.32 Estado sólido	98
3.1.33 Sólidos moleculares	98
3.1.34 Sólidos de red covalente	98
3.1.35 Sólidos iónicos	99
3.1.36 Sólidos metálicos	99
3.1.37 Diagrama de fases	99
3.1.38 Temperatura y presión críticas	100
3.1.39 Estado plasma	102
3.1.40 Preguntas y aplicaciones 3	102
3.1.41 Respuestas a preguntas y aplicaciones 3	106
3.1.42 Bibliografía recomendada	108

4 Monografía 4

4.1 Disoluciones y propiedades coligativas	109
4.1.1 Preguntas de auto-evaluación 4	110
4.1.2 Respuestas preguntas de auto-evaluación 4	112
4.1.3 Mapa conceptual 4: “Disoluciones y propiedades coligativas”	114
4.1.4 Mezclas homogéneas. Disoluciones: conceptos de disolvente, soluto y clasificación	115
4.1.5 Solubilidad	117
4.1.6 Unidades de concentración	118
4.1.7 Unidades físicas: masa/volumen; ppm; ppb; %m/m; %m/v; %v/v.	118
4.1.8 Unidades químicas: molaridad; molalidad; fracción molar.	119
4.1.9 Dilución	121
4.1.10 Preparación de disoluciones	121

4.1.11 Propiedades coligativas de las disoluciones	121
4.1.12 Disminución de la presión de vapor	122
4.1.13 Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico	125
4.1.14 Presión osmótica	126
4.1.15 Propiedades coligativas de disoluciones de electrólitos: factor de van't Hoff	128
4.1.16 Preguntas y aplicaciones 4	130
4.1.17 Respuestas a preguntas y aplicaciones 4	133
4.1.18 Bibliografía recomendada	134

5 Monografía 5

5.1 Reacciones químicas: cálculos estequiométricos	135
5.1.1 Preguntas de auto-evaluación 5	136
5.1.2 Respuestas preguntas de auto-evaluación 5	138
5.1.3 Mapa conceptual 5: "Reacciones químicas: cálculos estequiométricos"	140
5.1.4 Principio de conservación de la materia	140
5.1.5 Información que entrega una ecuación química correctamente balanceada	142
5.1.6 Determinación de fórmulas empírica y molecular	143
5.1.7 Reactivo limitante	145
5.1.8 Rendimiento de la reacción	146
5.1.9 Pureza de los reactivos	147
5.1.10 Preguntas y aplicaciones 5	148
5.1.11 Respuestas a preguntas y aplicaciones 5	149
5.1.12 Bibliografía recomendada	150
5.2 Anexo: ejercicios aplicados resueltos	151

A. MAPAS CONCEPTUALES

Mapa conceptual 1:	Propiedades periódicas y estructura de la materia	14
Mapa conceptual 2:	Geometría molecular: hibridación, TEV, TRPEV	48
Mapa conceptual 3:	Estados de la materia: gas, líquido, sólido. Diagramas de fases	73
Mapa conceptual 4:	Disoluciones y propiedades coligativas	114
Mapa conceptual 5:	Reacciones químicas: cálculos estequiométricos	140

B. FIGURAS

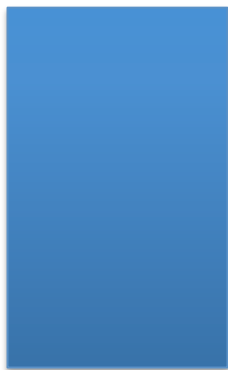
Figura 1.1.	Diagramas de energía en función del número cuántico principal, n , en distintos tipos de átomos	22
Figura 1.2	Representación gráfica de la zona angular de función orbital (1s, 2s y 3s).	24
Figura 1.3.	Representación gráfica de la forma y orientación espacial de los 3 orbitales atómicos p de un mismo nivel.	25
Figura 1.4.	Representación gráfica de la forma y orientación espacial de los 5 orbitales atómicos d de un mismo nivel.	26
Figura 1.5.	Orden de llenado de los sub-niveles atómicos.	26
Figura 1.6.	Tabla Periódica de los elementos utilizada actualmente.	28
Figura 1.7.	Tabla Periódica de los elementos: ubicación de metales, no metales y metaloides.	29
Figura 1.8.	Representación de un átomo de Na, para el cálculo de Z_{efectiva} .	30
Figura 2.1.	Orbital s y orbital p hibridan, formando 2 orbitales híbridos sp equivalentes.	49
Figura 2.2.	1 orbital s y 2 orbitales p hibridan para formar 3 orbitales sp^2 equivalentes.	50
Figura 2.3.	Promoción de electrones en la hibridación de boro, B, para formar BF_3 .	50
Figura 2.4.	1 orbital s y 3 orbitales p hibridan, para formar 4 orbitales sp^3 equivalentes.	51
Figura 2.5.	Promoción de electrones en la hibridación de carbono, C, para formar CCl_4 .	52

Figura 2.6.	Promoción de electrones en la hibridación de fósforo, P, para formar PF_5 .	52
Figura 2.7.	Promoción de electrones en la hibridación de azufre, S, para formar SF_6 .	53
Figura 2.8.	Formación de enlaces σ y π en la molécula de etileno, C_2H_4 .	53
Figura 2.9.	Esquema de hibridación en la molécula de etileno, C_2H_4 .	53
Figura 2.10.	Formación de enlaces covalentes sigma y pi y de enlaces covalentes simples y múltiples.	54
Figura 3.1.	Representación esquemática de los estados sólido, líquido y gaseoso de la materia.	74
Figura 3.2.	Cambios de estado.	75
Figura 3.3.	Ejemplo de fuerzas ión-dipolo: cloruro de sodio, NaCl.	77
Figura 3.4.	Ejemplo de fuerzas ión-dipolo: cloruro de sodio, NaCl.	77
Figura 3.5.	Representación de la interacción de H con O, N o F.	78
Figura 3.6.	Representación de dipolos generados en moléculas apolares.	79
Figura 3.7.	Representación de fuerzas intermoleculares en etanol, CH_3CH_2OH y en dimetil éter, CH_3OCH_3 .	80
Figura 3.8.	Representación gráfica de la ley de Boyle.	84
Figura 3.9.	Relación lineal entre temperatura y volumen de un gas, a presión constante.	85
Figura 3.10.	Representación de la ley de Avogadro.	86
Figura 3.11.	Representación esquemática de la ley de Dalton.	88
Figura 3.12.	Gráfico $(PV)/(RT)$ vs P para un mol de gas a 273 K. Nótese las desviaciones de la idealidad a presiones elevadas.	92
Figura 3.13.	Presión de vapor vs temperatura de líquidos de distinta volatilidad.	95
Figura 3.14.	Representación de la tensión superficial de un líquido.	96
Figura 3.15.	Representación del fenómeno de capilaridad.	97
Figura 3.16.	Representación de la viscosidad (nótese que disminuye a medida que aumenta la temperatura, mientras no haya cambio de composición).	97
Figura 3.17.	Forma general del diagrama de fases de un compuesto puro.	100
Figura 3.18.	Forma general del diagrama de fases de un compuesto puro, considerando la temperatura y presión críticas.	100
Figura 3.19.	Diagramas de fase de agua, H_2O , y de dióxido de carbono, CO_2 .	101

Figura 4.1.	Representación del experimento realizado por Raoult.	123
Figura 4.2.	Representación del fenómeno de osmosis.	127
Figura 4.3.	Representación de los diferentes tipos de presión osmótica.	128
Figura 4.4.	Interacción de NaCl con H ₂ O.	129
Figura A.1.	<i>Ionization gauge.</i>	153
Figura A.2.	Estructura de Lewis de etanol.	153
Figura A.3.	Estructura de Lewis de metanol.	154
Figura A.4.	Bases nitrogenadas del ADN.	158

C. TABLAS

Tabla 1.1.	Carga y masa de las partículas sub-atómicas.	17
Tabla 1.2	Características y simbología de iones.	18
Tabla 1.3.	Algunos ejemplos de iones mono- y poli-atómicos.	19
Tabla 1.4.	Ejemplos de número de partículas en 1 mol.	20
Tabla 1.5.	Representación del número cuántico angular.	23
Tabla 1.6.	Números cuánticos.	24
Tabla 2.1.	Geometría, según el tipo de hibridación posible.	55
Tabla 2.2.	Geometría molecular a partir de la TRPEV.	57
Tabla 3.1.	Características de la materia según su estado físico.	75
Tabla 3.2.	Propiedades físicas en función de la polaridad.	81
Tabla 3.3.	Número de moléculas de 3 gases en STP.	86
Tabla 3.4.	Variación de la presión de vapor con la temperatura (nótese que la relación no es lineal).	94
Tabla 4.1.	Algunas constantes molales de aumento ebulloscópico y descenso crioscópico.	126
Tabla 4.2.	Factor de van't Hoff de disoluciones 0,05 mol·L ⁻¹ , a 25 °C.	130



Prólogo

Los cursos de Química General pretenden reforzar o nivelar los conocimientos básicos relacionados con la disciplina, que los estudiantes universitarios de primer año deberían haber adquirido en su enseñanza secundaria. Pensando en ellos, se ha elaborado este texto, que pretende guiar a quienes están por ingresar o han ingresado recientemente a la universidad, en el análisis de sus competencias en esta área. Se abordan, de manera muy concisa, los conceptos que el estudiante debe manejar para introducirse en el estudio de la Química y se mide el logro de las competencias, principalmente en base al desarrollo de problemas representativos, análogos a los que normalmente se resuelven en los cursos introductorios de Química y que son fruto de la vasta experiencia de las autoras en tales cursos.

Antes de que el estudiante comience su auto-evaluación o auto-aprendizaje, es fundamental destacar algunos aspectos fundamentales:

- 1) Este no es un texto de Química General: la bibliografía al respecto es muy amplia, con certeza la más abundante de todas las especialidades de la Química, por lo que no se justifica un esfuerzo en este sentido y, prácticamente todos los conceptos involucrados ya deben haber sido aprendidos, o se encuentran en cualquiera de esos numerosos textos. En particular, se recomienda el texto “Química, la Ciencia Central”, de T. Brown, (Editorial Pearson, 2009), como texto base de nuestros cursos. Sin embargo, solemos recomendar a nuestros estudiantes que revisen otros textos disponibles (incluso los de Enseñanza Media), hasta encontrar aquel que más se acomode a

su forma de aprendizaje. Por ello, aquí solo encontrarán una breve reseña de los conceptos a aplicar.

- 2) Se pretende que el estudiante pueda repasar o aprender los conceptos básicos de Química, a través de la resolución de problemas en forma reflexiva, que es la mejor forma de hacerlo, para lo cual se han agrupado los temas en cinco monografías.
- 3) Cada monografía está organizada de tal forma que Ud. podrá avanzar y revisar conceptos, en función de sus respuestas, en las secciones predictivas o de auto-evaluación, que están divididas según el nivel de competencias que se desea lograr acerca del tema y/o concepto involucrado. Para ello existen 3 niveles:

Nivel I: Competencias básicas.

Nivel II: Competencias intermedias.

Nivel III: Competencias altas.

Si Ud. contesta correctamente las preguntas de los niveles I, II y III, puede pasar directamente a la sección de preguntas y aplicaciones, al final de la monografía, ya que posee claridad en los conceptos involucrados.

Si Ud. no es capaz de contestar o contesta incorrectamente algunas de las preguntas, ya sea de nivel I, II o III, debe seguir las instrucciones insertas en la respectiva sección de preguntas predictivas y revisar los conceptos que deben ser reforzados, para lograr responder las preguntas omitidas o respondidas de manera incorrecta.

Confiamos en que cuando logren conocer las maravillas que se pueden aprender y hacer con simples conocimientos de Química, se verán motivados a su estudio más profundo, por lo que solicitamos nos hagan saber sus comentarios, que nos permitan mejorar este texto: con su ayuda, seguro que algún día lograremos que se conozca y comprenda mejor nuestra querida disciplina.

Mientras tanto, solo nos queda animarlos a esforzarse por aprender a “pensar la Química” y agradecer su aporte, al igual que el de Andrea Ramos Hernández y Loreto Hernández Díaz, en la resolución de todos los ejercicios, para poder incluir las respuestas y Beatriz González del Castillo, por la revisión final y sus valiosos comentarios y correcciones, además de Mauricio López Casanova y Alejandra Sánchez Guzmán, sin cuyo apoyo “esta primera piedra” habría sido imposible.

1

Monografía

COMPETENCIAS

COMPETENCIAS ¹	INDICADORES DE DESEMPEÑO ²	Páginas del texto "Química, la Ciencia Central", T. Brown, Editorial Pearson, 2009.
1. Conocer lenguaje básico de la química y sistemas internacionales de unidades.	1.1. Define los conceptos: mol, masas atómicas, masas molares, enlace. 1.2. Identifica unidades físicas y químicas y establece equivalencias con el sistema internacional.	Cap. 3, pp. 89-94. Cap. 2, pp. 46, 47. Cap. 3, pp. 87-89. Cap. 8, pp. 298. Cap. 1, pp. 13 -29.
2. Conocer la evolución de la teoría atómica, desde sus orígenes hasta el modelo de Bohr.	2.1. Identifica las partículas sub-atómicas y su relación con el número atómico, número másico e isótopos.	Cap. 2, pp. 44, 45.
3. Aplicar el modelo atómico para sistematizar y estudiar las propiedades de los elementos.	3.1. Construye la configuración electrónica de elementos neutros e iones. 3.2. Organiza los elementos en Grupos y Períodos. Construye la Tabla Periódica. 3.3. Utiliza la ubicación de la Tabla Periódica para predecir y explicar	Cap. 6, pp. 224-239. Cap. 6, pp. 240-243. Cap. 7, pp. 256-283.

	propiedades (propiedades periódicas, clasificación de los elementos y tipos de enlaces).	
4. Comprender características e implicancias de las uniones interatómicas y uniones intermoleculares.	<p>4.1. Distingue tipos de enlaces (uniones interatómicas) y predice estructura y propiedades de la materia, desde los modelos correspondientes.</p> <p>4.2. Distingue uniones interatómicas de uniones intermoleculares.</p> <p>4.3. Establece relaciones entre uniones intermoleculares y propiedades de la materia, a partir de la estructura, carga, polaridad y masa molar.</p>	<p>Cap. 8, pp. 299-307, 307-318, 322-325. Cap. 9, pp. 342-366. Cap. 11, pp. 439-446.</p> <p>No mencionado en texto guía.</p>

¹Recuerde que una competencia es una declaración que describe lo que el estudiante debiera conocer y realizar al final del curso. Un conjunto de conocimientos, habilidades y actitudes que resultan necesarios para el desempeño efectivo en un contexto particular.

²Recuerde que un indicador de desempeño corresponde a una declaración específica y susceptible de ser medida de las evidencias o desempeños específicos que permiten evaluar el logro de la competencia.

Preguntas de auto-evaluación 1

1.1.1

A través de los ejercicios de auto-evaluación propuestos en este capítulo, Ud. podrá verificar su dominio de las competencias detalladas en la Tabla anterior, para lo cual, a continuación, se entregan las respuestas con las que podrá contrastar el nivel de logro que corresponde a cada una de ellas.

1. Defina: átomo, molécula, ión. (I)

2. ¿Cuántos mol hay en:

a) 10 g de ácido clorhídrico, HCl.

b) 4 g de hidróxido de sodio, NaOH.

c) 24,5 g de ácido sulfúrico, H₂SO₄.

d) 50 g de cloruro de calcio, CaCl₂. (I)

3. Calcule cada una de las siguientes cantidades:

a) La masa de $2,6 \cdot 10^{20}$ moléculas de óxido de calcio, CaO.

b) La masa de 0,74 mol de sulfato de litio, Li₂SO₄.

c) El número de átomos de O en 9,23 g de salitre (nitrato de potasio, KNO₃).

d) La cantidad de materia (número de mol) de carbonato de cobre I, Cu₂CO₃, contenido en una masa de 57,9 g de este producto puro. (I)

4. Complete la siguiente tabla, recurriendo a la Tabla Periódica, cuando requiera dato(s) adicional(es):

elemento	número atómico	número de electrones	número de neutrones	número másico
Na	23			
F ⁻				
Al				
Al ⁺³				

(I)

5. Identifique (mediante la asignación de Grupo y Período) los átomos con las siguientes estructuras electrónicas, para luego verificar en la Tabla Periódica:
- a) $1s^2 2s^2 2p^1 p^1 p^1$.
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
 - c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
 - d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 d^1$. (I)
6. Escriba la configuración electrónica de cada uno de los siguientes átomos, de manera análoga a la del problema anterior, a partir del número atómico, que debe buscar en la Tabla Periódica: He, Ne, Kr, Cl, Ca, Fe, Al, Gd, Br. (I)
7. Indique los valores de los 4 números cuánticos del electrón:
- a) N° 13 en el átomo de Al en estado fundamental.
 - b) N° 15 en el átomo de P en estado fundamental.
 - c) N° 26 en el átomo de Fe en estado fundamental.
 - d) N° 36 en el átomo de Kr en estado fundamental. (I)
8. Deduzca el valor de Z para las estructuras electrónicas teóricas de los elementos descritos a continuación (ubique luego nombres y símbolos respectivos en la Tabla Periódica, a partir de la deducción de sus correspondientes Grupos y Períodos):
- a) el primero de los elementos con subcapa p completa hasta la mitad.
 - b) El segundo de los elementos con subcapa s totalmente completa.
 - c) El primero de los elementos con subcapa f con dos electrones no apareados.
 - d) El segundo de los elementos con subcapa p con solo dos electrones desapareados. (I)
9. Ordene los siguientes tríos de elementos, en orden creciente de electronegatividad (a partir de valores de Z de la Tabla Periódica):

- a) Ca, Be, Ba.
- b) Ar, S, Cl.
- c) Na, Se, Cl.
- d) K, As, Ca.
- e) N, C, B. **(II)**

10. Ordene los siguientes grupos de átomos, según su tamaño atómico creciente (a partir de valores de Z de la Tabla Periódica):

- a) Rb, K, Cs.
- b) C, O, Be.
- c) Cl, K, S.
- d) Mg, K, Ca.
- e) Sn, Te, Sr.
- f) As, P, Sn. **(II)**

11. Para cada uno de los siguientes compuestos: ClF_3 , NaI , HCl y SiH_4 , determine (a partir de valores de Z de la Tabla Periódica):

- a) tipo de unión interatómica que existe entre ellos. Si es iónica, señale el catión y anión y, si es dipolar, indique el polo positivo y el negativo.
- b) Estado de oxidación de cada átomo.
- c) Tipo de unión intermolecular. **(II)**

12. Represente las estructuras de Lewis de las siguientes moléculas covalentes, cada una de las cuales tiene uno o más enlaces covalentes coordinados (a partir de valores de Z de la Tabla Periódica):

- a) H_3PO_4 .
- b) NO_2Cl .
- c) H_2SO_4 .
- d) NH_3BF_3 .

- e) HClO_4 . (II)
13. Los elementos representados por A, B y C tienen los números atómicos 7, 15 y 33, respectivamente:
- escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos.
 - Ordénelos en una secuencia creciente de sus electronegatividades.
 - Ordénelos en una secuencia creciente de volúmenes atómicos.
 - Indique los valores de los 4 números cuánticos del electrón N° 7 del elemento A.
 - Indique cuáles serían los posibles estados de oxidación de cada uno de ellos. (III)
14. Ordene los siguientes grupos de enlaces en orden creciente de carácter iónico (a partir de valores de Z de la Tabla Periódica):
- H-F; H-C; H-H; H-N.
 - K-F; Al-F; C-F; N-F. (III)
15. Los elementos A, B y C tienen números atómicos Z; Z + 1 y Z + 2, respectivamente. C es un metal alcalino. A y C forman un compuesto:
- Señale en qué Grupo del Sistema Periódico encontraría a A, B y C.
 - Prediga el tipo de enlace en el compuesto formado entre A y C.
 - A también forma un compuesto con el elemento X, que está justo encima de A en la Tabla Periódica: ¿qué enlace formarán A y X? Fundamente. (III)
16. Cuando ebulen los siguientes líquidos, indique cuál es el tipo predominante de fuerza intermolecular que se debe vencer para separar las moléculas y llevarlas a la forma gaseosa (deduzca estructura molecular a partir de valores de Z de la Tabla Periódica):
- NH_3 .
 - C_2H_6 .
 - CH_3F .

- d) HBr.
- e) BCl_3 .
- f) BCl_2 .
- g) HCOOH .
- h) CH_3OH . **(III)**

17. Ordene los siguientes grupos de líquidos, de acuerdo a su punto de ebullición creciente (proceda de manera análoga al ejercicio anterior):

- a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$; $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; CH_3COOH ; CH_3COCH_3 .
- b) N_2 ; Cl_2 ; CH_4 ; CCl_4 . **(III)**

18. Entre cada uno de los siguientes pares de compuestos, ¿cuál es más soluble en agua? Justifique:

- a) H_2S o SiO_2 .
- b) CH_4 o CH_2Cl_2 .
- c) NaOH o $\text{Al}(\text{OH})_3$.
- d) CH_3OH o CH_3OCH_3 . **(III)**

Respuestas preguntas de auto-evaluación 1

1.1.2

1. átomo: unidad de materia más pequeña de un elemento químico, que mantiene sus propiedades e identidad. El átomo es imposible de dividir mediante procesos químicos y está constituido por tres partículas subatómicas principales (protones, neutrones y electrones).

molécula: conjunto de, por lo menos, dos átomos enlazados covalentemente, que forman un sistema estable y eléctricamente neutro.

ión: átomo o grupo de átomos que tiene carga eléctrica. Los iones con carga positiva se denominan cationes y los que tienen carga negativa se denominan aniones.

2. a) 0,274 mol.
 b) 0,101 mol.
 c) 0,250 mol.
 d) 0,451 mol.
3. a) 0,024 g.
 b) 81,356 g.
 c) $1,6 \cdot 10^{23}$ átomos de O.
 d) 0,310 mol.

4.

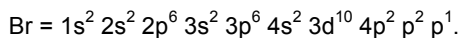
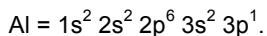
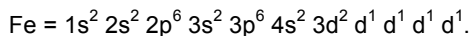
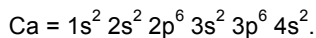
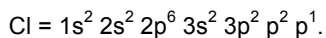
elemento	número atómico	electrones	neutrones	número másico
Na	11	11	12	23
F ⁻	9	10	10	19
Al	13	13	14	27
Al ⁺³	13	10	14	27

5. N; Na; Ar; Ti, respectivamente.

6. He = $1s^2$.

Ne = $1s^2 2s^2 2p^6$.

Kr = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$.



7. a) $n = 3; l = 1; m_l = -1; m_s = -1/2.$
b) $n = 3; l = 1; m_l = +1; m_s = -1/2.$
c) $n = 3; l = 2; m_l = -2; m_s = +1/2.$
d) $n = 4; l = 1; m_l = +1; m_s = +1/2.$
8. a) Fósforo: P, 15.
b) Berilio: Be, 4.
c) Tulio: Tm, 69.
d) Azufre: S, 16.
9. a) $\text{Ba} < \text{Ca} < \text{Be}.$
b) $\text{S} < \text{Cl} < \text{Ar}.$
c) $\text{Na} < \text{Se} < \text{Cl}.$
d) $\text{K} < \text{Ca} < \text{As}.$
e) $\text{B} < \text{C} < \text{N}.$
10. a) $\text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}.$
b) $\text{O} < \text{C} < \text{Be}.$
c) $\text{Cl} < \text{S} < \text{K}.$
d) $\text{Mg} < \text{K} < \text{Ca}.$

- e) $\text{Te} < \text{Sn} < \text{Sr}$.
- f) $\text{P} < \text{As} < \text{Sn}$.

11. ClF_3 :

- a) Covalente apolar.
- b) Cl: (+3); F: (-1).
- c) Fuerzas de dispersión.

NaI :

- a) Iónica, catión = sodio, Na^+ ; anión = yodo, I^- .
- b) Na: (+1); I: (-1).
- c) Ión-ión.

HCl :

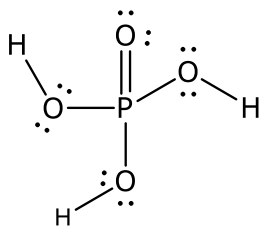
- a) Covalente polar; polo positivo: H; polo negativo: Cl.
- b) H: (+1); Cl: (-1).
- c) Dipolo-dipolo.

SiH_4 :

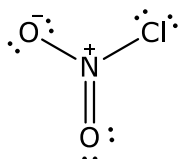
- a) Covalente apolar.
- b) Si: (+4); H: (-1).
- c) Fuerzas de dispersión.

12.

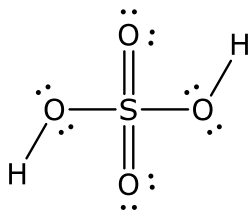
a)



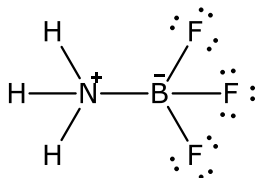
b)



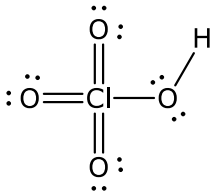
c)



d)



e)



13. a) $A = 1s^2 2s^2 2p^1 p^1 p^1$.
 $B = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1 p^1 p^1$.
 $C = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1 p^1 p^1$.
- b) $C < B < A$.
- c) $A < B < C$.
- d) $n = 2$; $l = 1$; $m_l = 1$; $m_s = -1/2$.
- e) $A = 2, 4, \pm 3$ y 5 ; $B = \pm 3$ y 5 ; $C = \pm 3$ y 5 .
14. a) $H-H < H-C < H-N < H-F$.
- b) $K-F < Al-F < C-F < N-F$.
15. a) A: Grupo 17; B: Grupo 18; C: Grupo 1.
- b) A: iónico.
- c) Covalente: la diferencia de electronegatividad es mínima, por lo que comparten el par electrónico.
16. a) NH_3 : puente de hidrógeno.
- b) C_2H_6 : fuerzas de dispersión.
- c) CH_3F : dipolo-dipolo.
- d) HBr : ión-ión.
- e) BCl_3 : fuerzas de dispersión.
- f) $BeCl_2$: fuerzas de dispersión.
- g) $HCOOH$: puentes de hidrógeno.
- h) CH_3OH : puentes de hidrógeno.

17. a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3 < \text{CH}_3\text{COCH}_3 < \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} < \text{CH}_3\text{COOH}$.
- b) $\text{Cl}_2 < \text{N}_2 < \text{CH}_4 < \text{CCl}_4$.
18. a) H_2S puede formar puentes de hidrógeno.
- b) CH_2Cl_2 puede interactuar dipolo-dipolo con agua.
- c) NaOH puede interactuar ión-dipolo con agua.
- d) CH_3OH puede formar puentes de hidrógeno.

Si no contesta ninguna de las preguntas correctamente (Niveles I, II y III), revise en forma íntegra la monografía, complementando con referencias de textos recomendados.

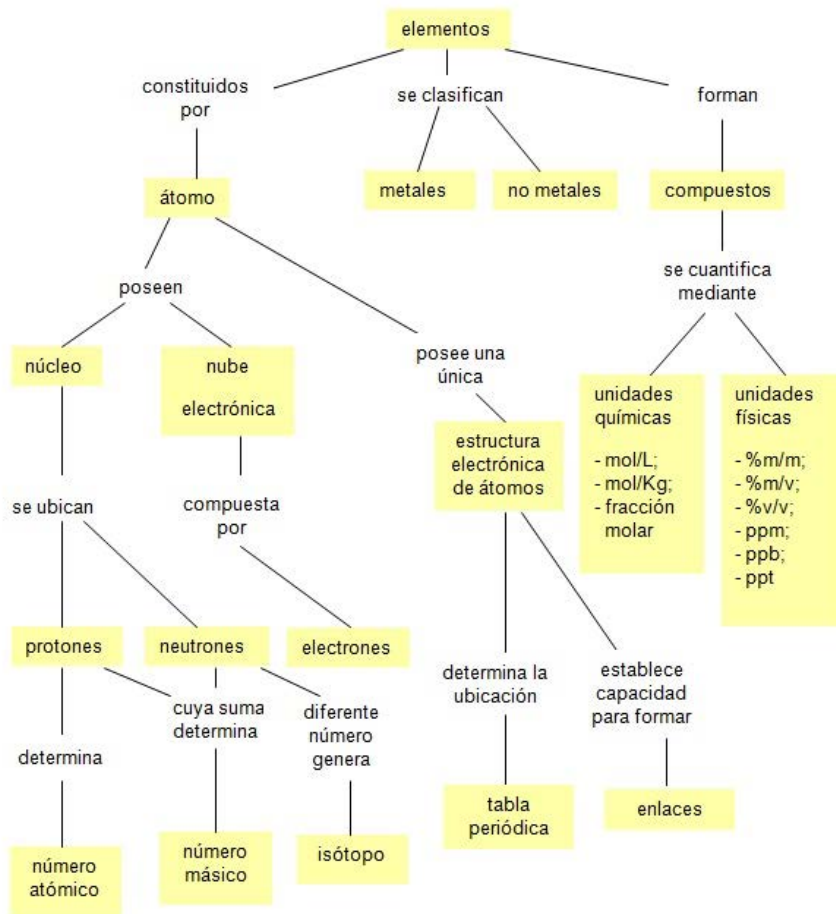
Si contesta correctamente solo preguntas de Nivel I, revise los conceptos desde configuración electrónica, con énfasis en las propiedades periódicas y tipos de uniones interatómicas.

Si contesta correctamente preguntas de Niveles I y II, revise los conceptos de uniones interatómicas, con énfasis en las propiedades de la materia.

Si contesta todas las preguntas correctamente (Niveles I, II y III): ¡¡¡felicitaciones!!! Ha logrado todas las competencias propuestas y puede pasar directamente a las preguntas y aplicaciones de esta monografía.

Mapa conceptual 1: "Propiedades periódicas y estructura de la materia"

1.1.3



Átomo y teoría atómica

1.1.4

Desde la antigüedad, los filósofos en su intento por explicar la composición de la materia, establecieron que todo estaba constituido por diminutas partículas, que denominaron “átomos”. Pasaron varios siglos, hasta que al tratar de explicar las propiedades de los gases, surgió nuevamente la perspectiva atómica (Siglo XVII). Isaac Newton, científico de la época, era partidario de esta teoría, pero solo hasta que fue posible comenzar a realizar las primeras mediciones de cantidad de materia, se establecieron las bases para el planteamiento de una teoría atómica. En 1808, el profesor y científico inglés John Dalton formuló, después de analizar las primeras ideas sobre las unidades indivisibles llamadas átomos, sus principales postulados, que se pueden resumir como sigue:

- los elementos están compuestos por partículas extremadamente pequeñas, llamadas átomos.
- Todos los átomos del mismo elemento son similares entre sí y diferentes de los átomos de otro elemento.
- Un compuesto es el resultado de la combinación de átomos de dos o más elementos, en una determinada proporción numérica.
- La separación y unión de átomos solo se realiza en las reacciones químicas. En estas reacciones, ningún átomo se crea o se destruye, ni se convierte en un átomo de otro elemento.

Estos postulados permiten comprender y explicar leyes que, en esa época, ya eran conocidas y que, actualmente siguen siendo los principales fundamentos de la Química:

- ley de las proporciones definidas: muestras diferentes de un mismo compuesto, siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa.
- Ley de conservación de la masa: la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.
- Ley de las proporciones múltiples: si dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, al permanecer la masa fija de uno de los elementos que forman estos compuestos, existirá una relación de las masas de números enteros pequeños, con respecto a la otra.

Por ejemplo, si se considera 1,00 g de N para formar los compuestos N_2O y NO , constituidos por los elementos N y O, se tiene lo siguiente:

compuesto	masa de N (g)	masa de O (g)	relación NO/ N_2O	proporción
N_2O	1,000	0,571	1,140 / 0,571	2 : 1
NO	1,000	1,140		

Estos importantes postulados permitieron el rápido surgimiento de la investigación en Química, durante el siglo XIX.

NOTA: para acceder a ejemplos sobre las leyes planteadas y revisar conceptos básicos relacionados, complementemente con lectura de textos como Brown, Novena edición, 2004, Cap. 2.

Partículas fundamentales del átomo

1.1.5

El **átomo** es la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una reacción química. Algunos de los hitos más importantes, a partir de la década de 1890 y que tienen relación con estas partículas, son los que se resumen a continuación:

- los átomos son eléctricamente neutros.
- A partir de las investigaciones de Thomson y Millican, se descubrió que los electrones (e^-) son partículas con carga negativa, de $-1,6022 \cdot 10^{-19}$ culombios (C).
- Rutherford estableció que las partículas con cargas positivas, a las que llamó protones (p^+), están ubicadas en el centro del átomo, al cual denominó núcleo. Encontró también que presentan, numéricamente, la misma carga que los electrones, pero positiva y con una masa de unas 1800 veces mayor que la del electrón.
- Chadwick descubrió que en la materia existen partículas de carga neutra y de masa ligeramente superior a la de los protones, a las cuales llamó neutrones (N) y permitió explicar por qué, si el átomo de helio posee 2 protones y el de hidrógeno solo 1, la relación entre masas no es 2:1, sino 4:1. La explicación se encuentra considerando que el átomo de helio posee 2 protones y 2 neutrones, mientras que el de hidrógeno solo posee 1 protón.

Teniendo en cuenta lo anterior, se considera que el átomo, a su vez, posee una estructura interna compuesta por electrones, protones y neutrones, que en conjunto, reciben el nombre de partículas sub-atómicas.

El resumen de estos conceptos se presenta en la tabla 1.1.

Tabla 1.1. Carga y masa de las partículas sub-atómicas.

partícula	masa	carga, en C	carga unitaria
electrón	$9,109 \cdot 10^{-28}$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	-1
protón	$1,673 \cdot 10^{-24}$	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	+1
neutrón	$1,675 \cdot 10^{-24}$	0	0

Número atómico y número másico

1.1.6

En 1869, Mendeleiev propuso la primera Tabla Periódica, basándose en las propiedades que aparecían con cierta regularidad, clasificando todos los elementos conocidos en su época en orden creciente de sus pesos atómicos, de manera de establecer una relación entre ellos y sus propiedades químicas.

La ley periódica de Mendeleiev se puede enunciar del siguiente modo: "Las propiedades químicas y la mayoría de las propiedades físicas de los elementos son función periódica de sus masas atómicas".

En este contexto, para diferenciar entre átomos, basta conocer el número de protones y de neutrones que poseen, dando origen a lo que se llama elementos. Así, se definen dos conceptos de gran ayuda para esto:

- número atómico, Z, que corresponde al número de protones en el núcleo de un átomo de un elemento. Por ejemplo, un elemento neutro, como oxígeno, O, de $Z = 8$, posee 8 protones (Z) y 8 electrones.
- Número másico, A, se puede plantear como el número de protones y de neutrones presentes en el núcleo de un átomo, considerando que las masas de estos están en unidades de masa atómica. Este valor se puede obtener a partir de la siguiente relación:

$$\text{número másico (A)} = \text{número de protones (p}^+) + \text{número de neutrones (N)}$$

Así, los átomos de un mismo elemento que poseen diferente número de neutrones -con lo cual poseen diferente masa-, se denominan isótopos, por lo que la forma correcta de representar un elemento, consiste en escribir su símbolo (X), indicando los números másico y atómico, como se muestra a continuación:



Por ejemplo, el elemento hidrógeno, H, tiene tres isótopos, que son los únicos que tienen nombre propio: hidrógeno, deuterio, tritio. Averigüe sus números másicos y representación mediante la simbología recién descrita.

Considerando los conceptos de número másico, atómico y su relación con electrones, neutrones y protones, es posible concluir que todas las propiedades periódicas de los elementos están determinadas por el número de protones (que en el elemento neutro es igual al número de electrones) y que todos los isótopos de un mismo elemento (igual Z) se comportan de manera semejante, por lo que, actualmente y en definitiva, se considera que es el número atómico, Z, el que permite predecir Grupo y Período en la Tabla Periódica y con ello, todas las propiedades del elemento.

Se denominan iones aquellos átomos, elementos o compuestos que poseen carga, ya sea positiva o negativa, debido a la pérdida o ganancia de electrones, respectivamente. Los iones con carga positiva se denominan cationes y aquellos que tienen carga neta negativa se denominan aniones.

Los iones se simbolizan como se representa en la tabla 1.2.

Tabla 1.2. Características y simbología de iones.

catión		anión	
átomo de sodio Na	ión de sodio Na ⁺	átomo de cloro Cl	ión de cloro Cl ⁻
11 e ⁻	10 e ⁻	17 e ⁻	18 e ⁻
11 p ⁺	11 p ⁺	17 p ⁺	17 p ⁺

De acuerdo a la posición en que se encuentren los elementos en la tabla periódica, los átomos pueden ganar o perder más de un electrón. A su vez, la ganancia o pérdida puede ocurrir en elementos o compuestos mono-atómicos (que involucran solo un tipo de átomo, es decir, compuestos elementales) o poli-atómicos (que involucran a dos o más átomos diferentes, es decir, compuestos, o bien, iones poli-atómicos). Algunos ejemplos de esto se dan a continuación, en la tabla 1.3.

Tabla 1.3. Algunos ejemplos de iones mono- y poli-atómicos.

iones mono-atómicos	iones poli-atómicos
Al^{3+}	OH^-
Mg^{2+}	SO_4^{2-}
F^-	NH_4^+
N^{3-}	NO_3^-

Nota: revise en bibliografía la nomenclatura o nombres sistemáticos y comunes para compuestos moleculares.

Masa atómica

1.1.7

La existencia de la masa atómica surge como concepto, producto de las observaciones sobre la composición del agua, asignando arbitrariamente al hidrógeno una masa relativa de 1 (sin unidades). A partir de esto, la masa del átomo se define como la masa promedio de un átomo en unidades de masa atómica (uma) y depende de la cantidad de electrones, protones y neutrones que posee. Mayor detalle en relación a las definiciones y su determinación, se pueden revisar en el Capítulo 2, sección 2.4. (Brown, 9a Ed. 2004).

Se toma como referencia ^{12}C (se lee carbono-12) que, por convención, posee una masa de 12 uma. A través de metodología experimental, utilizando el espectrómetro de masas, se ha logrado establecer que, por ejemplo, el elemento hidrógeno posee el 8,400% de la masa de carbono-12 y, por lo tanto, $0,084 \cdot 12 = 1,008$ uma. De forma similar, se ha podido establecer la masa atómica de diversos elementos, tales como: N (14,01 uma), O (16,00 uma), etc.

Masa molar y número de Avogadro

1.1.8

Debido a que los átomos, moléculas e iones presentan tamaños y masas tan pequeñas, los científicos han tenido que "agruparlos" en una unidad que permita su medición. Esa unidad de medida se denomina mol y se usa para expresar la cantidad de materia, ya sea en forma de átomos, moléculas, iones, electrones, etc.

Nuevamente se ha utilizado ^{12}C , por convención, estableciendo que una masa de 12 g de C contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de C, lo cual se denomina número de Avogadro (N_A) y corresponde al número de partículas presente en un mol:

$$N_a = 6,0221367 \cdot 10^{23} \text{ átomos, moléculas, iones, etc.}$$

La IUPAC (*International Union of Pure and Applied Chemistry*) introduce el mol como la unidad de una nueva magnitud, que indica cantidad de materia y se designa como n y de aquí surgen los conceptos de mol de electrones, mol de iones, mol de átomos, etc. Algunos ejemplos de esto se pueden ver en la tabla 1.4.

Tabla 1.4. Ejemplos de número de partículas en 1 mol.

sustancia medida en 1 mol	número de Avogadro (N_a)
O	$6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de O
Na ⁺	$6,022 \cdot 10^{23}$ iones de Na ⁺
NaCl	$6,022 \cdot 10^{23}$ partículas de NaCl
H ₂ O	$6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H ₂ O

Así, considerando la masa de 1 mol de partículas, surge el concepto de masa molar (\mathcal{M}), que se define como la masa, en gramos, que contiene 1 mol de compuesto. Por ejemplo, 1 mol de átomos de carbono posee una masa de 12 gramos, lo que se expresa como:

$$\mathcal{M}_{\text{carbono}} = \mathcal{M}_C = 12 \text{ g/mol}$$

La unidad de masa atómica (uma), se define de forma tal que el valor numérico que mide la masa molar en uma es igual al número de la masa molar, si se desea expresar en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$, estableciéndose así que para todos los elementos, la masa atómica en uma, es igual a la masa molar en gramos.

Los detalles acerca de uniones químicas y estructura de la materia se abordan más adelante, sin embargo, es importante recordar que el conjunto de dos o más átomos iguales o diferentes, que permanece unido gracias a enlaces químicos de tipo covalente, se denomina molécula. Se debe tener cuidado en no confundir con compuesto o compuesto elemental, ya que por definición un compuesto, es aquel que posee dos o más elementos, independientemente del tipo de enlace que los una. Así, por ejemplo, el agua (H₂O) es un compuesto molecular, cuya molécula está constituida por 2 átomos de hidrógeno y 1 átomo de oxígeno. Dihidrógeno (H₂) es un compuesto molecular elemental, cuya molécula diatómica está constituida solo por 2 átomos de hidrógeno (nótese que en estos dos ejemplos se trata de compuestos moleculares, pero

la diferencia se hace a partir de los átomos que constituyen las respectivas moléculas: si son o no iguales entre sí). En cambio, cloruro de sodio (NaCl) es un compuesto iónico, en cuya red cristalina los iones sodio y cloruro están en relación 1:1 y cobre (Cu) es un compuesto metálico elemental, cuya red está constituida por n átomos de Cu.

La masa molar, \mathcal{M} , de un compuesto es la suma de las masas molares de los átomos que la componen. Por ejemplo, para 1 mol de SO_2 se tiene que:

número de mol de átomos	masa
1 mol de S	37,07 g/mol
2 mol de O	+ 2 · 16,00 g/mol
masa molar de SO_2:	64,07 g/mol SO_2

A partir de estos conceptos, conociendo solo la masa de un producto se puede determinar el número de mol que posee o de partículas presente, realizando las sencillas operaciones que se expresan a continuación:

$$n = \frac{\text{masa (g)}}{\mathcal{M} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)}$$

$$n = \frac{\text{número de partículas}}{N_a}$$

En estas expresiones, n constituye la magnitud, mientras que mol es la unidad definida para la cantidad de materia.

Estructura electrónica de la materia

1.1.9

En el siglo pasado, gracias a las contribuciones realizadas por Heisenberg, De Broglie y Schrödinger entre otros, se pudo establecer importantes postulados y conceptos relacionados con el comportamiento y la naturaleza electrónica de los compuestos. De estos, los más relevantes son los siguientes:

- el átomo tiene una naturaleza dual de onda y partícula.
- Es imposible conocer con certeza el momento (o “momentum”, definido como masa por velocidad) y la posición de una partícula, simultáneamente.

- Se define la densidad electrónica, que es la probabilidad de encontrar un electrón en una cierta región del átomo.
- El concepto de órbita se sustituye por el de orbital atómico, que es la función de onda de un electrón en un átomo.

Números cuánticos

1.1.10

Para describir cómo se distribuyen los electrones en un átomo, se establecen tres números cuánticos:

- número cuántico principal (n): relacionado con la energía del electrón y asociado a la distancia promedio que existe entre el electrón y el núcleo del átomo, considerando el átomo de Bohr, mientras que en el modelo cuántico está asociado a la distancia máxima donde existe probabilidad de encontrar un electrón. Se le asigna valores enteros positivos, que se asocian a distintos orbitales atómicos. Mientras más grande sea n , el orbital atómico será más grande.
- En el siguiente ejemplo se puede observar cómo varía la energía en función de n , tanto para el átomo de hidrógeno, como para los átomos poli-electrónicos, (figura 1.1).

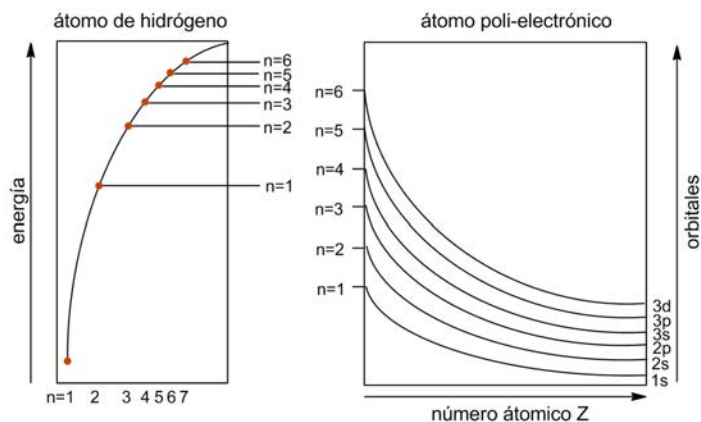


Figura 1.1. Diagramas de energía en función del número cuántico principal, n , en distintos tipos de átomos.

Nótese que en el caso de los átomos poli-electrónicos, “el valor de la energía del orbital depende del valor de los números cuánticos n y l , debido a la existencia de repulsión entre electrones”.

- **Número cuántico del momento angular (ℓ):** representa la forma de los orbitales atómicos y depende del número cuántico principal y su consideración respecto a los modelos descritos, donde para un valor determinado de n , los posibles valores que puede tomar ℓ van de 0 hasta $(n-1)$, es decir,

$$\ell = n - 1$$

Así, para $n = 1$: $\ell = 0$; si $n = 2$, $\ell = 1$, pudiendo tener los valores de 0 y 1, y así sucesivamente. A su vez, ℓ está representado por letras, que se asocian a la forma espacial de determinados orbitales, tal como se resume en la tabla 1.5.

Tabla 1.5. Representación del número cuántico angular.

ℓ	0	1	2	3	4
nombre del orbital	s	p	d	f	g

El conjunto de orbitales que tiene el mismo valor de n se conoce como nivel o capa. Los orbitales que poseen los mismos valores de n y ℓ se conocen como sub-niveles o sub-capas. Así, por ejemplo, el nivel $n = 3$, posee tres sub-niveles, con $\ell = 0$, 1 o 2, representados por los orbitales 3s, 3p y 3d.

- **Número cuántico magnético (m_ℓ):** se relaciona con la orientación espacial del orbital, de acuerdo a las posibilidades existentes. Depende directamente del número cuántico del momento angular, ℓ , determinándose por medio de la relación siguiente:

$$m_\ell = 2\ell + 1$$

Por ejemplo, cuando $\ell = 1$, $m_\ell = 3$, es decir, el número cuántico magnético, podrá tomar valores de -1 , 0 y/o $+1$, es decir, tres valores que están en el intervalo de $-l$ a $+l$, incluyendo el valor 0.

(Nótese que aquí se usa, como convención, asignar los valores desde el más negativo, pasando por cero, hasta el más positivo, dejando en claro que ello responde solo a una convención).

- **Número cuántico del espín del electrón (m_s):** se relaciona con el sentido de giro del electrón y se le asigna valores de $-1/2$ o $+1/2$. La forma en que se ubica un electrón en un orbital es completamente aleatoria, por lo tanto, al igual que en el caso de la convención mencionada anteriormente, aquí se adoptará como

convención que siempre será primero el espín del electrón de signo negativo, para luego adoptar el positivo, es decir, irá de $-1/2$ a $+1/2$.

Nota: como se ha señalado, la convención que se usará aquí, para todos los números cuánticos, es siempre desde (-) hacia (+).

En conclusión, los números cuánticos posibles, para las primeras cuatro capas o niveles, son los que se resumen en la tabla 1.6.

Orbitales atómicos

1.1.11

Los orbitales atómicos (cuadrado de la función orbital atómico) dan cuenta de la probabilidad de encontrar un electrón en una zona determinada del espacio, que va cambiando de forma. Por ejemplo, todos los orbitales s poseen forma de esfera y van aumentando de tamaño a medida que aumenta el número cuántico principal, como se puede ver en la ilustración de la figura 1.2.



Figura 1.2. Representación gráfica de la zona angular de función orbital (1s, 2s y 3s).

Tabla 1.6. Números cuánticos.

n	ℓ	m_ℓ	número de orbitales	orbitales atómicos
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1, 0, 1	3	2p, 2p, 2p
3	0	0	1	3s
	1	-1, 0, 1	3	3p, 3p, 3p
	2	-2, -1, 0, 1, 2	5	3d, 3d, 3d, 3d, 3d
4	0	0	1	4s
	1	-1, 0, 1	3	4p, 4p, 4p
	2	2, -1, 0, 1, 2	5	4d, 4d, 4d, 4d, 4d
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	4f, 4f, 4f, 4f, 4f, 4f, 4f

El concepto de degeneración (orbitales degenerados), se refiere al conjunto de orbitales del mismo nivel, que son energéticamente equivalentes.

Los orbitales p, de número cuántico $\ell = 1$, poseen un número cuántico $m_\ell = 3$ y, por lo tanto, pueden tomar los valores $-1, 0$ y $+1$ (todos con la misma forma), que indican que las respectivas formas de los orbitales deben estar en tres orientaciones diferentes (se minimiza la energía al disminuir la repulsión porque cada orbital se ubica de la forma en que espacialmente están más “distantes” entre sí, lo que en este caso corresponde a orientarse en cada uno de los ejes cartesianos), como se observa en la ilustración de la figura 1.3. Todos con igual energía, con valores iguales de n y ℓ . Los orbitales p, de número cuántico $\ell = 1$, poseen un número cuántico $m_\ell = 3$ y, por lo tanto, pueden tomar los valores $-1, 0$ y $+1$ (todos tienen la misma forma), que indican que las respectivas formas de los orbitales deben estar en tres orientaciones diferentes (se minimiza la energía al disminuir la repulsión, porque cada orbital se ubica de la manera en que espacialmente están más “distantes” entre sí, lo que en este caso corresponde a orientarse en cada uno de los ejes cartesianos), como se observa en la ilustración de la figura 1.3. Nótese que los tres orbitales tienen igual energía, por sus valores iguales de n y ℓ .

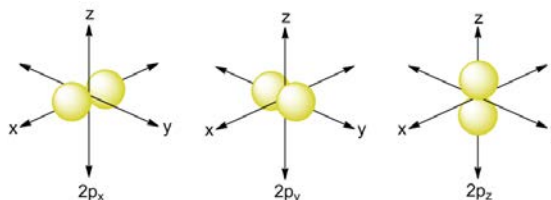


Figura 1.3. Representación gráfica de la forma y orientación espacial de los 3 orbitales atómicos p de un mismo nivel.

Para los orbitales d u otros de mayor energía, las formas comienzan a ser cada vez más complejas, como se puede observar en la figura 1.4, respondiendo siempre a la obligación de minimizar la energía, como fruto de disminuir espacialmente al máximo la repulsión inter-electrónica. Es importante considerarlos, ya que explican el comportamiento de elementos con número atómico mayor que 57 (denominados elementos de transición).

Nota: intente explicar la lógica de ese número y luego busque, también, la representación gráfica de la forma de los 7 orbitales f.

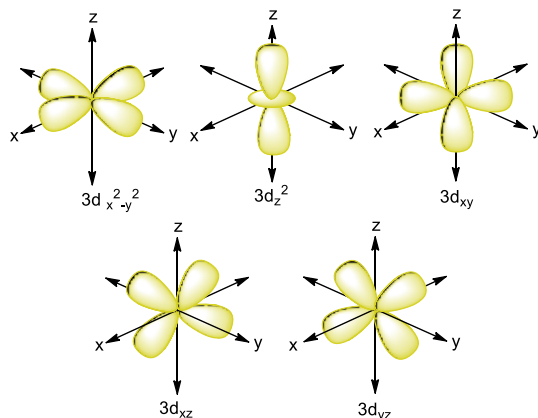


Figura 1.4. Representación gráfica de la forma y orientación espacial de los 5 orbitales atómicos d de un mismo nivel.

Configuración electrónica

1.1.12

Corresponde a la forma en que se distribuyen los electrones alrededor del núcleo, de manera que se minimice la energía, para explicar la estabilidad del elemento correspondiente. Así, el orden de llenado de los electrones en los orbitales de un átomo se muestra en la figura 1.5., de donde se deduce fácilmente que, con los cuatro números cuánticos definidos, es posible individualizar un electrón de cualquier orbital, de cualquier átomo.

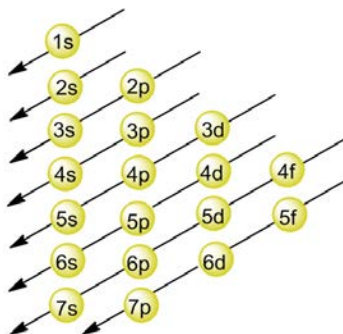


Figura 1.5. Orden de llenado de los sub-niveles atómicos.

Reglas básicas para la configuración electrónica

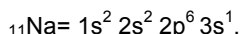
1.1.13

1) **Principio de exclusión de Pauli:** establece que es imposible que dos electrones de un átomo posean los 4 números cuánticos iguales, es decir, solo dos electrones pueden coexistir en un orbital atómico y deben poseer espines opuestos.

2) **Regla de Hund:** establece que la configuración electrónica más estable es aquella que posee la mayor cantidad de espines iguales (o “paralelos”), es decir, por ejemplo, un elemento de número atómico 7 podría distribuir sus electrones de la siguiente forma: $1s^2 2s^2 2p^2 2p^1$. Según la regla de Hund, la máxima estabilidad se consigue distribuyendo todos los electrones de manera que se ocupe la mayor cantidad de orbitales. De este modo, la forma correcta de la configuración del elemento de número atómico 7 es la siguiente: $1s^2 2s^2 2p^1 2p^1 2p^1$.

Nótese, además, que no tiene sentido escribir $2p^0$, como si hubiera un “orbital vacío”: si no hay electrón, no hay orbital, por lo que no se escribe. Así, por ejemplo, en el caso del elemento de número atómico 6 (carbono), la configuración correctamente escrita es: $1s^2 2s^2 2p^1 2p^1$ (y no $1s^2 2s^2 2p^2$, ni $1s^2 2s^2 2p^2 2p^1 2p^0$).

Por lo tanto, la forma correcta de expresar una configuración electrónica es la que se muestra a continuación, por ejemplo, para el elemento sodio, Na, que posee un número atómico 11:

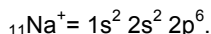


Es importante tener presente que existen otras consideraciones que permiten explicar situaciones en que los orbitales con número cuántico mayor se llenan antes de finalizar el llenado de todos los niveles de un orbital con n menor, así como otras “anomalías” al orden de llenado que se obtiene según la figura 1.5., sin embargo, escapan a los límites de este nivel de estudio de la Química.

Configuración electrónica de iones

1.1.14

La configuración electrónica no es exclusiva de un elemento neutro, sino que también puede ser escrita para iones. En tal caso, la configuración electrónica se define a partir del elemento neutro correspondiente, adicionando o quitando tantos electrones como cargas requiera el anión o el catión, respectivamente. Así, por ejemplo, para ión sodio (Na^+), Z no cambia, solo se ha extraído 1 electrón, por lo que la configuración será la de Na, con 1 electrón menos, es decir:



Excepciones

Cuando se analiza la configuración electrónica de elementos con número atómico mayor que 57, se presentan excepciones a las reglas anteriores, debido a consideraciones

adicionales asociadas a la estabilidad energética del átomo. Por ejemplo, para un átomo de cobre, Cu, de número atómico 29, siguiendo el orden de llenado de la figura 1.5., se tendría una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2 d^2 d^2 d^1$. Sin embargo, se ha demostrado que la forma correcta de escribir su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$, ya que ocurre un cambio desde el nivel 4 al 3, para ganar estabilidad, al quedar un orbital lleno.

Esa situación se da también para elementos como cromo, Cr, de $Z = 24$, que tendría una configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 d^1 d^1 d^1$, pero queda finalmente como $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^1 d^1 d^1 d^1$ (orbital semi-lleno).

En resumen, se ha demostrado que capas semi-llenadas y llenas son particularmente estables, porque resultan simétricas.

Revise su Tabla Periódica y descubra o compruebe los elementos en que se produce esta situación.

La Tabla Periódica

1.1.15

Como se ha mencionado, a partir del siglo XIX, los científicos comenzaron a agrupar los elementos descubiertos hasta la fecha, según afinidades y comportamientos químicos. Así, llegaron a la Tabla Periódica que se conoce y utiliza actualmente y que se muestra en la figura 1.6.

La Tabla Periódica está constituida por Grupos (columnas) y niveles o Periodos (filas). Todos los elementos están agrupados, según sus cualidades, en elementos representativos, gases nobles, metales de transición o de transición interna.



Figura 1.6. Tabla Periódica de los elementos utilizada actualmente.

Clasificación de los elementos según sus propiedades físicas

1.1.16

Los metales son buenos conductores del calor y de la electricidad, con un amplio intervalo de dureza, maleabilidad y ductilidad, poseen brillo y todos, excepto mercurio (Hg, que es líquido), son sólidos a temperatura ambiente. Por lo general, cuando se hacen reaccionar con no metales pierden electrones (figura 1.7., en color azul).

Los no metales, en general, pueden presentar todos los estados físicos a temperatura y presión normales o estándar (STP, por sus siglas en inglés), no poseen brillo, son malos conductores del calor y de la electricidad, no son maleables ni dúctiles y son frágiles en estado sólido. Muchos de ellos existen como moléculas diatómicas y, al reaccionar con elementos metálicos, ganan electrones (figura 1.7., en color blanco).

Los metaloides, en general, tienen propiedades muy variadas y variables, mostrando generalmente comportamientos de metal y no metal, actuando como no metales cuando reaccionan con metales y actuando como metales cuando reaccionan con no metales. Algunos de ellos presentan la propiedad eléctrica de ser semiconductores (figura 1.7., en color rojo).

No Metales
 Metaloides
 Metales

H																	He																												
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne																												
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar																												
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																												
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																												
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																												
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	¹¹⁰	¹¹¹	¹¹²	¹¹⁴																																	
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tbody> <tr> <td>Ce</td><td>Pr</td><td>Nd</td><td>Pm</td><td>Sm</td><td>Eu</td><td>Gd</td><td>Tb</td><td>Dy</td><td>Ho</td><td>Er</td><td>Tm</td><td>Yb</td><td>Lu</td> </tr> <tr> <td>Th</td><td>Pa</td><td>U</td><td>Np</td><td>Pu</td><td>Am</td><td>Cm</td><td>Bk</td><td>Cf</td><td>Es</td><td>Fm</td><td>Md</td><td>No</td><td>Lr</td> </tr> </tbody> </table>																		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu																																
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																

Figura 1.7. Tabla Periódica de los elementos: ubicación de metales, no metales y metaloides.

Variaciones periódicas de las propiedades de los elementos químicos

1.1.17

Antes de describir las propiedades periódicas, es fundamental conocer y entender el concepto de carga nuclear efectiva (repulsión y apantallamiento), ya que gracias a este es posible explicar y/o deducir todas las propiedades periódicas.

La carga nuclear efectiva (z_{efectiva}) involucra el concepto de apantallamiento, que describe el bloqueo que realizan los electrones en los orbitales internos, a los electrones de valencia (aquellos ubicados en el último nivel de la configuración electrónica), para interactuar con el núcleo. La presencia de electrones en los niveles internos reduce la atracción electrostática entre los protones del núcleo y los electrones de valencia. Además, la existencia de repulsión entre los electrones, compensa la fuerza de atracción que ejerce el núcleo: si las fuerzas de atracción y repulsión no co-existiesen, lo más probable sería que el átomo colapsaría hasta su destrucción.

Un valor estimado de z_{efectiva} se puede obtener a partir de lo que se representa en la figura 1.8., donde se ha considerado un átomo de sodio ($Z = 11$). Como se puede observar, este posee 11 protones en el núcleo, 10 electrones en las capas internas y 1 electrón de valencia, o externo, ubicado en el nivel 3s. Se puede estimar z_{efectiva} a partir de:

$$z_{\text{efectiva}} = z - \sigma$$

donde z corresponde al número atómico y σ a la constante de protección (constante de apantallamiento), para cuyo cálculo una buena aproximación es considerarla como el número de electrones que produce apantallamiento (Ne). Por tanto, para el átomo de Na el valor de $z_{\text{efectiva}} = 11$ protones - 10 electrones internos = 1.

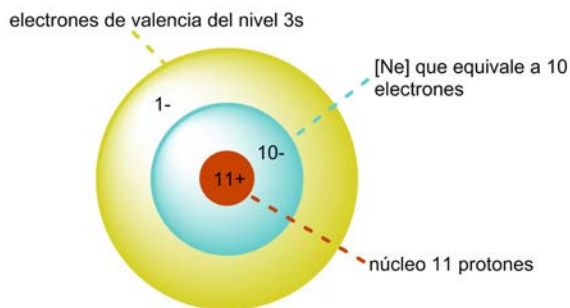


Figura 1.8. Representación de un átomo de Na, para el cálculo de z_{efectiva} .

Radio atómico

1.1.18

El radio atómico se define como la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos átomos adyacentes de un mismo elemento. Está determinado por la atracción entre el núcleo y los electrones de valencia, por lo cual, a mayor carga nuclear efectiva, los electrones son atraídos con más fuerza hacia el núcleo y, por lo tanto, el radio atómico es menor. Al contrario, a medida que la carga nuclear efectiva es menor, el radio atómico irá en aumento.

Si se observa el comportamiento de los elementos en la Tabla Periódica y se va desde litio (Li) hasta flúor (F), es posible advertir que el número de electrones de la capa interna permanece constante, haciendo que la carga nuclear efectiva aumente y, por lo tanto, de izquierda a derecha en la Tabla Periódica, es decir, al avanzar en el Período, el radio atómico tiende a disminuir. Un análisis similar, por ejemplo, desde el elemento litio (Li) a cesio (Cs), permite verificar un aumento del tamaño atómico al avanzar en el Grupo.

Radio iónico

1.1.19

El radio iónico (definido como la mitad de la distancia entre dos núcleos de dos iones idénticos adyacentes), es el radio de un catión o de un anión. Cuando un elemento neutro gana o pierde electrones, la carga nuclear de este se ve afectada por el aumento o disminución de la repulsión electrónica en la estructura interna del átomo.

Por ejemplo, el átomo de potasio (K) neutro, puede perder un electrón, para quedar con la configuración electrónica del gas noble argón (Ar) y quedar con carga +1, convirtiéndose en un catión, simbolizado por K^+ . La pérdida de un electrón disminuye la repulsión entre los electrones de la capa interna, aumentando la carga nuclear efectiva y disminuyendo el radio iónico, con respecto al átomo neutro. Por lo tanto, se establece que los cationes poseen un radio iónico menor que su respectiva especie neutra. El razonamiento para especies que adoptan carga negativa se realiza de idéntica forma, estableciéndose que los aniones poseen un radio mayor que su respectiva especie neutra, debido a la ganancia de uno o más electrones, lo que aumenta la repulsión inter-electrónica.

Energía de ionización

1.1.20

La energía de ionización es la energía mínima necesaria para quitar un electrón de un átomo neutro en su estado base y en estado gaseoso o en estado fundamental (estado en que se encuentra el átomo en STP). Se considera en estado gaseoso, ya que en este estado la interacción entre átomos vecinos es mínima, por lo que solo se requiere energía para sacar el electrón.

Muchas moléculas pueden tener más de una energía de ionización, siendo siempre la primera (es decir, la energía para sacar el primer electrón), la más pequeña.

En la Tabla Periódica, la energía de ionización de los elementos aumenta de izquierda a derecha (Período) y disminuye desde arriba hacia abajo (Grupo): a medida que aumenta la carga nuclear efectiva, la atracción ejercida por el núcleo es más fuerte y, por lo tanto, la energía para extraer el último electrón de la capa de valencia es más alta.

De todos modos, cabe destacar que la variación de la energía (o potencial) de ionización en función de los Períodos y Grupos de la Tabla Periódica solo es válida para el primer potencial (energía necesaria para extraer el primer electrón). Además, en relación con el radio atómico y la energía de ionización, en general, los átomos más pequeños tienen energías de ionización más altas, siendo posible mencionar que los mismos factores que afectan el radio influyen de manera similar en la energía de ionización.

Afinidad electrónica

1.1.21

La afinidad electrónica es el cambio de energía que experimenta un átomo en estado gaseoso cuando acepta un electrón para formar un anión. En forma más específica, constituye la energía asociada al proceso de incorporar un electrón desde el infinito al nivel más estable de un átomo neutro en su estado base y en estado gaseoso. Los elementos que tienen una carga nuclear efectiva grande, tienen mayor afinidad electrónica asociada a una mayor influencia del núcleo.

Electronegatividad

1.1.22

La electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo para atraer electrones hacia él. Al igual que la afinidad electrónica, si la carga nuclear efectiva aumenta, la electronegatividad también aumenta. Si bien constituye una propiedad que se muestra en la formación de un enlace, se menciona aquí porque está vinculada al concepto de carga nuclear efectiva, que ayuda a su comprensión, aunque se utilizará con mayor énfasis más adelante.

Estados de oxidación

1.1.23

Los estados de oxidación describen la capacidad de los átomos para aceptar o ceder electrones y así alcanzar una configuración electrónica más estable, por lo general, una idéntica al gas noble más cercano. Por ejemplo, para el átomo de sodio es más conveniente, desde el punto de vista energético, perder un electrón, quedando con carga o estado de oxidación +1 y alcanzando la configuración electrónica de neón, mientras que para el átomo de cloro, es más conveniente, desde el punto de vista

energético, ganar un electrón, quedando con un estado de oxidación -1 y la configuración electrónica de argón.

Enlace químico

1.1.24

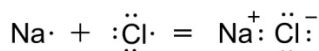
El enlace químico es la fuerza que mantiene unidos a los átomos en un compuesto (molecular, metálico o iónico). Los átomos pueden ceder, captar, o compartir electrones, dando origen a distintos tipos de enlace y, con ello, a distintos tipos de productos químicos.

Los átomos forman enlaces químicos interactuando solo con los electrones de los orbitales más externos o electrones de valencia de sus vecinos.

Generalmente, las especies forman enlaces con el fin de obtener una configuración similar a la de un gas noble, adquiriendo una importante estabilidad con respecto a su estado anterior. Para mostrar los electrones de valencia que tiene un átomo de un elemento, se usan los símbolos de puntos de Lewis. Para representar el enlace químico se utiliza la estructura de Lewis, donde el par de electrones compartidos se indica con líneas, o como pares de puntos entre dos átomos y los pares libres se indican como pares de puntos en los átomos individuales.

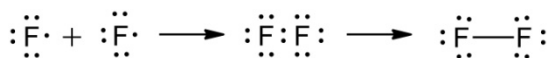
Así, según la naturaleza de los átomos que formarán el enlace, existen tres tipos de enlace químico: iónico, metálico y covalente.

Cuando dos o más iones se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas, se dice que se está en presencia de un enlace iónico. Por ejemplo:



Un enlace metálico es la unión entre átomos metálicos que están dispuestos en estructuras compactas tridimensionales. Los electrones exteriores de estos átomos se pueden mover a lo largo de la estructura y la mantienen unida. Un ejemplo de esto es el hierro (Fe). Nótese que en este elemento metálico no se indican electrones de valencia. Busque una explicación en el “modelo de enlace metálico”, en la bibliografía sugerida en esta monografía.

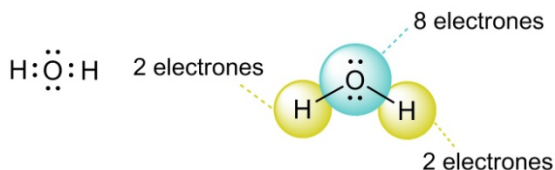
El enlace covalente es aquel en que dos electrones son compartidos por dos átomos. Los compuestos covalentes livianos son generalmente gases; sus moléculas tienen poca o ninguna interacción entre ellas y son malos conductores de la electricidad. Todo esto, debido a su baja o nula polaridad, particularmente, en el caso de moléculas diatómicas homo-nucleares. Un ejemplo de enlace covalente es el que se da cuando dos átomos de flúor se unen para formar la molécula diatómica (compuesto elemental, F₂), compartiendo el par de electrones desapareados que existe entre cada uno de su grupo de electrones de valencia o más externos. Por ejemplo:



Los demás electrones externos, que no participan directamente en el enlace covalente (no enlazantes), se denominan electrones libres.

Los enlaces covalentes pueden ser polares o apolares, dependiendo de la diferencia de electronegatividad de los átomos que participan en la unión. La unión entre elementos de diferente electronegatividad origina un enlace covalente polar (por ejemplo: H-F). Cuando el enlace se da entre átomos del mismo elemento, se tiene un enlace covalente apolar (por ejemplo: Cl-Cl), debido a que no existe diferencia en las electronegatividades.

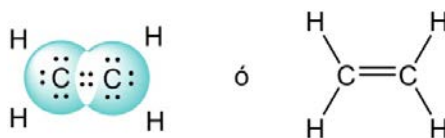
Por ejemplo, para la molécula de agua se tiene lo siguiente:



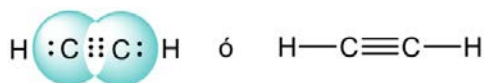
Los átomos de hidrógeno no poseen electrones libres, porque ocupan su único electrón en el enlace. Por otra parte, los átomos de oxígeno adquieren la configuración de gas noble, al quedar rodeados por 8 electrones. Esta cualidad está definida por la regla del octeto, que establece que cualquier átomo, con excepción de hidrógeno, tiende a rodearse de 8 electrones.

En muchos compuestos, para cumplir con la regla del octeto, se forman enlaces múltiples, que se originan cuando dos átomos comparten dos o más pares de electrones, para formar la unión covalente. Por ejemplo:

- el enlace doble en la molécula de etileno (C_2H_4) sería así:



- el enlace triple en la molécula de acetileno (C_2H_2) sería así:



Metodología para asignar estructuras de Lewis

1.1.25

Las estructuras de Lewis son el primer paso a seguir para llegar a deducir la geometría de las moléculas, recurriendo luego a otros modelos o teorías, que se estudian posteriormente. Para asignar las estructuras de Lewis se siguen las etapas que se detallan a continuación:

Etapla 1: se hace el esqueleto del compuesto lo más simétrico posible, teniendo en cuenta lo siguiente:

- a) el átomo de hidrógeno siempre está en los extremos, nunca en el medio.
- b) El hidrógeno ácido de los oxo-ácidos (que ioniza o reacciona con facilidad), está siempre unido a un átomo de oxígeno.
- c) El átomo central de la estructura va a ser casi siempre diferente al resto de los átomos (exceptuando al átomo de hidrógeno) y, generalmente, corresponde al átomo menos electronegativo.
- d) Algunos elementos pueden formar enlaces múltiples entre ellos, por ejemplo, C, O, N, S y P.

Etapla 2: sumar los electrones de valencia de todos los átomos que forman la molécula o compuesto. Si se trata de un anión o catión, sumar o restar el número de electrones correspondientes.

Etapla 3: unir los átomos mediante una línea que represente el enlace. A cada enlace se le asigna un par de electrones. Luego, se completan los octetos de los átomos unidos al átomo central (ligantes) o dueto, si se trata del átomo de hidrógeno.

Etapla 4: determinar el número de electrones ocupados y restarlos al total.

Etapla 5: si aún quedan electrones, ponerlos como pares no compartidos sobre el átomo central.

Etapla 6: si el átomo central aún no completa el octeto y tiene posibilidad de formar enlaces múltiples, se reubican electrones no compartidos de los ligantes, para formar dobles o triples enlaces con el átomo central.

Etapla 7: si un elemento no cumple con la regla del octeto y no puede formar enlaces múltiples, queda con menos electrones y constituye una excepción a la regla del octeto.

Por ejemplo, la estructura de Lewis del ión carbonato, CO_3^{2-} , se construye de la siguiente forma:

Etapla 1: C es menos electronegativo que O, por lo tanto, C va al centro.

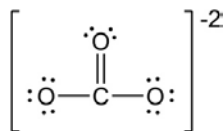
Etapa 2: se cuenta los electrones de valencia, que para carbono son 4 ($2s^2 2p^1 p^1$) y para oxígeno 6 ($2s^2 2p^2 p^1 p^1$). Como se trata de una especie cargada, en la sumatoria final se deben agregar tantos electrones como cargas tenga la especie aniónica:

$$4 C + (3 \cdot 6) O + 2e^- = 24 \text{ electrones de valencia}$$

Etapa 3: se asigna un enlace simple entre átomos de C y O, completando el octeto en los átomos de C y O.

Etapa 4: se verifica si todos los átomos cumplen con la regla del octeto. Si no es así, se deben asignar tantos dobles o triples enlaces como haga falta.

Por lo tanto, el ión carbonato quedaría así:



Preguntas y aplicaciones 1

1.1.26

1. Calcule la masa, en gramos, de:
 - a) 3 mol de agua.
 - b) $1,8 \cdot 10^{22}$ moléculas de CO_2 .

2. a) ¿Cuál es la masa de un mol de etano, C_2H_6 ?
- b) ¿Cuántos mol de C e H hay en 1 mol de etano?
- c) ¿Cuántas moléculas de etano hay en 1 mol?
- d) ¿Cuántos átomos de carbono e hidrógeno hay en 1 mol de etano?

3. Calcule la cantidad de materia (mol) de compuesto presente en 170 g de:
- NaNO_3 .
 - CaCO_3 .
 - H_2SO_4 .
 - K_2HPO_4 .
 - $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. ¿Cuántos átomos de carbono se han empleado en escribir un párrafo de 1800 palabras, con la mina de carbón de un lápiz, del que se usaron 50 mg? ¿Cuántos átomos de carbono hay en cada palabra (suponga que todas las palabras tienen más o menos el mismo número de letras)?
5. Una muestra de dicromato de amonio $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ contiene $1,81 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno. Calcule la masa (en gramos) de nitrógeno presente en la muestra.
6. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 10 mL de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)? $d_{\text{etanol}} = 0,78 \text{ g/mL}$.
7. Ordene las siguientes especies en orden creciente de masa:
- 2,5 mol de ozono, O_3 .
 - 10 g de hierro, Fe.
 - 15 mol de agua, H_2O .
 - $2,21 \cdot 10^{23}$ átomos de yodo, I.
8. Escriba la configuración electrónica de:
- ${}_{74}\text{W}$.
 - ${}_{94}\text{Pu}$.

9. Para cada uno de los pares siguientes, indique qué elemento tiene el mayor primer potencial de ionización:
- a) Be-Mg.
 - b) Ne-Na.
 - c) Te-Sn.
10. Si se comparan las propiedades periódicas de los elementos A y B, de $Z = 9$ y 12 respectivamente, se puede afirmar que:
- I.- B tiene menor potencial de ionización.
 - II.- B tiene mayor electronegatividad.
 - III.- A tiene menor radio.
- Es(son) correcta(s):
- a) Solo I.
 - b) I y II.
 - c) II y III.
 - d) I y III.
 - e) Todas.
11. Debido a su alto contenido en nitrógeno, N, la urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, preparada comercialmente se utiliza en la fabricación de fertilizantes agrícolas. Para una muestra de 100,0 g de urea, calcule:
- a) número de mol de urea.
 - b) Número de moléculas de urea.
 - c) Número de átomos totales.
 - d) Número de átomos de nitrógeno.

- 12.** Dados los elementos A, D, y E, de números atómicos 9, 19 y 35, respectivamente:
- escriba la configuración electrónica completa de cada uno e indique Grupo y Período.
 - Ordénelos según: i) radio atómico; ii) electronegatividad.
 - Indique los 4 números cuánticos para el electrón diferenciante (o diferenciador) del elemento E.
 - ¿Cuáles serían las valencias (estados de oxidación) más probables para los elementos A y D?
 - Compare los radios de D y D⁻.
- 13.** Para diclorometano, CH₂Cl₂:
- dibuje la estructura de Lewis.
 - Indique cuántos electrones de valencia hay en la molécula.
 - Indique cuál es la geometría de la molécula.
 - Indique cuántos pares de electrones enlazantes y no enlazantes hay en la estructura.

Respuestas a preguntas y aplicaciones 1

1.1.27

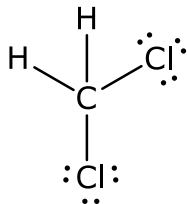
- 54 g de agua, H₂O.
 - 1,315 g de dióxido de carbono, CO₂.
- 30 g de etano, C₂H₆.
 - 2 mol de C; 6 mol de H.
 - $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de etano, C₂H₆.
 - $1,2 \cdot 10^{24}$ átomos de carbono, C; $3,6 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno, H.

3. a) 2 mol de NaNO_3 .
 b) 1,70 mol de CaCO_3 .
 c) 1,73 mol de H_2SO_4 .
 d) 0,976 mol de K_2HPO_4 .
 e) 0,497 mol de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. $2,5 \cdot 10^{21}$ átomos de carbono; se han empleado en escribir $1,4 \cdot 10^{18}$ átomos de carbono en cada palabra.
5. 10,20 g de nitrógeno, N.
6. $6,1 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno, H.
7. $10 \text{ g Fe} < 46,57 \text{ g I} < 120 \text{ g O}_3 < 270 \text{ g H}_2\text{O}$.
8. a) ${}_{74}\text{W} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^1 d^1 d^1$.
 b) ${}_{94}\text{Pu} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^1 f^1 f^1 f^1$.
9. a) $\text{Be} > \text{Mg}$.
 b) $\text{Ne} > \text{Na}$.
 c) $\text{Te} > \text{Sn}$.
10. Opción d).

11. a) 0,67 mol.
 b) $1,00 \cdot 10^{24}$ moléculas.
 c) $8,02 \cdot 10^{24}$ átomos totales.
 d) $2,01 \cdot 10^{24}$ átomos de N.

12. a) $A = 1s^2 2s^2 2p^2 p^2 p^1$ (Grupo:17; Período: 2).
 $D = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (Grupo: 1; Período: 4).
 $E = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2 p^2 p^1$ (Grupo: 17; Período: 4).
- b) i) $A < E < D$; ii) $D < E < A$.
 c) $n = 4$; $l = 1$; $m_l = 0$; $m_s = +1/2$.
 d) $A = -1$ y $D = +1$.
 e) $D < D^-$.

13. a)



- b) 20 electrones de valencia.
 c) Tetraédrica.
 d) Enlazantes = 4; no enlazantes = 6.

Bibliografía recomendada

1.1.28

- Brown, T. *et al.* Química. La Ciencia Central, 9^{na} Edición, México, Editorial Pearson Prentice Hall, 2004.
- Chang, R. Química, 6^a Edición, México, Editorial Mc. Graw Hill, 2003.
- Earl, B. Concepts Maps for General Chemistry, J. Chem. Educ., 2007, 84:1788-89.

2

Monografía

Geometría molecular: hibridación, TEV, TRPEV

2.1

COMPETENCIAS

COMPETENCIAS ¹	INDICADORES DE DESEMPEÑO ²	Páginas del texto “Química, la Ciencia Central”, T. Brown, Editorial Pearson, 2009.
5. Comprender características e implicancias de las uniones interatómicas y uniones intermoleculares.	5.1. Distingue tipos de interacciones (uniones interatómicas) y predice estructura y propiedades de la materia, desde los modelos correspondientes. 5.2. Distingue uniones interatómicas de uniones intermoleculares. 5.3. Establece relaciones entre uniones intermoleculares y propiedades de la materia, a partir de la estructura, carga, polaridad y masa molar.	Cap. 8, pp. 299-307, 307-318, 322-325. Cap. 9, pp. 342-366. Cap. 11, pp. 439-446. No mencionado en texto guía.

¹Recuerde que una competencia es una declaración que describe lo que el estudiante debiera conocer y realizar al final del curso. Un conjunto de conocimientos, habilidades y actitudes que resultan necesarios para el desempeño efectivo en un contexto particular.

²Recuerde que un indicador de desempeño corresponde a una declaración específica y susceptible de ser medida de las evidencias o desempeños específicos que permiten evaluar el logro de la competencia.

Preguntas de auto-evaluación 2

2.1.1

A través de los ejercicios de auto-evaluación propuestos en este capítulo, Ud. podrá verificar su dominio de las competencias detalladas en la Tabla anterior, para lo cual, a continuación, se entregan las respuestas con las que podrá contrastar el nivel de logro que corresponde a cada una de ellas.

1. ¿Qué es la hibridación? (I)

2. Considerando que los orbitales adquieren diferentes formas en el espacio, realice una representación esquemática de los orbitales sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d y sp^3d^2 . (I)

3. Indique la hibridación del átomo central para las siguientes moléculas:
 - a) BCl_3 .
 - b) $SiCl_4$.
 - c) HCN .
 - d) SO_3 .
 - e) CO_2 . (I)

4. Indique la hibridación del átomo central, en los siguientes iones:
 - a) $AlCl_4^-$.
 - b) KrF_2 .
 - c) ICl_2^- .
 - d) BrF_4^- .
 - e) PF_6^- . (I)

5. Indique la geometría molecular de los compuestos de la pregunta 3, basándose en la hibridación del átomo central:

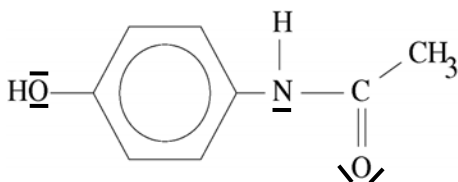
- a) BCl_3 .
- b) SiCl_4 .
- c) HCN .
- d) SO_3 .
- e) CO_2 .

(II)

6. Para los siguientes compuestos:

(i) etenol, $\text{H}_2\text{C}=\text{CHOH}$;

(ii) paracetamol,



a) Indique hibridación, geometría molecular y ángulos de enlace en los átomos de nitrógeno (1) y carbono (2) de paracetamol:

átomo (1), N	átomo (2), C
Hibridación:	Hibridación:
Geometría molecular:	Geometría molecular:
Ángulos de enlace:	Ángulos de enlace:

(III)

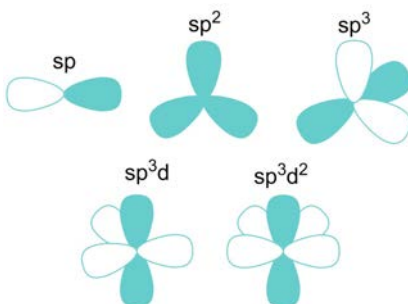
b) Indique el tipo de orbitales que se solapa al participar en el doble enlace C-C de etenol. (III)

Respuestas preguntas de auto-evaluación 2

2.1.2

1. La combinación de orbitales atómicos para formar nuevos orbitales moleculares, que se denominan “orbitales híbridos” y corresponden a la zona del espacio donde hay mayor probabilidad de encontrar a los electrones que se comparten en el enlace covalente.

2.



3. a) sp^2 .
b) sp^3 .
c) sp .
d) sp^2 .
e) sp .
4. a) sp^3 .
b) sp^3d .
c) sp^3d .
d) sp^3d^2 .
e) sp^3d^2 .

5. a) Trigonal plana.
 b) Tetraédrica.
 c) Lineal.
 d) Trigonal plana.
 e) Lineal.

6. a)

átomo (1), N	átomo (2), C
Hibridación: sp^3 .	Hibridación: sp^2 .
Geometría molecular: tetraédrica.	Geometría molecular: trigonal plana.
Ángulos de enlace: 109,5°.	Ángulos de enlace: 120°.

- b) sp^2 , para ambos átomos de carbono.

Si no contesta ninguna de las preguntas correctamente (Niveles I, II y III), revise en forma íntegra la monografía, complementando con referencias de textos recomendados.

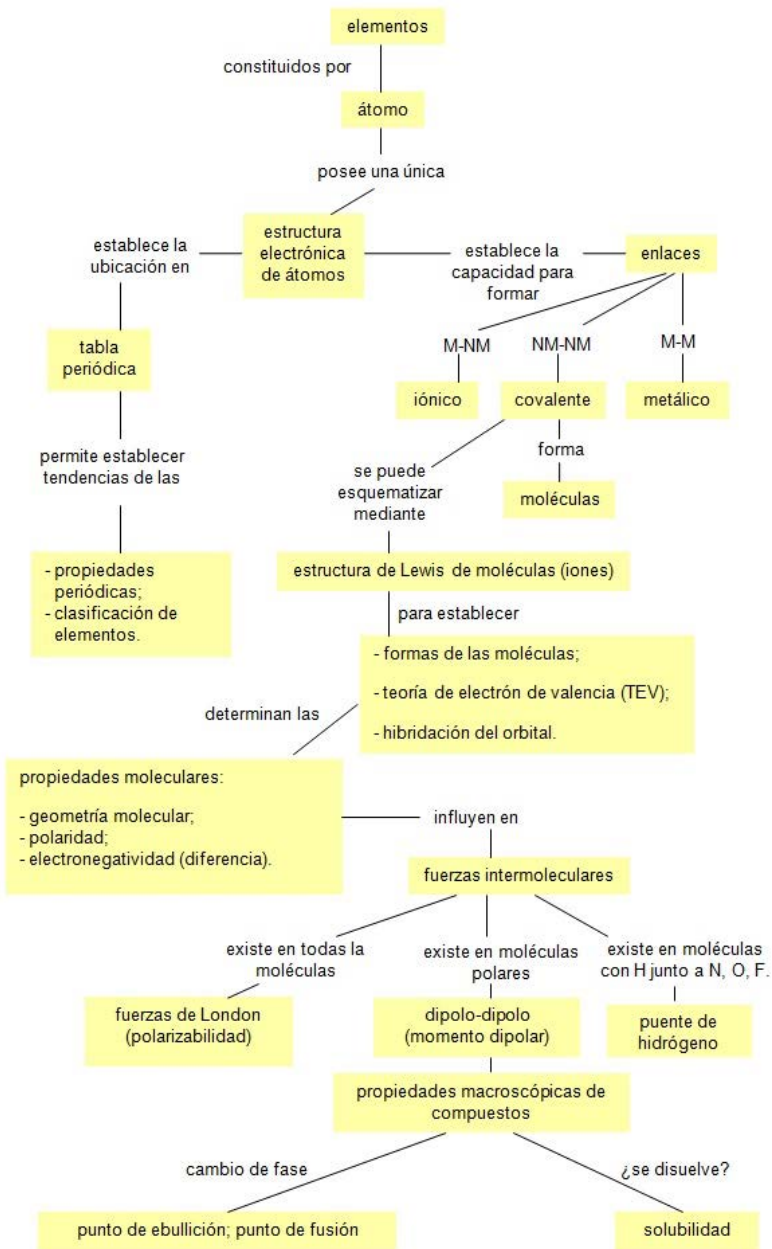
Si contesta correctamente solo las preguntas del Nivel I, revise los conceptos desde TRPEV, con énfasis en la relación existente entre la hibridación del átomo en estudio (compuestos orgánicos e inorgánicos) y la geometría u orientación espacial (los ángulos generados).

Si contesta correctamente las preguntas de los Niveles I y II, revise los conceptos desde la TRPEV, con énfasis en la existencia de enlaces covalentes múltiples (dobles y triples enlaces) y de la presencia de pares de electrones no enlazantes.

Si contesta todas las preguntas correctamente (Niveles I, II y III): ¡¡¡felicitaciones!!! Ha logrado todas las competencias propuestas y puede pasar directamente a las preguntas y aplicaciones de esta monografía.

Mapa conceptual 2: “Geometría molecular: hibridación, TEV, TRPEV”

2.1.3



Teoría del enlace de valencia

2.1.4

Entre los años 1927 a 1931, los científicos Heitler, London, Pauling y Slater señalaron que: “cuando dos átomos se aproximan, sus orbitales atómicos se traslapan o solapan (“superponen”) entre sí, produciéndose un enlace, siempre que los electrones de cada orbital sean anti-paralelos (tengan espines opuestos)”. Ejemplo: en figura 2.1.

Esta teoría permite comprender y explicar la existencia del enlace covalente, que significa “apareamiento de electrones de espines opuestos”, a partir de los orbitales híbridos, que son una mezcla de orbitales atómicos, producida por el acercamiento de átomos para formar enlaces, cuando la diferencia de electronegatividad es insuficiente para producir intercambio de electrones. Luego, mientras mayor sea el grado de solapamiento que exista, mayor fuerza tendrá el enlace.

La aplicación de esta teoría de enlace a moléculas poli-atómicas, permite explicar la formación de enlaces de pares de valencia, así como también las geometrías moleculares.

Orbitales híbridos sp

2.1.5

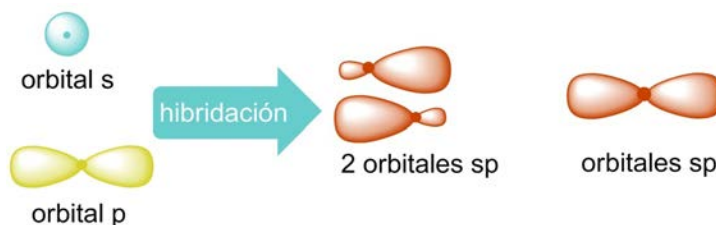


Figura 2.1. Orbital s y orbital p hibridan, formando 2 orbitales híbridos sp equivalentes.

Es evidente que los lóbulos grandes apuntan en direcciones opuestas, obteniéndose una separación de 180°. Ejemplo: BeF_2 .

Orbitales híbridos sp^2 y sp^3

2.1.6

La combinación de un número dado de orbitales atómicos generará el mismo número de orbitales híbridos. Así, la combinación de un orbital s con dos orbitales p, generará 3 orbitales híbridos sp^2 (figura 2.2.).

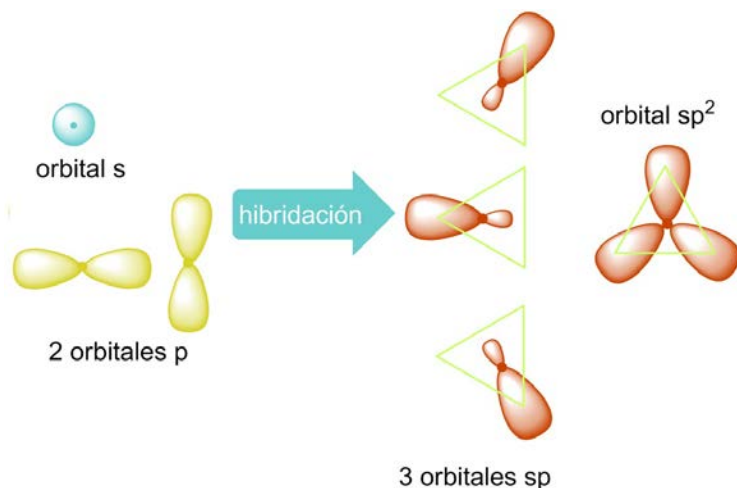


Figura 2.2. 1 orbital s y 2 orbitales p hibridan para formar 3 orbitales sp^2 equivalentes.

En este caso, los 3 orbitales están en el mismo plano, generando un triángulo equilátero, con ángulos de separación de 120° . Ejemplo: BF_3 .

Otra forma de comprender los orbitales moleculares, puede ser a través de la “promoción de electrones”. Por ejemplo, en el caso de BF_3 , hibridan los orbitales de B ($Z = 5$) de la forma que se representa en la figura 2.3.

La formación de orbitales híbridos del tipo sp^3 se explica mediante el esquema de la figura 2.4.

estado fundamental de boro, B.



estado excitado de boro, B.



estado excitado de boro, B,
con los orbitales hibridados



Figura 2.3. Promoción de electrones en la hibridación de boro, B, para formar BF_3 .

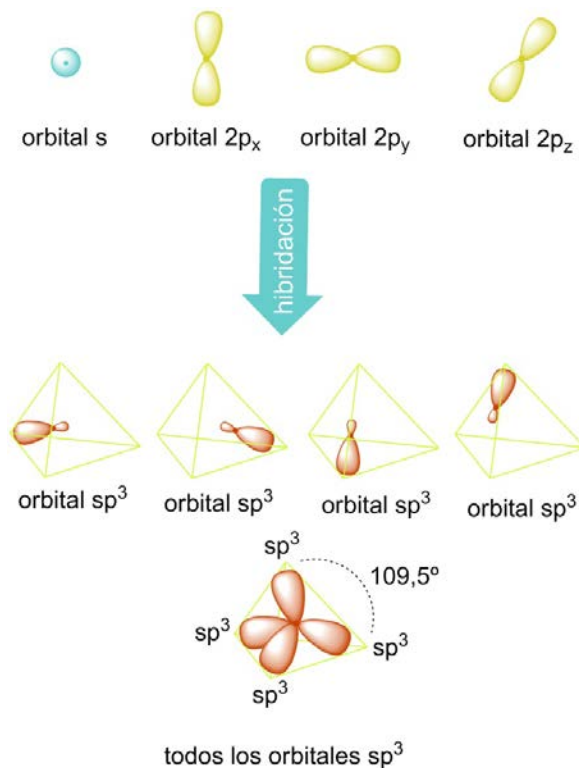


Figura 2.4. 1 orbital s y 3 orbitales p hibridan, para formar 4 orbitales sp^3 equivalentes.

Los orbitales híbridos, además de permitir la formación de enlaces covalentes, pueden alojar pares electrónicos no compartidos (pares de electrones solitarios), que no forman enlaces.

En este caso, un ejemplo para comprender los orbitales híbridos, a través de la promoción de sus electrones, es el caso de CCl_4 , donde hibridan los orbitales de C ($Z=6$), de la forma que se representa en la figura 2.5.

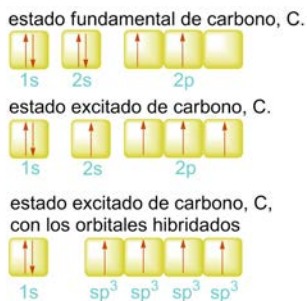


Figura 2.5. Promoción de electrones en la hibridación de carbono, C, para formar CCl_4 .

Orbitales híbridos sp^3d y sp^3d^2

2.1.7

La presencia de orbitales d en los átomos desde el tercer Período de la Tabla Periódica, permite su incorporación en orbitales que hibridan con orbitales s y p, generándose orbitales sp^3d y sp^3d^2 .

Algunos ejemplos clásicos de moléculas que presentan estos tipos de hibridación son PF_5 y SF_6 , como se muestra en las figuras 2.6. y 2.7.

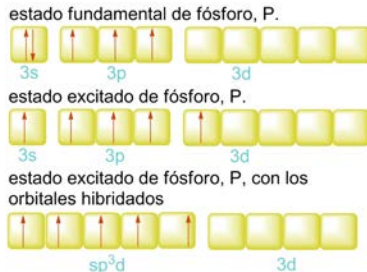


Figura 2.6. Promoción de electrones en la hibridación de fósforo, P, para formar PF_5 .



Figura 2.7. Promoción de electrones en la hibridación de azufre, S, para formar SF₆.

Enlaces pi (π) o sigma (σ)

2.1.8

Se habla de enlace covalente sigma, σ , cuando el par de electrones compartido se encuentra en el espacio generado por el “traslape” de dos orbitales en un mismo eje cartesiano, tal como se observa con los orbitales sp^2 en la molécula de etileno, C₂H₄ (figura 2.8.).

En cambio, se habla de enlace covalente pi, π , cuando el traslape se produce entre orbitales de ejes paralelos (traslape o solapamiento en el plano), como también se observa en la molécula de etileno con los orbitales p, sin hibridar, C₂H₄ (figuras 2.8. y 2.9.).

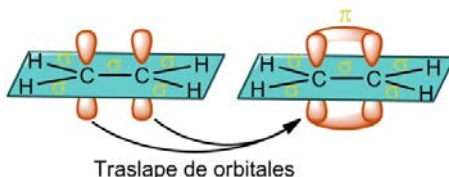


Figura 2.8. Formación de enlaces σ y π en la molécula de etileno, C₂H₄.

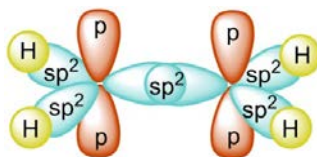


Figura 2.9. Esquema de hibridación en la molécula de etileno, C₂H₄.

Para mayor claridad, en la figura 2.10. se representan esquemáticamente estos aspectos.

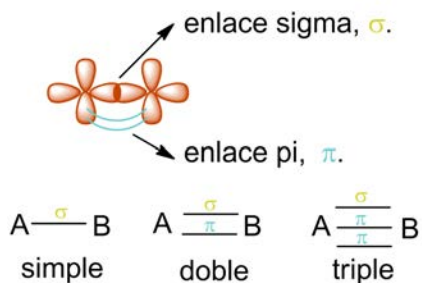


Figura 2.10. Formación de enlaces covalentes sigma y pi y de enlaces covalentes simples y múltiples.

En las especies o compuestos químicos, la existencia de electrones enlazantes y solitarios en los orbitales de valencia de cada átomo central, son los que determinan la hibridación y, con ello, la geometría de la molécula respectiva. Así:

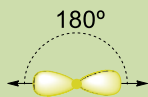
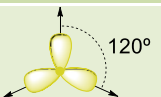
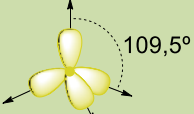
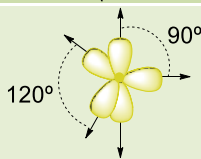
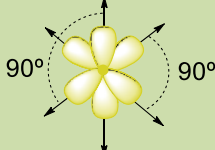
- 2 pares de electrones: lineal.
- 3 pares de electrones: trigonal.
- 4 pares de electrones: tetraédrica.
- 5 pares de electrones: bipiramidal trigonal.
- 6 pares de electrones: octaédrica.

Los tipos de orbitales híbridos se presentan en la tabla 2.1. (nótese la respectiva geometría y ángulos de separación entre las zonas del espacio que los constituyen).

Ejemplos de moléculas cuyo átomo central presenta hibridación de cada uno de estos tipos:

- orbitales híbridos sp : BeF_2 .
- Orbitales híbridos sp^2 : BF_3 .
- Orbitales híbridos sp^3 : CH_4 .
- Orbitales híbridos sp^3d : PF_5 .
- Orbitales híbridos sp^3d^2 : SF_6 .

Tabla 2.1. Geometría, según el tipo de hibridación posible.

geometría predicha por el modelo de repulsión de pares electrónicos en la capa de valencia (TRPEV)			
número de electrones disponibles	disposición espacial	geometría predicha	ángulo
2		lineal	180°
3		trigonal plana	120°
4		tetraédrica	$109,5^\circ$
5		trigonal bipiramidal	90° 120°
6		octaédrica	90°


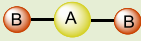

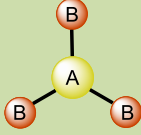
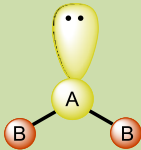
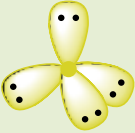
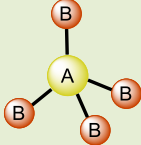
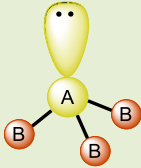
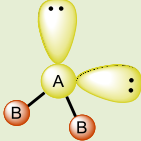
Los orbitales híbridos constituyen un modelo conveniente, que permite utilizar la teoría del enlace de valencia para describir los enlaces covalentes de las moléculas (se recomienda revisar el concepto de polaridad molecular, Brown, Cap. 9, pp. 328). A partir de este modelo, se obtiene la geometría molecular, que es aplicable solo a compuestos moleculares, es decir, cuando los átomos están unidos por enlaces covalentes y se ajusta a la de los dominios de los electrones predichas por el modelo TRPEV (teoría de repulsión de pares de electrones de valencia):

- si todos los pares de electrones se emplean en la formación de enlaces con átomos idénticos, las moléculas tendrán una forma regular, como la que predice la geometría de esos orbitales híbridos.
- Si algún átomo es diferente, se producen distorsiones, más o menos marcadas, según las diferencias existentes entre esos átomos.
- Si el átomo central posee algún par de electrones no enlazantes o solitario, es necesario considerar la fuerza de repulsión.

En la tabla 2.2. se puede observar la aplicación de lo anteriormente descrito, que permite, a partir del número atómico de cada átomo presente en la molécula, predecir la estructura de Lewis y, con ello, la hibridación de cada átomo central y luego la geometría molecular (orientación espacial, ángulos de enlace, etc.).

Esto es muy relevante, ya que demuestra que conociendo solo el valor de Z de los elementos que forman un compuesto unido por enlaces covalentes, es posible deducir su geometría y, con ello, predecir importantes características, como se verá más adelante. No es necesario memorizar, solo se requiere manejar adecuadamente estos mínimos conceptos básicos y es posible aprender a razonar para deducir y predecir, aunque sea en forma cualitativa, propiedades macroscópicas tan relevantes como estado físico en STP, densidad, puntos de fusión y ebullición, solubilidad, etc.

Tabla 2.2. Geometría molecular a partir de la TRPEV.

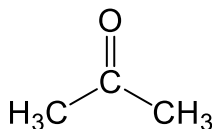
geometría de pares electrónicos					
número de electrones disponibles	geometría electrónica	pares de enlace	pares de no enlace	geometría molecular	ejemplo
2 pares		2	0		$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$
3 pares		3	0		$\begin{array}{c} \text{F} \cdot \cdot \cdot \text{B} \cdot \cdot \cdot \text{F} \\ \cdot \cdot \cdot \\ \cdot \cdot \cdot \end{array}$
		2	1		$\left[\begin{array}{c} \cdot \cdot \cdot \\ \cdot \cdot \cdot \text{N} \cdot \cdot \cdot \text{O} \\ \cdot \cdot \cdot \end{array} \right]^{-}$
4 pares		4	0		$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
		3	1		$\begin{array}{c} \cdot \cdot \cdot \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
		2	2		$\begin{array}{c} \cdot \cdot \cdot \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \cdot \cdot \cdot \end{array}$

Preguntas y aplicaciones 2

2.1.9

1. Para cada átomo central en cada uno de los siguientes compuestos, prediga la geometría de pares de electrones de los átomos, indicando los ángulos de enlace y los orbitales correspondientes a los enlaces interatómicos:

a)

b) CO_2 .c) CH_3NH_2 .d) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

2. Indique cuáles son los orbitales atómicos que participan en los enlaces interatómicos de las siguientes moléculas y señale el orbital molecular de enlace: SnH_4 ; BCl_3 ; $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$; $\text{H}_2\text{C}=\text{O}$; $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_3$.

3. En los siguientes compuestos moleculares: BeBr_2 ; BF_3 ; SnI_4 ; TeF_4 ; PbCl_2 ; PCl_3 , identifique cuál de las especies forma los siguientes ángulos entre el átomo central y los no centrales:

90° ; 107° ; $109,5^\circ$; $< 120^\circ$; 180° .

4. Considere las moléculas NH_3 ; BH_3 y CHCl_3 :

a) para cada una de ellas, indique la hibridación del átomo central y los ángulos de enlace entre este y cada uno de los átomos a su alrededor.

b) Indique la geometría molecular de cada una de ellas.

5. Considere las siguientes especies:

- i) SCl_2 .
- ii) CH_3CHO ($\text{C}_{(1)}\text{H}_3\text{C}_{(2)}\text{HO}$).
- iii) BaCl_2 .
- iv) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.
- v) $[\text{ICl}_2]^-$.

a) Para el compuesto molecular (ii), CH_3CHO :

a.1) escriba la estructura de Lewis.

a.2) Indique la hibridación de los átomos centrales $\text{C}_{(1)}$ y $\text{C}_{(2)}$.

a.3) Indique la geometría molecular alrededor de cada átomo de carbono (átomos centrales), señalando los ángulos entre cada uno de ellos y los átomos que lo rodean.

b) Indique los orbitales del átomo de S que participan en los enlaces del compuesto (i), SCl_2 .

c) Indique la geometría molecular de cada átomo central en las especies (iii) a (v), señalando los ángulos entre cada uno de ellos y los átomos que los rodean.

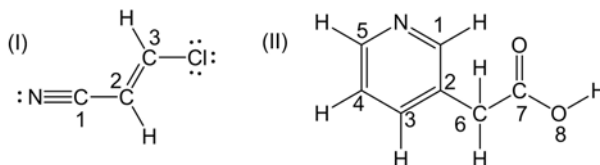
6. Para los compuestos $\text{CH}_3\text{COCHCHNH}_2$ y SeF_4 , indique lo siguiente:

a) hibridación de cada uno de los átomos centrales que los forman.

b) Geometría molecular alrededor de cada átomo central.

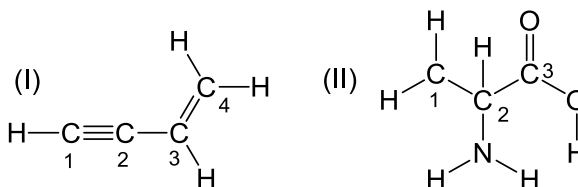
c) Orbitales que participan en los enlaces (σ o π) de cada compuesto.

7. Para las siguientes moléculas:



- indique la hibridación de cada átomo central.
- Indique si cada enlace es σ o π .
- Indique la geometría molecular alrededor de cada átomo central, señalando los ángulos de enlace respectivos.

8. Para las siguientes moléculas:



- indique la hibridación de cada átomo central.
- Para cada enlace, indique si es de tipo σ o π .
- Indique los orbitales que participan en la formación de cada enlace (qué orbitales atómicos se solapan o traslapan).
- Indique la geometría molecular alrededor de cada átomo central, señalando los ángulos de enlace respectivos.

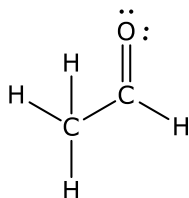
Respuestas a preguntas y aplicaciones 2

2.1.10

- Trigonal plana, 120° , sp^2 .
 - Lineal, 180° , sp .
 - Tetraédrica, $109,5^\circ$, sp^3 (átomo central: carbono).
 - Tetraédrica, $109,5^\circ$, sp^3 (átomo central: carbono unido a oxígeno).
- SnH_4 (Sn: sp^3 ; H: s); BCl_3 (B: sp^2); H_2N-NH_2 (N: sp^3 ; H: s); $H_2C=O$ (C: sp^2 ; O: sp^2 ; H: s); H_2N-CH_3 (N: sp^3 ; C: sp^3 ; H: s).
- $BeBr_2$ (180°); BF_3 (120°), Snl_4 ($109,5^\circ$); TeF_4 ($>109,5^\circ$); $PbCl_2$ ($>180^\circ$); PCl_3 ($>109,5^\circ$).

4. a) NH_3 : sp^3 ; $>109,5^\circ$.
 BH_3 : sp^2 ; 120° .
 CHCl_3 : sp^3 ; $109,5^\circ$.
- b) NH_3 : pirámide de base triangular.
 BH_3 : trigonal plana.
 CHCl_3 : tetraédrica.
5. a) Para el compuesto molecular (ii), CH_3CHO :

a.1)



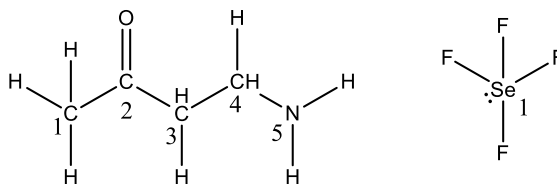
a.2) $\text{C}_{(1)}$: sp^3 ; $\text{C}_{(2)}$: sp^2 .

a.3) $\text{C}_{(1)}$: tetraédrica, $109,5^\circ$; $\text{C}_{(2)}$: trigonal plana, 120° .

b) sp^3 .

c) (III) lineal, 180° ; (IV) todos son tetraédricos, $109,5^\circ$; (V) lineal, 180° .

6.



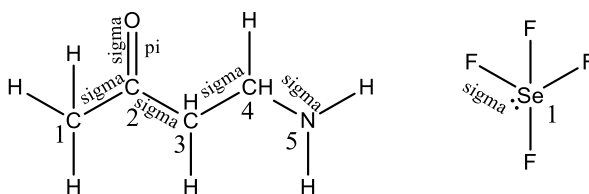
a)

n°	CH ₃ COCHCHNH ₂	SeF ₄
1	sp ³	sp ³ d
2	sp ²	
3	sp ³	
4	sp ³	
5	sp ³	

b)

n°	CH ₃ COCHCHNH ₂	SeF ₄
1	tetraédrica	pirámide de base cuadrada
2	trigonal plana	
3	tetraédrica	
4	tetraédrica	
5	tetraédrica	

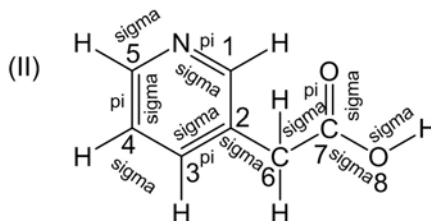
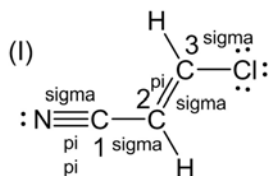
c)



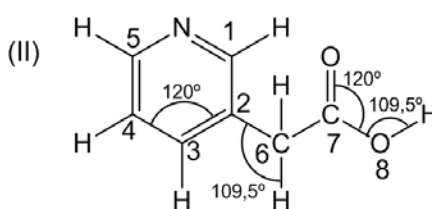
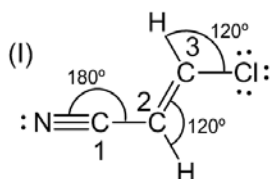
7.

a) (i) (1) sp; (2) sp²; (3) sp²; (ii) (1, 2, 3, 4, 5) sp²; (6) sp³; (7) sp²; (8) sp³.

b)

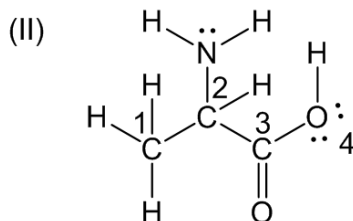
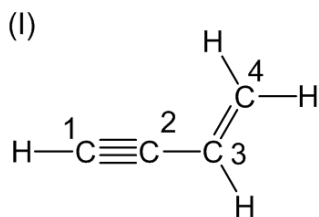


c)



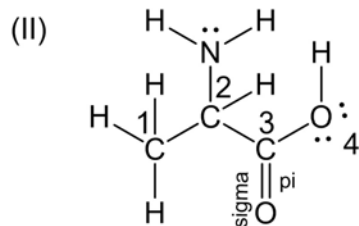
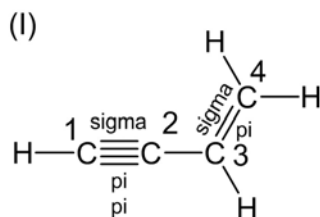
n°	(I)	n°	(II)
1	lineal	1	trigonal plana
2	trigonal plana	2	trigonal plana
3	trigonal plana	3	trigonal plana
		4	trigonal plana
		5	trigonal plana
		6	tetraédrica
		7	trigonal plana
		8	tetraédrica

8.

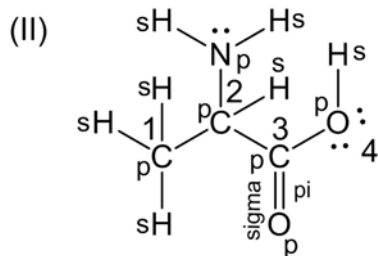
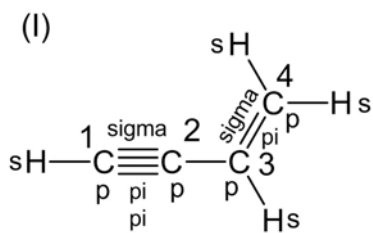


a) (i) (1) sp ; (2) sp ; (3) sp^2 ; (4) sp^2 . (ii) (1) sp^3 ; (2) sp^3 ; (3) sp^2 ; (4) sp^3 .

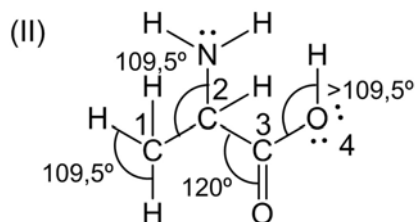
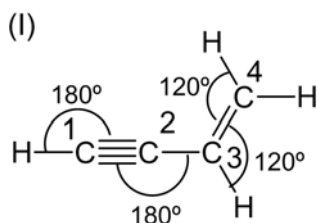
b)



c)



d)



n°	(I)	N°	(II)
1	lineal	1	tetraédrica
2	lineal	2	tetraédrica
3	trigonal plana	3	trigonal plana
4	trigonal plana	4	tetraédrica

Bibliografía recomendada

2.1.11

Brown, T. *et al.*Química. La Ciencia Central, 9^{na} Edición, México, Editorial Pearson Prentice Hall, 2004.

Chang, R.

Química, 6^a Edición, México, Editorial Mc. Graw Hill, 2003.

3

Monografía

Estados de la materia: gas, líquido, sólido. Diagramas de fases.

3.1

COMPETENCIAS		
COMPETENCIAS ¹	INDICADORES DE DESEMPEÑO ²	Páginas del texto “Química, la Ciencia Central”, T. Brown, Editorial Pearson, 2009.
5. Comprender las leyes y modelos que rigen el comportamiento de la materia, según su estado físico.	5.1. Explica y establece relaciones entre uniones intermoleculares y estado físico de la materia.	Cap. 11, pp. 408-426; 430-440.
6. Aplicar los conceptos de la Teoría Cinética Molecular (TCM) y ley general de los gases, ley de Dalton, ley de Graham y ecuación del gas ideal, además de las propiedades de líquidos y sólidos, para evaluar el comportamiento de la materia y sus cambios de estado.	6.1. Utiliza las leyes de los gases para solucionar problemas vinculados a variación de P, T, V, cantidad de materia, densidad y masa molar en una mezcla de gases ideales. 6.2. Utiliza las propiedades de líquidos y sólidos para predecir comportamiento. 6.3. Infiere e interpreta un diagrama de fases.	Cap. 10, pp. 364-394. No mencionado en texto. Cap. 11, pp. 427-429.

¹Recuerde que una competencia es una declaración que describe lo que el estudiante debiera conocer y realizar al final del curso. Un conjunto de conocimientos, habilidades y actitudes que resultan necesarios para el desempeño efectivo en un contexto particular.

²Recuerde que un indicador de desempeño corresponde a una declaración específica y susceptible de ser medida de las evidencias o desempeños específicos que permiten evaluar el logro de la competencia.

Preguntas de auto-evaluación 3

3.1.1

A través de los ejercicios de auto-evaluación propuestos en este capítulo, Ud. podrá verificar su dominio de las competencias detalladas en la Tabla anterior, para lo cual, a continuación, se entregan las respuestas con las que podrá contrastar el nivel de logro que corresponde a cada una de ellas.

1. ¿Cómo ocurren los cambios de estado y qué se tiene que hacer para cambiar de un estado a otro? (I)

2. Considere los siguientes pares de elementos e indique si los compuestos que forman entre sí son iónicos, covalentes o metálicos:
 - a) B y F.
 - b) Mg y F.
 - c) Na y K. (I)

3. Indique cuál de estos compuestos tiene mayor punto de fusión: KCl; I₂. Justifique. (II)

4. Explique por qué los puntos de ebullición de estos compuestos con igual número de átomos son diferentes:
éter dietílico, C₄H₁₀O; butanol, C₄H₁₀O. (II)

5. Señale el tipo de interacción que se debe romper para:
 - a) ebullición de dibromo, Br₂.
 - b) Ebullición de agua, H₂O_(l).
 - c) Fundir hielo, H₂O_(s). (II)

6. Explique por qué metano, CH_4 , tiene un punto de ebullición menor que amoníaco, NH_3 . (II)
7. Cierta masa de gas ocupa un recipiente de 20,0 L, a una presión desconocida. Se llena con una parte del mismo, otro recipiente de 4,0 L a la presión de 1,0 atm. Si la presión es ahora de 2,0 atm, calcule la presión inicial. (II)
8. Una muestra de 500 mL de dióxígeno, O_2 , se recogió sobre agua a 23 °C y 760 torr. Calcule el volumen que ocupará el O_2 seco a la misma presión atmosférica y temperatura, sabiendo que la presión de vapor de agua a 23 °C es de 21,2 torr. (III)
9. Se recibió dihidrógeno gaseoso, H_2 , por desplazamiento de agua. El volumen de 600 mL se midió a 25 °C y 740 torr. ¿Qué volumen ocupará el dihidrógeno en condiciones normales? (P_{vapor} a 25 °C: 22,8 torr). (III)
10. Se libera una burbuja de 25 mL del tanque de dióxígeno de un buzo, que se encuentra a una presión de 4 atm y a una temperatura de 11 °C. Calcule el volumen de la burbuja cuando alcanza la superficie del océano, donde la presión es de 1 atm y la temperatura es de 18 °C. (III)
11. Un balón de 2 L contiene $\text{N}_{2(g)}$ y vapor de agua a 184 °C. Si la presión total del sistema es de 10 atm y la presión parcial de N_2 es de 4,5 atm, determine la masa (en g) de N_2 y de agua que hay en el balón. (III)
12. Cierta masa de gas ocupa 76,8 mL a la presión de 772 mm Hg. Calcule el volumen que ocupará a la presión de 3 atm, si la temperatura se mantiene constante. (III)
13. Un gas A tiene una densidad de 2,905 g/L a 25 °C y 1 atm. Calcule la masa molar del gas y su densidad a 798 mm Hg y 10 °C. (III)

14. Las coordenadas del punto crítico de CO_2 son: $P_{\text{crítica}} = 3880 \text{ atm}$; $T_{\text{crítica}} = 304,2 \text{ K}$ y las del punto triple son: $P_{\text{tr}} = 72,9 \text{ atm}$; $T_{\text{tr}} = 216,55 \text{ K}$:

- ¿Cuál es la máxima presión que permite la sublimación?
- ¿Cuál es la mínima presión para la estabilidad de CO_2 supercrítico?

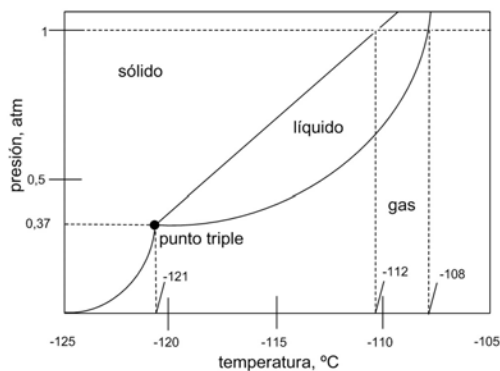
(III)

15. El punto triple de yodo, I_2 , es $114 \text{ }^\circ\text{C}$ y 90 mm Hg . Señale qué fases están presentes a:

- 120°C , 90 mm Hg .
- 115°C , 90 mm Hg .
- 115°C , 80 mm Hg .

(III)

16. En la figura se ha representado el diagrama de fases de xenón, Xe:



- indique en qué fase se encuentra Xe a temperatura ambiente y 1 atm de presión.
- Si la presión ejercida sobre una muestra de Xe es de $0,75 \text{ atm}$ y la temperatura es de $-114 \text{ }^\circ\text{C}$, indique en qué fase está Xe.
- ¿Cuál es la fase más densa, la sólida o la líquida?

(III)

Respuestas preguntas de auto-evaluación 3

3.1.2

1. Los cambios de estado ocurren al variar la energía del sistema, por ejemplo, al aumentar la temperatura de un cubo de hielo, este puede pasar del estado sólido al líquido.
2. a) Covalente.
b) Iónico.
c) Metálico.
3. KCl.
4. El punto de ebullición de un compuesto depende de las fuerzas intermoleculares: debido a que butanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) forma puentes de hidrógeno entre sus moléculas, se debe aplicar más energía para romper este tipo de unión, que en el caso de éter dietílico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$), en el cual no se presenta este tipo de fuerzas intermoleculares.
5. a) Ebullición dibromo: fuerzas de London.
b) Ebullición agua: puentes de hidrógeno.
c) Fundir hielo: puentes de hidrógeno.
6. El punto de ebullición de un compuesto depende de la atracción entre las moléculas, de manera que si las moléculas se mantienen unidas por interacciones fuertes (como en el caso de NH_3 , por puentes de hidrógeno), se necesita mucha energía para separar unas moléculas de otras y el compuesto tendrá el punto de ebullición más alto.
7. 1,6 atm.
8. 0,49 L.
9. 0,550 L.
10. 97,6 mL.
11. 0,0086 g de N_2 y 0,0163 g de H_2O .
12. 26,0 mL.
13. 71,02 g/mol y 3,212 g/L.

- 14. a)** 72,9 atm.
b) 3880 atm.
- 15. a)** Gas.
b) Líquido-gas.
c) Gas.
- 16. a)** Gas.
b) Líquido.
c) Sólido.

Si no contesta ninguna de las preguntas correctamente (Niveles I, II y III), revise en forma íntegra la monografía, complementando con referencias de textos recomendados.

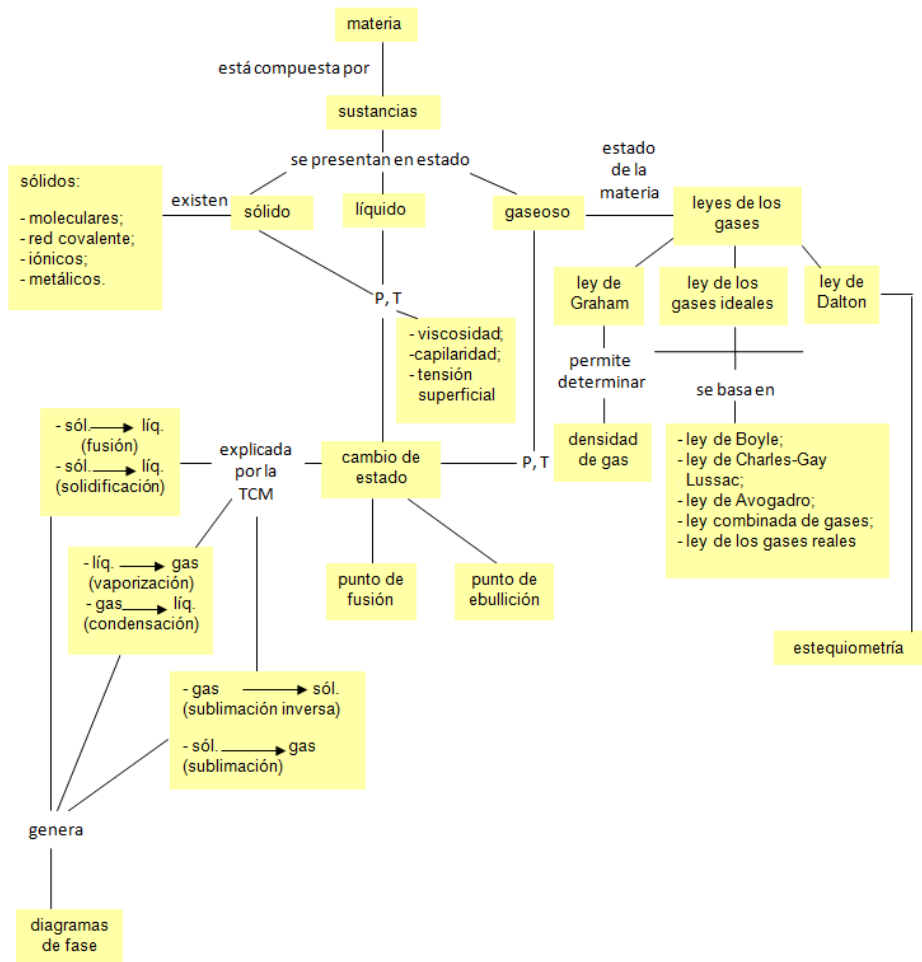
Si contesta correctamente solo preguntas de Nivel I, revise los conceptos desde fuerzas intermoleculares.

Si contesta correctamente preguntas de Niveles I y II, revise los conceptos desde estado gaseoso.

Si contesta todas las preguntas correctamente (Niveles I, II y III): ¡¡¡felicitaciones!!! Puede pasar directamente a las preguntas y aplicaciones de la monografía.

Mapa conceptual 3: “Estados de la materia: gas, líquido, sólido. Diagramas de fases”

3.1.3



Estados de la materia

3.1.4

En la naturaleza, la materia se puede presentar en tres estados físicos: sólido, líquido y gaseoso. En los gases, las moléculas se encuentran mucho más separadas y desordenadas que en los sólidos y en los líquidos (figura 3.1).

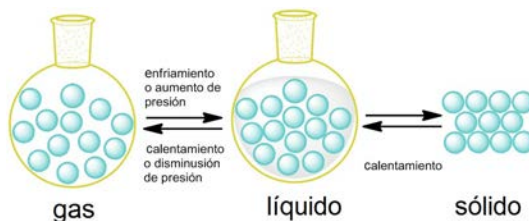


Figura 3.1. Representación esquemática de los estados sólido, líquido y gaseoso de la materia.

El ordenamiento molecular existente en cada estado, le confiere a cada uno características especiales, como las que se resumen en la tabla 3.1.

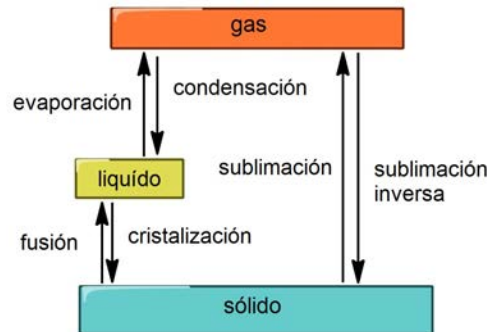
Cambios de estado

La materia puede cambiar de estado sin modificar su composición, ya que se trata solo de un proceso físico, mediante el cual es posible hacerla pasar desde el estado sólido al líquido y luego al gaseoso, entregando energía, generalmente, en forma de calor.

Obviamente, los procesos inversos son posibles quitando energía (enfriando a presión constante). Por ejemplo, el agua puede pasar del estado sólido al líquido, es decir, el hielo funde y pasa a agua líquida, si se adiciona más energía al sistema (comúnmente en forma de calor, es decir, aumentando la temperatura) y esta puede convertirse en gas, como se muestra en la figura 3.2., donde se indican los nombres de cada cambio de estado. (Nótese que el cambio de energía –comúnmente en forma de calor-, que acompaña todo cambio de fase, involucra un re-ordenamiento molecular (por ejemplo, desorden, si se pasa de líquido a gas), que también se puede provocar mediante variaciones de presión, a temperatura constante. Esto se comprenderá con mayor detalle más adelante, a través de los diagramas de fase).

Tabla 3.1. Características de la materia según su estado físico.

gases	líquidos	sólidos
No tienen forma definida, completamente llenan el recipiente que los contiene.	No tienen forma definida, toman la forma del recipiente que los contiene.	Tienen forma definida, resisten la deformación.
Son compresibles.	Tienen volumen definido, solo levemente compresibles.	Generalmente son incompresibles.
Son fluidos.	Son fluidos.	No fluyen.
Difunden rápidamente.	Difunden a través de otros líquidos.	Difunden muy lentamente a través de los sólidos.
Presentan baja densidad.	Presentan alta densidad.	Generalmente presentan densidad mayor que los líquidos.
Sus partículas son extraordinariamente desordenadas, el espacio está mayoritariamente vacío y presentan movimiento rápido en las tres dimensiones.	Son racimos desordenados de partículas, muy juntos. Presentan movimientos aleatorios en las tres dimensiones.	Existe un arreglo ordenado de partículas, solo presentan movimiento vibracional, muy juntas las unas a las otras.

**Figura 3.2.** Cambios de estado.

¿Cómo son los cambios de energía que acompañan a los cambios de estado?

- Sublimación: $\Delta H_{\text{sub}} > 0$ (endotérmico).
- Evaporación: $\Delta H_{\text{evap}} > 0$ (endotérmico).
- Fusión: $\Delta H_{\text{fus}} > 0$ (endotérmico).
- Cristalización (o solidificación): $\Delta H_{\text{crist}} < 0$ (exotérmico).
- Condensación: $\Delta H_{\text{con}} < 0$ (exotérmico).
- Sublimación reversa: $\Delta H_{\text{sublrev}} < 0$ (exotérmico).

(Definición de funciones de estado, Cap. 5, pp. 152, Brown *et al.*, 2009.)

Generalmente, el calor de fusión (entalpía de fusión, ΔH_{fus}) es menor que el calor de vaporización, porque se necesita más energía para separar moléculas completamente, que para separarlas parcialmente (recordar que la fuerza entre las moléculas define cada uno de los estados de la materia).

Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas. Este tipo de interacción es de especial importancia en el estado sólido y en el estado líquido, situaciones en las que las moléculas están cercanas o próximas entre sí. Los puntos de fusión, de ebullición y las solubilidades de los compuestos muestran los efectos de estas fuerzas.

Por ello, por ejemplo, para llevar un sólido al estado líquido se requiere energía, pues hay que vencer las fuerzas de atracción existentes entre sus moléculas o partículas constituyentes y, por lo tanto, mientras mayores sean esas fuerzas intermoleculares, mayor será la energía involucrada en el cambio de fase.

Aquí es importante recordar que las fuerzas intramoleculares mantienen unidos los átomos de una molécula, mientras que entre las moléculas pueden existir interacciones de diferentes tipos:

- interacciones dipolares.
- Puentes de hidrógeno.
- Fuerzas de dispersión de London.

(Definición de dipolo y fuerzas de dispersión: Cap. 11, pp. 409, Brown *et al.*, 2009 y revisar mapa conceptual de monografías 2 y 3).

Las fuerzas dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido y fuerzas de dispersión se denominan fuerzas de van der Waals.

Los iones y los dipolos se atraen entre sí mediante fuerzas electrostáticas, conocidas como fuerzas ión-dipolo, que no son fuerzas de Van der Waals.

Interacciones dipolares

3.1.5

Las atracciones dipolares se producen cuando la molécula tiene polos (es polar o dipolar), lo que origina interacciones electrostáticas, que pueden ser:

a) **Fuerzas ión-dipolo:** corresponden a la atracción entre un ión y uno de los polos de una molécula polar. Si la densidad de carga es grande, esta interacción puede ser muy intensa.

Un ejemplo muy común de fuerzas ión-dipolo es el caso de la hidratación de sales (figura 3.3.), que permite explicar su solubilidad en agua.

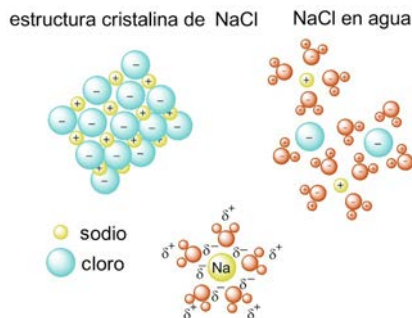


Figura 3.3. Ejemplo de fuerzas ión-dipolo: cloruro de sodio, NaCl.

b) **Fuerzas dipolo-dipolo:** son aquellas que actúan entre moléculas dipolares. Los polos opuestos de las moléculas polares se atraen, lo que puede originar asociaciones importantes. Por ejemplo, diferentes representaciones de la ordenación intermolecular en clorometano, CH_3Cl , figura 3.4.

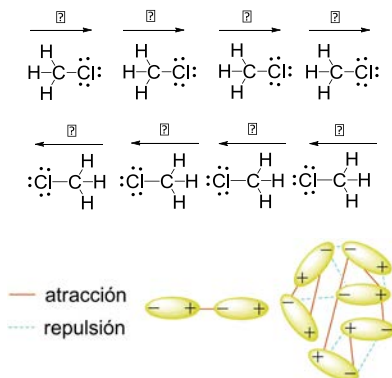


Figura 3.4. Ejemplo de fuerzas ión-dipolo: cloruro de sodio, NaCl.

c) **Ión - dipolo inducido:** algunas moléculas apolares pueden sufrir una alteración en la distribución de sus cargas (“deformación”), debido a la proximidad de un ión, generándose un débil dipolo, que se conoce como dipolo inducido. La asociación entre este y el ión es débil y, por lo tanto, fácil de romper.

Puentes de hidrógeno

3.1.6

Son un tipo especial de interacción dipolo-dipolo y corresponden a atracciones que se dan entre un átomo de hidrógeno de un enlace polar (O-H, N-H y F-H) y el átomo más electronegativo de otra molécula (generalmente O, N y F). Así, un puente de hidrógeno no es un enlace verdadero, sino una forma especialmente fuerte de atracción entre dipolos.

En estos casos, el átomo de hidrógeno tiene una gran afinidad hacia electrones no compartidos y forma agregados intermoleculares con los electrones no compartidos de los átomos de oxígeno, nitrógeno y flúor (figura 3.5.).

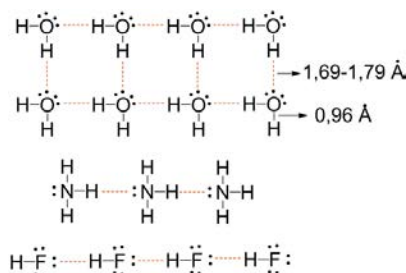


Figura 3.5. Representación de la interacción de H con O, N o F.

Fuerzas de dispersión de London

3.1.7

En las moléculas apolares, el movimiento de sus electrones genera dipolos instantáneos (o temporales), que pueden inducir otros dipolos en moléculas cercanas, o bien, esta por sí sola puede generar uno. Estas interacciones son débiles y se pueden romper fácilmente.

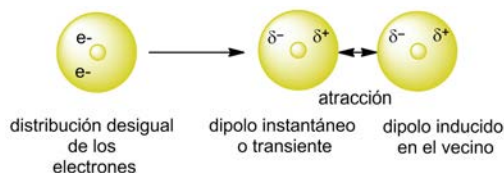


Figura 3.6. Representación de dipolos generados en moléculas apolares.

Ejemplos de moléculas apolares donde se puede producir este fenómeno: H_2 ; He; O_2 ; CH_4 ; CO_2 .

Propiedades físicas de los compuestos y su relación con el tipo de enlace existente

3.1.8

La magnitud de las fuerzas intermoleculares determina propiedades macroscópicas de la materia, como el punto de ebullición, punto de fusión y solubilidad de los compuestos. Así, por ejemplo, en los compuestos covalentes, las fuerzas de cohesión son muy débiles, por lo tanto, las moléculas existen en forma aislada.

A continuación se resumen conceptos relacionados con algunas de estas propiedades físicas, para correlacionarlas con las fuerzas intermoleculares, lo que permite su predicción cualitativa.

Punto de ebullición

3.1.9

Es la temperatura a la que existe equilibrio líquido-gas, es decir, un compuesto pasa de líquido a vapor, a presión atmosférica. Para ello, deben romperse las fuerzas que mantienen unidas a las moléculas entre sí. Esto significa que el punto de ebullición de un compuesto depende de la atracción entre las moléculas, de manera que si estas se mantienen unidas por interacciones fuertes, se necesitará mucha energía para separarlas y el compuesto tendrá un punto de ebullición muy alto.

Es importante aquí repasar conceptos de tensión superficial (a mayor polaridad, mayor tensión superficial y, si aumenta la temperatura, aumenta la energía cinética y las fuerzas superficiales son menos efectivas), energía cinética asociada a las partículas de líquido (algunas pueden escapar y pasar a la fase gaseosa), evaporación, condensación y equilibrio dinámico entre estos dos procesos, que permite definir la presión de vapor. De ese modo, se podrá comprender mejor la definición de temperatura de ebullición, que señala que esta corresponde a la temperatura a la cual la presión de vapor del líquido iguala la presión externa.

Si las fuerzas intermoleculares son débiles, se necesitará una cantidad de energía relativamente baja para separar las moléculas y el compuesto tendrá un punto de ebullición bajo. Por ejemplo, el punto de ebullición de etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) es $78\text{ }^\circ\text{C}$ y el de dimetil éter (CH_3OCH_3) es $-25\text{ }^\circ\text{C}$. En la figura 3.7. se representan las respectivas interacciones intermoleculares, que explican estos valores, aunque es bueno tener presente que, a interacciones análogas, deberá considerarse la masa molar, ya que compuestos más “pesados” se mueven a menor velocidad (energía cinética).

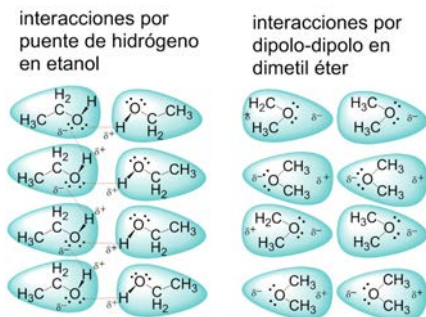


Figura 3.7. Representación de fuerzas intermoleculares en etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y en dimetil éter, CH_3OCH_3 .

Por último, es importante destacar que el paso de gas a líquido se produce a partir de la misma temperatura de equilibrio (el punto de ebullición), pero ese proceso se denomina condensación, para señalar desde donde y hacia donde se está realizando el cambio de estado. Por ejemplo, si se tiene etanol en estado gaseoso, a $100\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm de presión, y se enfría, comenzará a condensar (pasar al estado líquido) a $78\text{ }^\circ\text{C}$.

Punto de fusión

3.1.10

En este caso se tiene equilibrio sólido-líquido, por lo que corresponde a la temperatura a la que un sólido se convierte en líquido. El factor determinante del punto de fusión es el empaquetamiento de las moléculas o partículas en la red cristalina: mientras mejor se “acomoden” en el cristal, por ejemplo, por mayor simetría de volumen entre sus iones constituyentes, mayor será la energía necesaria para romper la red y, por lo tanto, mayor será el punto de fusión.

Nótese que el proceso inverso corresponde a la cristalización o congelamiento desde el estado líquido, por lo que se habla de punto de congelación o cristalización, a veces, también, solidificación.

Solubilidad

3.1.11

Además de afectar los puntos de ebullición y de fusión, las fuerzas intermoleculares determinan la solubilidad de los compuestos (revisar conceptos en monografía 4, o bien, en bibliografía recomendada). La regla general es que “lo semejante disuelve a lo semejante”: las sustancias polares se disuelven en disolventes polares y las no polares en disolventes no polares. Por lo tanto, hay cuatro posibilidades, a la hora de considerar los efectos de la polaridad sobre la solubilidad:

- Soluto polar con disolvente polar. Ejemplo: amoníaco se disuelve (es soluble) en agua.
- Soluto polar con disolvente no polar. Ejemplo: amoníaco no se disuelve (no es soluble) en hexano.
- Soluto no polar con disolvente no polar. Ejemplo: cera se disuelve (es soluble) en hexano.
- Soluto no polar con disolvente polar. Ejemplo: cera no se disuelve (no es soluble) en agua.

En resumen, la polaridad determina las fuerzas intermoleculares y, con ello, las propiedades físicas, como se resume en la tabla 3.2. A su vez, la polaridad se puede establecer a partir de la estructura molecular y, como se mencionó, esta se deduce a partir de un solo dato, el número atómico de los átomos que constituyen la molécula.

Estado gaseoso

3.1.12

Se denominan gases los compuestos o elementos que, en condiciones ambientales (25 °C y 1 atm), se encuentran en estado gaseoso, como por ejemplo, dióxígeno, O₂; dióxido de carbono, CO₂; dinitrógeno, N₂; helio, He; Neón, Ne; etc.

En este punto, resulta importante distinguir gas de vapor. Aunque en ambos casos se trata de materia en estado gaseoso, el vapor es un gas formado por evaporación de un líquido o sublimación de un sólido en esas condiciones, por lo tanto, siempre está en equilibrio con el líquido o el sólido del que proviene.

Tabla 3.2. Propiedades físicas en función de la polaridad.

compuestos covalentes polares	compuestos covalentes no polares
Puntos de fusión y ebullición intermedios.	Puntos de fusión y ebullición intermedios.
No conductores.	No conductores.

Dureza del sólido intermedia.	Cristales blandos.
Reaccionan bastante rápidamente en disolución.	Reaccionan a velocidad moderada en disolución.
Más solubles en disolventes polares.	Más solubles en disolventes apolares.

A continuación, se abordan conceptos y leyes fundamentales que rigen el comportamiento de la materia cuando se encuentra en estado gaseoso.

¿Qué es la presión de un gas?

Como las partículas que se encuentran en estado gaseoso se mueven continuamente (gran energía cinética), un gas ejerce presión sobre cualquier superficie con la que se encuentre en contacto y en cualquier dirección. La presión se define como la fuerza ejercida por unidad de área, es decir:

$$P = \frac{F}{A}$$

y, como $F = m \cdot a$

(donde la masa está en kg y la aceleración en m/s^2), la presión queda expresada así:

$$P = \frac{kg \cdot m}{s^2 \cdot m^2} = \frac{N}{m^2} = Pa$$

donde P = Presión; N = Newton; Pa = Pascal.

En el sistema internacional de unidades (SI), la presión se expresa en pascal (Pa). Sin embargo, es muy común expresar la presión de los gases en otras unidades, como atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mm Hg) o torr, cuyas equivalencias son las siguientes:

$$1Pa = 1N/m^2$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ torr} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Leyes de los gases

3.1.13

Para definir el estado de un gas se requieren cuatro variables: presión (P), volumen (V), temperatura (T) y cantidad de materia (mol de gas, n). De esta manera, las relaciones para un mismo gas entre algunas de estas variables quedan reflejadas en las distintas leyes de los gases, que se resumirán a continuación.

Ley de Boyle

3.1.14

Esta ley relaciona la presión y el volumen de un gas ideal (definición de gas ideal: Cap. 10, pp. 374, Brown *et al.*, 2009): “el volumen de un gas ideal varía inversamente con la presión aplicada cuando la temperatura y la cantidad de materia (mol) es constante, figura 3.8.” Es decir:

- al aumentar la presión, el gas se comprime y el volumen disminuye.
- Al disminuir la presión, el gas se expande y el volumen aumenta.

La ecuación matemática que resume lo anterior es:

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

$$V = \text{constante} \cdot \frac{1}{P}$$

$$P \cdot V = \text{constante}$$

Por lo tanto, para un gas en dos condiciones diferentes de presión y volumen se tendrá que:

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

donde V_1 y V_2 corresponden a los volúmenes a la presión P_1 y P_2 , respectivamente.

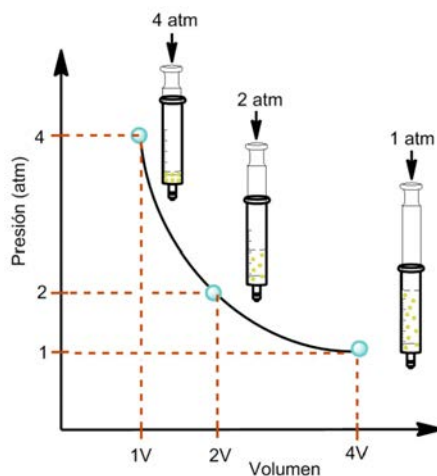


Figura 3.8. Representación gráfica de la ley de Boyle.

Ley de Charles

3.1.15

El volumen de una cantidad fija de gas, a presión constante, es proporcional a la temperatura absoluta del gas. Esta ley (figura 3.9.) se puede escribir:

$$\frac{V}{T} = \text{constante} \quad , \text{ a } P = \text{constante}$$

$$V_1 = k \cdot T_1 \quad \text{y} \quad V_2 = k \cdot T_2$$

por lo tanto:

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

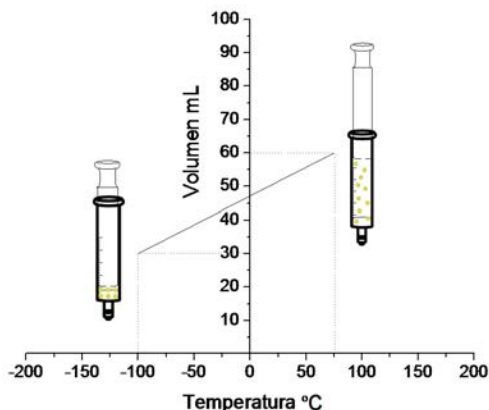


Figura 3.9. Relación lineal entre temperatura y volumen de un gas, a presión constante.

Ley de Gay-Lussac

3.1.16

A volumen constante, la presión de una cierta cantidad de mol de gas varía directamente con la temperatura absoluta. Matemáticamente, esto se expresa de la siguiente manera:

$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

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

Recuerde que la temperatura debe ser expresada en Kelvin:

$$T \text{ (K)} = t \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15$$

Ley de Avogadro

3.1.17

Amadeo Avogadro estableció que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de mol del gas presente, a temperatura y presión constantes. El trabajo de Avogadro se basó en la ley de los volúmenes de combinación de Gay Lussac, en la que menciona que a una P y T dadas, los volúmenes de gases que reaccionan entre sí están en proporciones de números enteros pequeños, tal como se representa en la figura 3.10.

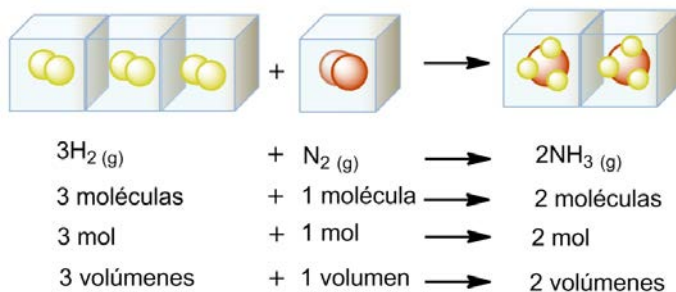


Figura 3.10. Representación de la ley de Avogadro.

Avogadro estableció que el volumen de un gas es directamente a la cantidad de materia (número de mol), cuando la temperatura y la presión son constantes.

$$\frac{V}{n} = \text{constante}$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Hipótesis de Avogadro

3.1.18

Volúmenes iguales de gases, a la misma temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas, tabla 3.3.

Tabla 3.3. Número de moléculas de 3 gases en STP.

	helio	nitrógeno	metano
volumen	22,4 L	22,4 L	22,4 L
presión	1 atm	1 atm	1 atm
temperatura	0 °C	0 °C	0 °C
masa del gas	4,00 g	28,0 g	16,0 g
Nº de moléculas o átomo del gas	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$

Ley de los gases ideales

3.1.19

Resumiendo las leyes de los gases descritas anteriormente, se tiene:

- ley de Boyle: $V \propto \frac{1}{P}$ (T, n constantes);
- ley de Charles: $V \propto T$ (P, n constantes);
- ley de Avogadro: $V \propto n$ (P, T constantes).

Combinando estas tres expresiones, se llega a la famosa ecuación general de los gases ideales:

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

donde R es la constante universal de los gases.

Esta relación describe el comportamiento de un gas hipotético (más adelante será posible comprender por qué se dice hipotético), conocido como gas ideal.

Para entender cómo se llega a la constante R, es necesario entender bajo qué condiciones se define: se ha demostrado que cuando una muestra gaseosa se encuentra a la temperatura de 0 °C y la presión de 1 atm (condiciones normales o estándar de presión y temperatura, STP) 1 mol de un gas ideal ocupa 22,414 L de volumen, por lo cual la constante de los gases estará dada por:

$$R = \frac{P \cdot V}{n \cdot T} = \frac{(1 \text{ atm}) \cdot (22,414 \text{ L})}{(1 \text{ mol}) \cdot (273,15 \text{ K})} = 0,082057 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Empleando la ecuación general de los gases, es posible determinar la densidad y/o la masa molar. Considerando que la densidad está dada por la relación entre la masa y el volumen y el mol por la relación entre la masa y la masa molar, se encuentra fácilmente que:

$$\text{Densidad} = d = P \frac{\text{masa molar}}{R \cdot T}$$

$$\text{Masa molar} = \mathcal{M} = \frac{\text{masa} \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

Ley de presiones parciales (ley de Dalton)

3.1.20

En una mezcla de gases, cada molécula se comporta de manera independiente, debido a que se encuentran lejos entre sí, por lo que: “la presión total en una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales (presión que ejercería el gas si se encontrara solo, en el mismo recipiente e iguales condiciones) de los gases en la mezcla”, figura 3.11.:

$$P_T = P_1 + P_2$$

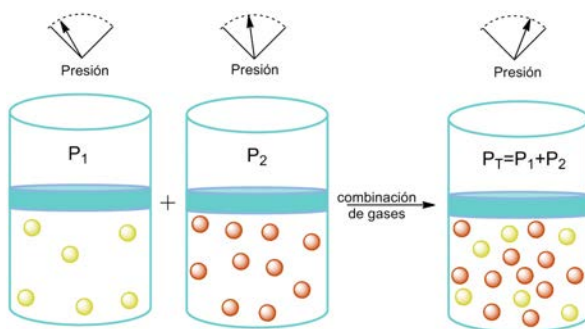


Figura 3.11. Representación esquemática de la ley de Dalton.

Nótese que, si n_i es el número de mol de gas i que ejerce una presión parcial P_i , entonces:

$$P_i = X_i \cdot P_{\text{total}}$$

donde $X_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$

Por otra parte, si se consideran dos gases, 1 y 2, contenidos en un recipiente de volumen V a temperatura T , la presión ejercida por cada uno de ellos, de acuerdo a la ecuación general de los gases ideales, corresponde a:

$$P_1 = n_1 \left(\frac{R \cdot T}{V} \right)$$

$$P_2 = n_2 \left(\frac{R \cdot T}{V} \right)$$

Así, de acuerdo a la ley de Dalton, la presión total es:

$$P_{\text{Total}} = (n_1 + n_2) \cdot \left(\frac{R \cdot T}{V} \right)$$

$$P_{\text{Total}} = n_{\text{total}} \cdot \left(\frac{R \cdot T}{V} \right)$$

Teoría cinético-molecular de los gases (TCM)

3.1.21

La ecuación del gas ideal describe cómo se comportan los gases, pero no explica por qué se comportan de esa forma.

Para entender las propiedades físicas de los gases -y así explicar fenómenos microscópicos y macroscópicos-, se necesita un modelo que ayude a visualizar lo que sucede con las partículas del gas cuando cambian las condiciones experimentales, como la presión y la temperatura. Este modelo lo constituye la teoría cinético-molecular, TCM.

Esta teoría no solo explica las propiedades de los gases, sino también las de líquidos y sólidos, por lo que se considera, junto con la teoría atómica, una de las mayores generalizaciones de la ciencia moderna.

Los físicos Boltzmann y Maxwell propusieron que las propiedades físicas de los gases se pueden explicar satisfactoriamente en términos de movimientos individuales de las moléculas, lo que condujo a esta teoría, que permite explicar las observaciones de los fenómenos macroscópicos (cambios de presión, volumen, temperatura) e interpretar el comportamiento microscópico (propiedades de las moléculas).

Principales postulados de la TCM

3.1.22

- a) Los gases consisten en diminutos (sub-microscópicos) corpúsculos o moléculas.
- b) La distancia entre las moléculas es grande, en comparación con el tamaño de las mismas. Es decir, el volumen ocupado por un gas consiste principalmente en espacio vacío.
- c) Las moléculas de gas no se atraen entre sí (las fuerzas de atracción y repulsión entre las moléculas de un gas son insignificantes o despreciables).

- d) Las moléculas de gas se mueven en línea recta en todas direcciones, chocando entre sí con frecuencia o con las paredes de un recipiente.
- e) No se pierde energía en los choques de una molécula de gas con otra, o con las paredes del recipiente: todas las colisiones son perfectamente elásticas (a una misma temperatura, la energía cinética promedio no cambia y, aunque puede haber transferencia de energía cuando chocan, la energía total permanece constante).
- f) La energía cinética media de las moléculas es la misma para todos los gases a la misma temperatura y su valor es proporcional a la temperatura absoluta (Kelvin) del gas.

Un gas que se comporta exactamente de acuerdo a lo descrito por esta teoría, se llama gas ideal o perfecto. Pero en realidad, no existen gases ideales, aunque en ciertas condiciones de presión y temperatura, los gases se acercan al comportamiento ideal o, al menos, muestran solo pequeñas desviaciones de ese comportamiento.

En cambio, bajo condiciones extremas, como muy alta presión y/o muy baja temperatura, los gases se desvían mucho del comportamiento ideal. Por ejemplo, a baja temperatura y alta presión, muchos gases se transforman en líquidos.

Ley de Graham

3.1.23

A raíz de su movimiento molecular, los gases tienen propiedades de difusión: capacidad de dos a más gases de mezclarse espontáneamente, hasta formar un todo uniforme.

Por otra parte, si se pincha un globo, el gas de su interior escapa o efunde del globo, es decir, efusión: proceso mediante el cual las moléculas de gas pasan a través del orificio (o abertura) muy pequeño, desde un recipiente que está a una presión mayor, hacia otro que está a una presión menor.

La energía cinética (EC) de una molécula es:

$$EC = \frac{1}{2} (\text{masa}) \cdot (\text{velocidad})^2 = \frac{1}{2} m \cdot v^2$$

A la misma temperatura, todos los gases tienen la misma energía cinética promedio. Por lo tanto, en un recipiente con gas, no todas las moléculas tienen la misma EC:

- algunas moléculas se mueven a alta velocidad.
- Otras están en la velocidad promedio.
- Las que chocan con las paredes, tienen $v = 0$.

Aunque la difusión y efusión son fenómenos de distinta naturaleza, la velocidad de ambos está dada por la ley de Graham, que señala: “en iguales condiciones de temperatura y presión, las intensidades de efusión de dos gases, o las velocidades de difusión de las sustancias gaseosas, son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus densidades, o de sus masas molares”. Matemáticamente:

$$\frac{v_a}{v_b} = \frac{\text{velocidad de difusión o efusión de A}}{\text{velocidad de difusión o efusión de B}} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Según esto, los gases más livianos tendrán mayores velocidades que los más pesados. Es decir, si se comparan, por ejemplo, las velocidades de efusión de dióxigeno y de helio a la misma temperatura y presión, se tiene que O_2 es más pesado y tendrá una mayor cantidad de moléculas moviéndose a bajas velocidades. Lo contrario pasa con He, que es muy liviano, por lo que presenta una distribución más amplia y uniforme con el número de moléculas que se moverán, incluso, a velocidades más altas, por lo que sus velocidades de difusión y de efusión serán mayores que las de O_2 .

Gases reales

3.1.24

Como se ha mencionado, hay gases que no cumplen la ecuación del gas ideal bajo todas las condiciones. Se trata de los gases reales. Si se re-ordena la ecuación del gas ideal, se tiene que:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

Al graficar PV/RT versus P para distintos gases, se obtienen gráficos como los que se muestran en la figura 3.12.

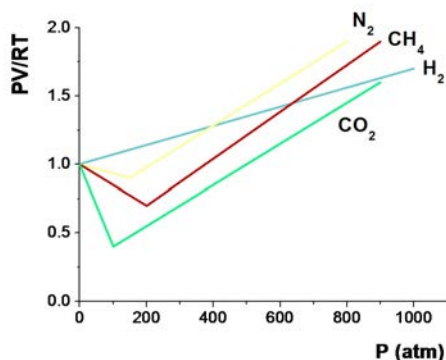


Figura 3.12. Gráfico $(PV)/(RT)$ vs P para un mol de gas a 273 K. Nótese las desviaciones de la idealidad a presiones elevadas.

Se comprueba, por lo tanto que, para un mol de gas se tiene que:

$$\frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 1$$

en todos los intervalos de presión.

En un gas real, la relación $\frac{P \cdot V}{R \cdot T}$ se desvía de este valor significativamente.

A mayor presión, mayor es la desviación del comportamiento ideal.

Ecuación de van der Waals

3.1.25

Una de las ecuaciones más útiles desarrolladas para predecir el comportamiento de un gas real corresponde a la de van der Waals. Esta ecuación surge de agregar dos términos a la ley general de los gases ideales; uno para corregir el volumen de las moléculas y el otro, para corregir las interacciones intermoleculares. Incorporando estas correcciones se llega a:

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - nb} - \frac{n^2 a}{V^2}$$

Corrección del
volumen molecular.

→

Corrección de la
presión, porque
disminuye con
respecto a la ideal,
debido a las
atracciones
intermoleculares.

Re-ordenando, se obtiene la forma general de la ecuación de van der Waals:

$$\left(P + \frac{n^2}{V^2} a \right) \cdot (V - nb) = nRT$$

donde a y b son constantes específicas para cada gas y se determinan empíricamente.

Estado líquido

3.1.26

Corresponde a un estado intermedio entre el estado sólido y el gaseoso, por lo que presenta propiedades propias de cada uno de esos estados. Los líquidos se parecen a los gases en cuanto a fluidez, mientras que su compresibilidad y densidad son semejantes a las de los sólidos.

Algunas de las propiedades más importantes de los líquidos se han mencionado en relación con los cambios de estado, por lo que aquí solo se analizan con algo más de detalle. Estas propiedades son la presión de vapor, la tensión superficial, la temperatura de ebullición, la capilaridad y la viscosidad.

Presión de vapor

3.1.27

Como se ha señalado, la presión de vapor es la presión ejercida cuando el líquido y el vapor están en equilibrio dinámico (hay la misma cantidad de moléculas escapando, que entrando al líquido), por lo que constituye una medida de la tendencia del líquido para pasar a la fase gaseosa. Un líquido volátil es aquel que a temperatura ambiente tiene una presión de vapor realmente alta.

Se consideran sustancias volátiles aquellas sustancias que se evaporan rápidamente, como por ejemplo, éter etílico, que presenta una presión de vapor relativamente alta en condiciones ambientales (25 °C y 1 atm). En la tabla 3.4. se presentan valores de presión de vapor en función de la temperatura, que permiten correlacionar con la estructura de la materia.

Tabla 3.4. Variación de la presión de vapor con la temperatura (nótese que la relación no es lineal).

T (°C)	presión de vapor (mm Hg)				
	n-octano	agua	etanol	acetona	éter etílico
0	3	4,58	12	-	185
10	6	9,21	24	116	292
20	10	17,54	44	185	442
30	18	31,82	79	283	647
40	31	55,32	135	421	921
50	49	92,51	222	613	1277
60	78	149,38	353	866	-
70	118	233,7	542	1200	-
80	175	355,1	813	-	-
90	253	525,8	1187	-	-
100	354	760	-	-	-

Punto de ebullición

3.1.28

Recordando que el punto de ebullición es la temperatura a la cual ocurre el cambio del estado líquido al gaseoso, es posible relacionarla con la presión de vapor: “la temperatura a la que la presión de vapor de un líquido se iguala a la presión exterior, se denomina temperatura de ebullición”.

Si se grafica la presión de vapor vs temperatura (curva de presión de vapor), se obtienen curvas como las que se presentan en la figura 3.13.

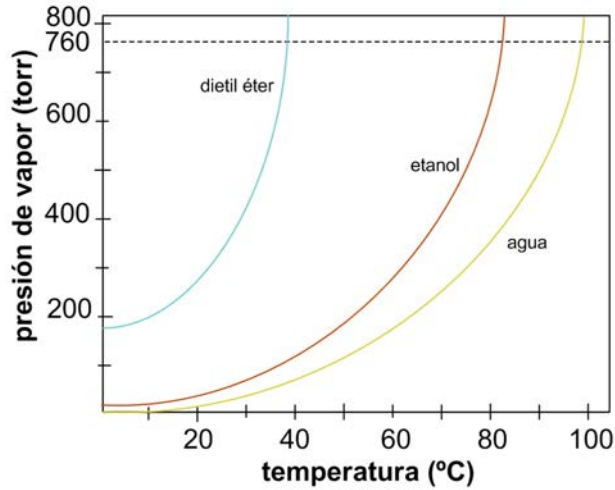


Figura 3.13. Presión de vapor vs temperatura de líquidos de distinta volatilidad.

Como se puede apreciar en esa figura, la presión de vapor aumenta con la temperatura en forma exponencial, siendo evidente que la presión de vapor de un líquido y la temperatura de ebullición se relacionan:

- la temperatura de ebullición de un líquido permanece constante mientras no varíe la presión externa. Así, un líquido ebulle a distintas temperaturas, según sea la presión externa.
- Hay factores que provocan que un líquido ebulle: aumento de temperatura o disminución de presión.
- Cuando la presión es de 1 atm, la temperatura de ebullición se denomina punto de ebullición normal.
- Si se calienta un líquido muy puro en forma lenta, se pueden alcanzar temperaturas superiores a las de ebullición, sin que este ebulle. Estos se conocen como líquidos sobrecalentados.

Tensión superficial

3.1.29

Las moléculas de la superficie son atraídas solo hacia las moléculas del interior del líquido. Entonces, las moléculas de la superficie se empaquetan más cercanamente que las moléculas del interior (figura 3.14.).

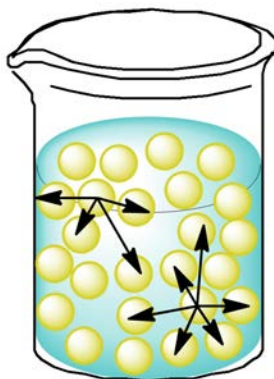


Figura 3.14. Representación de la tensión superficial de un líquido.

La resistencia de un fluido a un aumento de su área superficial se denomina tensión superficial del líquido: “energía requerida para incrementar el área de la superficie de un líquido en una unidad”. Así, las sustancias con grandes fuerzas de atracción entre sus moléculas, tendrán gran tensión superficial.

Capilaridad

3.1.30

La capilaridad o acción capilar, consiste en el ascenso espontáneo de un líquido dentro de un tubo estrecho, como consecuencia de las fuerzas de cohesión del líquido y las de adhesión entre el líquido y las paredes. Considerando que las fuerzas cohesivas unen a las moléculas entre sí, mientras que las fuerzas adhesivas unen las moléculas a una superficie, se puede entender este efecto. Por ejemplo, al sumergir un capilar en un recipiente con agua, el agua humecta el vidrio y aumenta su área superficial a medida que trepa por los costados del tubo de vidrio, debido a las fuerzas adhesivas entre el agua y el vidrio, porque ambos son polares (figura 3.15.).

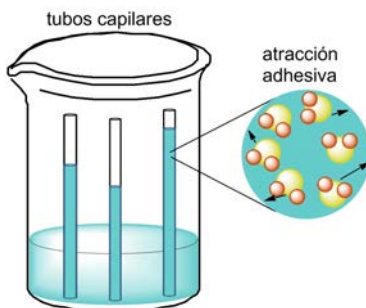
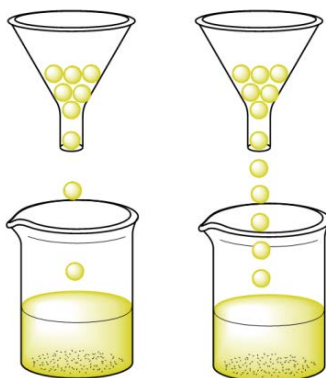


Figura 3.15. Representación del fenómeno de capilaridad.

Viscosidad

3.1.31

Se define como la resistencia a fluir que presenta un líquido. La viscosidad está directamente relacionada con las fuerzas de atracción intermolecular y con el tamaño y forma de las partículas constituyentes. Los aceites, por ejemplo, tienen una alta viscosidad a temperatura ambiente, mientras que la gasolina, muy baja, figura 3.16.



En igual tiempo, ambos líquidos presentan diferentes resistencias a fluir o diferente viscosidad

Figura 3.16. Representación de la viscosidad (nótese que disminuye a medida que aumenta la temperatura, mientras no haya cambio de composición).

Estado sólido

3.1.32

Un sólido se caracteriza por su rigidez, tiene forma y volumen constante. Sus moléculas se encuentran muy próximas entre sí, de manera tal que no pueden deslizarse fácilmente, como en los gases o líquidos.

Hay diferentes formas de clasificar a los sólidos, según el criterio que se considere:

- cristalinos: sus partículas se agrupan en redes cristalinas, visibles en microscopio. Criterio: orden o desorden de la estructura del sólido.
- Amorfos: estructura desordenada y poco definida. Criterio: especie que constituye el sólido, es decir, átomos, moléculas, iones y en algunos casos, es posible incluso una sub-clasificación.

Sólidos moleculares

3.1.33

- Fuerzas Intermoleculares: dipolo-dipolo, London y puentes de H.
- Fuerzas intermoleculares débiles dan origen a puntos de fusión bajos.
- Los gases y líquidos a temperatura ambiente al enfriarse usualmente forman sólidos moleculares a temperaturas bajas.
- El empaquetamiento eficiente de las moléculas es importante (debido a que no son esferas regulares).

Ejemplos: fenol, parafina sólida.

Sólidos de red covalente

3.1.34

- Fuerzas intermoleculares: dipolo-dipolo, London y puentes de H.
- Los átomos se mantienen juntos en redes extensas.

Si las partículas son átomos, los mismos están unidos por enlaces covalentes que son muy fuertes, pero los átomos deben mantener una posición fija, de lo contrario, el enlace se rompe. Estos sólidos son muy duros, pero frágiles, y presentan punto de fusión y ebullición elevados, como el diamante.

Ejemplos: diamante, grafito, cuarzo (SiO_2), carburo de silicio (SiC) y nitruro de boro (BN).

Sólidos iónicos

3.1.35

- Los sólidos iónicos se mantienen unidos por fuerzas de atracción electrostáticas (cargas netas).
- Puntos de entrecruzamiento ocupados por cationes y aniones.
- Duros, frágiles, punto de fusión alto.
- Malos conductores de calor.
- Buenos conductores de la electricidad en estado fundido o en disolución.

Sólidos metálicos

3.1.36

- Los sólidos metálicos tienen átomos “nadando en un mar de electrones”.
- El enlace es extremadamente fuerte para fuerzas de London y no hay suficientes electrones disponibles como para describir un enlace covalente.
- Los metales conducen debido a que los electrones se encuentran deslocalizados y son móviles.

Diagrama de fases

3.1.37

Si en un mismo sistema de ejes de coordenadas presión vs temperatura, para una sustancia determinada, se presenta la presión de vapor del sólido y del líquido en función de la temperatura y la variación de la temperatura de fusión con la presión, se obtiene un único diagrama, característico para cada sustancia, denominado diagrama de fases o diagrama de estado. Es decir, son gráficos de presión *versus* temperatura que muestran los equilibrios entre las fases, por lo que tienen la forma general que se presenta en la figura 3.17.

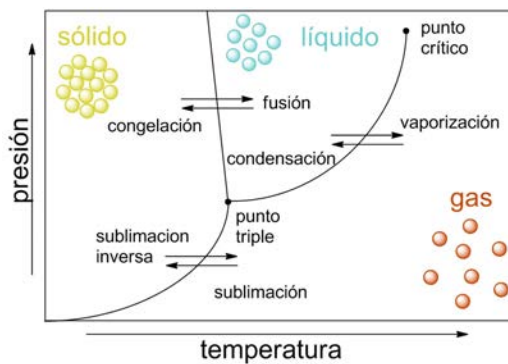


Figura 3.17. Forma general del diagrama de fases de un compuesto puro.

Temperatura y presión críticas

3.1.38

Los gases pasan a estado líquido (licúan), al aumentar la presión a una temperatura dada. En tal caso se tiene que la temperatura mínima para que un gas licúe usando presión se denomina temperatura crítica, mientras que la presión crítica es la presión necesaria para que un gas licúe.

La forma general, considerando estos puntos, se representa en la figura 3.18.

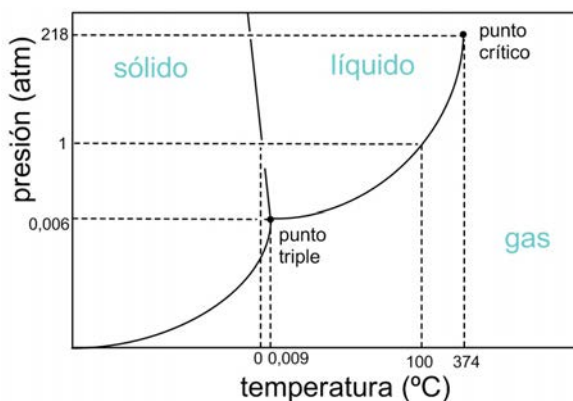


Figura 3.18. Forma general del diagrama de fases de un compuesto puro, considerando la temperatura y presión críticas.

Por último, en la figura 3.19. se pueden ver los diagramas de fase de dos ejemplos de compuestos muy comunes, como son agua y dióxido de carbono.

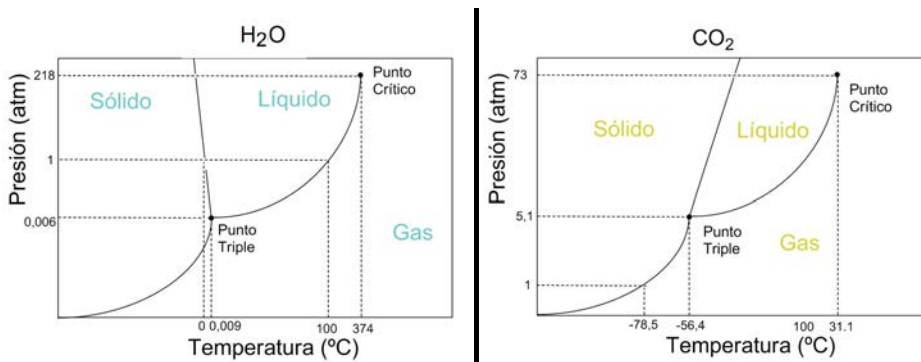


Figura 3.19. Diagramas de fase de agua, H₂O, y de dióxido de carbono, CO₂.

En el caso del agua, se puede ver que la curva del punto de fusión se inclina hacia la izquierda (¡¡único compuesto en que esto ocurre!!), porque el hielo es menos denso que el agua. El punto triple se produce a 0,0098 °C y 4,58 mm Hg y el punto normal de fusión (congelación) es 0 °C, mientras que el punto de ebullición es 100 °C. Por último, se aprecia que el punto crítico es 374 °C y 218 atm.

En cambio, en el caso de dióxido de carbono, el punto triple es -56,4 °C y 5,11 atm, mientras que el punto normal de sublimación es -78,5 °C (a 1 atm CO₂ sublima, no funde) y el punto crítico está en 31,1 °C y 73 atm.

Como puede observarse, a partir del diagrama de fases respectivo se puede explicar y/o predecir el estado físico de cada compuesto en función de la presión y de la temperatura a la que se encuentre, así como los valores de estas variables que se requieren para producir los cambios de estado. En resumen, se puede señalar que, en teoría, cualquier compuesto se puede tener en estado sólido, líquido o gaseoso, siendo la única limitante la posibilidad de alcanzar, en la práctica, la temperatura y presión requeridas para ello.

Estado plasma

3.1.39

Se considera el cuarto estado de la materia. En él, los electrones que rotan alrededor del núcleo a altas temperaturas pueden escapar, dejando un catión y formando un gas compuesto por un conjunto de electrones.

Su principal característica es que son partículas cargadas que se mueven libremente con importantes interacciones electrostáticas de largo alcance con efecto en colectivo.

Aunque en nuestro planeta no se da en condiciones ambientales normales, sí sería normal, por ejemplo, en el sol.

Aunque su estudio escapa a los límites de este nivel, se menciona aquí para desafiar al alumno a averiguar en la bibliografía recomendada e interiorizarse más al respecto.

Preguntas y aplicaciones 3

3.1.40

1. Un gas tiene un volumen de 200 mL a 1,20 atm y 27 °C. Calcule los mol de gas presentes.
2. Si 50,0 mol de un gas se introducen en un cilindro de 2,0 L:
 - a) calcule la presión del gas, a -30 °C, suponiendo comportamiento ideal.
 - b) ¿Qué volumen ocupará el gas en condiciones STP (0 °C y 1 atm)?
 - c) Si la masa del gas corresponde a 850 g, determine su masa molar.
 - d) Determine la densidad del gas (expresela en g/mL).
3. Una vasija de 2,0 L contiene aire a presión atmosférica de 1 atm y a una temperatura dada. Si la composición aproximada del aire, en masa, es de 77 % de N₂ y 23 % de O₂, calcule las presiones parciales ejercidas por cada gas.
4. Una muestra de H₂ difunde a través de la pared porosa de un recipiente, a una velocidad 5 veces mayor que un gas desconocido. Calcule la masa molar del gas desconocido.

5. Una mezcla de gases compuesta por 10 g de N_2 , 20 g de O_2 y 15 g de CO , ejerce una presión de 1,5 atm a una temperatura dada. Calcule la presión parcial de cada gas a dicha temperatura.
6. Un globo elástico contiene 1400 L de He , a 0,950 atm de presión y $18\text{ }^\circ C$. A una altura de 22 millas (temperatura $2,0\text{ }^\circ C$ y presión 4,0 torr), ¿cuál será el volumen del globo?
7. Se recoge sobre agua, a $20\text{ }^\circ C$, una muestra de 320 mL de O_2 a una presión de 712 mm Hg. Calcule el volumen y la masa de gas seco en condiciones STP, sabiendo que la presión de vapor de agua a $20\text{ }^\circ C$ es 17,5 torr.
8. Calcule la masa de CO_2 , en gramos, que hay en 2500 mL de CO_2 en condiciones de STP.
9. A temperatura constante, ¿qué presión se necesita para comprimir 2500 L de dihidrógeno, H_2 , a 1 atm, para que quepa en un tanque de 25 L?
10. Calcule el número de moléculas de metano, $CH_{4(g)}$, que hay en 16 L del gas a $27\text{ }^\circ C$ y 600 torr de presión.
11. El dihidrógeno, H_2 , que está almacenado en un cilindro metálico tiene una presión de 252 atm a $25\text{ }^\circ C$. ¿Cuál será la presión en el cilindro, cuando se sumerja en dinitrógeno líquido, N_2 , a $-196\text{ }^\circ C$?
12. Calcule la masa molar de un gas, si 1,15 g ocupan 0,215 L a 0,813 atm y $30\text{ }^\circ C$.
13. El $H_{2(g)}$ producido por una reacción química se recibe sobre agua. Si el volumen recibido es de 300 mL de $H_{2(g)}$ a $25\text{ }^\circ C$ y 758 mm Hg de presión, calcule qué masa de H_2 se produjo ($P_v\ H_2O\ 25\text{ }^\circ C = 23,76\text{ mm Hg}$).

14. Compare, discuta y explique las similitudes y diferencias de las propiedades de los líquidos (presión de vapor, tensión superficial y viscosidad) informadas en las siguientes tablas.

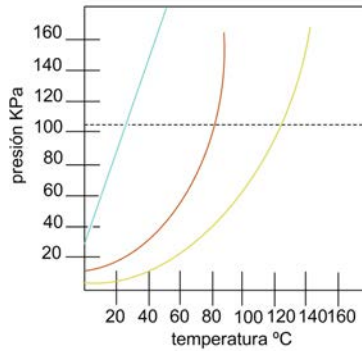
Tabla 1

compuesto	masa molar ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)	presión de vapor (mm Hg)	tensión superficial ($\text{J}\cdot\text{m}^{-2}$)	viscosidad ($\text{kg}\cdot\text{m}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)
pentano, C_5H_{12}	72	$4,4\cdot 10^2$	$1,6\cdot 10^{-2}$	$2,4\cdot 10^{-4}$
tetracloruro de carbono, CCl_4	154	$1,8\cdot 10^1$	$2,7\cdot 10^{-2}$	$9,7\cdot 10^{-4}$

Tabla 2

compuesto	masa molar ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)	presión de vapor (mm Hg)	tensión superficial ($\text{J}\cdot\text{m}^{-2}$)	viscosidad ($\text{kg}\cdot\text{m}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$)
cloroformo, CHCl_3	119	$1,7\cdot 10^2$	$2,7\cdot 10^{-2}$	$5,8\cdot 10^{-4}$
tribromo metano, CHBr_3	253	$3,9\cdot 10^0$	$4,2\cdot 10^{-2}$	$2,0\cdot 10^{-3}$
tetracloruro de carbono, CCl_4	154	$1,8\cdot 10^1$	$2,7\cdot 10^{-2}$	$9,7\cdot 10^{-4}$

15. En el gráfico que se da a continuación, se ha representado la presión de vapor vs temperatura de diferentes compuestos líquidos:
- ordene estos compuestos según orden creciente de punto de ebullición.
 - Ordene estos compuestos desde el menos volátil al más volátil.
 - Determine el punto de ebullición (T de ebullición a 1 atm) de cada compuesto.



16. La presión crítica de acetileno, C_2H_2 , es 61,6 atm y su temperatura crítica es 300 K. Además, se conoce las coordenadas del punto triple: 192 K y 1,1 atm. Evaluando la información entregada discuta:
- estado físico en condiciones normales.
 - Condiciones requeridas para tener acetileno en estado sólido.
 - Condiciones para observar el proceso de sublimación.
 - Condiciones para observar el proceso de fusión y posterior ebullición.
17. Explique por qué el hielo flota sobre el agua.
18. Explique por qué los alimentos se cocinan más lentamente en la cordillera.
19. El punto de ebullición de amoníaco, NH_3 , es $-33,4\text{ }^\circ C$ y el de dióxido de azufre, SO_2 , es $-10,0\text{ }^\circ C$. ¿Cuál de los dos tiene mayor presión de vapor a la temperatura de $-40\text{ }^\circ C$? Explique.

Respuestas a preguntas y aplicaciones 3

3.1.41

1. $9,6 \cdot 10^{-3}$ mol.
2. a) 498,46 atm.
b) 1201 L.
c) 17 g/mol.
d) 0 °C: 0,759 g/L; -30 °C: 425 g/L.
3. N₂: 0,793 atm; O₂: 0,207 atm.
4. 50 g/mol.
5. N₂: 0,36 atm; O₂: 0,62 atm; CO: 52 atm.
6. 238,956 L.
7. 0,39 g; 0,273 L.
8. 45,83 g de CO₂.
9. 100 atm.
10. $3,09 \cdot 10^{23}$ moléculas de CH₄.
11. 65,2 atm.
12. 163,5 g/mol.
13. 0,0237 g de H₂.
14. En la tabla 1 se aprecia que la presión de vapor de pentano es mayor que la de tetracloruro de carbono. Ambas moléculas presentan el mismo tipo de interacciones intermoleculares, pero la masa molar es diferente, teniendo el tetracloruro mayor masa molar que pentano.

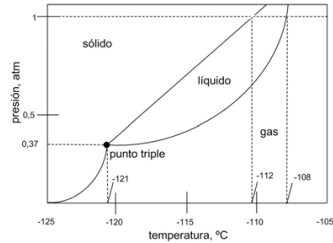
Este patrón se repite en la tensión superficial y viscosidad, aunque no es tan marcado, debido a que estas características dependen solo de las interacciones intermoleculares.

En la tabla 2 se aprecia para los tres compuestos un orden inverso a su masa molar, a pesar de que CHCl₃ y CHBr₃ son moléculas polares y CCl₄ es apolar. En este caso, el orden va en directa relación con la masa molar.

Con respecto a la tensión superficial y viscosidad, no hay variación significativa entre los tres compuestos.

15. a) Agua > benceno > éter.
 b) Éter > benceno > agua
 c) Agua: 100 °C; benceno: 90 °C; éter: 40 °C.

16.



- a) Estado gaseoso.
 b) Temperaturas menores que 192 K y presiones mayores que 61,6 atm.
 c) Presión menor que 1,1 atm y temperatura menor que 191 K.
 d) Presiones menores que 61,6 atm y mayores que 1,1 atm; temperatura mayor que 192 K y menor que 300 K.
17. Porque su densidad es menor que la del agua líquida, debido a las interacciones intermoleculares del agua (puentes de hidrógeno), que generan estructuras hexagonales cuando el agua congela.
18. A mayor altura, menor presión atmosférica y por ello, la ebullición de agua se alcanza a menores temperaturas que lo normal. Así, aunque la disolución hierve, la temperatura de cocción de los alimentos no es la adecuada (o, incluso, es insuficiente) y el proceso de cocción es más lento.
19. NH_3 tendrá mayor presión de vapor.

Bibliografía recomendada

3.1.42

- Brown, T. *et al.* Química. La Ciencia Central, 9^{na} Edición, México, Editorial Pearson Prentice Hall, 2004.
- Chang, R. Química, 6^a Edición, México, Editorial Mc. Graw Hill, 2003.
- Earl, B. Concepts Maps for General Chemistry, J. Chem. Ed., 2007, 84:1788-89.

4

Monografía

Disoluciones y propiedades coligativas

4.1

COMPETENCIAS		
COMPETENCIAS ¹	INDICADORES DE DESEMPEÑO ²	Páginas del texto "Química, la Ciencia Central", T. Brown, Editorial Pearson, 2009.
7. Aplicar las expresiones de concentración física y química de las disoluciones como mezclas homogéneas.	7.1. Distingue, compara y utiliza los conceptos de molaridad, molalidad, fracción molar, %m/m, %m/v, %v/v, ppm, para resolver los problemas asociados a reacciones químicas. 7.2. Distingue mezclas de disoluciones y aplica las expresiones de concentración, para determinar nuevas concentraciones de especies en la mezcla.	Cap. 13, pp. 497-501.
8. Aplicar las propiedades de las disoluciones a situaciones o problemas tipo.	8.1. Utiliza las expresiones definidas para las propiedades coligativas (presión de vapor, ley de Raoult, descenso crioscópico, ascenso ebulloscópico, presión osmótica), con el objetivo de resolver y dar respuesta a problemáticas reales.	Cap. 13, pp. 502-510.
9. Aplicar la incorporación del factor de van't Hoff en las propiedades coligativas de	9.1. Distingue la naturaleza del soluto que forma parte de la disolución a nivel de electrólito y no-electrólito. 9.2. Explica el comportamiento	Cap. 13, pp. 511.

disoluciones formadas por solutos electrólitos.

de las propiedades coligativas mediante la incorporación del factor de van't Hoff en disoluciones formadas por electrólitos.

9.3. Utiliza los conceptos asociados a la naturaleza del soluto para resolver problemas.

¹Recuerde que una competencia es una declaración que describe lo que el estudiante debiera conocer y realizar al final del curso. Un conjunto de conocimientos, habilidades y actitudes que resultan necesarios para el desempeño efectivo en un contexto particular.

²Recuerde que un indicador de desempeño corresponde a una declaración específica y susceptible de ser medida de las evidencias o desempeños específicos que permiten evaluar el logro de la competencia.

Preguntas de auto-evaluación 4

4.1.1

A través de los ejercicios de auto-evaluación propuestos en este capítulo, Ud. podrá verificar su dominio de las competencias detalladas en la Tabla anterior, para lo cual, a continuación, se entregan las respuestas con las que Ud. podrá contrastar el nivel de logro que corresponde a cada una de ellas.

1. A continuación, se dan los datos de solubilidad del ácido *m*-nitrobenzoico en agua, a distintas temperaturas:

solubilidad (g/100 mL) ^{T(°C)}		
0,4 ²⁵	4,8 ⁸⁰	11,0 ¹⁰⁰

- calcule la cantidad de agua que se requiere para disolver 30 g del ácido a 100 °C, de manera de obtener una disolución saturada.
- Repita el cálculo anterior, para una temperatura de 80 °C.
- Determine la cantidad de ácido que permanecería en disolución y la que cristalizaría (“precipitaría” o “decantaría”), en cada uno de los casos anteriores, al enfriar respectivamente, hasta 25 °C. **(I)**

2. La densidad de una disolución que se preparó disolviendo 2,8346 g de cloruro de sodio, NaCl, en agua, hasta completar un volumen de 250 mL, resultó 1,118 g/mL. Expresar la concentración de esta disolución en: molaridad (M); molalidad (m); fracción molar (X) de cada componente; % en masa y % m/v. (I)
3. Calcule la presión osmótica que ejercerá, a 15 °C, una disolución de sacarosa de concentración 17,1 g/L. (I)
4. Calcule la concentración molar de una disolución que se preparó tomando una alícuota (volumen exacto) de 25 mL de la disolución anterior y agregando agua destilada, hasta completar un volumen de 100 mL. (II)
5. Se preparó una disolución de una sustancia no iónica en una concentración de 77,4 g/L y se observa que, a 25 °C, ejerce una presión osmótica de 10,5 atm. Calcule la masa molar de la sustancia disuelta. (II)
6. La presión de vapor de agua pura, a 20 °C, es 17,53 mm Hg. Si se disuelven 36 g de Na₂SO₄ en 400 mL de agua a 20 °C, considerando que la densidad del agua a esa temperatura es aproximadamente 1,0 g/mL, calcule:
- la presión de vapor de la disolución.
 - El punto de congelación de la disolución (k_c : 1,86 °C/m).
 - El punto de ebullición de la disolución (k_e : 0,512 °C/m). (II)
7. Se mezclan 40 mL de una disolución de NaCl 0,1 mol/L; 20 mL de NaNO₃ 0,2 mol/L; 15 mL de Ca(NO₃)₂ 0,15 mol/L y 50 mL de Ca₃(PO₄)₂ 0,05 mol/L. Calcule:
- la nueva concentración de cada compuesto en la disolución.
 - La concentración de cada ión presente en la disolución final.
- Nota: considere volúmenes aditivos. (III)
8. Demuestre, mediante cálculo, si ácido acético, CH₃COOH, es o no un electrólito fuerte, considerando que una disolución 0,578 M de este ácido presenta una presión osmótica de 22,6 atm, a 25 °C. (III)

9. El agua de mar contiene aproximadamente 2,62 % m/m de NaCl; 0,33 % m/m de $MgCl_2$; 0,18% m/m de $CaSO_4$ y 0,16 % m/m de $MgSO_4$. Calcule el punto de ebullición del agua de mar, suponiendo que las sales están totalmente disociadas (electrólitos fuertes) a presión atmosférica. k_e : 0,512 k/m. (III)
10. Una disolución saturada de fenol en agua, a 21 °C, tiene una densidad de 1,05 g/mL y una presión de vapor de 18,31 mm Hg. Sabiendo que la $P_v^o H_2O$ a 21 °C es 18,65 mm Hg; $k_e H_2O = 0,512$ °C/m y $M_{fenol} = 94$ g/mol, calcule:
- la solubilidad de fenol en agua, a 21 °C (exprésela en g/100g de agua).
 - La presión osmótica de la disolución de fenol, a 21 °C. (III)

Respuestas preguntas de auto-evaluación 4

4.1.2

- 272,73 mL.
 - 625 mL.
 - a 100 °C: 1,09 g y 28,91 g. A 80 °C: 2,5 g y 27,5 g.
- $M = 0,194$; $m = 0,194$; $X_{NaCl} = 0,0035$; $X_{H_2O} = 0,9964$; %m/m = 1,014 %; % m/v = 1,134 %.
- 1,18 atm.
- 0,0125 mol/L.
- 180,42 g/mol.
- 17,33 mmHg; b) 1,18 °C; c) 63,83 °C.
- 0,032 mol·L⁻¹ NaCl; 0,032 mol·L⁻¹ NaNO₃; 0,018 mol·L⁻¹Ca(NO₃)₂; 0,02 mol·L⁻¹Ca₃(PO₄)₂.
 - 0,064 mol·L⁻¹ Na⁺; 0,032 mol·L⁻¹ Cl⁻; 0,068 mol·L⁻¹ NO₃⁻; 0,058 mol/L Ca²⁺; 0,06 mol·L⁻¹ PO₄²⁻.
- $I = 1,6$.
- 375,56 K.

- 10.** a) 9,5 g/100g agua.
b) 23,39 atm.

Si no contesta ninguna de las preguntas correctamente (Niveles I, II y III), revise en forma íntegra la monografía, complementando con referencias de textos recomendados.

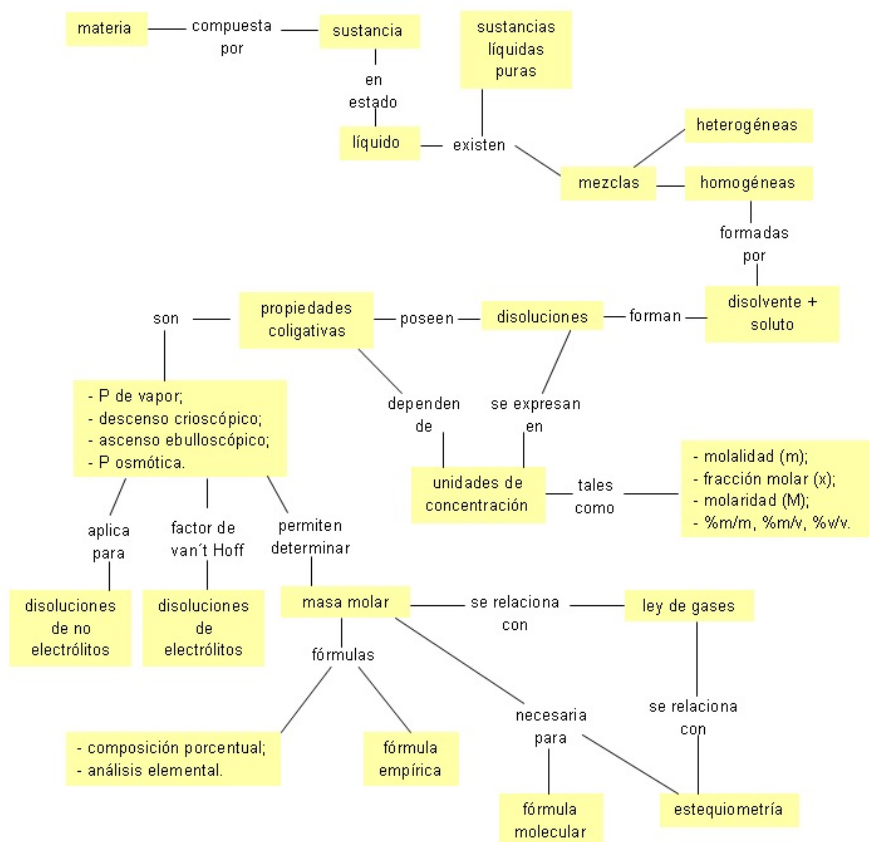
Si contesta correctamente solo preguntas de Nivel I, revise los conceptos desde dilución, con énfasis en la forma de preparar las disoluciones verdaderas y en los conceptos básicos de propiedades coligativas.

Si contesta correctamente preguntas de Niveles I y II, revise los conceptos de propiedades coligativas, con énfasis en mezclas de disoluciones y factor de vant Hoff.

Si contesta todas las preguntas correctamente (Niveles I, II y III): ¡¡¡felicitaciones!!! Ha logrado todas las competencias propuestas y puede pasar directamente a las preguntas y aplicaciones de esta monografía.

Mapa conceptual 4: “Disoluciones y propiedades coligativas”

4.1.3



Mezclas homogéneas. Disoluciones: conceptos de disolvente, soluto y clasificación

4.1.4

En la naturaleza, difícilmente se encuentran compuestos totalmente puros: normalmente, las sustancias se encuentran mezcladas unas con otras. Es importante, por lo tanto, distinguir tipos de mezclas, porque ello determina sus propiedades.

Por ejemplo, es necesario someter a evaporación el agua de mar, para comprobar que no es un líquido puro, sino que contiene sales disueltas. Asimismo, si se agrega azúcar al agua, los cristales “desaparecen”. Ello se debe a que se produce dispersión del soluto (en este caso, azúcar) en el medio dispersante (disolvente: en este caso, agua). Es decir, la disolución consiste en la disociación del soluto hasta un tamaño tal de partícula, que queda a nivel molecular (iónico o atómico, según sea el tipo de compuesto), por lo que a simple vista ya no es posible distinguir los componentes de la mezcla.

La dispersión de la fase que se dispersa (soluto) en la fase o medio dispersante (disolvente) permite clasificar los tipos de dispersiones, en función del tamaño de partícula:

tipo de dispersión	tamaño de partículas	características
disolución verdadera¹	0,01 m μ -1 m μ	Claras, no sedimentan, cristalizan, atraviesan filtros. Ej.: azúcar o sal en agua.
disolución coloidal	1 m μ -100 m μ	Claras, no sedimentan, no cristalizan, atraviesan filtros ordinarios, pero no membranas. Visibles con ultramicroscopios. Ej: proteína de la leche.
suspensión	100 m μ -1000 m μ	Turbias, sedimentan, no pasan filtros comunes, ni por membranas, visibles a simple vista, o con microscopio ordinario. Ej: gotas de grasa en la leche, glóbulos rojo.

¹Se refiere a las disoluciones preparadas con la disolución total del soluto en el disolvente.

Otra forma bastante utilizada para clasificar las dispersiones o disoluciones, se basa en el estado físico inicial de sus componentes. Así, si se llama soluto a la fase que se dispersa y disolvente al medio en que lo hace, se tiene:

soluto	disolvente	ejemplo
sólido	sólido	aleaciones
líquido	sólido	amalgamas
gas	sólido	H ₂ ocluido en Pt
sólido	líquido	azúcar en agua
líquido	líquido	alcohol en agua
gas	líquido	amoníaco en agua
sólido	gas	humo
líquido	gas	niebla
gas	gas	aire

De esta manera, según el tipo de disolución, es posible identificar al disolvente en función de alguna de sus definiciones:

- sustancia que se encuentra en mayor proporción (esta es la definición más general o común);
- sustancia cuyo estado físico inicial es el mismo que el de la disolución;
- componente líquido que existe en el conjunto de las sustancias disueltas.

Así, se puede definir a las disoluciones verdaderas (único tipo de dispersión objeto de estudio en este nivel), como sigue: mezclas homogéneas, resultantes de la interposición de átomos, moléculas o iones de dos o más sustancias (componentes), que intervienen en proporciones variables y conservan sus propiedades químicas. Sus propiedades físicas (densidad, presión de vapor, punto de fusión, temperatura de ebullición, etc.), en cambio, son diferentes de las que tiene cada componente individual.

Ahora, se puede clasificar a las disoluciones verdaderas, de manera cualitativa, en función de la cantidad de soluto disuelto en una determinada cantidad de disolvente. Según ello, se habla de:

- disolución diluida (proporción pequeña);
- disolución concentrada (proporción grande);
- disolución saturada (máxima cantidad de soluto posible de disolver a una temperatura);
- disolución sobresaturada (cantidad de soluto mayor al máximo en ese disolvente, a esa temperatura: meta-estable).

Solubilidad

4.1.5

Cualitativamente, se puede predecir si un soluto será soluble en un disolvente, ya que es muy probable que dos sustancias cuyas fuerzas intermoleculares (como las ya definidas) sean similares, se disuelvan una en la otra:

- moléculas no polares son solubles en disolventes no polares. Ej.: CCl_4 en C_6H_6 .
- Moléculas polares son solubles en disolventes polares. Ej.: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ en H_2O .
- Compuestos iónicos son más solubles en disolventes polares. Ej.: NaCl en H_2O o $\text{NH}_3(l)$.

Cuantitativamente, la solubilidad se expresa como masa máxima de soluto disuelta en 100 g (a veces, en 1 L) de disolvente a una temperatura dada (disolución saturada). Así, los solutos se clasifican como solubles, poco solubles o insolubles, en general, según su solubilidad a temperatura ambiente:

- soluble: 10 g/L;
- poco soluble: 1 – 10 g/L;
- insoluble: < 1 g/L.

Una aplicación muy importante de la solubilidad es el fenómeno de cristalización en función de la variación de solubilidad con la temperatura (revisar conceptos de cristalización y su aplicación en la purificación de sólidos, en bibliografía sugerida).

En el proceso de disolución hay varios fenómenos involucrados, por lo que las variables que afectan la solubilidad son muchas. Lo más importante a considerar es:

- tipo de interacción en el proceso de disolución (interacción disolvente-disolvente; interacción soluto-soluto; interacción disolvente-soluto), es decir, naturaleza química del disolvente y del soluto, que explican el grado de solvatación², determinante de la solubilidad a cada temperatura. De aquí, una regla cualitativa general: “semejante disuelve a semejante”;
- temperatura (en general, un aumento de temperatura favorece la solubilidad, pero hay que analizar cada caso en particular, ojalá en forma cuantitativa);
- masa de soluto disuelta, con respecto a la cantidad de disolvente: la proporción soluto/disolvente, a una temperatura dada, es lineal;
- agitación mecánica: ayuda a acelerar el proceso de dispersión, aunque no afecta la solubilidad.

²La solvatación es el proceso mediante el cual un ión o una molécula es rodeado por moléculas de disolvente, distribuidas de forma específica, favoreciendo la dispersión. Cuando el disolvente es agua, el proceso se llama hidratación.

Unidades de concentración

4.1.6

Para expresar la cantidad de soluto disuelta en una determinada cantidad de disolvente, o la cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolución, se utilizan unidades físicas y químicas (estas últimas son necesarias para la expresión de leyes que rigen el comportamiento de la materia). Todas estas unidades no son más que proporciones, que se basan en que las disoluciones verdaderas son homogéneas y uniformes (su composición es constante).

Formas de expresar concentración:

Unidades físicas: masa/volumen; ppm; ppb; %m/m; %m/v; %v/v.

4.1.7

- **Masa de soluto por unidad de volumen de disolución.** Ej.: 20 g de NaCl por cada L de disolución, se expresa como: 20 g/L.

Casos particulares de este tipo de unidad son ppm y ppb:

- **partes por millón, ppm:** mg de soluto en 1 L de disolución. Ej.: 10 ppm de As, significa que se tiene 10 mg de arsénico por cada litro de disolución.
- **Partes por billón, ppb:** µg de soluto en 1 L de disolución.
- **Porcentaje en masa, %m/m:** masa de soluto (g) en 100 g de disolución, es decir:

$$\% \frac{m}{m} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{100 \text{ g de disolución}} \cdot 100$$

- **Porcentaje masa-volumen, %m/v:** masa de soluto (g) en 100 mL de disolución, es decir:

$$\% \frac{m}{v} = \frac{\text{masa de soluto (g)}}{100 \text{ mL de disolución}} \cdot 100$$

- **Porcentaje en volumen, %v/v:** volumen de soluto (mL) en 100 mL de disolución, es decir:

$$\% \frac{v}{v} = \frac{\text{volumen de soluto (mL)}}{100 \text{ mL de disolución}} \cdot 100$$

Unidades químicas: molaridad; molalidad; fracción molar.

4.1.8

- **Molaridad, M:** cantidad de materia de soluto (expresada en mol) en 1 L (o 1000 mL) de disolución, es decir,

$$M = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{L disolución}}$$

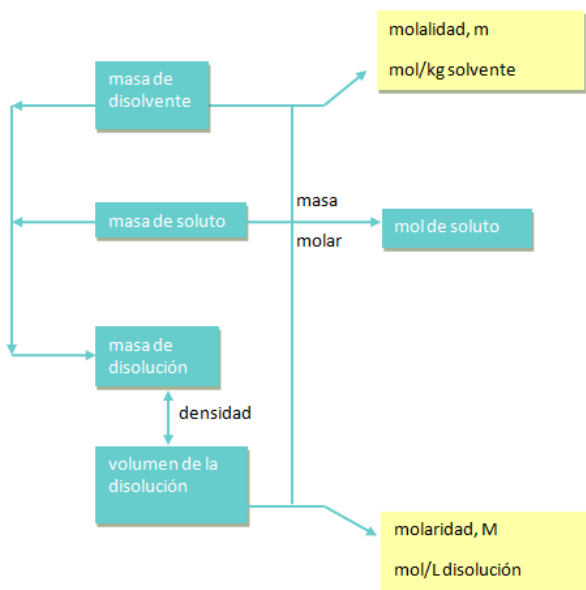
- **Molalidad, m:** cantidad de materia de soluto (expresada en mol) en 1 kg (o 1000 g) de disolvente, es decir,

$$m = \frac{\text{mol de soluto}}{1 \text{ kg de disolvente}}$$

- **Fracción molar, x:** cantidad de materia de cada soluto o del disolvente (expresada en mol) en la cantidad total de materia de la disolución (expresada en mol: cantidad aditiva, por lo que corresponde a la sumatoria de mol de todas las especies presentes en esa cantidad de disolución en que está(n) el(los) soluto(s) e incluye al disolvente), es de

$$x = \frac{\text{mol de soluto}}{\text{mol total}}$$

En resumen, la concentración de una disolución se puede expresar en diversas unidades, que se pueden convertir entre sí, conociendo la masa molar de los componentes y la densidad, según se representa en el esquema siguiente:



Dilución

4.1.9

Es muy común disponer de una disolución concentrada y, a partir de ella, preparar una más diluida. Para ello, se debe tomar una alícuota (volumen exactamente medido y conocido) de la disolución concentrada y agregarlo en un matraz de aforo, donde se agregará más disolvente, hasta completar un nuevo volumen de disolución, exactamente conocido. En tal caso, la cantidad de materia (mol de soluto) contenida en la alícuota no ha variado, solo ha cambiado el volumen de disolución en que se encuentra, por lo que, si las concentraciones se expresan en molaridad, es fácilmente demostrable que la nueva concentración se puede calcular según:

$$V_{\text{alícuota disolución concentrada}} \cdot M_{\text{disolución concentrada}} = V_{\text{disolución diluida}} \cdot M_{\text{disolución diluida}}$$

Para expresar la concentración en otras unidades, se deben conocer las respectivas densidades, para hacer los cálculos de manera correcta.

Es común, además, para efectos de cálculos estimativos, cuando se hace una dilución por mezcla de dos disoluciones, considerar los volúmenes aditivos, aunque estrictamente no lo son. Por ejemplo, al adicionar cloruro de sodio, NaCl, al agua, H₂O, el volumen de la disolución resultante es menor que la suma de los volúmenes individuales antes de mezclarse (los volúmenes no son aditivos, sí lo son la masa o la cantidad de materia (mol)).

Preparación de disoluciones

4.1.10

Para conocer detalles de cómo se preparan, en la práctica, las disoluciones, tanto por disolución como por dilución, remitirse a la bibliografía recomendada al final de esta monografía.

Propiedades coligativas de las disoluciones

4.1.11

Como ya se señaló, en una disolución verdadera, la disolución del soluto en el disolvente provoca modificaciones en las propiedades físicas del disolvente, con respecto a las que tenían los componentes cuando estaban puros. Estas modificaciones de las propiedades físicas del disolvente siempre están relacionadas con el número de partículas y, por lo tanto, con la concentración del soluto expresada en unidades en función de la cantidad de materia. Además, algunas propiedades del disolvente pueden verse afectadas por la naturaleza (disolvente no electrólito o electrólito) del soluto.

Así, por ejemplo, la conductividad de una disolución dependerá de la naturaleza del soluto, es decir, si el soluto es o no un electrólito.

Las propiedades del disolvente que se modifican en función de la concentración de soluto (no debido a la naturaleza), se conocen como propiedades coligativas. En este nivel, se estudia cómo cambian las siguientes propiedades:

- presión de vapor;
- punto de congelación;
- punto de ebullición;
- presión osmótica.

Cabe destacar que estas propiedades coligativas y sus variaciones se rigen por leyes que se cumplen solo en disoluciones verdaderas e ideales, es decir, disoluciones cuyo comportamiento se regiría por las siguientes consideraciones:

- las partículas de soluto son perfectamente elásticas (aunque choquen, no hay pérdida de energía);
- las partículas de soluto están tan alejadas entre sí, que no existen fuerzas atractivas entre ellas;
- la disolución está tan diluida, que el volumen de soluto es despreciable frente al del disolvente.

El posible alejamiento de los valores calculados con las expresiones teóricas de los resultados experimentales, podría explicarse por la reducción del número efectivo de partículas, debido a la interacción existente.

Disminución de la presión de vapor

4.1.12

Como ya se sabe, cuando se alcanza el equilibrio entre el estado líquido y el vapor (fenómeno condicionado por la temperatura), el vapor ejerce una determinada presión sobre la superficie del líquido, denominada presión de vapor a esa temperatura. Esta presión depende de la temperatura y, precisamente, se define la temperatura de ebullición de un líquido como la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a la presión exterior.

Francoise Marie Raoult comprobó experimentalmente que, cuando se añade un soluto no iónico, ni volátil a un disolvente, la presión de vapor de la disolución es menor que la que tenía el disolvente, a igual temperatura (figura 4.1):

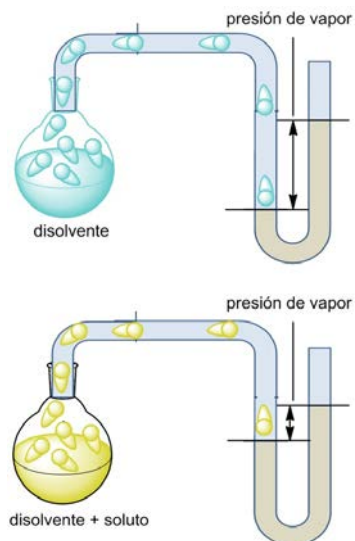


Figura 4.1. Representación del experimento realizado por Raoult.

Este fenómeno se explica fácilmente considerando que la presión de vapor depende de la velocidad con que escapan las moléculas de la superficie del líquido puro: la presencia del soluto obliga a que algunas de sus moléculas reemplacen a las del disolvente en la superficie, existiendo menos moléculas de disolvente y, en consecuencia, la velocidad de evaporación del disolvente (fenómeno que ocurre en la superficie) tiende a disminuir. Es decir, la presión de vapor disminuye al agregar un soluto no volátil y el grado en que un soluto hace disminuir la presión de vapor es proporcional a su concentración.

De este modo, Raoult enunció la ley: “la presión de vapor de cada componente de la disolución ideal es igual a la presión de vapor del disolvente en estado puro, P°_d , por su fracción molar, X_d ”, que equivale a decir que:

$$P = P^{\circ}_d \cdot X_d$$

Si la disolución contiene solamente un soluto:

$$X_d = 1 - X_s; \quad P = (1 - X_s) \cdot P^{\circ}_d$$

$$\Delta P = P^{\circ} - P = X_s \cdot P^{\circ}$$

donde:

ΔP = disminución de la presión de vapor del disolvente en la disolución;

P°_d = presión de vapor del disolvente puro;

P = presión de vapor de la disolución;

X_d = fracción molar del disolvente;

X_s = fracción molar del soluto.

Así, la ley de Raoult predice que, al aumentar la fracción molar de las partículas de soluto, sean moléculas o iones, disminuye la presión de vapor del disolvente puro. Por lo tanto, una disolución ideal obedece la ley de Raoult. Generalmente, son disoluciones diluidas.

Las disoluciones reales se aproximan más al comportamiento ideal cuando están diluidas. De todos modos, hay que tener presente que:

- si las fuerzas intermoleculares entre disolvente-soluto son más débiles que entre disolvente-disolvente y soluto-soluto, la presión de vapor del disolvente tiende a ser mayor que la predicha por la ley de Raoult;
- cuando las interacciones entre soluto y disolvente son muy fuertes, como podría suceder si existen puentes de H, la presión de vapor del disolvente es menor que la que predice la ley de Raoult.

La modificación de la presión de vapor de una disolución por la presencia de un soluto no iónico y no volátil, se traduce también en:

a) Aumento del punto de ebullición (“aumento ebulloscópico”).

b) Disminución del punto de congelación (“descenso crioscópico”).

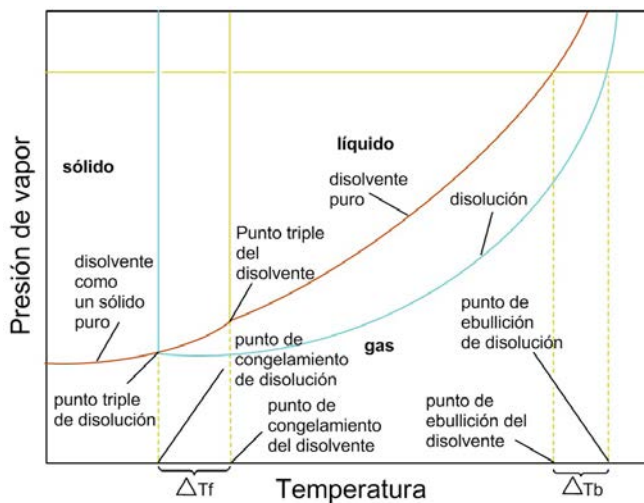
Aumento ebulloscópico y descenso crioscópico

4.1.13

La disminución de la presión de vapor del disolvente cuando tiene algún soluto disuelto, provoca que se requiera una mayor temperatura para alcanzar la presión de vapor necesaria para la ebullición.

Análogamente, como la presión de vapor de una disolución siempre es menor que la del disolvente puro, el punto de congelación de la disolución será menor que el del disolvente puro.

Lo anterior se puede comprender mejor, revisando el cambio en el respectivo diagrama de fases. Por ejemplo:



Así, en las disoluciones diluidas de solutos no iónicos y no volátiles, el aumento del punto de ebullición (ascenso ebulloscópico) y la disminución del punto de congelación (descenso crioscópico) del disolvente, son directamente proporcionales a la concentración molal del soluto y dependerán de la naturaleza del disolvente. En forma matemática:

$$\Delta T = k \cdot m$$

donde m es la concentración molal de la disolución (mol soluto/kg disolvente) y k es la constante de proporcionalidad, que es característica para cada disolvente, dependiendo, además, si se trata del aumento ebulloscópico (k_e) o del descenso crioscópico (k_c).

Esta constante se denomina constante molal de los puntos de ebullición y de congelación, respectivamente y representa el aumento en el punto de ebullición o el descenso en el punto de congelación que experimenta 1 kg de disolvente al añadir 1 mol de soluto. Por lo tanto, se expresa en $^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}/\text{mol}$ o, lo que es lo mismo, $^{\circ}\text{C}/\text{molal}$.

Para agua (disolvente más abundante y utilizado), $k_e = 0,512 \text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}/\text{mol}$ y $k_c = 1,86 \text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg}/\text{mol}$. Para otros disolventes comúnmente utilizados, se presentan datos en la Tabla 4.1. Si trabaja con un disolvente distinto, debe buscar datos en bibliografía.

Es importante destacar que la expresión anterior también permite determinar, experimentalmente, el valor de la masa molar del soluto. Así, el descenso crioscópico es una propiedad muy utilizada para la determinación experimental de masas molares. Esta propiedad, además, encuentra importante aplicación en la preparación de mezclas frigoríficas o anti-congelantes.

Tabla 4.1. Algunas constantes molales de aumento ebulloscópico y descenso crioscópico.

disolvente	punto de ebullición normal ($^{\circ}\text{C}$) ³	k_e ($^{\circ}\text{C}/\text{m}$)	punto de congelación normal ($^{\circ}\text{C}$)	k_c ($^{\circ}\text{C}/\text{m}$)
agua, H_2O	100,0	0,51	0,0	1,86
benceno, C_6H_6	80,1	2,53	5,5	5,12
etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	78,4	1,22	-114,6	1,99
tetracloruro de carbono, CCl_4	76,8	5,02	-22,3	29,8
cloroformo, CHCl_3	61,2	3,63	-63,5	4,68

³Punto de ebullición o de congelación normales corresponden a las respectivas temperaturas, medidas a la presión de 1 atmósfera.

Presión osmótica

4.1.14

Si una disolución y su disolvente puro están separados por una membrana semipermeable (que deja pasar solamente moléculas de disolvente), el resultado neto es el paso de disolvente a la disolución. Este fenómeno se denomina "osmosis" y se produce por el movimiento neto de disolvente, que siempre ocurre hacia la disolución que tiene mayor concentración de soluto (figura 4.2).

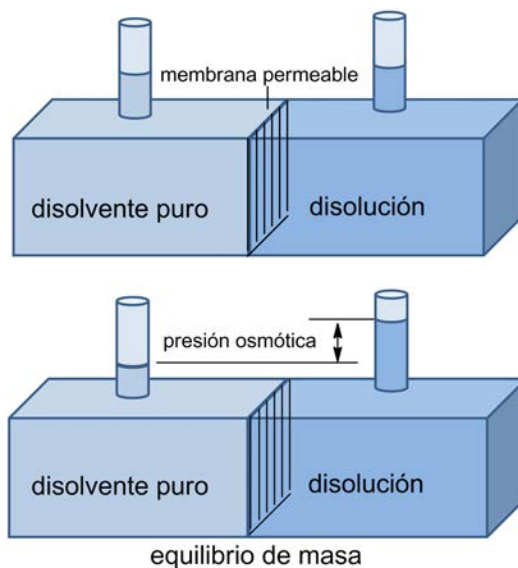


Figura 4.2. Representación del fenómeno de osmosis.

La presión osmótica de la disolución, π , es la presión que se debe aplicar a la disolución para que no ocurra la osmosis. Es decir, que el resultado no implique paso neto del disolvente a través de la membrana semipermeable.

Estudios realizados por Pfeffer, De Vries y Van't Hoff, permitieron establecer que: "la presión osmótica ejercida por n mol de sustancia disuelta, es igual a la que ejercería esa sustancia, si estuviese en estado gaseoso, a la misma temperatura y ocupando un volumen igual al de la disolución". Matemáticamente:

$$\pi V = nRT \quad \pi = \frac{n}{V} RT$$

Como el volumen se expresa en L , el cociente n/V se puede expresar como la concentración molar, por lo tanto,

$$\pi = MRT$$

donde,

π = presión osmótica de la disolución;

M = concentración molar de la disolución;

R = constante universal de los gases;

T = temperatura absoluta (en K) de la disolución.

A las disoluciones de idéntica presión osmótica se las denomina isotónicas. Cuando dos disoluciones tienen diferente presión osmótica, a aquella de menor presión se la denomina hipotónica y a aquella de mayor presión, hipertónica, como es posible observar en la figura 4.3., para una serie de glóbulos rojos.

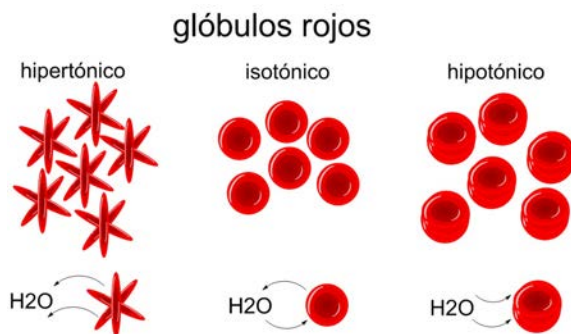


Figura 4.3. Representación de los diferentes tipos de presión osmótica.

Se comprueba fácilmente (y considerando el mapa conceptual), que las propiedades coligativas se pueden utilizar para la determinación de la masa molar de un compuesto, tal cual se hace experimentalmente a nivel de investigación e, incluso, en laboratorios docentes (revisar bibliografía recomendada).

Propiedades coligativas de disoluciones de electrólitos: factor de van't Hoff

4.1.15

No existe una teoría satisfactoria para las disoluciones de electrólitos y sus propiedades coligativas, debido a que no es sencillo definir una estructura de este tipo de disoluciones, es decir, establecer cómo se acomoda cada ión con respecto a sus vecinos y a las moléculas de disolvente. Algunas consideraciones generales:

- en una disolución diluida ($< 0,01$ mol/L), cada ión está rodeado por un determinado número de moléculas de disolvente. Por lo tanto, el grado de solvatación depende de la naturaleza del ión: es mayor para iones pequeños, con carga alta.
- La atracción inter-iónica en una disolución electrolítica también afecta sus propiedades. Por lo tanto, es razonable suponer que cada ión está rodeado, en promedio, por un número determinado de iones de carga opuesta. En general, la evidencia experimental es consistente con esta idea.
- Un ión hidratado o solvatado completamente, se conoce como ión libre. A mayores concentraciones, los cationes y aniones tienen esferas de hidratación o solvatación incompletas y tienden a asociarse entre sí, para formar pares iónicos. Un par iónico consiste en un catión y un anión fuertemente unidos por

fuerzas de atracción, con pocas o casi ninguna molécula de agua o disolvente entre ellos como es posible observar en la figura 4.4.

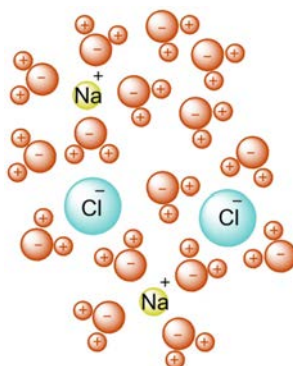


Figura 4.4. Interacción de NaCl con H₂O.

Así, por ejemplo, ¿cómo afectan estos pares iónicos la conductividad eléctrica de una disolución?

Considerando que la conductividad eléctrica es la migración neta de cargas en la disolución, se tiene que la generación de pares iónicos provoca una disminución en esta propiedad, debido a que tanto el anión como el catión no se mueven con libertad, como unidades individuales. Es decir, los pares iónicos producen el efecto aparente de disminuir el número de partículas que se mueve independientemente.

De manera similar, se verán afectadas las demás propiedades coligativas, como el aumento del punto de ebullición o la presión osmótica.

Por lo tanto, considerando que las propiedades coligativas dependen directamente del número de partículas, las expresiones que las describen deben modificarse de manera de tener en cuenta estos aspectos. Así:

$$\Delta T = i \cdot k \cdot m$$

$$\pi = i \cdot M \cdot R \cdot T$$

donde i = factor de van't Hoff, que se define como:

$$i = \frac{\text{número real de partículas en disolución después de la disociación}}{\text{número de fórmulas unitarias disueltas inicialmente en la disolución}}$$

Entonces, en teoría, dependiendo del tipo de soluto, se consideran los siguientes valores para i :

- todos los no electrolitos (moléculas): $i = 1,0$;

- electrólitos fuertes, del tipo NaCl, KNO₃, etc.: $i = 2,0$;
- electrólitos fuertes, del tipo MgCl₂, etc.: $i = 3,0$.

y así sucesivamente.

Los valores de la tabla 4.2. dan cuenta de que ni siquiera los electrólitos fuertes se disocian en 100 %, como se suele considerar en teoría (una buena explicación para ello es, precisamente, la formación de pares iónicos).

Al contrario, la diferencia entre el factor de van't Hoff teórico (i considerando disociación completa) y el experimental (disociación real), permite determinar, cuantitativamente, la fuerza de electrólitos (por ejemplo, sales, ácidos y bases), concepto fundamental para iniciarse en el estudio del "equilibrio químico".

Tabla 4.2. Factor de van't Hoff de disoluciones 0,05 mol·L⁻¹, a 25 °C.

soluto	i (valor real, medido experimentalmente)	i (valor teórico, deducido de su fórmula)
sacarosa, C ₆ H ₂₂ O ₁₁	1,0	1,0
ácido clorhídrico, HCl	1,9	2,0
cloruro de sodio, NaCl	1,9	2,0
sulfato de magnesio, MgSO ₄	1,3	2,0
cloruro de magnesio, MgCl ₂	2,7	3,0
cloruro de hierro(III), FeCl ₃	3,4	4,0

Preguntas y aplicaciones 4

4.1.16

1. La solubilidad de KNO₃ es 155 g/100 g de agua, a 75 °C y 38 g/100 g, a 25 °C. Calcule la masa (en g) de KNO₃ que cristalizará al enfriar hasta 25 °C, exactamente 100 g de su disolución saturada a 75 °C.

2. Calcule la molalidad (m) de una disolución de etanol (C_2H_5OH) 5,86 M, que tiene una densidad de 0,927 g/mL.
3. Calcule la masa de agua (en g) en que se deberán disolver 32 g de $C_6H_{12}O_6$, para preparar una disolución 0,333 m.
4. Calcule la molalidad y la molaridad de una disolución de densidad 1,05 g/mL de $(NH_4)_2SO_4$, que contiene 12,4 g del soluto y 448,6 g de agua.
5. Una muestra de 0,830 g de $MgCl_2$ se disuelve en 350 g de agua. Si la densidad de la disolución es 1,09 g/mL, determine el % en masa y el % masa/volumen de la disolución resultante.
6. a) Calcule la molaridad de una disolución de NaOH al 5% en masa, que tiene una densidad de 1,06 g/mL.
b) Calcule la cantidad de materia (cuántos mol) de NaOH en 50 mL de la disolución.
7. Se toman 200 mL de una disolución de $MgCl_2$ de concentración 1 M y se mezclan con 400 mL de otra, también de $MgCl_2$, 2,5 M. Finalmente, se añade al conjunto 400 mL de agua. Considerando volúmenes aditivos y que la densidad final es 1,02 g/mL, calcule:
a) la molaridad de la disolución resultante;
b) la molalidad de la disolución resultante.
8. Se debe preparar una disolución de yoduro de potasio, KI, al 8,5 % en masa. Esta disolución se utilizará para grabar oro, Au, en tarjetas de circuitos impresos y se preparará mediante la mezcla de una disolución al 15 % en masa de KI y otra diluida, que contiene 2,6 % m/m de KI. Calcule cuál debe ser la relación entre las masas de disolución concentrada a disolución diluida, para lograr la disolución deseada.
9. Una disolución del "cloro" que se emplea en piscinas, contiene 13 % en masa de hipoclorito de sodio, NaClO, y una densidad de 1,2 g/mL. Si se agrega 1

galón (3,785 L) de esta disolución a 20.000 galones de agua ($d = 1,0 \text{ g/mL}$), calcule la concentración de “cloro” en la piscina, expresada en ppm.

10. Calcule la presión osmótica que ejercerá, a $15 \text{ }^\circ\text{C}$, una disolución de sacarosa que se preparó en una concentración de $17,1 \text{ g/L}$.
11. Calcule la presión de vapor de las disoluciones siguientes a $30 \text{ }^\circ\text{C}$, sabiendo que la presión de vapor de agua a esa temperatura es $31,5 \text{ mm Hg}$:
- 1 mol de sacarosa en 49 mol de agua.
 - 2 mol de sacarosa en 10 L de agua.
 - 100 g de sacarosa ($\mathcal{M} = 342 \text{ g/mol}$) en 500 g de agua.
12. Se preparó una disolución de una sustancia no iónica en una concentración de $77,4 \text{ g/L}$ y se observa que, a $25 \text{ }^\circ\text{C}$, ejerce una presión osmótica de $10,5 \text{ atm}$. Calcule la masa molar de la sustancia disuelta.
13. Se mezclan 50 mL de Na_2SO_4 $0,2 \text{ M}$ ($d = 1,015 \text{ g/mL}$); 30 mL de NaNO_3 $0,15 \text{ M}$ ($d = 1,010 \text{ g/mL}$) y 25 mL de KNO_3 $0,32 \text{ M}$ ($d = 1,05 \text{ g/mL}$). Considerando que todos son electrólitos fuertes, calcule:
- las concentraciones, en mol/L, de Na^+ y de NO_3^- .
 - La temperatura de congelación de la disolución ($k_c: 1,86 \text{ }^\circ\text{C/m}$).
14. Se mezclan 120 g de 2-heptano ($\mathcal{M} = 98 \text{ g/mol}$) con una determinada masa de 1,3-dicloro-2-metilpropano ($\mathcal{M} = 126,9 \text{ g/mol}$), a $78 \text{ }^\circ\text{C}$ (ambas sustancias son no electrólitos). Las presiones de vapor de 2-heptano y de 1,3-dicloro-2-metilpropano puros, a $78 \text{ }^\circ\text{C}$, son respectivamente, 400 y 99 mm Hg. Calcule la masa de 1,3-dicloro-2-metilpropano disuelto en la disolución, si la presión total es 358 mm Hg, a $78 \text{ }^\circ\text{C}$.

15. Se requiere preparar un baño frío (disolución anti-congelante), para realizar una reacción que ocurre a una temperatura de alrededor de $-8\text{ }^{\circ}\text{C}$. Para ello, se dispone de las siguientes disoluciones acuosas (H_2O : $\mathcal{M} = 18\text{ g/mol}$, $k_c = 1,86\text{ }^{\circ}\text{C/m}$):

A.- disolución de nitrato de níquel ($\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, $\mathcal{M} = 244,7\text{ g/mol}$), de concentración 14% m/m;

B.- disolución de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, $\mathcal{M} = 342,0\text{ g/mol}$), de fracción molar 0,07 en sacarosa.

Demuestre, mediante cálculos, cuál de estas disoluciones es más adecuada para preparar la disolución anti-congelante.

Respuestas a preguntas y aplicaciones 4

4.1.17

1. 45,88 g.
2. 8,91 m.
3. 535 g.
4. 0,21 m y 0,214 M.
5. %m/m = 0,24 %; %m/v = 0,26 %.
6. a) 0,1325 M.
b) 0,00663 mol.
7. a) 1,2 M.
b) 1,33 m.
8. 0,91.
9. 3506 ppm de Cl^- .
10. 1,18 atm.
11. a) $P_v = 30,87\text{ mm Hg}$.
b) $P_v = 31,37\text{ mm Hg}$.
c) $P_v = 31,17\text{ mm Hg}$.
12. 33,26 g/mol.

13. a) 1,9489 mol/L de Na^+ ; 0,1191 mol/L de NO_3^- .
b) $-2,73\text{ }^\circ\text{C}$, si el disolvente es agua.
14. 25 g.
15. Opción B.

Bibliografía recomendada

4.1.18

- Brown, T. *et al.* Química. La Ciencia Central, 9ª Edición, México, Editorial Pearson Prentice Hall, 2004.
- Chang, R. Química, 6ª Edición, México, Editorial Mc. Graw Hill, 2003.
- del Valle M. A., Valdebenito N. Mediciones y métodos de uso común en el laboratorio químico. Ed. Pontificia Universidad Católica de Chile, 1999.

5

Monografía

Disoluciones y propiedades coligativas

5.1

COMPETENCIAS

COMPETENCIAS ¹	INDICADORES DE DESEMPEÑO ²	Páginas del texto "Química, la Ciencia Central", T. Brown, Editorial Pearson, 2009.
10. Aplicar el principio de conservación de la materia y las relaciones de mol y/o masa asociadas a una reacción química.	10.1. Utiliza el principio de conservación de la materia para balancear ecuaciones químicas en una o varias etapas. 10.2. Construye a partir de información experimental las fórmulas empírica y molecular. 10.3. Realiza las relaciones de masa y/o mol adecuadas (considerando la pureza) para determinar el reactivo limitante y rendimiento de una reacción.	Cap. 3, pp 74-76. Cap. 3, pp 91-94. Cap 3, pp 95-102.
11. Sintetizar contenidos de relaciones de mol y/o masa con las leyes de los gases y/o las propiedades de las disoluciones.	11.1. Adapta los conceptos abordados en el estado gaseoso y sus leyes, para la obtención de información como cantidad de materia, volumen, presión y temperatura, asociado a una reacción química.	Cap 10, 364-379.

¹Recuerde que una competencia es una declaración que describe lo que el estudiante debiera conocer y realizar al final del curso. Un conjunto de conocimientos, habilidades y actitudes que resultan necesarios para el desempeño efectivo en un contexto particular.

²Recuerde que un indicador de desempeño corresponde a una declaración específica y susceptible de ser medida de las evidencias o desempeños específicos que permiten evaluar el logro de la competencia.

Preguntas de auto-evaluación 5

5.1.1

A través de los ejercicios de auto-evaluación propuestos en este capítulo, Ud. podrá verificar su dominio de las competencias detalladas en la Tabla anterior, para lo cual, a continuación, se entregan las respuestas con las que Ud. podrá contrastar el nivel de logro que corresponde a cada una de ellas.

1. Determine la fórmula empírica de los minerales que tienen la siguiente composición:
 - a) Na 12,1%; Al 14,19%; Si 22,14%; O 42,09%; H₂O 9,48%.
 - b) ZnSO₄ 56,14%; H₂O 43,86%. (I)

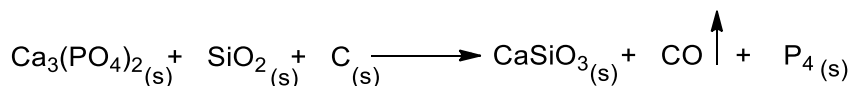
2. Determine la composición porcentual de:
 - a) cromato de plata, Ag₂CrO₄.
 - b) Ácido acetilsalicílico (aspirina), C₉H₈O₄.
 - c) Sacarina, C₇H₅NO₃S. (I)

3. El análisis de una muestra de ácido ascórbico (vitamina C), cuya masa es 1,274 g, entregó la siguiente composición: 0,521 g de C; 0,058 g de H y el resto es O. Determine la fórmula molecular de la vitamina C, si se sabe que su masa molar es 176 g/mol. (I)

4. Una muestra de 1,367 g de un compuesto orgánico se quemó en corriente de aire y dio 3,002 g de CO₂ y 1,640 g de H₂O. Si el compuesto solo contenía C, H y O:
 - a) ¿cuál es su fórmula empírica?
 - b) Si su masa molar, determinada experimentalmente, es 60 g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular? (II)

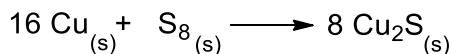
5. Se pesan 2,0 g de un compuesto, componente del *smog*, que contiene C, H, N, y O y se combustiona (reacción en presencia de exceso de O₂). Se producen 1,4520 g de CO₂ y 0,4500 g de H₂O. Por otra parte, para cuantificar el contenido de N en el compuesto, se hace reaccionar 3,200 g de este, obteniéndose 0,4500 g de NH₃. Determine la fórmula empírica del compuesto. (II)

6. La ecuación para la reacción de obtención de fósforo, P₄, en un horno eléctrico es:

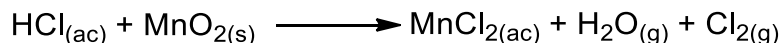


Determine:

- los coeficientes estequiométricos de la ecuación planteada.
 - La masa (en g) de fósforo, P₄, obtenidos por cada gramo de fosfato de calcio, Ca₃(PO₄)₂, utilizado.
 - La masa (en g) de sílice (óxido de silicio, SiO₂) y de carbono, C, que se necesita por cada mol de fosfato de calcio utilizado. (III)
7. En un experimento, un estudiante calienta una mezcla de 5,52 g de cobre, Cu, en polvo con 10,1 g de azufre, S, en polvo. La reacción que ocurre es:



- ¿Qué masa (en g) de sulfuro de cobre(I), Cu₂S, se obtiene?
 - ¿Cuánto queda sin reaccionar del reactivo que está en exceso? (III)
8. El gas dicloro, Cl₂, se puede sintetizar en el laboratorio, en base a la reacción entre ácido clorhídrico, HCl, y óxido de manganeso(IV), MnO₂:



Cuando 0,475 mol de HCl reaccionan con una muestra de 10 g de MnO_2 de 85 % de pureza:

- a) calcule cuántos mol de Cl_2 se obtienen.
- b) Calcule la masa de cloruro de manganeso(II), MnCl_2 , obtenida, si la reacción ocurre con un 72,7% de rendimiento.
- c) Calcule la masa de la muestra de 10 g de óxido de manganeso(IV), MnO_2 , que era impureza.
- d) Calcule la masa de reactivo que no reacciona, por estar en exceso. **(III)**

Respuestas preguntas de auto-evaluación 5

5.1.2

1. a) $\text{NaAlSiH}_2\text{O}_6$.
b) $\text{ZnSH}_{14}\text{O}_{10}$.
2. a) Ag = 65,03 %; Cr = 15,67 %; O = 19,29 %.
b) C = 60,00 %; H = 4,48 %; O = 35,52.
c) C = 45,90 %; H = 2,75 %; N = 7,65 %; O = 26,20 %; S = 17,50 %.
3. $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$.
4. a) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.
b) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$.
5. $\text{C}_2\text{H}_3\text{NO}_5$.

6. a) $2 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 6 \text{SiO}_2 + 10 \text{C} \rightarrow 6 \text{CaSiO}_3 + 10 \text{CO} + \text{P}_4$
- b) 0,199 g P_4 .
- c) 180,25 g SiO_2 y 60,00 g de C.
7. a) 6,923 g Cu_2S .
- b) 0,2281 mol = 7,314 g S.
8. a) 0,0978 mol Cl_2 .
- b) 8,95 g de MnCl_2 .
- c) 1,5 g de MnO_2 corresponde a impureza.
- d) 3,06 g HCl.

Si no contesta ninguna de las preguntas correctamente (Niveles I, II y III), revise en forma íntegra la monografía, complementando con referencias de textos recomendados.

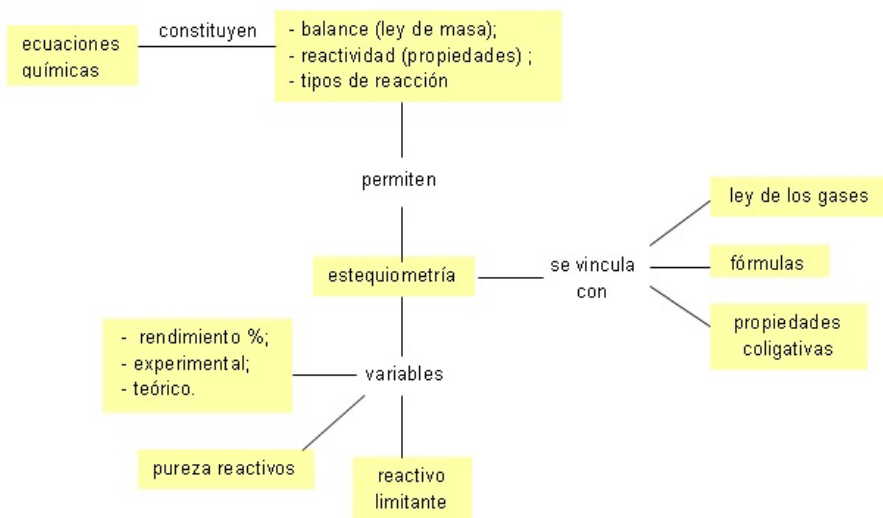
Si contesta correctamente solo preguntas de Nivel I, revise los conceptos desde fórmula empírica y molecular, con énfasis en la aplicación del principio de conservación de la materia y la obtención de información mediante la realización de diversos experimentos.

Si contesta correctamente preguntas de Niveles I y II, revise los conceptos desde cálculo de reactivo limitante, rendimiento de la reacción y pureza de reactivos, con énfasis en la combinación de las variables descritas.

Si contesta todas las preguntas correctamente (Niveles I, II y III): ¡¡¡felicitaciones!!! Puede pasar directamente a las preguntas y aplicaciones de la monografía.

Mapa conceptual 5: “Reacciones químicas: cálculos estequiométricos”

5.1.3



Principio de conservación de la materia

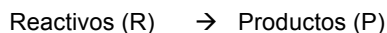
5.1.4

Toda ecuación química debe cumplir con el principio que indica que “la masa total de las sustancias que intervienen en una transformación química permanece constante”.

A partir de esto, se hace necesaria la igualación de ecuaciones, que puede realizarse de forma “directa” o mediante un método algebraico.

Igualación de ecuaciones químicas

La ecuación química es una representación, en forma sencilla y simbólica, de una transformación química:

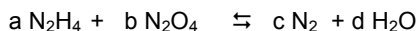


Los aspectos generales del formato que se sigue, se resumen a continuación:

1. Los reactivos (R) se separan de los (P) con una flecha (\rightarrow), que indica el sentido de la reacción.

- Se incorporan números enteros, o coeficientes, frente a los símbolos de las sustancias, para equilibrar, balancear o igualar la ecuación, indicando el número de unidades fórmula (átomos, iones, moléculas, etc.) que participa como R o P. Cuando el coeficiente es 1, no es necesario indicarlo. Este proceso de igualación puede ser realizado mediante método algebraico.
- El método algebraico permite plantear un sistema de ecuaciones para balancear cada elemento presente en los compuestos que constituyen reactivos, igualando al elemento existente en forma de productos.

La siguiente ecuación es un ejemplo de lo descrito:



Balance para N: $2a + 2b = 2c$

Balance para H: $4a = 2d$

Balance para O: $4b = d$

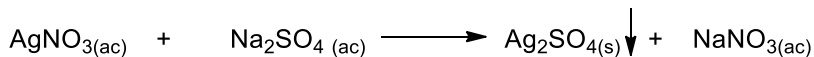
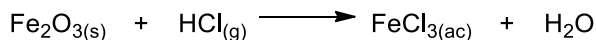
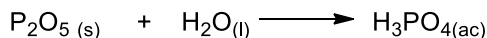
Para resolver el sistema de ecuaciones, se asigna un valor 1 a cualquiera de las incógnitas y, a partir de allí, se resuelven todas las demás, teniendo presente, por último, que los coeficientes correctos son los mínimos enteros, por lo que, si es necesario, se debe amplificar o simplificar, según corresponda, los resultados obtenidos, para cumplir este precepto.

- Al tener la transformación más de un R o P, se incorpora un signo + entre ellos.
- Las condiciones a aplicar para que la reacción ocurra, se puede incorporar sobre o bajo la flecha del sentido de la reacción.
- El estado físico de las sustancias que participan se puede indicar utilizando la siguiente simbología:

(s) sólido; (l) líquido; (g) gas; (ac) disolución acuosa

símbolo	significado
\longrightarrow	da (n, mol), produce (n, mol). Hacia productos.
\longleftrightarrow	reacción reversible; equilibrio entre R y P.
\uparrow	gas que se desprende (se incorpora después de la sustancia).
\downarrow	sólido o precipitado que se forma.

Para practicar, se recomienda igualar las siguientes ecuaciones:

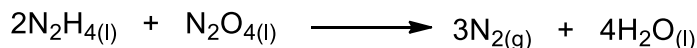


Siempre puede ser aplicable la igualación en forma directa, para lo cual conviene, generalmente, seguir el orden: balance de metales, luego no metales y, por último, hidrógeno y oxígeno.

Información que entrega una ecuación química correctamente balanceada

5.1.5

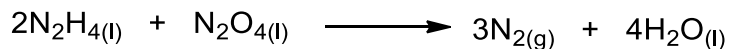
Los coeficientes de una ecuación balanceada representan la cantidad de materia (número de mol), también el número de masa molar de los reactivos y productos que participan en la reacción. Por ejemplo:



La información cualitativa que entrega esta ecuación es: hidracina (N_2H_4), en estado líquido, reacciona con tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4), también en estado líquido, produciendo dinitrógeno (N_2 , gas) y agua (H_2O en estado líquido). Además, la información cuantitativa es la siguiente:

N_2H_4	N_2O_4	N_2	H_2O
4 átomos de N 8 átomos de H	2 átomos de N 4 átomos de O	6 átomos de N	8 átomos de H 4 átomos de O
2 moléculas de N_2H_4	1 molécula de N_2O_4	3 moléculas de N_2	4 moléculas de H_2O
2 mol de N_2H_4	1 mol de N_2O_4	3 mol de N_2	4 mol de H_2O
$\mathcal{M} = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 64 g	$\mathcal{M} = 92 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 92 g	$\mathcal{M} = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 84 g	$\mathcal{M} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 72 g

Así, se tienen las siguientes relaciones fundamentales:



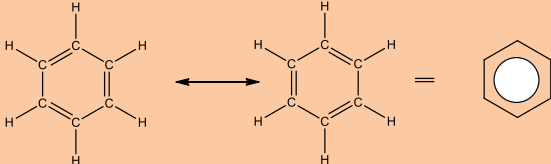
relación de mol	2	1	3	4
relación de masa	64	92	84	72

Estas son las relaciones (proporciones) que permiten realizar todos los cálculos estequiométricos.

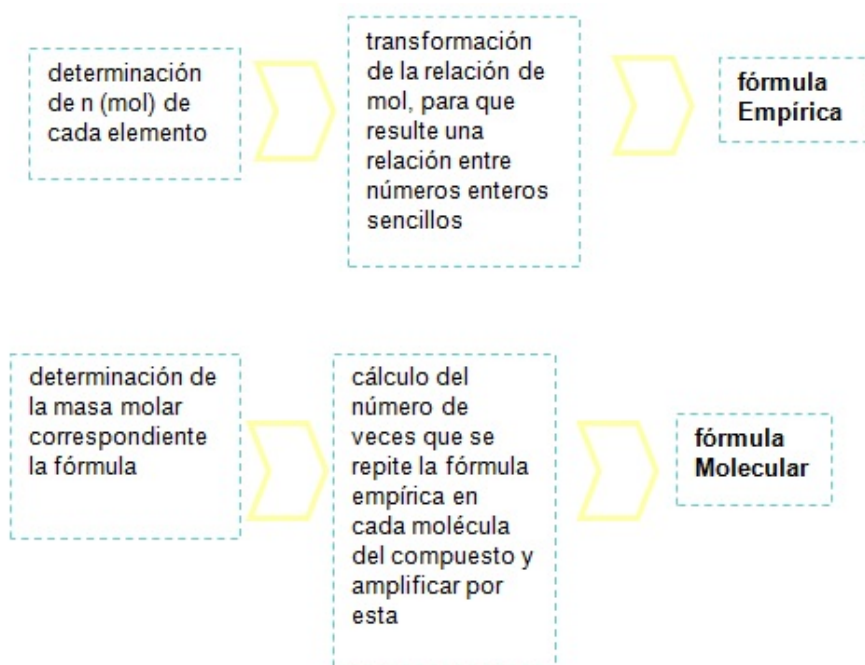
Se recomienda revisar lecturas recomendadas para ejercicios resueltos de balance de ecuaciones y cálculos estequiométricos: Brown, Cap. 3, pp. 86.

Determinación de fórmulas empírica y molecular

5.1.6

fórmula empírica	fórmula molecular	fórmula estructural
CH	C_6H_6	

¿Cómo se determinan estas fórmulas químicas?



Recuerde que para los cálculos a partir del análisis elemental, no necesariamente debe considerar 100 g de muestra, ya que podría utilizar cualquier masa, manteniendo constantes los % indicados, es decir, respetando las proporciones. Un buen ejercicio es resolver los siguientes ejemplos:

1. El mineral *casiterita*, es un compuesto de estaño y oxígeno, cuyo análisis químico entregó los siguientes resultados: 78,8 % de Sn y 21,2% de oxígeno. Determine la fórmula molecular, si la masa molar del compuesto es 150,7 g/mol.

\mathcal{M} (Sn): 118,7 g/mol

\mathcal{M} (O): 16,0 g/mol

- i) Cálculo de mol.
- ii) Dividir por el número menor.
- iii) ¿Cuál es la fórmula?

2. Dicromato potásico, sólido soluble en agua, contiene tres elementos, K, Cr, O. El análisis de una muestra de este compuesto dio los siguientes porcentajes en masa: K = 26,6; Cr = 35,4; O = 38,0. A partir de estos datos, determine la fórmula del compuesto.
3. Hexano, un líquido orgánico incoloro, contiene 83,6 % de C y 16,4 % de H. Determine la fórmula molecular de este compuesto, sabiendo que su masa molar es 86 g/mol.
4. El alcohol etílico contiene los elementos carbono, oxígeno e hidrógeno. La combustión de 5,00 g de una muestra de alcohol etílico dio 9,55 g de CO₂ y 5,87 g de H₂O. Calcule:
 - i) las masas de C, H y O en 5,00 g de muestra, suponiendo que todo el C se transforma en CO₂ y todo el H en H₂O.
 - ii) La composición porcentual (% de cada elemento presente) en el alcohol etílico.
 - iii) La fórmula más sencilla (empírica) de este compuesto.
5. La cafeína es un estimulante que se encuentra en el café, en el té y en ciertas bebidas refrescantes y contiene C, H, O, y N. La combustión de 1,000 mg de cafeína produce 1,813 mg de CO₂; 0,4639 mg de H₂O y 0,2885 mg de N₂. Determine la masa molar de la cafeína, sabiendo que se encuentra entre 150 y 200 g/mol.

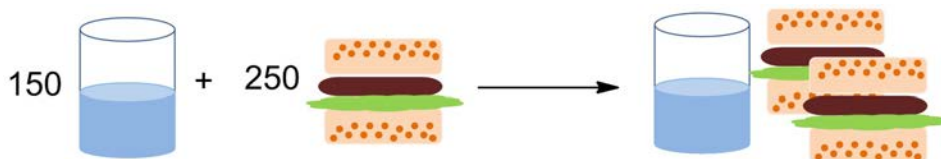
Reactivo limitante

5.1.7

En forma ideal, los reactivos en una ecuación química podrían combinarse en proporciones estequiométricas, es decir, si había 4 moléculas de A, que requerían 3 moléculas de B para dar C, las podríamos tener. Sin embargo, lo más común es que la mezcla de reactivos no se prepare de esa forma. Desde esta situación surge el concepto de reactivo limitante, es decir, el reactivo que limita la reacción y el rendimiento de ella.

Normalmente, el material más económico se utiliza en exceso, para asegurar que el más costoso se consuma completamente.

Una forma de ejemplificar este concepto es la preparación de un “combo” de comida rápida, el cual está compuesto por 2 hamburguesas y 1 vaso de bebida. Si se dispone de 250 hamburguesas y 150 bebidas:



es claro que la combinación no es estequiométrica exacta y uno de ellos limitará la obtención del “combo” de comida. Así: ¿cuál será el reactivo limitante? ¿Cuántos combos se podrá preparar? ¿Cuánto del producto que está en exceso quedará “disponible”?

Este mismo razonamiento es aplicable a los reactivos involucrados en una reacción química, donde la combinación no necesariamente se hace en proporciones estequiométricas exactas, pero las reacciones sí ocurren, según el número de partículas, en las proporciones dadas por la ecuación correctamente igualada. De allí que todo cálculo estequiométrico está precedido por la igualación de la ecuación química (ley de Lavoissier, de conservación de la materia, se cumple siempre), por lo que ningún cálculo posterior es válido, si no se parte de la ecuación correcta.

Recuerde que una vez determinado el reactivo limitante, debe utilizar los datos de este componente para continuar con los cálculos estequiométricos.

Revise ejemplos de carácter químico en la lectura recomendada del texto Brown, Cap. 4 pp. 99.

Rendimiento de la reacción

5.1.8

El rendimiento de una reacción es la cantidad real de producto obtenida, con respecto a la máxima cantidad que se podría obtener mediante un proceso químico (representado por las ecuaciones químicas correspondientes), llevado a cabo en determinadas condiciones.

La cantidad máxima de un producto (P) obtenido, se puede calcular suponiendo que todo el reactivo (R) reacciona y se transforma en P, lo que se conoce como rendimiento teórico (100%). Sin embargo, lo que ocurre no es eso, sino que se tiene un rendimiento real que, por supuesto, es menor al teórico, debido a diversas razones, tales como:

- reacciones colaterales que llevan a otro producto;
- pérdida durante el proceso;
- pérdida durante la separación o purificación.

Así, el rendimiento se puede calcular de la siguiente forma:

$$R = \frac{\text{masa real de producto obtenida}}{\text{masa teórica de producto a obtener}}$$

Generalmente, se expresa en porcentaje:

$$\% R = \frac{\text{masa real de producto obtenida}}{\text{masa teórica de producto a obtener}} \cdot 100$$

El rendimiento es, por lo tanto, un término relativo, adimensional.

Pureza de los reactivos

5.1.9

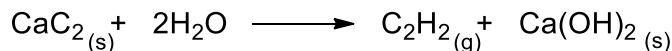
Como se ha señalado, con el fin de que se cumpla la Ley de Lavoissier (conservación de la materia), se incorpora el mínimo coeficiente entero para igualar las reacciones químicas, de manera que en cada miembro de la ecuación exista el mismo número de átomos de cada elemento constitutivo de las sustancias. En general, todos los reactivos químicos contienen impurezas, las que pueden encontrarse en un amplio intervalo, con respecto al componente de interés. Por ello -y considerando que las ecuaciones químicas solo contemplan productos puros-, hay que tener en cuenta que en ocasiones las impurezas podrían llegar a interferir en la reacción involucrada y es fundamental conocer la cantidad de compuesto puro a reaccionar. Así, cuando se realizan cálculos en base a ecuaciones químicas (cálculos estequiométricos), se debe considerar solo la cantidad de reactivo puro. Por ejemplo: calcule la cantidad de manganeso (en masa, kg) existente en 1000 kg de *pirolusita*, mineral con un 82 % de pureza en MnO_2 .

(Revise un ejemplo de pureza de reactivos en el texto Brown, Cap. 4, pp. 95.)

Preguntas y aplicaciones 5

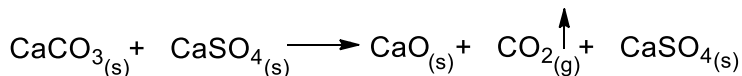
5.1.10

- ¿Qué masa de ácido sulfúrico (H_2SO_4) se puede obtener por reacción de azufre, S, contenido en 2 toneladas de *pirita* (FeS_2)?
- El gas acetileno, C_2H_2 , se prepara por reacción de carburo de calcio, CaC_2 , con agua, H_2O , de acuerdo a la siguiente reacción:



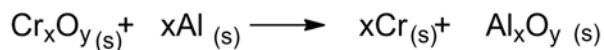
Si 2550 kg de carburo de calcio se tratan con un exceso de agua, se obtiene 867 kg de acetileno. Calcule el porcentaje de rendimiento de la reacción.

- Una muestra de 7,61 g de ácido *p*-aminobenzoico (compuesto utilizado en los cosméticos con filtros solares, que contiene carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno), se quemó en corriente de dióxigeno y se obtuvo 17,1 g de CO_2 ; 3,50 g de H_2O y 0,777 g de N_2 .
 - Calcule cuántos mol de átomos de carbono, hidrógeno y nitrógeno contenía la muestra.
 - Calcule qué masa de C, H y N contenía la muestra.
 - Basado en la masa de la muestra original, calcule qué masa de oxígeno contenía la muestra.
 - Determine la fórmula empírica del ácido *p*-aminobenzoico.
- Una muestra de 10,50 g de una mezcla de carbonato de calcio, CaCO_3 , y sulfato de calcio, CaSO_4 , se calentó para descomponer el carbonato, de acuerdo a la siguiente ecuación:



El CO_2 gaseoso escapó y el CaSO_4 no se descompone por el calentamiento. La masa final de la muestra es 7,64 g. Calcule el porcentaje de la mezcla original que corresponde a CaCO_3 .

5. Un procedimiento para la obtención de cromo, Cr, a partir de óxido de cromo, Cr_2O_3 , y aluminio, Al, se llama aluminotermia:



El óxido de cromo contiene 68,42 % de cromo y 31,58 % de oxígeno.

- Calcule la fórmula empírica del óxido de cromo e iguale la ecuación.
- Calcule la cantidad de Cr que se produce a partir de una mezcla que contiene 2,7 g de Al y 8,2 g de óxido de cromo.

Respuestas a preguntas y aplicaciones 5

5.1.11

- 3,352 toneladas.
- 83,69 %.
- 0,389 mol C, 0,389 mol H, 0,056 mol N.
 - 4,668 g C, 0,389 g H, 0,784 g N.
 - 1,769g O.
 - $\text{C}_7\text{H}_7\text{NO}_2$.
- 61,9 %.
- Cr_2O_3 ; $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$.
 - 5,62 g.

Bibliografía recomendada

5.1.12

- Brown, T. *et al.* Química. La Ciencia Central, 9^{na} Edición, México, Editorial Pearson Prentice Hall, 2004.
- Chang, R. Química, 6^a Edición, México, Editorial Mc. Graw Hill, 2003.
- Earl, B. Concepts Maps for General Chemistry, J. Chem. Educ., 2007, 84:1788-89.

Anexo: ejercicios aplicados resueltos

5.2

Monografía 1

Ejercicio 1

Dmitri Mendelyev, químico ruso, fue quien publicó la primera Tabla Periódica, en el siglo XIX. Junto con proponerla, aseveró que debía existir ciertos elementos, desconocidos hasta el momento, con las propiedades adecuadas para llenar los vacíos que se generaban.

Con sus conocimientos de las propiedades físicas de silicio (Si) y estaño (Sn), predijo las propiedades del eka-silicio, hoy conocido como germanio (Ge). Situó a este nuevo elemento bajo Si y sobre Sn e indicó que sus propiedades físicas -y las de sus compuestos-, eran aproximadamente el promedio de los dos elementos ya mencionados.

Con los datos de la siguiente tabla, ¿qué propiedades se esperan para Si?

propiedad	eka-silicio	estaño
densidad del metal ($\text{g}\cdot\text{cm}^{-3}$)	5,35	7,29
punto de fusión del metal ($^{\circ}\text{C}$)	938,25	232
punto de ebullición de MCl_4 ($^{\circ}\text{C}$)	86	114

Respuesta

Dado el supuesto de que las propiedades de Ge son el promedio de aquellas de Sn y de Si, se tiene lo siguiente:

$$\text{propiedades Ge} = \frac{\text{propiedades Sn} + \text{propiedades Si}}{2}$$

Así, la columna de la tabla correspondiente a Si queda de la siguiente manera:

propiedad	silicio
densidad del metal (g/cm ³)	2·5,35 - 7,29 = 3,41
punto de fusión del metal (°C)	2·938,25 - 232 = 1644,5
punto de ebullición de MCl ₄ (°C)	2·86 - 114 = 58

Ejercicio 2

Para medir presiones muy pequeñas, del orden de 10^{-2} a 10^{-10} torr, se utiliza un aparato llamado *ionization gauge* (figura A.1). El sistema funciona de manera tal, que el filamento calentado emite electrones que son acelerados en una especie de jaula cilíndrica metálica (*grid*). Ahí, los electrones chocan con las moléculas de gas y las ionizan. Luego, los iones son recolectados por un cable ubicado en el centro del sistema (recaudador). Estos iones provocan una corriente, que se puede medir y relacionar con la presión del gas presente. La corriente varía proporcionalmente con el número de iones positivos que llegan al colector. Así, mientras menor es la presión del gas presente en el sistema al vacío, menos moléculas neutras hay en la cámara y, por consiguiente, menos iones positivos se forman y se recolectan.

Se ha calibrado una *ionization gauge*, cuyos electrones poseen una energía equivalente a 10 eV, midiendo la presión de un sistema que contiene vapor de sodio (Na, Z = 11, energía de ionización = 5,1391 eV). ¿Se afectará la medición del sistema, si se reemplaza el gas por neón (Ne, Z = 10, energía de ionización = 21,5645 eV), a la misma presión? Explique cómo.

Respuesta

Es evidente que Na tiene menor energía de ionización que Ne; conforme al patrón de variabilidad de esta propiedad a lo largo de la Tabla Periódica.

Dado que los electrones en el sistema poseen una energía de 10 eV, ellos pueden ionizar los átomos de Na, pues la energía de ionización de Na es menor que 10 eV. Sin embargo, no hay energía suficiente para ionizar Ne. Por ende, la medición del sistema se verá afectada si se emplea Ne. De hecho, la medición será invariable e igual a cero, pues no existirán iones Ne^+ para ser atraídos por el colector.

Generalmente, la energía de los electrones en estos sistemas es de 90 eV, para asegurar que todas las especies presentes se ionicen.

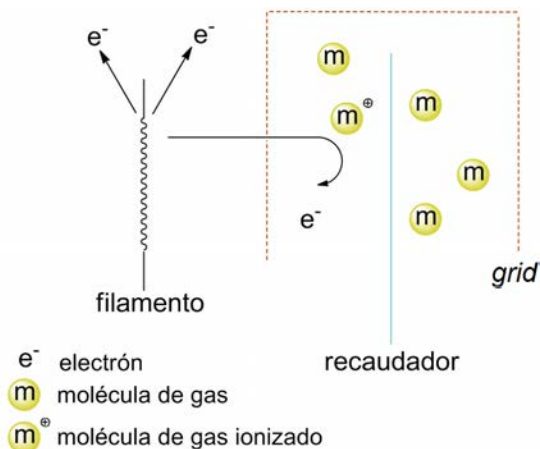


Figura A.1. Ionization gauge.

Ejercicio 3

La industria emplea mucho el alcohol etílico (etanol, C_2H_6O , o bien, CH_3CH_2OH) como disolvente para lacas, barnices y perfumes; también como medio para reacciones químicas y como principal producto en las bebidas alcohólicas. Para evitar su mal uso en este último sentido, se desnaturaliza con metanol (CH_4O , o bien, CH_3OH), ya que al adicionar una pequeña cantidad de este último, se logra crear un mal sabor y elevar la toxicidad de etanol.

Las estructuras de Lewis representan gráficamente algunas de las semejanzas y diferencias estructurales entre moléculas. Si para etanol esta es la que se muestra en la figura A.2., ¿cuál podría ser una posible estructura de Lewis para metanol?

Datos: H, $Z = 1$; C, $Z = 6$; O, $Z = 8$.

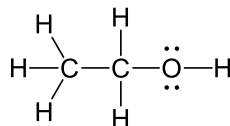


Figura A.2. Estructura de Lewis de etanol.

Respuesta

Para encontrar la estructura de Lewis de metanol es necesario ver cuántos electrones de valencia presenta este compuesto y luego verificar que se cumpla la regla del octeto.

Para ver la cantidad de electrones ubicados en la última capa, se escribe la configuración electrónica de cada elemento:

Carbono, C: $[\text{He}] 2s^2 2p^1 p^1$.

Hidrógeno, H: $1s^1$.

Oxígeno, O: $[\text{He}] 2s^2 2p^2 p^1 p^1$.

Así, considerando la fórmula de metanol, CH_4O , este tiene 14 electrones de valencia ($4 \cdot 1 + 1 \cdot 4 + 6 \cdot 1 = 14$).

Para que se cumpla la regla del octeto, se requiere que carbono y oxígeno estén rodeados de ocho electrones, mientras que hidrógeno de dos. Por lo tanto, una posible estructura de Lewis para metanol es la que se muestra en la figura A.3.

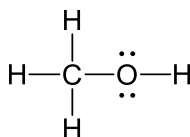


Figura A.3. Estructura de Lewis de metanol.

Se puede ver que en ella se presentan 2 pares de electrones sin compartir y 5 pares compartidos, es decir, en total, 14 electrones de valencia ($2 \cdot 2 + 5 \cdot 2$).

Cabe destacar que tanto en la estructura de etanol, como en la de metanol, está presente el grupo hidroxilo (OH). Esta semejanza estructural es común a todos los alcoholes.

Ejercicio 4

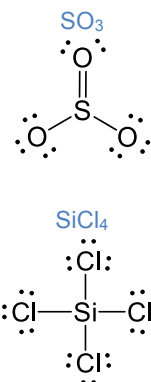
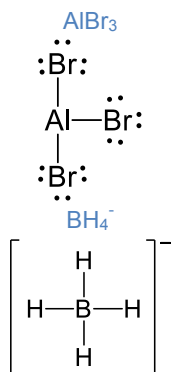
Lewis utilizó el concepto “ácido” para los compuestos aceptores de pares de electrones. ¿Cuál de los siguientes compuestos no debe ser considerado un “ácido”? Justifique.

Compuestos: AlBr_3 , Ag^+ , SO_3 , BH_4^- , SiCl_4 .

Datos: valores de Z: H = 1; B = 5; O = 8; Al = 13; Si = 14; S = 16; Br = 35; Ag = 47; Cl = 17.

Respuesta

Para que sea más fácil distinguir qué compuestos son ácidos, según la definición de Lewis, conviene realizar primero, gráficamente, sus estructuras:



En el compuesto AlBr_3 , el átomo de aluminio está rodeado solo por seis electrones. Por ello, es capaz de aceptar un par más (regla del octeto).

Ag^+ no tiene electrones de valencia. Tiene todos sus orbitales completos, pero de todos modos es capaz de aceptar electrones en sus orbitales vacíos.

Así, ya se tiene dos ácidos, según la definición de Lewis.

Los compuestos SiCl_4 y SO_3 presentan elementos con sus octetos completos, pero con $Z > 10$ (Si y S). Eso implica que podrían presentar orbitales d vacíos y, por ende, que pueden expandir sus octetos y aceptar más electrones. En este caso, ambos pertenecen al tercer período ($n = 3$) y presentan orbitales 3d, que pueden recibir electrones. Así, se tiene dos ácidos más.

Por último, boro se encuentra en el segundo período ($n = 2$). En este período no existen orbitales d, por lo que no podrá expandir su octeto. El compuesto BH_4^- no corresponde a un ácido.

Monografía 3

Ejercicio 1

La presión medida por un manómetro en la rueda de un automóvil es de 30 psi, durante el invierno en Santiago (8°C). El aparato mide la diferencia entre la presión de la llanta y la presión atmosférica (15 psi). En el verano, a 32°C , el automóvil usa la misma rueda. Asumiendo que su volumen no cambia y que no existe filtración de aire entre ambas estaciones, ¿cuál será la nueva presión medida en el manómetro?

Respuesta

Aquí las variables que se modifican son la presión y la temperatura, mientras que el volumen permanece constante. Por ende, la ley que se utiliza es aquella enunciada por Gay Lussac:

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

La incógnita es P_2 . Sin embargo, antes de realizar los cálculos pertinentes, se requiere transformar a las temperaturas y presiones absolutas.

- (a) Temperaturas absolutas (en K): $^{\circ}\text{C} + 273 = \text{K}$.
- i. $8^{\circ}\text{C} + 273 = 281 \text{ K}$
 - ii. $32^{\circ}\text{C} + 273 = 305 \text{ K}$
- (b) Presiones absolutas. La presión debe ser aquella que experimenta la rueda en su totalidad y no solo el excedente sobre la presión atmosférica.
- i. $15 \text{ psi} + 30 \text{ psi} = 45 \text{ psi}$

La nueva presión medida en el manómetro se obtiene reemplazando los valores obtenidos, en la Ley de Gay Lussac y restando los 15 psi correspondientes:

$$\frac{45 \text{ psi}}{281 \text{ K}} = \frac{P_2}{305 \text{ K}}$$

$$P_2 \approx 49 \text{ psi}$$

$$\text{Presión medida} = 49 \text{ psi} - 15 \text{ psi} = 34 \text{ psi}$$

Ejercicio 2

La exósfera es la región más exterior de la atmósfera de la Tierra. Dentro de la exósfera, la densidad de los átomos es muy baja, por lo cual prácticamente no hay colisiones. La exósfera comienza, aproximadamente, a 500 kilómetros de altura, donde la temperatura es del orden de 1500°C . Ahí, la densidad de las moléculas (D^*) es de $1 \cdot 10^6$ moléculas/ cm^3 . ¿Cuál será la presión existente, en atmósferas?

Nota: D^* (moléculas/volumen) es una densidad especial, que equivale a $N_A V^{-1}$ donde N_A es el número de Avogadro.

Dato: $R = 82 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta

Para resolver este ejercicio se debe hacer uso de la ley de los gases ideales. En ella se debe incorporar la relación D^* entregada en el enunciado:

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

$$\frac{P}{R \cdot T} = \frac{n}{V}$$

$$\frac{P}{R \cdot T} = \frac{D^*}{N} \text{ incorporando la relación para } D^*$$

$$P = \frac{D^*}{N} RT$$

$$P = \frac{1 \cdot 10^6 \text{ moléculas} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 82 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (1500 + 273) \text{K}}{6 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$P \sim 2,4 \cdot 10^{-13} \text{ atm}$$

Ejercicio 3

CO_2 , en altas concentraciones, resulta tóxico para los seres humanos. Si la concentración en la atmósfera es igual o mayor que el 10 % en volumen, se puede producir la muerte de una persona.

El técnico de un laboratorio está trabajando con CO_2 sólido, más conocido como "hielo seco", en una campana de extracción de gases, cuyo volumen es de 5 m^3 . Si el sistema de ventilación se detiene, ¿qué masa de CO_2 vaporizado constituye un peligro para dicha persona? Considere que se mantienen condiciones estándar y que inicialmente no había CO_2 presente.

Datos: densidad CO_2 sólido = $1,5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, $M \text{ CO}_2 = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Respuesta

Para ver qué masa de dióxido de carbono constituye un peligro, se analiza el caso límite, es decir, cuando la concentración de este gas es igual a 10 %v/v.

Para resolver el problema se hace uso de la ley de los gases ideales: $PV = nRT$. En primer lugar, se requiere saber la presión del sistema. Este dato se infiere a partir de la restricción de toxicidad. El 10 % en volumen es equivalente al 10 % de la presión total (concepto de presión parcial). Por ello, la presión para el caso límite será del orden de 0,1 atm (10 % de 1 atm). Con esto en mente, se resuelve el problema:

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

$$P \cdot V = \frac{\text{masa CO}_2 \cdot R \cdot T}{\text{masa molar CO}_2}$$

$$\text{masa CO}_2 = \frac{P \cdot V \cdot \text{masa CO}_2}{R \cdot T}$$

$$\text{masa CO}_2 = \frac{0,1 \text{ atm} \cdot 5\text{m}^3 \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}} \cdot \frac{1000\text{L}}{1\text{m}^3}$$

$$\text{masa CO}_2 \sim 900,3 \text{ g}$$

Ejercicio 4

El ácido desoxirribonucleico, más conocido como ADN, constituye el material genético de los organismos. Esta importante molécula corresponde a una cadena de unidades más simples, llamadas nucleótidos. Cada nucleótido está compuesto de tres partes: una molécula de ácido fosfórico, una molécula de azúcar y una base nitrogenada. Las bases nitrogenadas en el ADN son purinas -adenina y guanina- y pirimidinas -citosina y timina-, cuyas estructuras se muestran en la figura A.4. La doble hélice de ADN se mantiene estable mediante la formación de puentes de hidrógeno entre (i) adenina y timina y (ii) guanina y citosina.

¿Cuántas uniones del tipo puente de hidrógeno puede predecir en los casos (i) y (ii), respectivamente?

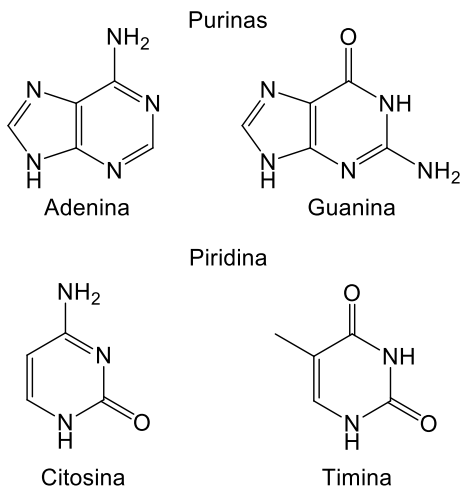
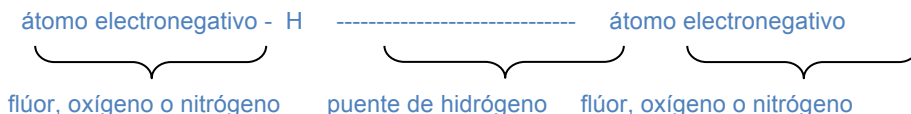


Figura A.4. Bases nitrogenadas del ADN.

Respuesta

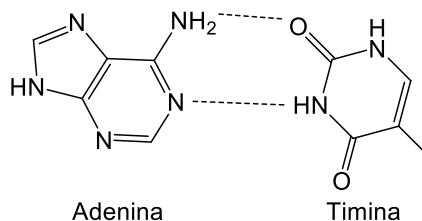
Para responder esta pregunta hay que recordar en qué consiste un puente de hidrógeno: fuerza atractiva del tipo dipolo (i)-dipolo (ii) entre un átomo electronegativo (i) y un átomo de hidrógeno (ii) unido covalentemente a otro átomo electronegativo (generalmente O, N o F). Así, hidrógeno representa una carga parcial positiva, que atrae a un átomo electronegativo (carga parcial negativa).

- i. Estructura puentes de hidrógeno.



- ii. Caso adenina – timina.

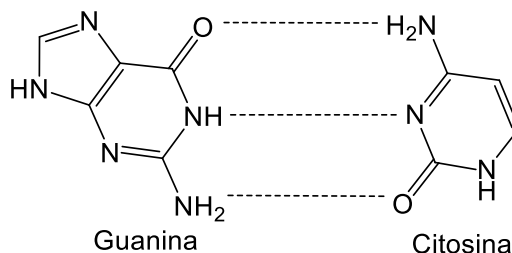
Se dibuja ambas estructuras, para ver cuántos posibles puentes de hidrógeno (líneas cortadas) pueden formarse:



Solo pueden existir dos puentes, pues no solo debe cumplirse la secuencia ya enunciada en i), sino también que la estructura global sea planar.

- iii. Caso guanina – citosina.

Se dibuja ambas estructuras, para ver cuántos posibles puentes de hidrógeno (líneas cortadas) pueden formarse:



Solo pueden existir tres puentes, pues no solo debe cumplirse la secuencia ya enunciada en i), sino también que la estructura global sea planar.

Monografía 4

Ejercicio 1

Las penicilinas son antibióticos empleados en el tratamiento de infecciones provocadas por bacterias sensibles. Existe una gran diversidad de penicilinas, entre las que se encuentra la penicilina G. Esta se sintetiza naturalmente, por hongos del género *Penicillium* y tiene especial importancia, ya que es la única que se usa clínicamente.

Para ingerir este antibiótico, es necesario disolverlo previamente en agua.

Se prepara una disolución acuosa de penicilina G, disolviendo 1,5 g de soluto en 110 g de agua. La densidad de la disolución resultante es 1,06 g/mL y la presión osmótica es 1,1 atm, a 25 °C. Determine la masa molar de penicilina G.

Datos: soluto no-electrolito, $M_{H_2O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Anexo: ejercicios aplicados resueltos

Respuesta

Recordar que estudios realizados por Pteffer, De Vries y Van't Hoff permitieron establecer la siguiente relación matemática para la presión osmótica π :

$$\pi = \left(\frac{n}{V}\right) \cdot R \cdot T \quad (1)$$

donde n corresponde a los mol de soluto, V al volumen de la disolución, R a la constante universal de los gases y T a la temperatura absoluta (K) de la disolución.

Dado que $n = \text{masa de soluto}/\text{masa molar de soluto}$, se puede expresar (1) de la siguiente manera:

$$\pi = \left(\frac{\text{masa soluto}}{V \cdot M} \right) \cdot R \cdot T \quad (2)$$

Se calcula el volumen de la disolución (V), para luego obtener la masa molar de la penicilina G (\mathcal{M}):

- i. $\text{masa}_{\text{disolución}} = 1,5 \text{ g}_{\text{soluto}} + 110 \text{ g}_{\text{agua}}$
- ii. $\text{masa}_{\text{disolución}} = 111,5 \text{ g}$
- iii. $\text{volumen}_{\text{disolución}} = \text{g}_{\text{disolución}} / \text{densidad}_{\text{disolución}}$
- iv. $\text{volumen}_{\text{disolución}} = 111,5 \text{ g} / 1,06 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$
- v. $\text{volumen}_{\text{disolución}} = 105,189 \text{ mL} = 0,105189 \text{ L}$

Se re-ordena (2) y se reemplazan los valores obtenidos:

$$(I) \mathcal{M} = \left(\frac{\text{masa soluto}}{M \cdot V} \right) \cdot R \cdot T$$

$$(II) \mathcal{M} = \left(\frac{1,15 \text{ g}}{1,1 \text{ atm} \cdot 0,105189 \text{ L}} \right) \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K}$$

$$(III) \mathcal{M} = 316,78 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ejercicio 2

Para realizar experimentos o trabajos en un laboratorio químico, es fundamental la preparación de soluciones. A continuación, se presenta un caso hipotético, en que se debe diluir, juntar y separar disoluciones -con mucho cuidado-, para luego determinar la concentración de la solución final.

Se tiene una disolución 8 M de cloruro de potasio, KCl, de la que se extraen 250 mL y se diluyen al doble, mediante adición de agua. La disolución resultante se divide en dos partes idénticas, diluyendo la primera al triple y la segunda al doble. Posteriormente, estas partes se adicionan a 300 mL de una solución 3 M de KCl. ¿Qué molaridad tendrá la solución final?

Respuesta

Dado que solo se extraen 250 mL de la primera disolución (8 M), el número de mol de soluto (KCl) presentes en dicha muestra son:

$$8 \text{ mol KCl} \rightarrow 1 \text{ L disolución}$$

$$x \text{ mol KCl} \rightarrow 0,25 \text{ L disolución}$$

$x = 2$ mol de KCl en 0,25 L de disolución.

Estos 250 mL de muestra se diluyen al doble, es decir, existirá 2 mol de KCl en 0,5 L de disolución. Luego, la disolución resultante se divide en dos partes iguales. Cada una corresponderá a 1 mol de KCl en 0,25 L. A continuación, ambas partes son diluidas:

- i. Al triple, es decir, se tendrá una disolución de 1 mol en 0,75 L de disolución.
- ii. Al doble, es decir, tendrá una disolución de 1 mol en 0,5 L de disolución.

A continuación, se adiciona i) y ii) a 300 mL de una disolución 3M de KCl. Cuántos mol de KCl contiene esta última:

- iii. 3 mol KCl \rightarrow 1 L disolución
- x mol KCl \rightarrow 0,3 L disolución
- x = 0,9 mol de KCl en 0,3 L de disolución

Para obtener la molaridad de la disolución final, se adiciona los mol y volúmenes de i), ii) y iii):

$$\text{Mol disolución KCl} = 1 \text{ mol} + 1 \text{ mol} + 0,9 \text{ mol} = 2,9 \text{ mol}$$

$$\text{Volumen disolución KCl} = 0,75 \text{ L} + 0,5 \text{ L} + 0,3 \text{ L} = 1,55 \text{ L}$$

$$M = \frac{\text{mol de disolución KCl}}{\text{volumen disolución KCl}} \cdot \frac{2,9 \text{ mol}}{1,55 \text{ L}} \sim 1,87 \text{ M}$$

Ejercicio 3

Los anticongelantes son compuestos químicos que se añaden a los líquidos, para modificar algunas de sus propiedades. Estos tienen un rol fundamental en la industria automotriz. Una aplicación clásica de los anticongelantes es añadirlos a la gasolina y al

diésel, para evitar su solidificación en invierno, así como al agua del circuito de refrigeración de los motores, para que funcionen expuestos a temperaturas extremas.

Etilenglicol es uno de los principales componentes del anticongelante automotriz. Así, si se tiene una disolución que contiene 7 g de etilenglicol en 250 g de agua, ¿cuál es el punto de congelación y ebullición de la disolución resultante? ¿Hubo alguna variación con respecto al punto de ebullición y congelación del agua pura? ¿Qué concepto químico está involucrado?

Datos: M etilenglicol = 62,1 g·mol⁻¹; $k_c\text{H}_2\text{O} = 1,86$ °C/molal y $k_e\text{H}_2\text{O} = 0,52$ °C/molal.

Respuesta

El aumento del punto de ebullición y la disminución del punto de congelación del disolvente -agua, en este caso-, son directamente proporcionales a la concentración molal del soluto -etilenglicol- y dependerán de la naturaleza del disolvente.

Es necesario calcular la molalidad (m) de la disolución. Esta unidad de concentración se obtiene al encontrar los mol de soluto en 1 kg del disolvente:

$$(I) \quad \text{mol de soluto: mol etilenglicol} = \frac{7 \text{ g}}{62,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\text{mol etilenglicol} \sim 0,113 \text{ mol}$$

$$(II) \quad \text{molalidad: } \frac{0,113 \text{ mol}}{0,25 \text{ kg}}$$

$$\text{molalidad} \sim 0,45 \text{ molal}$$

Dado que ya se conoce la molalidad de la disolución, se procede a calcular los nuevos puntos de ebullición y congelación del agua:

i. Punto de ebullición: $\Delta T_e = k_e \cdot m$

$$\Delta T_e = 0,52 \text{ }^\circ\text{C/molal} \cdot 0,45 \text{ molal}$$

$$\Delta T_e = 0,234 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$\text{Nuevo punto de ebullición: } 100 \text{ }^\circ\text{C} + 0,234 \text{ }^\circ\text{C} = 100,234 \text{ }^\circ\text{C}$$

ii. Punto de congelación: $\Delta T_c = k_c \cdot m$

$$\Delta T_c = 1,86 \text{ }^\circ\text{C/molal} \cdot 0,45 \text{ molal}$$

$$\Delta T_c = 0,837 \text{ }^\circ\text{C}$$

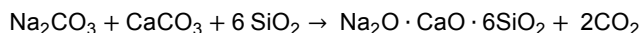
$$\text{Nuevo punto de congelación: } 0 \text{ }^\circ\text{C} - 0,837 \text{ }^\circ\text{C} = -0,837 \text{ }^\circ\text{C}$$

Se puede ver, entonces, que tanto el punto de ebullición como el de congelación del agua, sufrieron variaciones. El concepto químico involucrado son las propiedades coligativas, es decir, las modificaciones que sufren las disoluciones con respecto a sus disolventes en función de los solutos.

Monografía 5

Ejercicio 1

El vidrio soda-cal, también llamado "vidrio común", se utiliza para la fabricación de botellas y frascos, entre otros. Se prepara mediante una mezcla de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , carbonato de calcio, CaCO_3 y arena, SiO_2 . La reacción general se representa según la ecuación siguiente:



Con esta ecuación en mente, ¿cuántos kilos de arena serán necesarios para producir las 230 millones de botellas de vino que produce anualmente la famosa viña chilena Concha y Toro? Considere que cada botella tiene una masa de 350 g.

Datos: \mathcal{M} ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$): $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106$; $\text{CaCO}_3 = 100$; $\text{SiO}_2 = 60$; $\text{CO}_2 = 44$ y $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2 = 478$.

Respuesta

La reacción general indica en qué proporción los mol de arena reaccionan con otros reactantes, para dar lugar al famoso "vidrio común". Por ello, se necesita saber cuántos mol de vidrio se deben producir para cumplir con los requerimientos de la Viña Concha y Toro, para luego calcular la masa de arena necesaria:

$$(I) \quad \text{mol de vidrio} : \text{mol de vidrio} = \frac{230000000 \text{g} \cdot 350 \text{g}}{478 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\text{mol de vidrio} \sim 1,68 \cdot 10^8$$

De la ecuación general se ve que para producir 1 mol de vidrio son necesarios 6 mol de arena. Con esto en consideración, se puede calcular la masa (en kg) de arena requerida:

$$(II) \quad \text{mol de arena} \sim 6 \cdot 1,68 \cdot 10^8$$

$$(III) \quad \text{masa de arena: mol de arena} \sim 6 \cdot 1,68 \cdot 10^8 \text{mol SiO}_2 \cdot 60 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{mol de arena} \sim 6,048 \cdot 10^{10} \text{g}$$

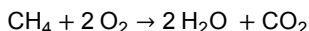
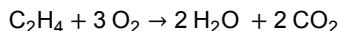
$$\text{kilogramos de arena} \sim 6,048 \cdot 10^7 \text{kg}$$

Por ende, se necesita aproximadamente 60.500 toneladas de arena, para producir 230 millones de botellas.

Ejercicio 2

Chile es uno de los grandes productores frutícolas de Latinoamérica. Esto lo ha situado en una posición importante en los mercados agroalimentarios mundiales. Entre las frutas que se producen y exportan en Chile, se encuentran los kiwis, frutas que, a medida que se acercan a la madurez, desprenden etileno (C_2H_4). Este compuesto provoca una aceleración en la maduración del kiwi, dado que esta fruta es muy sensible a su presencia. Por ello, es necesario ubicar un catalizador de etileno en las cámaras frigoríficas donde se almacenan los kiwis. Este quema el etileno, utilizando dióxigeno y lo transforma en CO_2 y agua, dos sustancias inertes.

Al mismo tiempo, el metano, CH_4 , presente en las cámaras de frío -producto de que es un componente de los gases refrigerantes-, reacciona con el dióxigeno presente, dando lugar a las mismas dos sustancias inertes ya mencionadas. Las ecuaciones que representan esas reacciones son las siguientes:



En un laboratorio se quemó, en presencia de exceso de dióxigeno, una muestra de 4,8 g de un gas natural, consistente en metano, CH_4 , y etileno, C_2H_4 , (simula la cámara frigorífica). Esto produjo 14,8 g de CO_2 y alguna cantidad de agua. ¿Qué porcentaje de la muestra era etileno?

Datos: \mathcal{M} ($g \cdot mol^{-1}$): $C_2H_4 = 28$; $CH_4 = 16$ y $CO_2 = 44$.

Respuesta

La cantidad de materia (número de mol) de CO_2 producida se puede calcular a partir de la masa de dióxido de carbono:

$$(I) \quad \text{dióxido de carbono } (CO_2): \quad \text{mol } CO_2 = \frac{14,5 \text{ g}}{44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$\text{mol } CO_2 \sim 0,33 \text{ mol } CO_2$$

A su vez, se puede expresar los mol de CO_2 producidos a partir de las cantidades de metano y de etileno. Sea x la masa, en gramos, de etileno:

(II) a partir del metano (CH_4):

$$\text{mol CO}_2 \text{ a partir de CH}_4 = \frac{(4,8 - X) \text{ g CH}_4}{16 \text{ g CH}_4 \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4}$$

$$\text{mol CO}_2 \text{ a partir de CH}_4 = \frac{(4,8 - X) \text{ mol CO}_2}{16}$$

(III) a partir de etileno (C_2H_2):

$$\text{mol CO}_2 \text{ a partir de C}_2\text{H}_2 = \frac{X \text{ g C}_2\text{H}_2}{28 \text{ g C}_2\text{H}_2 \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4}$$

$$\text{mol CO}_2 \text{ a partir de C}_2\text{H}_2 = \frac{2X \text{ mol CO}_2}{28}$$

Uniendo i), ii) y iii) se llega a la siguiente ecuación:

$$\frac{(4,8 - x) \text{ mol}}{16} + \frac{2x \text{ mol}}{28} = 0,33 \text{ mol}$$

Resolviendo esa expresión, se obtiene que $x = 3,36$ g de etileno.

Dado que la muestra inicial tenía una masa de 5 g, el porcentaje de etileno en la muestra es 67,2 %.

Ejercicio 3

La gasolina es una mezcla de muchos compuestos diferentes. Uno de los principales es el hidrocarburo llamado octano, C_8H_{18} . Cuando este se quema completamente en presencia de aire, forma dióxido de carbono, CO_2 , y agua. Considerando que la capacidad promedio del estanque de un automóvil es de 50 L y que la densidad de octano es igual a $0,7 \text{ g/cm}^3$ ¿qué volumen de aire se requiere, en condiciones estándar (STP: 1 atm y 25°C), para combustionar completamente el contenido del estanque? Considere que la gasolina está compuesta únicamente por octano.

Datos: El aire contiene 21 % en volumen de O_2 ; $\mathcal{M} \text{ C}_8\text{H}_{18} = 114 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ y $R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Respuesta

Para obtener el volumen de aire que se necesita para combustionar la totalidad del estanque, se debe conocer los mol de dióxígeno que se consumen. El problema se reduce, en primer lugar, a encontrar la ecuación balanceada que representa la combustión de la gasolina:



Para balancear dicha ecuación se valoriza hipotéticamente alguna de las incógnitas. Se comienza con $x = 1$.

Si existe un mol de octano en los reactantes, z debe ser igual a 8, pues debe haber ocho carbonos a ambos lados de la reacción. También se sabe que w será 9, para así tener los dieciocho hidrógenos provenientes del mol de octano. Solo falta balancear oxígeno. Dado que $z = 8$ y $w = 9$, se debe tener $16 + 9 = 25$ oxígenos en el lado izquierdo. Así, y será una fracción ($25/2$).

Como los índices o coeficientes deben ser números enteros, se requiere amplificar por dos toda la ecuación. Se obtiene:



ii. Mol de dióxígeno

Para encontrar el número de mol de dióxígeno necesario para combustionar todo el estanque, se requiere saber los mol de octano existentes en el estanque. Luego, por cálculo estequiométrico, se sabrá los mol de O_2 :

$$\text{mol O}_2 = 50 \text{ L} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3}{\text{L}} \cdot \frac{0,7 \text{ g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{\text{mol C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g}} \cdot \frac{25 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}$$

$$\text{mol O}_2 \sim 3837,72$$

iii. Volumen de aire

Ahora se debe relacionar los mol de dióxígeno con el aire. Se sabe que el aire contiene 21 % en volumen de O_2 , por ende, se requiere convertir los mo de O_2 a una unidad de volumen. Esto es posible si se considera dióxígeno como un gas ideal. Experimentalmente, se ha comprobado que el volumen que ocupa un mol de cualquier gas ideal en condiciones estándar (dato entregado por el problema) es de 22,4 L (esto puede verificarse fácilmente por la ecuación del gas ideal). Entonces:

$$\text{volumen O}_2 = 3837,72 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol O}_2}$$

$$\text{volumen O}_2 \sim 85964,9 \text{ L}$$

Dado que se conoce el volumen de dióxígeno necesario para combustionar el estanque, se puede obtener el volumen de aire:

$$85964,9 \text{ L} \rightarrow 21\%$$

$$x \text{ L} \rightarrow 100\%$$

$$\text{Volumen de aire} \approx 409357 \text{ L}$$



ESCUELA DE INGENIERÍA
PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE CHILE



FACULTAD DE QUÍMICA
PONTIFICIA UNIVERSIDAD CATÓLICA DE CHILE