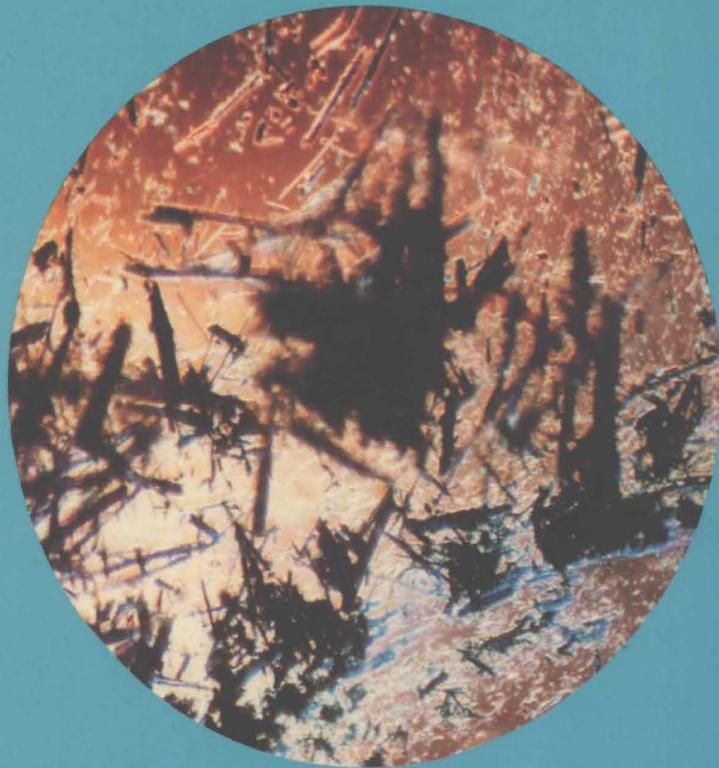


# LIBROS DE TEXTO

*y manuales de práctica*



PROBLEMARIO DE

*Química I*

Rubicelia Vargas Fosada  
Emma Adriana Urby Silva  
María del Carmen Nila Méndez  
Eduardo González Zamora  
Miguel Angel Morales Cortés



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA

Casa abierta al tiempo

UNIDAD IZTAPALAPA





# PROBLEMARIO DE QUÍMICA I

**LIBROS DE TEXTO**

*y manuales de práctica*



Casa abierta al tiempo

UNIVERSIDAD AUTONOMA METROPOLITANA

Dr. Gustavo A. Chapela Castañares  
*Rector general*

Dr. Enrique Fernández Fassnacht  
*Secretario general*

UNIDAD IZTAPALAPA

Dr. Julio Rubio Oca  
*Rector*

Mtro. José Luis Rodríguez Herrera  
*Secretario*

Dr. José Luis Gázquez Mateos  
*Director de la División de Ciencias Básicas e Ingeniería*

Dr. Andrés Hernández Arana  
*Jefe del Departamento de Química*

# PROBLEMARIO DE

*Química I*

Rubicelia Vargas Fosada  
Emma A. Urby Silva  
Ma. del Carmen Nila Méndez  
Eduardo González Zamora  
Miguel A. Morales Cortés



UNIVERSIDAD AUTONOMA METROPOLITANA

UNIDAD IZTAPALAPA

Primera edición, 1992

© UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA  
UNIDAD IZTAPALAPA  
Av. Michoacán y La Purísima  
Iztapalapa, 09340, México, D.F.

ISBN: 970-620-059-2

Impreso y hecho en México /*Printed in Mexico*

# CONTENIDO

Introducción . . . . .	9
Objetivos generales . . . . .	9
Bibliografía . . . . .	10
Capítulo 1 Conceptos básicos . . . . .	13
Respuestas . . . . .	18
Problemas resueltos . . . . .	20
Capítulo 2 Composición de las sustancias . . . . .	23
Respuestas . . . . .	27
Problemas resueltos . . . . .	29
Capítulo 3 El estado gaseoso. . . . .	33
Respuestas . . . . .	38
Problemas resueltos . . . . .	39
Capítulo 4 Estequiometría . . . . .	45
Respuestas . . . . .	53
Problemas resueltos . . . . .	55
Capítulo 5 Estequiometría y leyes ponderales . . . . .	61
Respuestas . . . . .	67
Problemas resueltos . . . . .	68
Capítulo 6 Equilibrio químico . . . . .	73
Respuestas . . . . .	80
Problemas resueltos . . . . .	83
Capítulo 7 Equilibrio químico. Solubilidad . . . . .	87
Respuestas . . . . .	93
Problemas resueltos . . . . .	96

Capítulo 8 Equilibrio ácido-base . . . . .	99
Respuestas . . . . .	104
Problemas resueltos . . . . .	106
Capítulo 9 Equilibrio ácido-base. Consideraciones adicionales . . . . .	111
Respuestas . . . . .	116
Problemas resueltos . . . . .	118
Capítulo 10 Hidrólisis y soluciones amortiguadoras . . . . .	123
Respuestas . . . . .	128
Problemas resueltos . . . . .	129
Capítulo 11 Titulaciones ácido-base . . . . .	135
Respuestas . . . . .	138
Problemas resueltos . . . . .	141
Apéndices . . . . .	145
Apéndice A Tabla periódica . . . . .	147
Apéndice B Nomenclatura . . . . .	153
Apéndice C Tablas de constantes fundamentales . . . . .	155
Apéndice D Tablas de solubilidad . . . . .	157
Apéndice E Constantes de acidez y basicidad . . . . .	167

# INTRODUCCIÓN

En la enseñanza y el aprendizaje de las ciencias básicas la resolución de problemas juega un papel muy importante, ya que en ella se concretan los conceptos adquiridos en la teoría. Es en apoyo a este proceso que se propone el presente problemario para ser utilizado en la unidad de enseñanza-aprendizaje de Química I, del Tronco Común de Ciencias Básicas e Ingeniería, que se imparte en la UAM-Iztapalapa.

Este problemario se desarrolla a través de once capítulos. Cada uno contiene los objetivos a alcanzar, de manera que el alumno conozca con claridad qué conceptos debe manejar antes de resolver los problemas. El material sigue un orden creciente de dificultad por lo que puede ser trabajado secuencialmente, si así se desea. Los problemas más difíciles están señalados con un asterisco.

Al inicio se presenta una bibliografía específica con el fin de facilitar al alumno el estudio de los temas del curso. Se incluye además, al final de cada capítulo, la solución a todos los problemas así como la resolución detallada de algunos de ellos (cuyo número está subrayado), los cuales se considera son de los más representativos. Se ha incluido también una serie de apéndices con el material necesario (tabla periódica, unidades, nomenclatura, constantes de equilibrio, etc.), para resolver cualquier problema de los aquí planteados.

En los problemas y apéndices que incluyen constantes de equilibrio se ha omitido la asignación de unidades a éstas para facilitar su manejo.

Las concentraciones y las presiones que aparecen en las constantes de equilibrio se expresan en molaridad (mol/L) y en atmósfera, respectivamente. Esto unido a la estequiometría de la reacción determina las unidades de cada constante de equilibrio (es decir, a cada reacción corresponde una constante de equilibrio con diferentes unidades).

## OBJETIVOS GENERALES

- Describir las propiedades generales de las sustancias simples.
- Describir los orígenes de la teoría atómica.
- Describir cualitativa y cuantitativamente una reacción química.
- Describir el estado de equilibrio de diferentes sistemas químicos.

**BIBLIOGRAFÍA**

ANDER, Paul y Anthony Sonnesa. *Principios de química*, Limusa, México.

BROWN, Theodore y Eugene LeMay. *Química. La ciencia central*, (3<sup>o</sup> ed.), Prentice-Hall Hispanoamericana.

KEENAN, Charles W, Donald C. Kleinfelter y Jesse H. Wood, *Química general universitaria*, (3<sup>o</sup> ed.) en español CECSA.

MAHAN, Bruce H. *Química. Curso universitario* (2<sup>o</sup> ed.), Addison-Wesley Iberoamericana.

WHITTEN, Kenneth y Kenneth Gailey, *Química general*, Interamericana.

En la tabla de la siguiente página se señalan las secciones de los textos anteriores que sirven de apoyo a los diferentes capítulos del problemario. Se hace la referencia citando sólo a uno de los autores.

## TEXTOS DE CONSULTA

CAPÍTULO DEL PROBLEMARIO	Whitten	Brown	Mahan	Ander	Keenan
1	1.1 1.3-1.6 1.11 2.4-2.6 3.6-3.7	1.1, 1.3 2.1, 2.2 2.4, 2.5 2.7, 3.4 3.6, 3.7	1.2 1.3	2.4-2.6	1.2.3 1.3 1.4.3 1.5.2 2.1, 2.3 2.4, 2.5 3.3-3.4
2	2.5-2.8 10.10 10.11	3.4-3.7 11.1	1.2 1.3 4.3	2.6 4.9	2.3-2.7 10.6
3	Cap. 8	Cap. 9	Cap. 2	Cap. 5	Cap. 7
4	2.9, 2.12 2.15, 8.9 8.10, 8.18	3.1-3.3 3.8-3.9 9.6	1.2 1.4 1.5 2.1	2.7	2.2 2.5.2 2.5.4 7.7
5	2.3, 2.10 2.11, 2.13		1.1 1.2 1.6		2.5.3
6	15.1-15.8	14.1 14.2 14.4 14.5	5.1 5.2 5.3 5.5	8.1 a 8.3	15.1 15.3 15.4 15.5 15.6
7	15.9 18.1-18.4	14.3 16.4	6.1	8.11 8.12	17.1 a 17.5
8	11.1-11.2 16.1-16.4	15.1-15.7	6.2-6.3 6.6	4.12 8.4-8.5	11.1 11.2 16.1 a 16.4, 16.6
9	16.8 18.5-18.6	15.5 16.5	6.8	8.7 8.11	16.1.2 17.5 17.6
10	16.7 17.1-17.4	16.2	6.4 6.5	8.8	16.5 16.8
11	16.5-16.6 17.5	16.3	6.7	8.9	16.9



# Capítulo 1

## CONCEPTOS BÁSICOS

### OBJETIVOS

- Distinguir entre procesos físicos y químicos.
- Enumerar las propiedades generales de la materia: masa, volumen, densidad, etc. Propiedades intensivas y extensivas.
- Enunciar la ley de la conservación de la masa.
- Reconocer las propiedades generales de sólidos, líquidos y gases.
- Identificar a los componentes de un átomo.
- Definir número atómico, número másico y masa atómica.
- Definir lo que es un isótopo. Definir la masa atómica de un elemento.
- Definir lo que es un elemento y un compuesto, lo que es una sustancia pura y una mezcla.
- Reconocer el nombre y fórmula de los elementos y compuestos más comunes.
- Definir la constante de Avogadro.
- Definir la cantidad de sustancia. Mol y masa molar.

### PROBLEMAS

#### Procesos y propiedades físicas y químicas

1. Indique si los siguientes procesos son químicos o físicos. Justifique su respuesta.
  - a) Evaporación del agua.
  - b) Combustión de madera.
  - c) Corrosión del hierro.
  - d) Transferencia del gis al pizarrón.
  - e) Estiramiento de una liga.
  - f) Descomposición de la leche.
2. En la siguiente descripción, ¿cuáles son las propiedades físicas?, ¿cuáles son químicas?

El magnesio es un metal blanco brillante, dúctil, maleable, y de baja densidad; a temperatura ambiente no es atacado por el aire, debido

a la formación de una capa de óxido; calentado al aire arde con una luz blanca brillante: este brillo se debe a la formación de óxido de magnesio,  $MgO$ , que a la elevada temperatura que allí se produce se pone incandescente; se descompone en agua caliente y es atacado por todos los ácidos diluidos, con desprendimiento de hidrógeno.

3. Cuando se quema 1 kg de madera, se producen cenizas con una masa mucho menor a 1 kg. Se dice que la masa faltante es del bióxido de carbono y agua desprendidos, pero al tomar en cuenta estos últimos compuestos la masa es ahora más de 1 kg. ¿Concuerda esto con la ley de la conservación de la masa? Explique.
4. a) Mencione algunas propiedades que permitan distinguir un sólido, de un líquido y de un gas.  
b) Indique en qué intervalo de temperatura, a la presión de una atmósfera, el agua es:  
i) sólida                    ii) líquida                    iii) gaseosa

### Sustancias puras y mezclas

5. En 1807 Humphry Davy pasó una corriente eléctrica a través de la potasa fundida y aisló una sustancia brillante, lustrosa y muy reactiva. Proclamó entonces el descubrimiento de un nuevo elemento al que denominó potasio.  
En aquellos días, antes del advenimiento de los instrumentos modernos, ¿cuáles eran las bases sobre las que se apoyaban para afirmar que una sustancia era un elemento?
6. Una sustancia A es un sólido a temperatura ambiente. Al calentarla se funde poco a poco, es decir, no tiene un punto de fusión definido. Al enfriar a temperatura ambiente, el líquido no vuelve a solidificar.  
a) De un elemento, compuesto o mezcla, ¿cuál de ellos descartaría para esta sustancia? Explique.  
b) ¿Se ha verificado un cambio químico?
7. ¿Cuáles de las siguientes son mezclas heterogéneas, cuáles son sustancias puras y cuáles son soluciones?  
a) vino                    b) mármol                    c) sal                    d) estaño

8. Clasifique cada uno de los siguientes ejemplos como elemento, mezcla o compuesto:

- |             |                     |                |
|-------------|---------------------|----------------|
| a) aire     | d) tinta            | g) azufre      |
| b) cemento  | e) refresco gaseoso | h) agua de mar |
| c) magnesio | f) óxido de sodio   |                |

9. ¿Qué elementos representan los siguientes símbolos?

C, H, O, S, Cl, As, Pb, Na, K, Ra, Ag .

¿Cuáles son metales y cuáles no?

10. Escribir los nombres o fórmulas, según sea el caso, de las siguientes sustancias:

- |                    |                            |                          |
|--------------------|----------------------------|--------------------------|
| a) $\text{NH}_3$   | g) $\text{CO}_3^{2-}$      | l) hidruro de calcio     |
| b) $\text{LiOH}$   | h) $\text{Fe}_2\text{O}_3$ | m) ion permanganato      |
| c) $\text{NO}_3^-$ | i) $\text{CuSO}_4$         | n) clorato de potasio    |
| d) $\text{HCl}$    | j) $\text{HCO}_3^-$        | ñ) hidróxido de aluminio |
| f) $\text{NH}_4^+$ | k) $\text{S}^{2-}$         | o) cloruro mercúrico     |

11. Complete la tabla siguiente:

Símbolo	Carga	Protones	Neutrones	Electrones	Número másico
	0	3	4		
V	0		28		
	+2	30	36		
		8	8	10	

12. a) ¿Qué es un isótopo? Enumere las diferencias que existen en las propiedades químicas de los isótopos de un elemento.

- b) ¿Qué restricciones respecto al número de protones, neutrones y electrones se aplican a cada uno de los siguientes casos?
- átomos de un mismo isótopo.
  - diferentes isótopos del mismo elemento.
  - isótopos con el mismo número másico.

13. El uranio natural está formado por los isótopos:  $\text{U}^{234}$ ,  $\text{U}^{235}$  y  $\text{U}^{238}$  con masas atómicas 234.04 uma ( $5.5 \times 10^{-3} \%$ ), 235.004 uma (0.7205%)

y 238.051 uma (99.274%), respectivamente; entre paréntesis se indica la abundancia relativa. Determine la masa atómica del uranio.

14. El magnesio, Mg, cuya masa atómica es 24.305 uma, está formado por tres isótopos:

Isótopo	Masa Atómica (uma)
Mg <sup>24</sup>	23.985
Mg <sup>25</sup>	24.986
Mg <sup>26</sup>	25.983

Calcule las abundancias relativas de los dos primeros isótopos, si la del tercero es 11.17%

15. Enuncie el concepto de mol. ¿Por qué es una cantidad útil para la medición de las sustancias?
16. Calcule la masa molar de los siguientes compuestos:
- |                                       |  |   |
|---------------------------------------|--|---|
| a) O <sub>3</sub>                     | d) Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>                     | g) [Cr(H <sub>2</sub> O) <sub>5</sub> Cl]Cl <sub>2</sub> H <sub>2</sub> O |
| b) H <sub>2</sub> O                   | e) CuSO <sub>4</sub> · 5H <sub>2</sub> O                 |   |
| c) CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH | f) [Co(NH <sub>3</sub> ) <sub>5</sub> Cl]Cl <sub>2</sub> |   |

17. a) ¿Podrá una persona soportar el peso de un mol de partículas de arena (granos minúsculos cuya masa es  $1 \times 10^{-5}$  g)?
- b) ¿Podrá considerarse rica a una persona que dispone de un mol de átomos de oro?
18. a) Considerando canicas con un radio de 0.5 cm, ¿qué distancia se cubriría acomodando un mol de estas canicas en línea recta?
- b) ¿Qué tiempo se tardaría en acomodarlas? Suponga que se tarda medio segundo en acomodar cada una de ellas.

19. Calcule:

- a) El número de moles de átomos de cobre contenidos en 20.0 g de cobre.
- b) La masa de 0.7 moles de moléculas de bióxido de nitrógeno, NO<sub>2</sub>.
- c) El número de moléculas que hay en 0.7 moles de moléculas bióxido de nitrógeno, NO<sub>2</sub>.

- d) La relación entre el número de moléculas en 5.0 g de cloruro de hidrógeno, HCl, y el número de moléculas en 5.0 g de yoduro de hidrógeno, HI?
20. ¿Cuál de las siguientes muestras de sustancia contiene el mayor número de átomos?
- Un mol de moléculas de etanol,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ .
  - Una molécula de etanol.
  - 10.0 g de etanol.
21. Una muestra de 2.5 g de cierto elemento contiene  $4.24 \times 10^{22}$  átomos. Diga de qué elemento se trata.
22. Calcule:
- el número de moles de moléculas
  - el número de moléculas
  - el número de átomos de carbono
  - el número de átomos de hidrógeno
  - el número de átomos de nitrógeno
- contenidos en 30.0 g de etilamina,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$

### Mol y masa molar

23. Un alambre de hierro tiene 0.10 cm de diámetro. ¿Cuántos metros de este alambre contendrán un mol de átomos de hierro?  
La masa molar del hierro es 55.8 g/mol y su densidad es 7.86 g/cm.<sup>3</sup>
24. Cuando se compró un anillo de plata su masa era de 21.0 g . Después de 15 años la masa del anillo disminuyó hasta 20.8 g. ¿Cuántos átomos de plata por día en promedio perdió el anillo durante esos años?
- \*25. ¿Cuántos cortes por la mitad habría que hacer a una hoja de aluminio de tamaño carta para obtener trozos del tamaño de un átomo?  
Haga las estimaciones que sean necesarias y explique su respuesta.
- \*26. Hasta 1961, la escala química de masas atómicas estuvo basada en la masa atómica promedio de la mezcla isotópica del oxígeno, a la cual se asignaba un valor de 16. Actualmente, la escala de masas atómicas está basada en el isótopo del carbono de número másico 12, el cual tiene un valor asignado de 12 uma. ¿Tiene el número de

Avogadro el mismo valor hoy en día que antes de 1961? En caso de no ser el mismo, ¿qué diferencia existe?

## RESPUESTAS

1. Procesos físicos: a), d), e).  
Procesos químicos: b), c), f).
2. Propiedades físicas: Color, blanco brillante, dúctil, maleable, y de baja densidad.  
  
Propiedades químicas: Forma una capa de óxido a temperatura ambiente.  
Al calentarse con el aire forma óxido de magnesio.  
Reacciona con el agua caliente y con los ácidos diluidos con desprendimiento de hidrógeno.
3. Si se hace la medición correcta de las masas de todas las sustancias involucradas, sí puede asegurarse el cumplimiento de dicha ley. No debe dejar de considerarse el oxígeno que se consume durante la combustión.
4. a) Volumen, densidad, compresibilidad.  
b) i)  $0 \text{ K} < T < 273.15 \text{ K}$   
ii)  $273.15 \text{ K} < T < 373.15 \text{ K}$   
iii)  $373.15 \text{ K} < T$
5. Revisar la definición de elemento propuesta por Robert Boyle (1627-1691).
6. a) elemento.  
b) sí.
7. a) solución                      b) mezcla heterogénea  
c) sustancia pura                d) sustancia pura
8. mezcla: a), b), d), e), h).  
elemento: c), g).  
compuesto: f).

11.

Símbolo	Carga	Protones	Neutrones	Electrones	Número másico
Li	0	3	4	3	7
V	0	23	28	23	51
Zn <sup>2+</sup>	+2	30	36	28	66
O <sup>2-</sup>	-2	8	8	10	16

12. a) Al hablar de isótopos nos referimos a átomos de un mismo elemento, es decir, átomos con el mismo número atómico, pero con diferente número másico. Prácticamente no hay diferencia en las propiedades químicas de los diferentes isótopos de un elemento.

13. Masa atómica 238.029 uma.

14. 79.15% para Mg<sup>24</sup> y 9.68% para Mg<sup>25</sup>.

15. Un mol corresponde a  $6.022 \times 10^{23}$  unidades.

16. a) 48.0 g/mol                      b) 18.0 g/mol                      c) 46.0 g/mol  
 d) 164. g/mol                      e) 250. g/mol                      f) 250. g/mol  
 g) 266. g/mol

17. a) No, la masa resultante sería de  $6.022 \times 10^{15}$  kg  
 b) No, actualmente un mol de átomos de oro, aproximadamente 197 g, no puede considerarse una fortuna.

18. a) 6.022 trillones de kilómetros.  
 b) Se tardaría 9.5 billones de milenios.

19. a) 0.315 moles                      b) 32.2 g                      c)  $4.21 \times 10^{23}$                       d)  $\frac{N_{\text{HCl}}}{N_{\text{III}}} = 3.5$

20. a) Un mol de moléculas de etanol, CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH.

21. Cloro

22. a) 0.67 mol                      b)  $4.04 \times 10^{23}$                       c)  $8.07 \times 10^{23}$   
 d)  $2.82 \times 10^{24}$                       e)  $4.04 \times 10^{23}$

23. 9.04 m.

24.  $2.04 \times 10^{17}$  átomos/día.

25. Partiendo de una estimación razonable sobre las dimensiones de la hoja, y empleando los datos de densidad y masa molar del aluminio, resulta ser aproximadamente 80 el número de cortes necesarios.
26. No, actualmente el valor es  $2.26 \times 10^{19}$  unidades mas pequeño.

## PROBLEMAS RESUELTOS

### Problema 19

Calcule:

- El número de moles de átomos de cobre contenidos en 20.0 g de cobre.
- La masa de 0.7 moles de moléculas de bióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ .
- El número de moléculas que hay en 0.7 moles de moléculas bióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ .
- La relación entre el número de moléculas en 5.0 g de cloruro de hidrógeno,  $\text{HCl}$ , y el número de moléculas en 5.0 g de yoduro de hidrógeno,  $\text{HI}$ ?

### Solución

- a) Dado que el número de moles  $n$  se define como  $m/\text{MM}$  donde  $m$  es la masa y  $\text{MM}$  es la masa molar, entonces:

$$n_{\text{cobre}} = \frac{m_{\text{cobre}}}{\text{MM}_{\text{cobre}}} = \frac{20.0\text{g}}{63.5 \text{ g/mol}} = 0.31 \text{ moles}$$

- b) Para el caso del bióxido de nitrógeno

$$n_{\text{NO}_2} = \frac{m_{\text{NO}_2}}{\text{MM}_{\text{NO}_2}}, \text{ despejando la masa se tiene: } m_{\text{NO}_2} = n_{\text{NO}_2} \cdot \text{MM}_{\text{NO}_2}$$

$$m_{\text{NO}_2} = (0.7\text{mol}) (46.0 \text{ g/mol}) = 32.2 \text{ g}$$

- c)  $n_{\text{NO}_2} = 0.7 \text{ mol}$  y 1 mol contiene  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas. El número de moléculas se calcula de la siguiente forma:

$$N_{\text{NO}_2} = n_{\text{NO}_2} N_{\text{O}}$$

donde  $N_{\text{O}}$  es la constante de Avogadro que es igual a  $6.02 \times 10^{23}$  moléculas/mol

Por lo que

$$N_{\text{NO}_2} = 4.21 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

d)  $m_{\text{HCl}} = 5.0 \text{ g}$  y  $m_{\text{HI}} = 5.0 \text{ g}$

$$N_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} N_{\text{O}} \text{ y } n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{MM_{\text{HCl}}}$$

$$N_{\text{HI}} = n_{\text{HI}} N_{\text{O}} \text{ y } n_{\text{HI}} = \frac{m_{\text{HI}}}{MM_{\text{HI}}}$$

Utilizando la información anterior hacemos el cociente

$$\frac{N_{\text{HCl}}}{N_{\text{HI}}} = 3.5$$

### Problema 26

Hasta 1961, la escala química de masas atómicas estuvo basada en la masa atómica promedio de la mezcla isotópica del oxígeno, a la cual se asignaba un valor de 16. Actualmente, la escala de masas atómicas está basada en el isótopo del carbono de número másico 12, el cual tiene un valor asignado de 12 uma. ¿Tiene el número de Avogadro el mismo valor hoy en día que antes de 1961? En caso de no ser el mismo, ¿qué diferencia existe?

### Solución

Antes de 1961 las masas de los átomos de oxígeno y de carbono respectivamente, eran  $m_{\text{O}} = 16.0$  y  $m_{\text{C}} = 12.00045002$ . Actualmente  $m_{\text{C}} = 12.0$  y la  $m_{\text{O}} = 15.9994$ .

Para un mol:

$$\frac{N_0^{\text{antes}}}{N_0^{\text{después}}} = \frac{12.00045002}{12.0} = 1.000037502$$

de aquí:

$$N_0^{\text{antes}} = 1.000037502 (N_0^{\text{después}}) = 6.0222 \times 10^{23}$$

para conocer la diferencia se resta el número de Avogadro anterior al número de Avogadro actual. La diferencia es de:  $2.3 \times 10^{19}$  unidades.

# Capítulo 2

## COMPOSICIÓN DE LAS SUSTANCIAS

### OBJETIVOS

- Distinguir entre fórmula mínima y fórmula molecular.
- Determinar la fórmula mínima de una sustancia pura a partir de su análisis elemental y su composición centesimal.
- Determinar la fórmula molecular de un compuesto.
- Determinar la composición centesimal de un compuesto a partir de su fórmula mínima o molecular.
- Explicar en qué consiste una solución.
- Definir diferentes formas de expresar la concentración de una solución: fracción mol, porcentaje en mol, porcentaje en masa, porcentaje en volumen, molaridad y concentración en masa por unidad de volumen.
- Describir el efecto de dilución que ocurre al mezclar dos soluciones.

### PROBLEMAS

#### Fórmula mínima y fórmula molecular

1. ¿Cuáles de las siguientes son fórmulas mínimas?



2. Para determinar la fórmula molecular de un compuesto, ¿es suficiente conocer su análisis elemental, su composición centesimal y la masa atómica de sus elementos? Si hace falta otro dato, diga cuál es.
3. La droga Dopamina, usada en cardiopatías y mal de Parkinson, contiene 54.82% de C; 5.58% de H; 7.11% de N y 32.49% de O. ¿Cuál es la fórmula mínima de la Dopamina?
4. Determine el porcentaje en masa de cada uno de los elementos en los siguientes compuestos:
  - a) propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$
  - b) dicromato de sodio,  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
  - c) trinitrotolueno,  $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$

5. La penicilina es un antibiótico comercial. Si su fórmula es  $C_{16}H_{18}N_2O_4S$ , calcule el porcentaje en masa de cada uno de los elementos de la penicilina.
6. Mediante el ácido úrico la mayoría de los mamíferos eliminan nitrógeno en exceso. Al analizar una muestra de este ácido se obtuvieron los siguientes resultados: C: 35.71% ; H: 2.38% ; N: 33.33% ; el resto es oxígeno.  
Determine la fórmula molecular del ácido úrico, sabiendo que su masa molar es 168 g/mol.
7. El olor característico de la piña se debe al butirato de etilo, compuesto que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión de 1.39 mg de butirato de etilo produce 3.16 mg de  $CO_2$  y 1.29 mg de  $H_2O$ .
  - a) Determine su fórmula mínima.
  - b) Determine la fórmula molecular del compuesto si su masa molar es 116 g/mol.
8. En 0.27 g del elemento Z hay  $6.02 \times 10^{21}$  átomos de Z. Esta masa de Z se combina exactamente con  $18.06 \times 10^{21}$  átomos del elemento Y para formar un compuesto. La masa atómica de Y es 35.5 uma.
  - a) ¿Cuál es la masa atómica de Z?
  - b) ¿Cuál es la fórmula mínima del compuesto formado?
  - c) ¿Cuál es la composición porcentual en masa del compuesto formado?
9. Una de las gasolinas “plomadas” contiene dibromuro de plomo,  $PbBr_2$ , el cual es volátil a la temperatura del motor. Otras, en cambio, contienen un compuesto de plomo y etilo,  $Pb(C_2H_5)_n$ . Si el compuesto de plomo y etilo tiene un 64.11% de plomo, ¿cuál es el valor de “n”?
10. Al calentar al vacío una muestra de 7.82 g de sulfato de cobre hidratado,  $CuSO_4 \cdot xH_2O$ , se lleva a cabo la eliminación de agua, quedando 5 g de  $CuSO_4$  anhidro. Calcule el valor de x en el sulfato de cobre hidratado.
- \*11. Una muestra de 1.958 g de óxido de plomo,  $PbO_2$ , es calentada para eliminar parte del oxígeno y formar un nuevo óxido. Dicho óxido tiene una masa de 1.892 g. ¿Cuál es la fórmula mínima de este nuevo compuesto?

- \*12. Al formarse una aleación entre los metales A y B se tiene que:
- el número de átomos de B es el 25% del número total de átomos
  - la masa presente de B es el 50.82% de la masa total.

Sabiendo que uno de los metales es cobre, identifique al otro metal.

### Mezclas y Soluciones

13. Al efectuar un análisis químico de los jugos de naranja, limón y uva se encuentran los siguientes resultados:

Componentes	Naranja (%)	Limón (%)	Uva (%)
Carbohidratos	10.8	9.8	25.0
Calcio	0.029	0.0041	0.011
Fósforo	0.016	0.0026	0.011
Hierro	0.0002	0.000075	0.0003

Si se desea sustituir 100 g de jugo de limón por cierta cantidad de jugo de uva o de naranja, de forma que cada uno de ellos aporte la misma cantidad de carbohidratos,

- ¿qué masa de jugo de naranja será necesaria?
  - ¿qué masa de jugo de uva será necesaria?
  - ¿cómo cambiarán, en cada caso, los aportes de fósforo?
14. Una muestra de 500 g de un producto comercial contiene 256 mg de aspirina,  $C_9H_8O_4$ .
- ¿Qué porcentaje en masa de aspirina hay en el producto comercial?
  - Calcule la masa de carbono que hay en la aspirina contenida en una muestra de 0.600 g.
15. El oro puro es de 24 Kilates (24 K),
- calcule el porcentaje de oro en un anillo de 20 K.
  - ¿A cuántos Kilates equivale una aleación con el 80% de oro?
16. El aire está compuesto por oxígeno,  $O_2$ , nitrógeno,  $N_2$ , bióxido de carbono,  $CO_2$ , vapor de agua,  $H_2O$  y trazas de algunos gases nobles. Calcule la fracción molar de cada componente del aire, si éste se

considera, en forma simplificada, como una mezcla de 50 moles de  $O_2$ , 186 moles de  $N_2$ , y 2.4 moles de argón, Ar.

17. Una solución de carbonato de potasio,  $K_2CO_3$ , que contiene 180 g de esta sal en un litro de solución, tiene una densidad de 1.2 g/mL a  $20^\circ C$ . ¿Cuáles son las fracciones molares del carbonato de potasio y del agua en la solución?
18. Completar la siguiente tabla para soluciones acuosas de sacarosa,  $C_{12}H_{22}O_{11}$ .

Masa de soluto	Cantidad de soluto	Volumen de solución	Concentración Molar
9 g		250 mL	
	1 mol		0.5 mol/L
		1.5 L	1 mol/L

19. Calcule la molaridad de cada una de las siguientes soluciones.
- 5 g de cromato de potasio,  $K_2CrO_4$ , en 250 mL de solución.
  - 0.088 mol de ácido nítrico,  $HNO_3$ , en 1.5 L de solución.
  - $3.45 \times 10^{-3}$  g de fluoruro de calcio,  $CaF_2$ , en 100 mL de solución.
20. Una solución al 34% de cloruro de potasio, KCl, tiene una densidad de 1.17 g/mL, calcule:
- la fracción molar de KCl,
  - la molaridad de la solución.
21. Si el frasco de una solución de ácido clorhídrico, HCl, señala que su concentración es de 37.7% en masa y una densidad de 1.185 g/mL, ¿cuál es la molaridad del ácido?
22. La densidad de una solución de etanol,  $C_2H_5OH$ , es 0.997 g/mL. Si la fracción molar de etanol es 0.045, ¿cuál es la molaridad de la solución?
23. a) Para preparar un jarabe auxiliar para el tratamiento de las molestias de la gripe, se utiliza una solución de clorhidrato de efedrina con una concentración de 5 mg/mL y se diluye con un saborizante. ¿Qué volumen de cada uno debe usarse para preparar 50 mL de solución con una concentración del medicamento de 2.5 mg/mL?

b) Se desea preparar 20 mL de un fármaco que contenga 2.5% en volumen de un ingrediente activo, pero sólo se dispone de una solución al 5% y otra al 1%. ¿Qué volumen de cada solución se debe usar para obtener la concentración deseada?

**24.** El ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , utilizado en el laboratorio, es aproximadamente 18 M. ¿Qué volumen de este ácido se debe diluir con agua para preparar las siguientes soluciones?

a) 100 mL de ácido 3 mol/L

b) 1  $\text{dm}^3$  de ácido 1 M

c) 250  $\text{cm}^3$  de ácido 0.1 M

**\*25.** Se desea diluir 1 kg de una solución al 65% de ácido nítrico con otra cuya concentración es del 10%, de forma tal que la concentración de la solución resultante sea del 20% de ácido. ¿Qué masa de la solución de concentración 10% se debe agregar?

## RESPUESTAS

1. Fórmulas mínimas:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CCl}_4$  y  $\text{C}_3\text{H}_8$ .

2. No. Se debe conocer también la masa molar.

3.  $\text{C}_9\text{H}_{11}\text{NO}_4$

4. a) 81.82% C, 18.18% H

b) 17.56% Na, 39.69% Cr y 42.75% O

c) 37.0% C, 2.2% H, 18.5% N y 42.3% O

5. 57.49% C, 8.38% N, 9.58% S, 5.39% H y 19.16% O.

6.  $\text{C}_5\text{H}_4\text{O}_3\text{N}_4$

7. a)  $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

b)  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$

8. a) 27 uma.

b)  $\text{ZY}_3$

c) %  $m_z = 20.22\%$  %  $m_y = 79.78\%$

9.  $n = 4$

10.  $x = 5$

11.  $\text{Pb}_2\text{O}_3$

12. El metal B es oro

13. a) 90.74 g de jugo de naranja.

b) 39.20 g de jugo de uva.

c) En ambos casos habrá una disminución. 100 g de jugo de limón aportarán 0.0026 g de fósforo, mientras que 90.74 g de jugo de naranja aportarán 0.0145 g, y 39.20 g de jugo de uva aportarán 0.0043 g.

14. a) 51.2% de aspirina

b) 0.184 g de carbono.

15. a) 83.3% de oro.

b) 19.2 Kilates.

16.  $X_{O_2} = 0.21$

$X_{N_2} = 0.78$

$X_{Ar} = 0.01$

17.  $X_{K_2CO_3} = 0.022$

$X_{H_2O} = 0.978$

18.

Masa de soluto	Cantidad de soluto	Volumen de solución	Concentración Molar
9 g	0.026 mol	250 mL	0.105 mol/L
342 g	1 mol	2000 mL	0.5 mol/L
513 g	1.5 mol	1.5 L	1 mol/L

19. a) 0.103 M

b) 0.059 M

c)  $4.42 \times 10^{-4}$  M

20. a)  $X_{KCl} = 0.11$

b) 5.33 M

21. 12.24 M

22. 2.33 M

23. a) 25 mL de solución y 25 mL de saborizante.

b) 7.5 mL de la solución al 5% y 12.5 mL de la solución al 1%.

24. a) 16.67 mL

b) 55.56 mL

c) 1.39 mL

25. 4.5 kg

## PROBLEMAS RESUELTOS

## Problema 8

En 0.27 g elemento Z hay  $6.02 \times 10^{21}$  átomos de Z. Esta masa de Z se combina exactamente con  $18.06 \times 10^{21}$  átomos del elemento Y para formar un compuesto. La masa atómica de Y es 35.5 uma.

- ¿Cuál es la masa atómica de Z?
- ¿Cuál es la fórmula mínima del compuesto formado?
- ¿Cuál es la composición porcentual en masa del compuesto

## Solución

- a) Se sabe que la masa molar de un elemento, expresada en g/mol, es numéricamente igual a su masa atómica, expresada en uma. Por lo tanto si se encuentra el valor numérico de la masa molar se sabrá automáticamente el de la masa atómica. El número de moles puede ser calculado a partir de la relación

$$n_z = m_z / MM_z \quad (1)$$

aquí  $m_z$  es la masa de una muestra, expresada en gramos,  $n_z$  es el número de moles y  $MM_z$  es la masa molar del elemento Z. De (1) se obtiene

$$MM_z = m_z / n_z \quad (2)$$

Si se conoce la masa y el número de moles del elemento Z, se puede calcular su masa molar;  $m_z$  es un dato del problema (0.27 g) y  $n_z$  puede ser calculado de la siguiente manera:

$$n_z = N_z / N_0 \quad (3)$$

en donde  $N_z$  es el número de átomos de Z y  $N_0$  es la constante de Avogadro ( $6.02 \times 10^{23}$  átomos/mol). El número de átomos de Z en la muestra es un dato del problema ( $6.02 \times 10^{21}$  átomos).

$$n_z = \frac{6.02 \times 10^{21} \text{ átomos}}{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 0.01 \text{ mol}$$

Sustituyendo en (1), se obtiene

$$MM_z = \frac{0.27 \text{ g}}{0.01 \text{ mol}} = 27 \text{ g/mol}$$

Por lo tanto, la masa atómica del elemento Z es 27 uma.

- b) En este caso el problema nos indica que  $6.02 \times 10^{21}$  átomos de Z se combinan con  $18.06 \times 10^{21}$  átomos. La relación entre estos números de átomos es:

$$\frac{N_z}{N_y} = \frac{6.02 \times 10^{21} \text{ átomos}}{18.06 \times 10^{21} \text{ átomos}} = \frac{1}{3}$$

Esto quiere decir que un átomo del elemento Z se combina con tres del elemento Y, por lo que la fórmula mínima de este compuesto es:



- c) Calcular la composición porcentual en masa de un compuesto, significa calcular el porcentaje en masa de cada elemento en ese compuesto. En este caso tenemos que calcular qué porcentaje en masa hay del elemento Z, y del elemento Y, en el compuesto  $ZY_3$ .

$$\%Z = \frac{1MM_z}{MM_{ZY_3}} \times 100\% \quad (4)$$

La ecuación (4) significa que el porcentaje en masa de Z se puede calcular como el cociente entre la masa de un mol de átomos de Z y la masa de un mol de moléculas de  $ZY_3$ , multiplicado por 100%. De esta manera:

$$\%Z = \frac{1(27 \text{ g/mol})}{133.5 \text{ g/mol}} \times 100\% = 20.22\%$$

De manera análoga se obtiene el porcentaje en masa de Y.

$$\%Y = \frac{3(35.5 \text{ g})}{133.5 \text{ g}} \times 100\% = 79.78\%$$

**Problema 25**

Se desea diluir 1 kg de una solución al 65% de ácido nítrico con otra cuya concentración es del 10%, de forma tal que la concentración de la solución resultante sea del 20% de ácido. ¿Qué masa de la solución de concentración 10% se debe agregar?

**Solución**

Denominaremos solución *A*, a aquella que tiene una concentración de ácido nítrico de 65%, y una masa de 1 kg; la solución *B* es la que tiene una concentración de ácido nítrico de 10% y su masa es la que se pide calcular en el problema. Por último, la solución *C* es la solución resultante cuando se combinan *A* y *B*, y tiene una concentración de ácido nítrico de 20%. La masa de *C* puede expresarse en términos de las masas de *A* y *B*:

$$m_C = m_A + m_B \quad (1)$$

donde  $m_A$  representa a la masa de la solución *A* y  $m_B$  la masa de la solución *B*.

El porcentaje en masa de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , de la definición de porcentaje en masa, se escribe como

$$\% \text{HNO}_3 = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_T} \times 100\% \quad (2)$$

donde  $m_{\text{HNO}_3}$  es la masa de  $\text{HNO}_3$  y  $m_T$  es la masa de la solución.

La ecuación (2) permite conocer  $m_{\text{HNO}_3}$  en una solución de concentración conocida.

$$m_{\text{HNO}_3} = \frac{\% \text{HNO}_3 \cdot m_T}{100\%} \quad (3)$$

Por ejemplo, en la solución *C* la masa de  $\text{HNO}_3$  es

$$m_{\text{HNO}_3}(C) = \frac{\% \text{HNO}_3(C) \cdot m_C}{100\%} \quad (4)$$

$\% \text{HNO}_3(C)$  es el porcentaje de ácido nítrico en la solución *C*.

Por otro lado, la masa del ácido nítrico que habrá en la solución *C* será la masa de ácido nítrico que aporte la solución *A* mas la que aporte la solución *B*; esto, escrito como una ecuación, resulta

$$m_{\text{HNO}_3(C)} = m_{\text{HNO}_3(A)} + m_{\text{HNO}_3(B)} \quad (5)$$

Al sustituir la ecuación (4) y ecuaciones similares para las soluciones *A* y *B* en la ecuación (5), se obtiene

$$\frac{\% \text{HNO}_3(C) \cdot m_C}{100\%} = \frac{\% \text{HNO}_3(A) \cdot m_A}{100\%} + \frac{\% \text{HNO}_3(B) \cdot m_B}{100\%} \quad (6)$$

Si se sustituye la ecuación (1) en la (6) y se multiplica por 100%, se llega a:

$$\% \text{HNO}_3(C) \cdot (m_A + m_B) = \% \text{HNO}_3(A) \cdot m_A + \% \text{HNO}_3(B) \cdot m_B \quad (7)$$

Despejando la masa de la solución *B* de la ecuación (7) se tiene

$$m_B = \frac{[\% \text{HNO}_3(A) - \% \text{HNO}_3(C)] \cdot m_A}{\% \text{HNO}_3(C) - \% \text{HNO}_3(B)} \quad (8)$$

Para obtener finalmente la masa de la solución *B* se deben sustituir todos los valores numéricos de las variables en la ecuación (8), los cuales son datos del problema y se resumen a continuación:

$$\% \text{HNO}_3(A) = 65\% ; \% \text{HNO}_3(B) = 10\% ;$$

$$\% \text{HNO}_3(C) = 20\% \text{ y } m_A = 1 \text{ kg.}$$

Por lo tanto:

$$m_B = 4.5 \text{ kg}$$

# Capítulo 3

## EL ESTADO GASEOSO

### OBJETIVOS

- Establecer la relación entre la escala centígrada y la escala absoluta de temperatura.
- Enunciar las leyes de los gases: ley de Boyle, ley de Charles y Gay-Lussac. Enunciar el principio de Avogadro.
- Escribir la ecuación de estado del gas ideal y utilizarla para evaluar los cambios de presión, volumen y temperatura de una muestra gaseosa.
- Enunciar la ley de Dalton de las presiones parciales. Definir la presión parcial de un gas en una mezcla.
- Establecer la relación que existe entre la densidad de un gas ideal y su temperatura, presión y masa molar.
- Describir las diferencias entre un gas real y un gas ideal.
- Describir el comportamiento de los gases reales: ecuación de Van der Waals.
- Enunciar los postulados en los que se basa la teoría cinética de los gases.
- Aplicar los postulados de la teoría cinética de los gases a problemas simples.

### PROBLEMAS

#### Leyes de los Gases

1. La atmósfera de Venus se compone de 96% de dióxido de carbono, y pequeñas trazas de nitrógeno, vapor de agua, argón, y monóxido de carbono. La temperatura en la superficie de este planeta es de aproximadamente  $480^{\circ}\text{C}$  y la presión atmosférica de 90 atm. Si se definieran las condiciones estándar de Venus con base en los datos anteriores, ¿cuál sería el volumen molar de un gas ideal en tales condiciones estándar?
2. a) El volumen de una muestra de gas es 500 mL a  $70^{\circ}\text{C}$  y 0.75 atm. ¿A qué temperatura ocupará la muestra un volumen de 1 L bajo una presión de 760 torr?

- b) En un cilindro con pistón móvil están contenidos 10 L de nitrógeno gaseoso bajo una atmósfera de presión. El pistón se mueve hasta que la misma masa del gas ocupa 2 L, a la misma temperatura. Encuentre la presión del cilindro.
- c) ¿Qué temperatura deberá aplicarse a 5 L de helio gaseoso que se encuentra a 200 K y 0.05 atm para que adquiera un volumen de 10 L y 0.1 atm de presión?
- d) Calcule la temperatura a la cual debe calentarse una muestra de gas xenón para duplicar su presión, si el volumen se disminuye en un 20% respecto de su volumen inicial a 70°C.
3. Bajo una presión de 700 torr a 25°C, una muestra de nitrógeno gaseoso ocupa un volumen de 50 L.
- a) Calcule el volumen que ocupará el gas a 25°C si se aumenta la presión a 1 000 torr.
- b) ¿En qué porcentaje aumentará la presión?
- c) ¿En qué porcentaje disminuirá el volumen?
4. A una presión de 760 mmHg, un globo lleno de hidrógeno ocupa 2.5 m<sup>3</sup>.
- a) ¿A qué volumen se expandirá el globo cuando se haya elevado a una altura en la que la presión es de 500 mmHg?
- b) ¿A qué volumen se expandirá si la presión es de 50 mmHg?
- Desprecie la tensión del globo y considere que la temperatura no cambia con la altura.
5. El neumático de un automóvil fue inflado a una presión de 26 lb/plg<sup>2</sup> un día de invierno, cuando la temperatura era de 0°C. ¿Qué presión tendrá, suponiendo que no ha habido fugas, en un día de verano cuando la temperatura sea de 30°C?
6. A la misma presión y temperatura, ¿qué masa de helio, He(g), debe usarse para inflar un globo hasta cierto volumen, si se requiere 1 g de helio para inflarlo a la mitad de dicho volumen?
7. En el mar, a 10 m de profundidad, en donde la presión es de 2 atm se forma una burbuja de aire que tiene un volumen de 3 mm<sup>3</sup>. ¿Cuál será su volumen cuando ascienda a la superficie, donde la presión atmosférica es de 760 mmHg? Suponga que tanto la temperatura como la cantidad de gas dentro de la burbuja permanecen constantes.

8. Un recipiente de aluminio contiene helio a la presión de 90 atm y 25°C. Si dicho recipiente no resiste más de 300 atm y está en un edificio que se incendia, ¿explotará antes de que se funda? El punto de fusión del aluminio es de 660.4°C.
9. a) ¿Ejercerían 65.5 g de xenón, en un recipiente de 1 L de capacidad, una presión de 10 atm a 25°C si se comportara como un gas ideal? De no ser así, ¿cuál sería la presión?  
b) Suponga ahora que el xenón se comporta como un gas de Van der Waals con los siguientes parámetros:  $a = 4.194 \text{ L}^2 \text{ atm mol}^{-2}$ ,  $b = 5.105 \times 10^{-2} \text{ L mol}^{-1}$ . ¿Qué presión ejercería la muestra de xenón?
10. El bióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , en altas concentraciones causa debilidad, mareo y dolor de cabeza. Si hay cinco personas en una habitación cuyas dimensiones son 5 m x 4 m x 3 m, y considerando que una persona en promedio exhala 0.95 kg de  $\text{CO}_2$  por día, ¿cuánto tiempo podrán permanecer las cinco personas sin sentir los síntomas anteriores? Suponga que estos síntomas empiezan cuando hay una presión parcial de  $\text{CO}_2$  de 50 mmHg, que la temperatura ambiente permanece constante (25°C) y que el cuarto está aislado.
11. Se introducen 0.2 moles de nitrógeno,  $\text{N}_2(\text{g})$ , 0.3 moles de bióxido de carbono,  $\text{CO}_2(\text{g})$ , y 0.3 moles de argón,  $\text{Ar}(\text{g})$ , en un recipiente de 30 L a 27°C.  
a) ¿Qué volumen ocupará la mezcla a 25°C si se aumenta la presión a 620 torr?  
b) ¿En qué porcentaje aumentará la presión?
12. La presión parcial de nitrógeno,  $\text{N}_2(\text{g})$ , es de 0.2 atm y la de propano,  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ , es de 0.6 atm en una mezcla de estos gases.  
a) ¿Cuál es la fracción molar de cada gas en la mezcla?  
b) Si la mezcla ocupa 11.6 L a 50°C, ¿cuál es el número total de moles presentes en la mezcla, ¿cuál es la masa de cada uno?
13. Se burbujea una muestra de oxígeno gaseoso a través de agua líquida a 25°C y luego se recoge en un volumen de 10 cm<sup>3</sup>. Si se encuentra que la presión total del gas, que está saturado con vapor, de agua a esa temperatura, es de 1 000 mmHg, ¿cuántos moles de

oxígeno hay en la muestra? La presión de vapor de agua a  $25^{\circ}\text{C}$  es de 17.5 mmHg.

14. Se abre la llave entre un recipiente rígido de  $1\text{ dm}^3$  que contiene oxígeno,  $\text{O}_2(\text{g})$ , a 200 torr y un recipiente de  $3\text{ dm}^3$  que contiene cloro,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , a 500 torr. ¿Cuál será la presión final del sistema? Suponga que la temperatura permanece constante.
15. En un recipiente rígido de volumen desconocido, se encuentra un gas ideal a una presión de 700 mmHg. Se retira cierta cantidad de gas y se encuentra que ocupa  $5\text{ cm}^3$  a la presión de 1 atm. La presión del gas restante en el mismo recipiente es de 650 mmHg. Calcule el volumen del recipiente, suponiendo que todas las medidas fueron hechas a la misma temperatura.
16. a) ¿Cuál es la densidad del óxido de dinitrógeno,  $\text{N}_2\text{O}(\text{g})$ , a  $20^{\circ}\text{C}$  y 1 atm?  
b) ¿Qué presión ejerce el bióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , a  $50^{\circ}\text{C}$ , si su densidad es de 0.5 g/L?
17. El gas A tiene una densidad 1.5 veces mayor que la del oxígeno,  $\text{O}_2(\text{g})$ , a la misma temperatura y presión. ¿Cuál es la masa molar de este gas?
18. Un gas está compuesto de 82.8% en masa de carbono y 17.2% en masa de hidrógeno. Encuentre la fórmula molecular del gas sabiendo que la densidad del compuesto es 1.82 veces la del oxígeno,  $\text{O}_2(\text{g})$ , a la misma temperatura y presión.
19. Se presenta el siguiente análisis para una muestra típica de aire seco, a nivel del mar.

Componentes	Porcentaje en masa
Nitrógeno, $\text{N}_2$	75.52%
Oxígeno, $\text{O}_2$	23.15%
Argón, Ar	1.28%
Bióxido de carbono, $\text{CO}_2$	0.05%

Calcule la densidad del aire a  $25^{\circ}\text{C}$  y 760 mmHg. Para encontrar la solución se recomienda considerar una muestra de aire de 100 g.

\*20. Se considera que el aire exhalado tiene la composición siguiente:

Componentes	Porcentaje en mol
Nitrógeno, N <sub>2</sub>	74.5%
Oxígeno, O <sub>2</sub>	15.7%
Vapor de agua, H <sub>2</sub> O	6.2%
Bióxido de carbono, CO <sub>2</sub>	3.6%

- Calcule la masa molar del aire exhalado.
- Calcule su densidad a 25°C y 1 atm y compárela con la del aire ordinario (1.18 g/L).

### Teoría cinética de los gases

21. ¿Cómo explica la teoría cinética las siguientes observaciones?

- Los gases son fácilmente compresibles.
- Los gases son miscibles.
- Los gases ejercen presión.
- La presión ejercida por un gas aumenta conforme aumenta la temperatura.
- Cuando se observan al microscopio las partículas de polvo, muestran movimiento browniano.
- Dos gramos de nitrógeno gaseoso en un recipiente cerrado, a una temperatura dada, ejercen el doble de presión que un gramo de nitrógeno gaseoso, en el mismo recipiente y a la misma temperatura.

22. Cuatro recipientes cerrados del mismo volumen y a la misma temperatura contienen, respectivamente, masas iguales de hidrógeno, H<sub>2</sub>(g), metano, CH<sub>4</sub>(g), pentano, C<sub>5</sub>H<sub>12</sub>(g), y propano C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>(g).

- ¿Cuál gas presenta la mayor energía cinética promedio por partícula?
- Ordene los recipientes de acuerdo con el número de moléculas que contienen.
- ¿Cuál es la relación numérica entre el número de moléculas de metano y el número de moléculas de hidrógeno?
- ¿En cuál recipiente es mayor la presión?
- ¿Cuál es la relación entre la presión de metano y la presión del pentano?

23. En un recipiente cerrado se colocan 2 moles de oxígeno,  $O_2(g)$ , 6 moles de bióxido de nitrógeno,  $NO_2(g)$ , y 4 moles de monóxido de carbono,  $CO(g)$ . Ordene los gases de acuerdo con:
- la presión que ejercen en las paredes del recipiente.
  - sus velocidades cuadráticas medias.
24. a) Si las moléculas presentes en 1 L de neón,  $Ne(g)$ , se mueven a la misma velocidad cuadrática media que las moléculas de 1 L de argón,  $Ar(g)$ , ¿qué gas tiene mayor temperatura?
- b) ¿Cuál es la relación de velocidades cuadráticas medias que deben guardar ambos gases para que tengan la misma temperatura? ¿Qué velocidad cuadrática media es mayor?
25. Se prepara una mezcla de gas nitrógeno,  $N_2(g)$ , y oxígeno,  $O_2(g)$ , tal que las moléculas de cada gas producen el mismo número de colisiones con las paredes del recipiente por unidad de tiempo. ¿Qué gas presenta la mayor concentración?

## RESPUESTAS

- 0.686 L
- a)  $642^\circ C$                       b) 5 atm                      c) 800 K                      d) 549 K
- a) 35 L                      b) 42.86%                      c) 30%
- a)  $3.8 \text{ m}^3$                       b)  $38 \text{ m}^3$
- $28.86 \text{ lb/plg}^2$
- 2 g
- $6 \text{ mm}^3$
- El recipiente alcanza una presión de 282 atm a  $660.4^\circ C$ , por lo tanto, empieza a fundirse antes de que se alcance el límite de presión establecido.
- a) No. La presión sería de 12.2 atm                      b) 11.47 atm
- 35.9 hr.
- a) 23.97 L                      b) 24.3%
- a)  $X_{N_2} = 0.25$  ;                       $X_{C_3H_8} = 0.75$   
b)  $n_T = 0.35 \text{ mol}$                        $m_{N_2} = 2.45 \text{ g}$                        $m_{C_3H_8} = 11.56 \text{ g}$

13.  $5.29 \times 10^{-4}$  mol
14. 425 torr
15.  $76 \text{ cm}^3$
16. a) 1.83 g/L                      b) 0.30 atm
17. 48 g/mol
18.  $\text{C}_4 \text{H}_{10}$
19. 1.18 g/L
20. a) 28.58 g/mol  
b) 1.17 g/L
21. Analizar los postulados de la teoría cinética.
22. a) Todos tienen misma energía cinética promedio por partícula.  
b)  $N_{\text{H}_2} > N_{\text{CH}_4} > N_{\text{C}_3\text{H}_8} > N_{\text{C}_5\text{H}_{12}}$                       c)  $N_{\text{CH}_4} / N_{\text{H}_2} = 1 / 8$   
d) En el que contiene hidrógeno.                      e)  $P_{\text{CH}_4} / P_{\text{C}_5\text{H}_{12}} = 4.5$
23. a)  $P_{\text{NO}_2} > P_{\text{CO}} > P_{\text{O}_2}$                       b)  $v_{\text{CO}}^2 > v_{\text{O}_2}^2 > v_{\text{NO}_2}^2$
24. a) El argón.  
b)  $v_{\text{Ar}}^2 / v_{\text{Ne}}^2 = 0.506$ . La velocidad cuadrática media de las moléculas de neón es mayor.
25. El oxígeno.

## PROBLEMAS RESUELTOS

### Problema 2 b)

En un cilindro con pistón móvil, están contenidos 10 L de nitrógeno gaseoso bajo una atmósfera de presión. El pistón se mueve hasta que la misma masa del gas ocupa 2 L, a la misma temperatura. Encuentre la presión del cilindro.

### Solución

- b) En este problema se describe un cambio de estado, es decir, se plantea un estado inicial y un estado final del gas nitrógeno.

En el estado inicial, el gas tiene un volumen de 10 L ( $V_i$ ) y una presión de 1 atm ( $P_i$ ). En el estado final, tiene un volumen de 2 L ( $V_f$ ) y su presión final ( $P_f$ ) es la que se calculará. La temperatura permanece constante durante esta expansión.

Si suponemos un comportamiento ideal, se tiene:

Estado inicial	Estado final	
$P_i V_i = nRT$	$P_f V_f = nRT$	(1)

donde R es la constante universal de los gases, n el número de moles y T la temperatura del gas.

Nótese que en las expresiones anteriores n y T no llevan el subíndice que distingue al estado inicial del final, lo cual se debe a que estas variables no cambian durante la expansión. En las expresiones (1), el lado derecho de la igualdad es el mismo para ambas, por lo tanto,

$$P_i V_i = P_f V_f \quad (2)$$

Despejando  $P_f$  de esta ecuación y sustituyendo las variables por los datos dados en el problema se tiene

$$P_f = 5 \text{ atm}$$

### Problema 12

La presión parcial de nitrógeno,  $N_2(g)$ , es de 0.2 atm y la de propano,  $C_3H_8(g)$ , es de 0.6 atm en una mezcla de estos gases.

- a) ¿Cuál es la fracción molar de cada gas en la mezcla?
- b) Si la mezcla ocupa 11.6 L a  $50^\circ\text{C}$ , ¿cuál es el número total de moles presentes en la mezcla?, ¿cuál es la masa de cada gas?

### Solución

- a) La fracción molar de un gas en una mezcla de gases puede ser calculada utilizando la Ley de Dalton de presiones parciales, que matemáticamente tiene la siguiente forma:

$$P_j = X_j \cdot P_t \quad (1)$$

donde  $P_j$  y  $X_j$  son la presión parcial y la fracción mol del gas  $j$ , y  $P_t$  es la presión total de la mezcla de gases (es la suma de las presiones parciales de todos los componentes de la mezcla). En este problema se pide se calculen las fracciones molares del nitrógeno y del propano. De la ecuación (1) podemos escribir, para cada uno de los gases, sus fracciones molares como:

$$X_{N_2} = \frac{P_{N_2}}{P_t} \quad X_{C_3H_8} = \frac{P_{C_3H_8}}{P_t} \quad (2)$$

$P_{N_2}$  es 0.2 atm y  $P_{C_3H_8}$  0.6 atm y la presión total es la suma de las dos anteriores, esto es:

$$P_t = P_{N_2} + P_{C_3H_8} = 0.8 \text{ atm} \quad (3)$$

Sustituyendo la ecuación (3) y los datos dados anteriormente, en la ecuación (2), se obtiene que:

$$X_{N_2} = 0.25 ; \quad X_{C_3H_8} = 0.75$$

- b) Si consideramos un comportamiento ideal, el número de moles totales de la mezcla puede ser calculado utilizando la ecuación de estado del gas ideal de la forma:

$$n_t = \frac{P_t V}{RT} \quad (4)$$

$P_t$  ya fue calculada en la ecuación (3),  $R$  es la constante universal de los gases,  $T$  es la temperatura y  $V$  es el volumen de la mezcla. En el problema se nos dice que  $V$  es 11.6 L y  $T$  es 323.15 K (50°C). Sustituyendo todos los valores numéricos de la variables en la ecuación (5), se obtiene:

$$n_t = 0.35 \text{ moles}$$

Con respecto a las masas de cada uno de los gases, éstas se pueden calcular mediante la ecuación  $m_j = n_j \text{MM}_j$  donde  $m_j$  es la masa,  $n_j$  el número de moles y  $\text{MM}_j$  la masa molar de la sustancia  $j$ . Como se sabe de qué gases se trata, las masas molares pueden ser obtenidas con el uso de la tabla periódica, pero los números de moles de cada gas son desconocidos (sólo se conoce el  $n_t$ ). Lo que se hace entonces es encontrar los números de moles de cada gas ( $n_{\text{N}_2}$  y  $n_{\text{C}_3\text{H}_8}$ ).

De la definición de fracción molar, se tiene que:

$$X_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_t} \quad X_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{n_{\text{C}_3\text{H}_8}}{n_t} \quad (5)$$

De las ecuaciones (5) son conocidas las fracciones molares de cada uno de los gases y  $n_t$ , por lo tanto

$$n_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} \cdot n_t = 8.75 \times 10^{-2} \text{ moles}$$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_8} = X_{\text{C}_3\text{H}_8} \cdot n_t = 2.63 \times 10^{-1} \text{ moles}$$

De manera que

$$m_{\text{N}_2} = n_{\text{N}_2} \cdot \text{MM}_{\text{N}_2} = 2.45 \text{ g}$$

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} = n_{\text{C}_3\text{H}_8} \cdot \text{MM}_{\text{C}_3\text{H}_8} = 11.56 \text{ g}$$

donde  $\text{MM}_{\text{N}_2} = 28 \text{ g/mol}$  y  $\text{MM}_{\text{C}_3\text{H}_8} = 44 \text{ g/mol}$

### Problema 24

- a) Si las moléculas presentes en 1 L de neón, Ne (g), se mueve a la misma velocidad cuadrática media que las moléculas de 1 L de argón, Ar (g), ¿qué gas tiene mayor temperatura?
- b) ¿Cuál es la relación de velocidades cuadráticas medias que deben guardar ambos gases para que tengan la misma temperatura? ¿Qué velocidad cuadrática media es mayor?

### Solución

a) La velocidad cuadrática media,  $v^2$ , se expresa como:

$$v^2 = \frac{3RT}{MM} \quad (1)$$

donde R es la constante universal de los gases, T es la temperatura y MM es la masa molar del gas. En este problema

$$v^2 (\text{Ar}) = v^2 (\text{Ne}) \quad (2)$$

lo cual significa que la velocidad cuadrática media del argón es igual a la del neón.

De las ecuaciones (1) y (2) se obtiene

$$\frac{3RT_{\text{Ar}}}{MM_{\text{Ar}}} = \frac{3RT_{\text{Ne}}}{MM_{\text{Ne}}} \quad (3)$$

Si se reorganiza la ecuación (3) se puede llegar a

$$\frac{T_{\text{Ar}}}{T_{\text{Ne}}} = \frac{MM_{\text{Ar}}}{MM_{\text{Ne}}} \quad (4)$$

La ecuación (4) implica que la relación entre la temperatura de los dos gases es igual a la relación entre sus masas molares.

Como  $MM_{\text{Ar}} = 39.95 \text{ g/mol}$  y  $MM_{\text{Ne}} = 20.18 \text{ g/mol}$ , entonces

$$\frac{T_{\text{Ar}}}{T_{\text{Ne}}} = 1.98$$

De donde  $T_{\text{Ar}} = 1.98 T_{\text{Ne}}$ . Por lo tanto, para que ambos gases tengan la misma velocidad cuadrática media, la temperatura del argón debe ser mayor que la del neón.

b) La relación entre las velocidades cuadráticas medias de los gases es

$$\frac{v^2(\text{Ar})}{v^2(\text{Ne})} = \frac{T_{\text{Ar}}MM_{\text{Ne}}}{T_{\text{Ne}}MM_{\text{Ar}}} \quad (5)$$

Pero en el problema se dice que  $T_{\text{Ar}} = T_{\text{Ne}}$ , entonces

$$\frac{v^2(\text{Ar})}{v^2(\text{Ne})} = \frac{MM_{\text{Ne}}}{MM_{\text{Ar}}} \quad (6)$$

Sustituyendo en la ecuación (6) las masas molares de cada uno de los gases se tiene

$$\frac{v^2(\text{Ar})}{v^2(\text{Ne})} = 0.506$$

Por lo tanto, la velocidad cuadrática media del argón es menor que la del neón.

# Capítulo 4

## ESTEQUIOMETRÍA

### OBJETIVOS

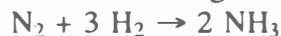
- Establecer las leyes de conservación de la materia y de la carga.
- Describir una reacción a través de su ecuación química. Balanceo de una reacción.
- Identificar reacciones de combustión y de disociación.
- Manejar las relaciones estequiométricas para resolver cálculos basados en ecuaciones químicas.
- Definir lo que son las cantidades estequiométricas.
- Identificar el reactivo limitante en una reacción química.
- Aplicar la estequiometría a reacciones que involucran sustancias gaseosas y soluciones acuosas.

### PROBLEMAS

1. Escribir las ecuaciones balanceadas para las siguientes reacciones:

- a)  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr}$
- b)  $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al} + \text{Cl}_2$
- c)  $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$
- d)  $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl}$
- e)  $\text{KSCN} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- f)  $\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- g)  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO} + \text{NO}_2$

2. Considere la siguiente reacción



Una mezcla de estos gases antes de reaccionar se muestra en la figura 1. ¿Cuál de las siguientes figuras representa correctamente la reacción?

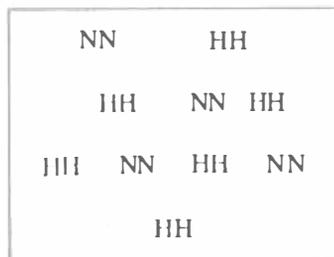
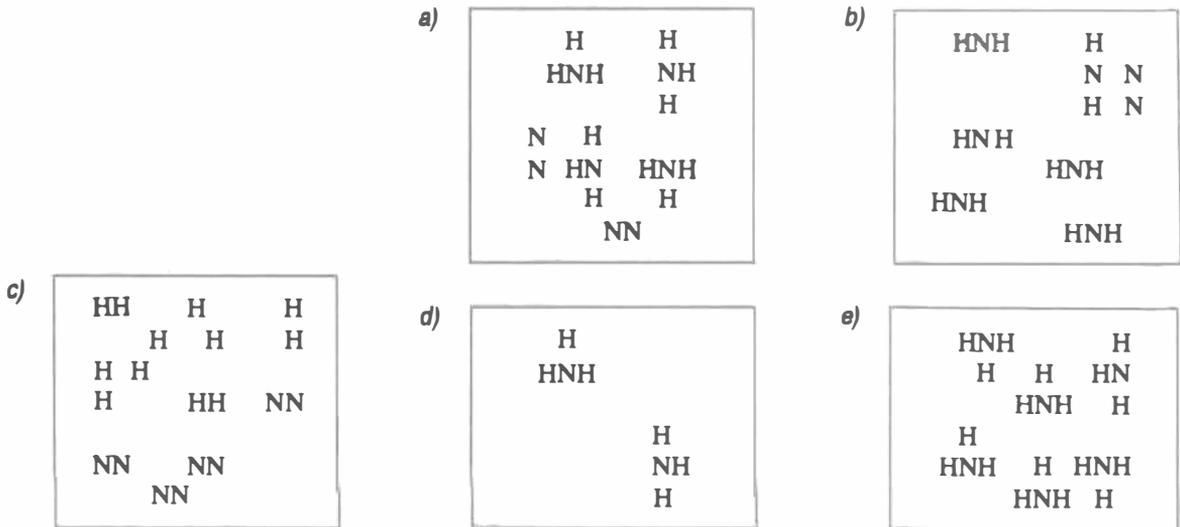


Figura 1



3. La reacción del átomo C con la molécula O<sub>2</sub> está representada por la figura 2. ¿Qué ecuación describe a esta reacción?

- a)  $3C + 5O_2 \rightarrow C_3O_{10}$   
 b)  $3C + 5O_2 \rightarrow C_3O_6$   
 c)  $C + O_2 \rightarrow CO_2$   
 d)  $3C + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 2O_2$   
 e)  $C_2 + 2O_2 \rightarrow 2CO_2$

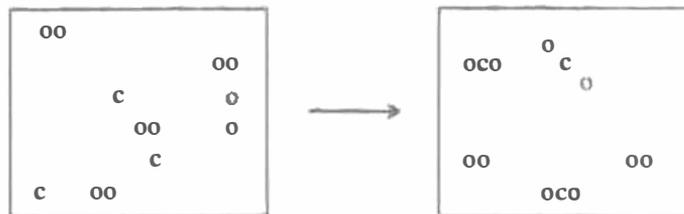
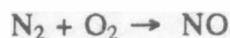


Figura 2

4. En un recipiente cerrado se colocan 8.0 g de oxígeno con un exceso de nitrógeno, llevándose a cabo la siguiente reacción:



- a) Balancée la reacción.  
 b) Determine la masa de óxido de nitrógeno, NO, que se forma.  
 c) Si se modificara la escala actual de masas atómicas y se asignara ahora al nitrógeno un valor de 60, ¿cuál sería la nueva masa atómica del oxígeno?

d) Utilizando las masas atómicas del inciso anterior, calcule la masa de óxido de nitrógeno que se forma al reaccionar 8 g de oxígeno con exceso de nitrógeno.

5. Un método utilizado para la obtención de cloro,  $\text{Cl}_2$ , es hacer reaccionar peróxido de manganeso con ácido clorhídrico de acuerdo a la siguiente reacción:



- a) ¿Qué masa de cloro se produce cuando se inicia con 20.13 g de HCl y  $\text{MnO}_2$  en exceso?  
b) Calcule la masa de  $\text{MnO}_2$  que se consume.

6. Dada la reacción:  $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$ , complete cada una de las siguientes proposiciones.

- a) El consumo de 2.63 moles de  $\text{NH}_3$  produce \_\_\_\_\_ moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .  
b) La reacción de 3.75 moles de  $\text{O}_2$  produce \_\_\_\_\_ moles de NO.  
c) La producción de 2.5 moles de NO requiere del consumo de \_\_\_\_\_ moles de  $\text{O}_2$  y está acompañada de la formación de \_\_\_\_\_ moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .  
d) La reacción de 0.05 moles de  $\text{O}_2$  necesita de \_\_\_\_\_ moles de  $\text{NH}_3$ .  
e) La formación de 7.9 moles de NO requiere de la reacción de \_\_\_\_\_ moles de  $\text{NH}_3$ .

7. En la combustión de 1 g de alcohol etílico se formaron 1.91 g de bióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , y 1.174 g de agua,  $\text{H}_2\text{O}$ .

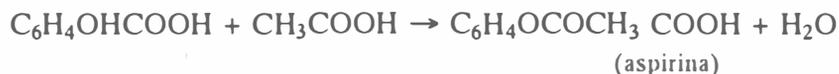
- a) Calcule las masas de carbono, hidrógeno y oxígeno presentes en la muestra.  
b) Determine la composición porcentual del alcohol etílico.  
c) Determine la fórmula mínima del alcohol etílico.

El alcohol etílico sólo contiene los elementos carbono, hidrógeno y oxígeno.

8. En un recipiente se colocan 1 mol de amoníaco y 1.5 moles de oxígeno llevándose a cabo la siguiente reacción:



- Determine el reactivo limitante.
  - Calcule las cantidades de monóxido de nitrógeno, NO, y agua, H<sub>2</sub>O, que se producen.
  - Determine la cantidad que queda presente del reactivo en exceso al finalizar la reacción.
9. Para obtener yoduro de zinc, ZnI<sub>2</sub>, se mezclan masas iguales de zinc metálico, Zn(s), y yodo, I<sub>2</sub> (g) lográndose una reacción completa. ¿Cuál de estos reactivos se consume totalmente?, ¿qué porcentaje en masa queda sin reaccionar del reactivo en exceso?
10. La obtención de aspirina, el medicamento más utilizado como anti-térmico y antiinflamatorio, puede obtenerse mediante una reacción entre el ácido salicílico, C<sub>6</sub>H<sub>4</sub>OHCOOH, y el ácido acético, CH<sub>3</sub>COOH:



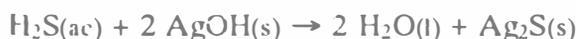
Si cada tableta de un analgésico contiene 0.5 g de aspirina, ¿cuántas tabletas se podrán obtener a partir de 300.0 g de ácido salicílico y 200.0 g de ácido acético?

11. Una solución de nitrato de plomo, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, obtenida a partir de disolver plomo puro en ácido nítrico, es sometida a un tratamiento de ácido clorhídrico, cloro gaseoso y cloruro de amonio para obtener 1.52 g de un precipitado de hexacloro plumbato de amonio, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>PbCl<sub>6</sub>. Si todo el plomo se recupera en esta forma, ¿qué masa de plomo puro se tenía inicialmente?
12. Se hacen reaccionar 12.5 ml de una solución 1.5 M de cromato de potasio, K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, con una solución 1 M de nitrato de plata, AgNO<sub>3</sub>, de acuerdo con la siguiente reacción:

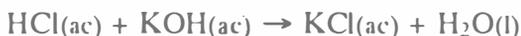


¿Qué volumen de la solución de nitrato de plata se requiere para que reaccione completamente el cromato de potasio?

13. En un recipiente de 250 ml, se colocan 2.0 g de AgOH, y 100 ml de una solución 1M de ácido sulfhídrico, H<sub>2</sub>S, llevándose a cabo la siguiente reacción:



- a) Determine el reactivo limitante  
b) Calcule la masa de Ag<sub>2</sub>S que se obtiene al finalizar la reacción.
14. a) Calcule el volumen de una solución 2 M de ácido clorhídrico, HCl, necesaria para reaccionar completamente con 1 L de solución 0.5 M de hidróxido de potasio, KOH, de acuerdo con la siguiente reacción:



- b) 40 ml de una solución de carbonato de sodio, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, 0.2 M reaccionan con una solución 0.1 M de ácido clorhídrico, HCl, de acuerdo con la siguiente reacción:



¿Qué volumen de HCl es necesaria para que reaccione totalmente el Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>?

15. En un recipiente cerrado, bajo condiciones de temperatura y presión estándar (TPE), se lleva a cabo la siguiente reacción:



Si al inicio de la reacción se colocan 4 moles de etano, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, y 28 moles de flúor, F<sub>2</sub>, y se mantiene la temperatura constante a lo largo del proceso, determine:

- a) el volumen del recipiente  
b) el número de moles de cada uno de los gases presentes al concluir la reacción  
c) la presión total al final de la reacción  
d) la presión parcial de cada componente al final de la reacción

- \*16.** El cloro gaseoso puede ser preparado por medio de la siguiente reacción:



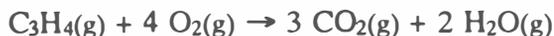
- a) Balancée la reacción.
- b) Si se desea preparar 2.5 L de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  (medido a TPE), ¿qué masa de permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , es necesaria?
- c) ¿Qué masa de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , se emplea en la reacción?
- d) Si la concentración del ácido clorhídrico es 2 M, ¿qué volumen de dicha solución se requiere para la reacción?
- e) ¿Qué masa de cloruro de manganeso,  $\text{MnCl}_2$ , se obtiene en la reacción?
- 17.** Cuando se lleva a cabo la combustión del propano,  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$  (uno de los principales componentes del gas natural), en una atmósfera deficiente de oxígeno,  $\text{O}_2(\text{g})$ , se produce monóxido de carbono,  $\text{CO}(\text{g})$  y agua,  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ . Una muestra de 27 g de propano puro se quemó parcialmente en atmósfera deficiente en oxígeno, obteniéndose 37.5 g de agua.
- a) ¿Cuántos moles de oxígeno reaccionan con el propano?
- b) Determine la cantidad de monóxido de carbono formado.
- c) ¿Qué porcentaje de la muestra de propano se quemó?
- 18.** Para obtener cobre metálico,  $\text{Cu}$ , además de nitrógeno gaseoso,  $\text{N}_2(\text{g})$ , y vapor de agua,  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , como subproductos, se hace reaccionar el óxido de cobre,  $\text{CuO}$ , con gas amoníaco,  $\text{NH}_3$ .
- a) Escriba la ecuación balanceada de la reacción.
- b) Si se hacen reaccionar 2.0 g de óxido de cobre con 20 L de amoníaco (medido a TPE), ¿cuál será el volumen total de vapor de agua y nitrógeno obtenido a 1 atm y  $200^\circ\text{C}$ ?
- c) ¿Cuál será la presión parcial de cada gas en estas condiciones (1 atm y  $200^\circ\text{C}$ )?
- 19.** Para la combustión de 1.12 L de un compuesto gaseoso constituido únicamente por carbono e hidrógeno, son necesarios 3.92 L de oxígeno,  $\text{O}_2(\text{g})$ , produciéndose 2.24 L de bióxido de carbono,  $\text{CO}_2(\text{g})$ , y 2.7 g de agua,  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ . Todos los volúmenes gaseosos fueron medidos a TPE.

- a) Calcule el número de moles de cada sustancia involucrada en la reacción.
- b) A partir de los resultados del inciso anterior, obtenga los coeficientes de la ecuación balanceada.
- c) Determine la fórmula molecular del compuesto.
20. En la combustión completa de 11 volúmenes de una mezcla de un compuesto gaseoso (constituido únicamente de carbono, hidrógeno y nitrógeno) con oxígeno,  $O_2(g)$ , se obtuvieron 4 volúmenes de bióxido de carbono,  $CO_2(g)$ , 10 volúmenes de vapor de agua,  $H_2O(g)$ , y 2 volúmenes de nitrógeno,  $N_2(g)$ . Las mediciones se realizaron a la misma temperatura y presión.
- a) Calcule los volúmenes de oxígeno necesarios para la combustión
- b) Determine la fórmula molecular del compuesto
21. Los gases  $M_2$  y  $M$  existen como gases en equilibrio, uno con otro:



En un recipiente se colocan dos moles de  $M_2(g)$ , y se permite que se disocie parcialmente. La mezcla de gases resultante ocupa un volumen de 55.92 L a una presión total de 1 atm y una temperatura de  $35^\circ C$ .

- a) Determine el número de moles totales de cada gas en la mezcla resultante.
- b) Calcule los moles de  $M_2$  que permanecen sin disociar y los de  $M$  producidos por la disociación.
- c) Determine las fracciones molares de  $M_2$  y  $M$ .
- d) Encuentre la presión parcial de cada uno de los gases.
22. Se tiene la siguiente reacción:

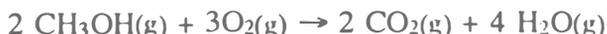


En un recipiente de 1 L y a  $100^\circ C$  se colocan cantidades estequiométricas de ambos reactivos. Al finalizar la reacción la presión es de 1.5 atm. Suponiendo que el volumen y la temperatura se mantienen constantes durante todo el proceso, determinar para cada componente antes y después de la reacción:

- a) el número de moles

- b) la fracción molar
- c) la presión parcial

23. El metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , también conocido como alcohol de madera, reacciona con oxígeno de acuerdo con la siguiente reacción:



Se colocan cantidades estequiométricas de metanol y oxígeno a  $220^\circ\text{C}$  y 7.2 atm de presión en un recipiente de 4 L. Al finalizar la reacción la temperatura es de  $550^\circ\text{C}$  y la presión de 3.4 atm. Determinar para la mezcla producto:

- a) la fracción molar
- b) el volumen final
- c) la presión parcial

24. Se puede obtener propano,  $\text{C}_3\text{H}_8$  (g), a partir de la reacción entre propeno,  $\text{C}_3\text{H}_6$  (g), e hidrógeno,  $\text{H}_2$ (g). En un recipiente de volumen desconocido y a una presión de 52 mmHg, se encuentra una mezcla de propeno e hidrógeno que se sabe contiene mayor número de moles de hidrógeno que de propeno. Al finalizar la reacción, la presión ha disminuido a 34 mmHg mientras que la temperatura y el volumen se mantuvieron constantes. ¿Qué fracción molar de la mezcla original era propeno?

\*25. En un matraz de 2 L, que contiene una mezcla de hidrógeno,  $\text{H}_2$ (g), oxígeno,  $\text{O}_2$ (g), y neón,  $\text{Ne}$ (g), a 2.46 atm de presión y una temperatura de  $27^\circ\text{C}$ , se hace saltar una chispa eléctrica que provoca la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua líquida. Al volver la temperatura a  $27^\circ\text{C}$ , la presión disminuye a 1.722 atm. El oxígeno restante se hace reaccionar con sodio, Na, para formar  $\text{Na}_2\text{O}$ (s). Nuevamente se permite que la temperatura baje a  $27^\circ\text{C}$  y se observa que la presión es ahora de 0.984 atm.

- a) Determine la fracción molar de cada gas en la mezcla inicial
- b) ¿Qué masa de agua se forma?
- c) ¿Qué masa de óxido de sodio se forma?

## RESPUESTAS

- a)  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{HBr}$   
b)  $2\text{AlCl}_3 \rightarrow 2 \text{Al} + 3\text{Cl}_2$   
c)  $3 \text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2$   
d)  $\text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}$   
e)  $6 \text{KSCN} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2 \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3 \text{K}_2\text{SO}_4$   
f)  $\text{H}_3\text{AsO}_4 + 8 \text{HCl} + 4 \text{Zn} \rightarrow 4 \text{ZnCl}_2 + \text{AsH}_3 + 4 \text{H}_2\text{O}$   
g) Tiene una infinidad de formas diferentes de balancearse. Una de ellas es:



2. inciso a)

3. inciso c)

4. a)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$

b) 15 g

c) 68.57 uma

d) 15 g

5. a) 9.79 g de  $\text{Cl}_2$

b) 11.98 g de  $\text{MnO}_2$

6. a) 3.95 moles de  $\text{H}_2\text{O}$

b) 3.00 moles de  $\text{NH}_3$

c) 3.125 moles de  $\text{O}_2$  y 3.75 moles de  $\text{H}_2\text{O}$

d) 0.04 moles de  $\text{NH}_3$

e) 7.9 moles de  $\text{NH}_3$

7. a) 0.521 g de C, 0.130 g de H y 0.349 g de O

b) 52.1% de C, 13.0% de H y 34.9% de O

c)  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$

8. a) El limitante es  $\text{NH}_3$

b) 1 mol de NO y 1.5 de  $\text{H}_2\text{O}$

c) 0.25 moles de  $\text{O}_2$

9. Se consume totalmente el yodo. Queda sin reaccionar 74.23% de Zn.

10. 782 tabletas

11. 0.69 g

12.  $V = 37.5 \text{ mL}$

13. a) el limitante es AgOH

b)  $m_{\text{Ag}_2\text{S}} = 1.985 \text{ g}$

14. a) 250 mL b) 160 mL
15. a) 716.75 L  
 b)  $n_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0 \text{ mol}$  ;  $n_{\text{F}_2} = n_{\text{C}_2\text{F}_6} = 4 \text{ mol}$  ;  $n_{\text{HF}} = 24 \text{ mol}$   
 c) 1 atm  
 d)  $P_{\text{F}_2} = P_{\text{C}_2\text{F}_6} = 0.125 \text{ atm}$  ;  $P_{\text{HF}} = 0.75 \text{ atm}$
16. a)  $2\text{KMnO}_4(\text{s}) + 16\text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow 2\text{KCl}(\text{ac}) + 2\text{MnCl}_2(\text{s}) + 5\text{Cl}_2(\text{g}) + 8\text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
 b) 7.05 g c) 13.04 g  
 d) 179 mL e) 5.62 g
17. a) 1.82 mol b) 1.56 moles  
 c) 84.9%
18. a)  $3\text{CuO}(\text{s}) + 2\text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow 3\text{Cu}(\text{s}) + \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
 b) 1.30 L c)  $P_{\text{N}_2} = 0.25 \text{ atm}$  ;  $P_{\text{H}_2\text{O}} = 0.75 \text{ atm}$ .
19. a)  $n_{\text{C}_x\text{H}_y} = 0.05 \text{ mol}$  ;  $n_{\text{O}_2} = 0.175 \text{ mol}$  ;  $n_{\text{CO}_2} = 0.1 \text{ mol}$  ;  
 $n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.15 \text{ mol}$   
 b)  $2\text{C}_x\text{H}_y + 7\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$   
 c)  $\text{C}_2\text{H}_6$
20. a) 9 volúmenes b)  $\text{C}_2\text{H}_{10}\text{N}_2$
21. a) 2.21 mol b)  $n_{\text{N}_2\text{O}_4} = 1.79 \text{ moles}$  ;  $n_{\text{NO}_2} = 0.42 \text{ moles}$   
 c)  $X_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.81$  ;  $X_{\text{NO}_2} = 0.1$  d)  $P_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.81 \text{ atm}$  ;  $P_{\text{NO}_2} = 0.19 \text{ atm}$
22. a) Antes:  $n_{\text{C}_3\text{H}_4} = 0.0098 \text{ moles}$  ;  $n_{\text{O}_2} = 0.0392 \text{ mole}$   
 Después:  $n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.0196 \text{ mol}$  ;  $n_{\text{CO}_2} = 0.0294 \text{ mol}$   
 b) Antes:  $X_{\text{C}_3\text{H}_4} = 0.2$  ;  $X_{\text{O}_2} = 0.8$   
 Después:  $X_{\text{H}_2\text{O}} = 0.4$  ;  $X_{\text{CO}_2} = 0.6$   
 c) Antes:  $P_{\text{C}_3\text{H}_4} = 0.3 \text{ atm}$  ;  $P_{\text{O}_2} = 1.2 \text{ atm}$   
 Después:  $P_{\text{H}_2\text{O}} = 0.6 \text{ atm}$  ;  $P_{\text{CO}_2} = 0.9 \text{ atm}$
23. a)  $X_{\text{H}_2\text{O}} = 2/3$  ;  $X_{\text{CO}_2} = 1/3$   
 b) 16.97 L

$$c) P_{\text{H}_2\text{O}} = 2.27 \text{ atm} ; P_{\text{CO}_2} = 1.13 \text{ atm}$$

$$24. X_{\text{C}_3\text{H}_6} = 0.346$$

$$25. a) X_{\text{H}_2} = 0.2 ; X_{\text{O}_2} = 0.4 ; X_{\text{Ne}} = 0.4$$

$$b) m_{\text{H}_2\text{O}} = 0.72 \text{ g}$$

$$c) m_{\text{Na}_2\text{O}} = 7.44 \text{ g}$$

## PROBLEMAS RESUELTOS

### Problema 11

Una solución de nitrato de plomo,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , obtenida a partir de disolver plomo puro en ácido nítrico, es sometida a un tratamiento de ácido clorhídrico, cloro gaseoso y cloruro de amonio para obtener 1.52 g de un precipitado de hexacloro plumbato de amonio,  $(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6$ . Si todo el plomo se recupera en esta forma, ¿qué masa de plomo puro se tenía inicialmente?

### Solución

Comenzamos por describir de forma breve el proceso:



En realidad no es necesario precisar las otras sustancias que participan. Basta con saber, y representarlo en la estequiometría de la reacción, que toda la masa de plomo que se introdujo como reactivo, está presente en el producto cuya fórmula se señala.

La solución se obtiene utilizando las ecuaciones básicas de la estequiometría de este problema: la ecuación que relaciona la masa de una sustancia con su número de moles,

$$m_{(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6} = n_{(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6} \cdot MM_{(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6}$$

$$n_{\text{Pb}} = m_{\text{Pb}} / MM_{\text{Pb}}$$

y la relación estequiométrica de este problema:



Tenemos como dato la masa del producto obtenido,  $m_{(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6} = 1.52 \text{ g}$  y podemos calcular fácilmente las masas molares:

$$\text{MM}_{(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6} = 456 \text{ g/mol} ; \quad \text{MM}_{\text{Pb}} = 207 \text{ g/mol}$$

A partir de las ecuaciones y los datos anteriores, se obtiene:

$$m_{\text{Pb}} = ( m_{(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6} / \text{MM}_{(\text{NH}_4)_2\text{PbCl}_6} ) \cdot \text{MM}_{\text{Pb}} = 0.69 \text{ g}$$

Es importante notar que el resultado del problema depende de que la ecuación que se escriba esté balanceada respecto al plomo, que es la sustancia que se conserva a lo largo del proceso y a partir de la cual se realizan todos los cálculos.

### Problema 16

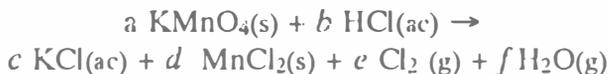
El cloro gaseoso puede ser preparado por medio de la siguiente reacción:



- Balancée la reacción.
- Se desea preparar 2.5 L de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  (medido a TPE), ¿qué masa de permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , es necesaria?
- ¿Qué masa de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , se emplea en la reacción?
- Si la concentración del ácido clorhídrico es 2 M, ¿qué volumen de dicha solución se requiere para la reacción?
- ¿Qué masa de cloruro de manganeso,  $\text{MnCl}_2$ , se obtiene en la reacción?

**Solución**

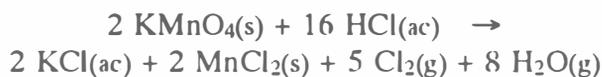
- a) Balanceamos la reacción de forma algebraica, asignando una variable a cada uno de los coeficientes estequiométricos que se desconocen.



Puesto que debe haber igual número de átomos de cada elemento al inicio y al final de la reacción, se establece el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\begin{aligned} a &= c & b &= 2f \\ a &= d & b &= c + 2d + 2e \\ 4a &= f \end{aligned}$$

Se asigna un valor arbitrario a una de las variables (por ejemplo  $a = 2$ ), se resuelve el sistema de ecuaciones y se obtiene la ecuación balanceada.



- b) A partir de la estequiometría de la reacción puede resolverse el resto del problema.

La masa de permanganato de potasio está determinada por la relación:

$$m_{\text{KMnO}_4} = n_{\text{KMnO}_4} \cdot MM_{\text{KMnO}_4}$$

Además, la ecuación balanceada marca la relación que existe entre el permanganato que se consumirá en la reacción, y el cloro que se desea producir:

$$n_{\text{KMnO}_4} = \frac{2}{5} n_{\text{Cl}_2}$$

Por otra parte, los datos del problema nos permiten conocer la cantidad de cloro que se va a preparar, considerando que es un gas que se comporta idealmente:

$$n_{\text{Cl}_2(\text{g})} = PV_{\text{Cl}_2(\text{g})} / R T$$

Se tiene como datos,  $V_{\text{Cl}_2(\text{g})} = 2.5 \text{ L}$ , TPE :  $T = 273.15 \text{ K}$  y  $P = 1 \text{ atm}$

Conjuntando estas expresiones y datos se obtiene:

$$m_{\text{KMnO}_4} = \frac{2}{5} (PV_{\text{Cl}_2(\text{g})} / R T) \cdot MM_{\text{KMnO}_4} = 7.054 \text{ g}$$

- c) Empezamos por relacionar la masa con el número de moles de ácido clorhídrico, puesto que en la estequiometría es el número de moles el que nos conducirá al resultado buscado:

$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \cdot MM_{\text{HCl}}$$

Escribimos la ecuación que indica cómo está relacionado el número de moles del ácido clorhídrico en solución acuosa, y el permanganato de potasio que va a reaccionar. (Se elige el permanganato de potasio en esta ecuación porque ya obtuvimos información de esta sustancia en el problema anterior):

$$n_{\text{HCl}} = \frac{16}{2} n_{\text{KMnO}_4}$$

Si unimos la expresión  $n_{\text{KMnO}_4} = m_{\text{KMnO}_4} / MM_{\text{KMnO}_4}$  a las expresiones anteriores y a los datos que se tienen, se llega a:

$$m_{\text{HCl}} = \frac{16}{2} ( m_{\text{KMnO}_4} / MM_{\text{KMnO}_4} ) MM_{\text{HCl}} = 13.04 \text{ g}$$

- d) Es fácil ahora encontrar el volumen de solución acuosa de ácido clorhídrico una vez que conocemos la masa de ácido,  $m_{\text{HCl}}$ , que se requiere.

Para una sustancia en solución se tiene la relación entre el volumen,  $V_{\text{HCl}(\text{ac})}$ , y la concentración molar,  $M_{\text{HCl}}$ , de la solución, y el número de moles del soluto,  $n_{\text{HCl}}$ .

$$V_{\text{HCl}(\text{ac})} = \frac{n_{\text{HCl}}}{M_{\text{HCl}}}$$

Sabiendo que  $n_{\text{HCl}} = m_{\text{HCl}} / MM_{\text{HCl}}$ , se llega a la expresión final

$$V_{\text{HCl}} = (m_{\text{HCl}} / MM_{\text{HCl}}) / M_{\text{HCl}} = 0.179 \text{ L}$$

- e) Nuevamente escribimos la masa de la sustancia que nos interesa en términos del número de moles,

$$m_{\text{MnCl}_2} = n_{\text{MnCl}_2} MM_{\text{MnCl}_2}$$

y utilizamos la relación estequiométrica entre dicha sustancia y alguna otra de la que tengamos información (por facilidad, utilizaremos otra vez al permanganato de potasio).

$$n_{\text{MnCl}_2} = n_{\text{KMnO}_4}$$

Reuniendo toda esta información, llegamos al resultado

$$m_{\text{MnCl}_2} = (m_{\text{KMnO}_4} / MM_{\text{KMnO}_4}) MM_{\text{MnCl}_2} = 5.62 \text{ g}$$

### Problema 24

Se puede obtener propeno,  $\text{C}_3\text{H}_6(\text{g})$ , a partir de la reacción entre propeno,  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$ , e hidrógeno,  $\text{H}_2(\text{g})$ . En un recipiente de volumen desconocido y a una presión de 52 mmHg, se encuentra una mezcla de propeno e hidrógeno que se sabe contiene mayor número de moles de hidrógeno que de propeno. Al finalizar la reacción, la presión ha disminuido a 34 mmHg mientras que la temperatura y el volumen se mantuvieron constantes. ¿Qué fracción molar de la mezcla original era propeno?

### Solución

Una de las expresiones que permiten determinar la fracción molar de un gas en una mezcla, es la siguiente:

$$X_{\text{C}_3\text{H}_6}^i = P_{\text{C}_3\text{H}_6}^i / P_T^i \quad \text{donde } i \text{ denota cantidades iniciales y } T \text{ la cantidad total.}$$

Sabemos además que:

$$52 \text{ mmHg} = P_{\text{C}_3\text{H}_6}^i + P_{\text{H}_2}^i \qquad 34 \text{ mmHg} = P_{\text{C}_3\text{H}_6}^f + P_{\text{H}_2}^f$$

En estas ecuaciones se reconoce que la presión total es igual a la suma de las presiones de los gases que se encuentran presentes (al inicio y al final respectivamente), de acuerdo a la ley de Dalton de las presiones parciales.

La reacción queda representada por la expresión:



De acuerdo con el enunciado del problema, el reactivo limitante es el propeno. Por lo tanto pueden escribirse las siguientes ecuaciones que dicta la estequiometría:

$$n_{\text{C}_3\text{H}_6}^i = n_{\text{C}_3\text{H}_8}^f \quad n_{\text{H}_2}^i = n_{\text{H}_2}^f + n_{\text{H}_2}^r \quad n_{\text{H}_2}^r = n_{\text{C}_3\text{H}_6}^i$$

donde  $i$  se refiere a las cantidades iniciales,  $f$  a las cantidades presentes al finalizar la reacción, y  $r$  a las cantidades que reaccionaron.

Si se considera que los gases se comportan idealmente (es decir,  $P = nRT/V$ ), y que el volumen y la temperatura son comunes a todos los gases, las expresiones anteriores pueden reescribirse como:

$$P_{\text{C}_3\text{H}_6}^i = P_{\text{C}_3\text{H}_8}^f \quad P_{\text{H}_2}^i = P_{\text{H}_2}^f + P_{\text{H}_2}^r \quad P_{\text{H}_2}^r = P_{\text{C}_3\text{H}_6}^i$$

Estas ecuaciones constituyen un sistema de ecuaciones lineales simultáneas que al ser resuelto conduce a la solución del problema.

La solución del sistema de ecuaciones nos da:  $P_{\text{C}_3\text{H}_6}^i = 18 \text{ mmHg}$  y por lo tanto:  $X_{\text{C}_3\text{H}_6}^i = 0.34$

# Capítulo 5

## LEYES PONDERALES Y ESTEQUIOMETRÍA

### OBJETIVOS

- Describir los orígenes de la teoría atómica moderna. Teoría atómica de Dalton.
- Enunciar las leyes ponderales y ejemplificar su cumplimiento.
  - i) Ley de la conservación de la masa.
  - ii) Ley de las proporciones definidas.
  - iii) Ley de las proporciones múltiples.
  - iv) Ley de las proporciones equivalentes.
- Definir el rendimiento de una reacción.
- Describir y resolver problemas en los que ocurran reacciones sucesivas.
- Describir y resolver problemas en los que ocurran reacciones simultáneas.
- Definir el porcentaje de pureza de una sustancia.

### PROBLEMAS

#### Leyes Ponderales

1. Haga un análisis de la ley de las proporciones definidas y la ley de las proporciones múltiples. Utilice como ejemplos los óxidos de azufre  $\text{SO}_2$  y  $\text{SO}_3$ .
2. El azufre y cobre, forman dos sulfuros, con un contenido de cobre de 79.87% uno y de 66.49% el otro. Demuestre que estos datos están de acuerdo con la ley de las proporciones múltiples.
3. El talio forma con cloro dos compuestos que contienen 85.2% y 65.8% del metal, respectivamente.
  - a) Demuestre que estos compuestos cumplen con la ley de las proporciones múltiples.
  - b) Determine la fórmula mínima de cada uno de estos compuestos.

4. Una muestra de 16.0 g de hidracina, uno de los compuestos utilizados como combustible en los cohetes espaciales, está formada de 2 g de hidrógeno y 14 g de nitrógeno, mientras que la composición de una muestra de 17.0 g de amoníaco es de 3.0 g de hidrógeno y 14.0 g de nitrógeno. Con base en los datos anteriores, muestre que la relación en masa de nitrógeno concuerda con lo que señala la ley de las proporciones múltiples.
5. a) Con las fórmulas  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NF}_3$  y  $\text{Li}_3\text{N}$  se puede ejemplificar una de las leyes ponderales; especifique cuál.  
b) ¿Y cuál ley ponderal se ve ejemplificada por las fórmulas  $\text{NO}_2$  y  $\text{N}_2\text{O}_5$ ?
6. Se hizo reaccionar 0.5 g de hidrógeno con carbono para formar metano y con oxígeno para formar agua. Se observó que se requería de 1.5 g de carbono para la primera reacción y 4.0 g de oxígeno para la segunda. Por otro lado se hizo reaccionar 1.5 g de carbono con oxígeno para formar monóxido de carbono requiriendo esta reacción de 2.0 g de oxígeno. Compruebe que los datos anteriores están de acuerdo con la ley de las proporciones equivalentes.

### Pureza de reactivos y rendimiento de una reacción

7. Las gasolinas se gradúan de acuerdo con la cantidad de octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , que contienen (octanaje). Suponiendo que la gasolina está compuesta únicamente de octano y que en la combustión éste reacciona para formar bióxido de carbono y agua, calcule la cantidad de aire, medido a TPE, necesaria para la combustión completa de 2 kg de gasolina. El aire contiene 20.9% en mol de oxígeno.
8. Una muestra de 4.36 g de un mineral de bario se disuelve completamente en ácido nítrico. A la solución formada se adiciona ácido sulfúrico y se obtienen 0.42 g de un precipitado blanco de sulfato de bario,  $\text{BaSO}_4$ . Determine el porcentaje de bario presente en el mineral.
9. Cuando el acetileno, que es un compuesto altamente reactivo, se quema en presencia de oxígeno en un soplete de oxiacetileno, la flama alcanza temperaturas hasta de  $2000^\circ\text{C}$ . La reacción de combustión es:



a) Balancée la reacción.

Si se parte de 25 g de acetileno y 25 g de oxígeno, determine:

b) el reactivo limitante

c) la masa de bióxido de carbono formada si la reacción se lleva a cabo al 100%

d) el rendimiento experimental si sólo se obtienen 21.97 g de bióxido de carbono

10. El proceso metalúrgico por el cual se obtiene cobre elemental a partir de un mineral que contiene el 4.0% de sulfuro de cobre, CuS, tiene un rendimiento del 50%. Calcule la masa de cobre que puede obtenerse a partir de 3000 kg de mineral.

11. En una práctica de laboratorio se pide preparar 12.5 g de  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SCN}]\text{Cl}_2$  a partir de la siguiente reacción:



Para ello, se indica que debe utilizarse 60% de exceso de tiocianato de potasio, KSCN. Si el rendimiento de la reacción es del 90%, ¿qué cantidad de cada reactivo debe utilizarse?

\*12. Para obtener vanadio metálico, una muestra de 5 g de un óxido de este metal se hizo reaccionar con hidrógeno gaseoso,  $\text{H}_2(\text{g})$ , formando agua y 4.12 g de otro óxido de vanadio. Este compuesto se trató nuevamente con hidrógeno hasta que quedaron sólo 2.80 g de vanadio metálico, V, y agua.

a) Determine las fórmulas mínimas de los dos óxidos.

b) Determine la masa total de agua formada en las dos reacciones.

### Reacciones sucesivas

13. Una muestra de un mineral es tratada con ácido clorhídrico, HCl, para disolver el sulfuro de zinc, ZnS, que contiene. Todo el material restante que compone el mineral es insoluble. A la solución formada se adiciona hexaciano ferrato de potasio,  $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ , para que el zinc precipite en forma de hexaciano ferrato de zinc,  $\text{Zn}_2\text{Fe}(\text{CN})_6$ .

Las reacciones que ocurren son:



Si 4.0 g de mineral producen 1.94 g de hexaciano ferrato de zinc, determine el porcentaje en masa de zinc en la muestra.

14. En el proceso metalúrgico de la obtención del hierro, las dos principales reacciones que se llevan a cabo son:



El monóxido de carbono, CO, formado en la primera reacción se consume en la segunda. Determine la masa de carbono, C, en exceso de oxígeno, O<sub>2</sub>, necesaria para producir 50 kg de hierro.

15. Considere la siguiente serie de reacciones para la obtención del perclorato de potasio, KClO<sub>4</sub>:



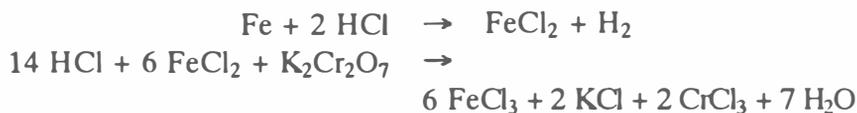
Si se parte de 153.75 g de cloro, Cl<sub>2</sub>, y exceso de KOH, ¿qué cantidad de perclorato de potasio, KClO<sub>4</sub>, se obtiene?

16. El proceso de obtención del hidrosulfito de sodio, Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, puede ser representado por las siguientes reacciones:



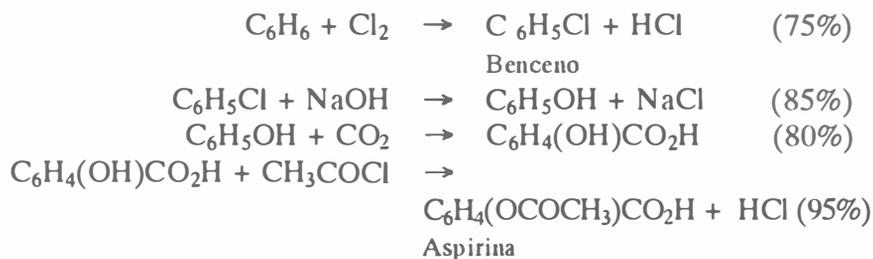
Un producto necesario en un laboratorio contiene el 50% en masa de hidrosulfito de sodio. Si se tienen 50 kg de zinc metálico, Zn, y cantidades suficientes de los demás reactivos, ¿qué masa de este producto se puede obtener?

17. Para obtener cloruro de hierro (II), FeCl<sub>2</sub>, a partir de 31.62 g de un mineral que contiene hierro, este se disuelve en una solución de ácido clorhídrico, HCl. La solución obtenida requiere de 25 mL de dicromato de potasio, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, 0.197 M para convertir el cloruro de hierro (II) en cloruro de hierro (III), FeCl<sub>3</sub>. Las reacciones que se llevan a cabo son las siguientes:



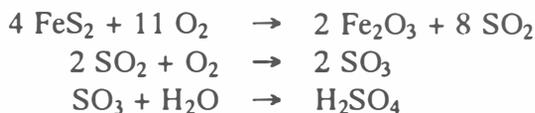
Determine el porcentaje en masa de hierro en el mineral.

18. La aspirina puede sintetizarse a partir de benceno de acuerdo a las siguientes reacciones:



Los rendimientos experimentales se encuentran señalados entre paréntesis. ¿Qué masa de aspirina puede sintetizarse a partir de 550 g de benceno?

19. El ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , el principal contribuyente a la acidez de la llamada “lluvia ácida”, se produce industrialmente de acuerdo con las siguientes reacciones:



Los rendimientos experimentales son 70%, 50% y 100% para la primera, segunda y tercera reacción respectivamente.

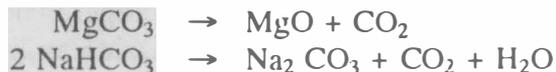
- Si se dispone de 50 g de disulfuro de hierro,  $\text{FeS}_2$ , y de oxígeno y agua en forma ilimitada, calcule la masa de ácido sulfúrico puro que puede obtenerse.
- ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico se produciría si sólo se dispusiera de 2.5 g de agua?

**Reacciones simultáneas**

20. Una muestra de 20 g de una aleación de zinc y aluminio es disuelta en una solución ácida. Las reacciones que ocurren son las siguientes:



- a) Balancée las reacciones.  
Si se producen 15.0 L de hidrógeno gaseoso (medido en condiciones TPE):
- b) determine el porcentaje en masa de aluminio en la muestra.
21. El carbonato de magnesio,  $\text{MgCO}_3$ , así como el bicarbonato de sodio,  $\text{NaHCO}_3$ , se descompone al ser calentado. La descomposición de 3.30 g de una mezcla de  $\text{MgCO}_3$  y  $\text{NaHCO}_3$  produjo 0.95 g de bióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , y 0.318 g de agua, llevándose a cabo las siguientes reacciones:



Determine el porcentaje de carbonato de magnesio que había en la muestra original.

22. Para separar el yodo presente en una mezcla de yoduro de potasio, KI, y yoduro de sodio, NaI, se hacen reaccionar 0.60 g de la mezcla con una solución que contiene la cantidad de iones  $\text{Ag}^+$  necesarios para que todo el yodo precipite en forma de yoduro de plata, AgI, quedando en solución los iones potasio,  $\text{K}^+$ , y sodio,  $\text{Na}^+$ . La cantidad de yoduro de plata obtenida fue de 0.87 g. ¿Qué porcentaje en masa de yoduro de potasio estaba presente en la mezcla?
23. Una mezcla de 0.338 g de bromuro de rubidio, RbBr, y bromuro de sodio, NaBr, disuelta en agua, se hace reaccionar con una solución de nitrato de plata,  $\text{AgNO}_3$ . Todo el bromo precipita en forma de bromuro de plata, AgBr, quedando en solución nitrato de sodio y nitrato de rubidio. La masa de bromuro de plata que se obtiene es de 0.430 g.
- ¿Cuáles eran las masas de bromuro de rubidio y bromuro de sodio que se encontraban en la mezcla inicial?

- \*24. Considere las siguientes reacciones de descomposición por calentamiento de carbonato de manganeso,  $\text{MnCO}_3$ , y carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$ :



1.02 g de una mezcla de carbonato de manganeso y carbonato de calcio es calentada hasta descomposición total, obteniéndose 0.601 g de una mezcla de  $\text{MnO}(\text{s})$  y  $\text{CaO}(\text{s})$ .

Calcule las masas de carbonato de manganeso y carbonato de calcio que había en la mezcla inicial.

- \*25. La combustión de una mezcla de metano,  $\text{CH}_4(\text{g})$ , y etano,  $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ , contenida en un volumen desconocido a una presión de 63.0 mmHg, produce bióxido de carbono y agua, como lo muestran las siguientes reacciones:



El bióxido de carbono producido se recoge en un recipiente de volumen igual al inicial y se encuentra que tiene una presión de 96 mmHg a la misma temperatura que al inicio. Determine la fracción molar de etano en la mezcla inicial.

## RESPUESTAS

1. Revise los enunciados de ambas leyes.
2. Revise el enunciado de la ley de las proporciones múltiples.
3. b)  $\text{TiCl}$  y  $\text{TiCl}_3$ .
5. a) Ejemplifica la ley de las proporciones definidas.  
b) Ejemplifica la ley de las proporciones múltiples.
7. 23532 L de aire.
8. 5.67% de Ba
9. a)  $2 \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$   
b) El limitante es el oxígeno.  
c) 27.5 g de  $\text{CO}_2$   
d) 79.9% de rendimiento experimental.

10. 39.9 kg de Cu
11. 12.74 g de  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$  y 7.9 g de KSCN.
12. a)  $\text{V}_2\text{O}_5$  y  $\text{V}_2\text{O}_3$       b) 2.2 g
13. 18.5% de Zn
14. 16.13 kg de C
15. 75 g de  $\text{KClO}_4$
16. 266.0 kg del producto comercial
17. 5.21% de Fe
18. 614.94 g de aspirina.
19. a) 28.6 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$     b) 13.6 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$
20. a)  $\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{Zn}^{2+}(\text{ac})$   
 $\text{Al}(\text{s}) + 6 \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow 3 \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{Al}^{3+}(\text{ac})$   
b) 45.2% de Al
21. 10% de  $\text{MgCO}_3$
22. 76.7% de KI
23. 0.271 g de RbBr y 0.067 g de NaBr.
24. 0.52 g de  $\text{MnCO}_3$  y 0.5 g de  $\text{CaCO}_3$ .
25.  $X_{\text{C}_2\text{H}_6} = 0.52$

## PROBLEMAS RESUELTOS

### Problema 2

El azufre y el cobre, forman dos sulfuros, con un contenido de cobre de 79.87% uno y de 66.49% el otro. Demuestre que estos datos están de acuerdo con la ley de las proporciones múltiples.

### Solución

Para poder aplicar la ley de las proporciones múltiples, debemos considerar muestras de los dos compuestos que contengan la misma masa de uno de los elementos.

Por ejemplo, si tomamos 100.0 g de muestra del primer sulfuro, sulfuro 1, tendremos en él, 79.87 g de cobre, Cu. Entonces, tendremos que tomar una muestra del segundo sulfuro, sulfuro 2, que contenga la misma cantidad de cobre.

El segundo sulfuro contiene 66.49% en masa de cobre, lo cual puede representarse por la fórmula:

$$\%Cu = \frac{m_{Cu}}{m_{sulfuro(2)}} \times 100\% = 66.49\%$$

de donde resulta que debe tomarse  $m_{sulfuro(2)} = 120.12$  g, y esta muestra también contendrá 79.87 g de cobre.

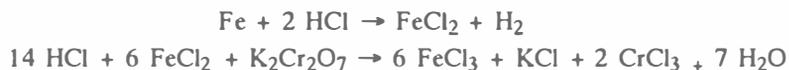
De lo anterior podemos ver que en el primer compuesto está presente una masa de azufre de 20.13 g, mientras que en el segundo se tiene 40.25 g. Es decir, se cumple lo que señala la ley de las proporciones múltiples:

“Cuando dos elementos se unen para formar más de un compuesto, las masas de uno de ellos que se combinan con una misma masa del otro elemento, están en una relación sencilla de enteros.”

En este caso la relación es:  $\frac{m_{azufre(1)}}{m_{azufre(2)}} = \frac{1}{2}$

**Problema 17**

Para obtener cloruro de hierro (II),  $\text{FeCl}_2$ , a partir de 31.62 g de un mineral que contiene hierro, éste se disuelve en una solución de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ . La solución obtenida requiere de 25 mL de dicromato de potasio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , 0.197 M para convertir el cloruro de hierro (II) en cloruro de hierro (III),  $\text{FeCl}_3$ . Las reacciones que se llevan a cabo son las siguientes:



Determina el porcentaje en masa de hierro en el mineral.

**Solución**

Hay que evaluar la fórmula:  $\%m_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{mineral}}} \times 100\%$

Se sabe que la masa y el número de moles de hierro están relacionados:

$$m_{\text{Fe}} = n_{\text{Fe}} \cdot MM_{\text{Fe}}$$

A partir de las reacciones:



se pueden escribir las siguientes relaciones estequiométricas:

$$n_{\text{Fe}} = n_{\text{FeCl}_2} \qquad n_{\text{FeCl}_2} = 6 n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$$

A su vez, el número de moles de dicromato de potasio puede conocerse a partir del volumen y concentración molar de la solución que se utiliza en la reacción:

$$n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot V_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$$

De las ecuaciones anteriores se puede concluir que:

$$m_{\text{Fe}} = 6 ( M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot V_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} ) MM_{\text{Fe}}$$

Por lo tanto, el mineral contenía:  $\%m_{\text{Fe}} = 5.21\%$  de hierro.

### Problema 22

Para separar el yodo presente en una mezcla de yoduro de potasio, KI, y yoduro de sodio, NaI, se hacen reaccionar 0.60 g de la mezcla con una solución que contiene la cantidad de iones  $\text{Ag}^+$  necesarios para que todo el yodo precipite en forma de yoduro de plata, AgI, quedando en solución los iones potasio,  $\text{K}^+$ , y sodio,  $\text{Na}^+$ . La cantidad de yoduro de plata obtenida fue de 0.87 g. ¿Qué porcentaje en masa de yoduro de potasio estaba presente en la mezcla?

### Solución

Se desea evaluar la expresión:  $\%m_{\text{KI}} = \frac{m_{\text{KI}}}{m_{\text{mezcla}}} \times 100\%$

La información que da el problema puede escribirse en términos de las masas de las sustancias involucradas de la siguiente manera:

$$0.60 \text{ g} = m_{\text{KI}} + m_{\text{NaI}} \qquad 0.87 \text{ g} = m_{\text{AgI}}$$

Las reacciones que ocurren son:



A partir de éstas, y de la información dada en el problema, puede escribirse lo siguiente:

$$m_{\text{AgI}} = m_{\text{AgI}(1)} + m_{\text{AgI}(2)}$$

$$n_{\text{AgI}(1)} = n_{\text{KI}}$$

$$n_{\text{AgI}(2)} = n_{\text{NaI}}$$

donde (1) y (2) identifican las reacciones de las que proviene el yoduro de plata.

Si unimos a lo anterior las expresiones que relacionan la masa y el número de moles de los yoduros de sodio y potasio,

$$n_{\text{KI}} = m_{\text{KI}} / MM_{\text{KI}} \quad n_{\text{NaI}} = m_{\text{NaI}} / MM_{\text{NaI}}$$

completamos el juego de ecuaciones que al ser resueltas simultáneamente nos dan la solución del problema. La masa de yoduro de potasio resulta ser:

$$m_{\text{KI}} = 0.46 \text{ g}, \quad \text{por lo tanto:} \quad \%m_{\text{KI}} = 76.7\%$$

# Capítulo 6

## EQUILIBRIO QUÍMICO

### OBJETIVOS

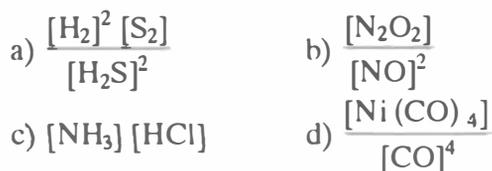
- Caracterizar el estado de equilibrio químico como una situación dinámica.
- Definir la expresión de acción de masas o cociente de reacción (Q).
- Definir la constante de equilibrio.  $K_c$  y  $K_p$ .
- Distinguir los equilibrios homogéneos de los heterogéneos.
- Utilizar la constante de equilibrio para decidir si un sistema está en equilibrio.
- Calcular las cantidades de sustancia presentes al equilibrio a partir de las cantidades iniciales de éstas, y de la constante de equilibrio de la reacción en que participan.
- Definir el grado de disociación de una sustancia.
- Distinguir las reacciones exotérmicas de las endotérmicas e indicar cómo afecta la temperatura a su constante de equilibrio.
- Enunciar el principio de LeChatelier.
- Analizar, empleando el principio de LeChatelier, la dirección del cambio en un sistema químico en equilibrio cuando éste se ve afectado por agentes externos: presencia de un catalizador, cambios de presión, temperatura, volumen y concentración de sustancias.

### PROBLEMAS

1. Cuatro sustancias se mezclan en un recipiente cerrado y no se observan cambios en las cantidades de cada una de ellas. Dentro del contexto de equilibrio químico ¿qué explicaciones posibles existen?
2. A) Escribir la expresión de  $K_p$  para cada una de las reacciones:
  - a)  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$
  - b)  $1/2 Cl_2(g) + 1/2 H_2(g) \rightleftharpoons HCl(g)$
  - c)  $4 NH_3(g) + 3 O_2(g) \rightleftharpoons 2 N_2(g) + 6 H_2O(g)$
  - d)  $MgCO_3(s) \rightleftharpoons MgO(s) + CO_2(g)$



B) Escribir las correspondientes ecuaciones químicas de los sistemas en equilibrio cuyas constantes  $K_c$  tienen las expresiones siguientes:



C) Para sistemas gaseosos en equilibrio, explique el significado de:

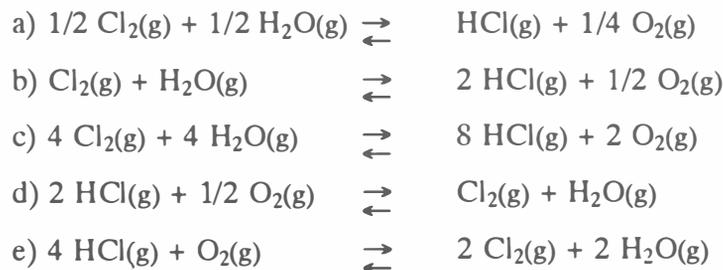
- un valor de  $K_p$  muy elevado
- un valor de  $K_p$  muy pequeño
- un valor de  $K_p$  aproximadamente 1.0

D) El cloro gaseoso reacciona con agua para establecer el siguiente equilibrio a 25°C:

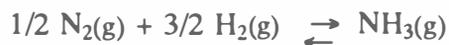


La constante de equilibrio a esta temperatura es  $K_p = 4.6 \times 10^{-14}$ .

Escriba las expresiones de las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$  y calcule sus valores cuando la reacción se escribe como:



3. Para el equilibrio  $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ ,  $K_c$  es 0.105 a 427°C determine  $K_p$  para este equilibrio y  $K_p$  para:



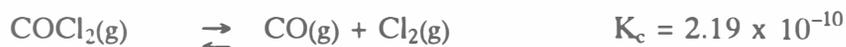
4. Se tiene  $K_p = 6.13 \times 10^{-7}$  a  $1000^\circ\text{C}$  para la reacción:



Comenzando con 2.0 moles de HBr en un recipiente de 4.0 L a  $1000^\circ\text{C}$ , en el equilibrio el recipiente contendrá:

- fundamentalmente HBr
- fundamentalmente  $\text{H}_2$  y  $\text{Br}_2$
- aproximadamente cantidades iguales de HBr,  $\text{H}_2$  y  $\text{Br}_2$
- el doble de HBr que de  $\text{H}_2$  y  $\text{Br}_2$

5. Considere el equilibrio



Decir, en cada caso, hacia dónde se desplaza la reacción si se colocan:

- 1 mol de  $\text{COCl}_2$ , 1 mol de CO y 1 mol de  $\text{Cl}_2$  en un recipiente de un litro
- 2 moles de  $\text{COCl}_2$ , 2 moles de CO y 2 moles de  $\text{Cl}_2$  en un volumen de tres litros
- 6 mol de  $\text{COCl}_2$ , 1 mol de CO y 1 mol de  $\text{Cl}_2$  en un recipiente de dos litros

6. Para el equilibrio:



$K_p$  a una cierta temperatura es 280.

Al analizar el contenido de un recipiente a esa temperatura se encontraron las siguientes concentraciones:

$$[\text{IBr}] = 1.31 \text{ M}, [\text{I}_2] = 0.15 \text{ M} \text{ y } [\text{Br}_2] = 0.223 \text{ M}$$

Se encuentra el sistema en equilibrio? De no ser así, ¿en qué sentido avanza la reacción?

7.  $K_p$  para la reacción  $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$  a  $184^\circ\text{C}$  es  $1.48 \times 10^4$ . El análisis del contenido de un recipiente a esta temperatura arrojó los siguientes resultados:

$$P_{\text{NO}} = 3.01 \text{ atm} \quad P_{\text{O}_2} = 0.115 \text{ atm} \quad P_{\text{NO}_2} = 0.5 \text{ atm}$$

¿Se encuentra el sistema en equilibrio? De no ser así, indique la dirección que la reacción debe seguir para alcanzarlo.

8. Para la siguiente reacción:



$K_c = 54.6$  a una cierta temperatura. Diga en qué dirección se desplazará la reacción para alcanzar el equilibrio si:

- Se coloca 1.0 mol de yoduro de hidrógeno, HI, en un recipiente de 2.0 L.
- Se comienza con 0.12 mol de hidrógeno,  $\text{H}_2$ , 0.2 mol de yodo,  $\text{I}_2$ , y 0.3 mol de yoduro de hidrógeno en un recipiente de dos litros.

9. El pentacloruro de fósforo,  $\text{PCl}_5$ , a  $250^\circ\text{C}$ , se disocia de la siguiente forma:



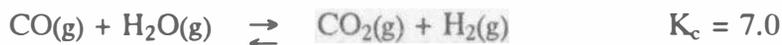
A esta temperatura se coloca una muestra de pentacloruro de fósforo en un matraz de reacción de 12 L. Cuando se ha establecido el equilibrio, hay 0.20 moles de pentacloruro de fósforo, 0.35 moles de tricloruro de fósforo,  $\text{PCl}_3$  y 0.35 moles de cloro,  $\text{Cl}_2$ . Calcule  $K_c$  y  $K_p$  a  $250^\circ\text{C}$ .

10. El nitrógeno,  $\text{N}_2$  y el oxígeno,  $\text{O}_2$ , reaccionan para formar monóxido de nitrógeno, NO, de acuerdo a la siguiente reacción:



Si se parte de 0.1 moles de  $\text{N}_2$  y 0.1 moles de  $\text{O}_2$ , en un recipiente de un litro, ¿cuáles serán las concentraciones de todos los gases en el equilibrio?

11. a) A 600 K se colocan igual número de moles de monóxido de carbono CO y H<sub>2</sub>O, los cuales reaccionan de la siguiente forma:



Una vez alcanzado el equilibrio se encuentra que la concentración del bióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, es de 4.6 M. ¿Cuál es la concentración del monóxido de carbono, CO?

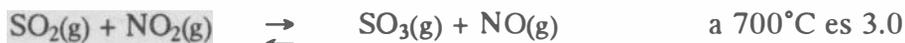
- b) ¿Cuáles serán las concentraciones al equilibrio si inicialmente se colocan 0.2 moles de CO, H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub> en un recipiente de 2 L?
12. El yoduro de hidrógeno puede ser preparado a partir de la reacción entre el yodo, I<sub>2</sub> y el hidrógeno, H<sub>2</sub>:



Si se añaden 1.0 g de H<sub>2</sub> y 126.9 g de I<sub>2</sub> en un matraz de 10 L a 448°C determine:

- el valor de K<sub>p</sub> a 448°C,
  - la presión total al equilibrio,
  - número de moles y la masa de I<sub>2</sub> que quedan sin reaccionar,
  - la presión parcial de cada sustancia en la mezcla de equilibrio.
13. Para la reacción de disociación siguiente:
- $$2 \text{IBr(g)} \rightleftharpoons \text{I}_2\text{(g)} + \text{Br}_2\text{(g)}$$
- el valor de K<sub>c</sub> es 4.5 x 10<sup>-3</sup>, a cierta temperatura. Calcular la concentración al equilibrio de cada componente en un recipiente de 2.0 L, si se comienza con:
- 0.30 moles de IBr.
  - 0.30 moles de I<sub>2</sub> y 0.30 moles de Br<sub>2</sub>.
  - 0.30 moles de I<sub>2</sub>, 0.30 moles de Br<sub>2</sub> y 0.30 moles de IBr.

14. El valor de K<sub>c</sub> para la reacción:



Determine las concentraciones al equilibrio cuando se inicia con:

a)  $[\text{SO}_2] = [\text{NO}_2] = 0.100 \text{ M}$

b)  $[\text{SO}_2] = [\text{NO}_2] = [\text{SO}_3] = [\text{NO}] = 0.010 \text{ M}$

15. A  $250^\circ\text{C}$  el valor de  $K_c$  para la disociación del pentacloruro de fósforo



es 0.050. Si se colocan 1.2 moles de  $\text{PCl}_5$  en un recipiente de 4.0 L a  $250^\circ\text{C}$ , calcule las concentraciones al equilibrio de todas las especies.

16. A cierta temperatura se coloca 0.9 g de agua y 2.84 g de cloro en un matraz de 1.0 L. Se establece el equilibrio siguiente:



La presión total al equilibrio es de 1.0 atm. La concentración del oxígeno al equilibrio es de 0.48 g/L. Calcule  $K_c$  y  $K_p$  para la reacción anterior.

17. Cuando se colocan 2.72 moles de hidrógeno,  $\text{H}_2$  y 1.56 mol de monóxido de carbono,  $\text{CO}$ , en un recipiente de 2.0 L a  $160^\circ\text{C}$ , se establece el siguiente equilibrio:



El número de moles de  $\text{H}_2$  al equilibrio es de 0.240, calcular:

a)  $[\text{CO}]$  y  $[\text{H}_2]$

b)  $[\text{CH}_3\text{OH}]$

c)  $K_c$  y  $K_p$

18. La combustión de carbono sólido,  $\text{C}(\text{s})$ , es un proceso exotérmico:



¿Cómo se afecta la concentración de  $\text{O}_2$  si:

a) se adiciona  $\text{CO}$

b) se adiciona  $\text{C}$

c) se aumenta el volumen

d) se aumenta la temperatura

19. En un matraz de 7.5 L ocurre la reacción siguiente:



Al equilibrio el matraz contiene 0.60 moles de  $\text{COCl}_2$ , 0.15 moles de  $\text{CO}$  y 0.75 moles de  $\text{Cl}_2$ . Si 0.300 moles de  $\text{CO}$  se adicionan a temperatura constante, ¿cuál será la concentración de cada componente en el nuevo equilibrio?

20. El yodo,  $\text{I}_2$ , es utilizado para revelar placas cromatográficas, éste se disocia de acuerdo a la siguiente reacción:



En un recipiente de 1 L se colocan 0.01 moles de  $\text{I}_2$  y 0.05 moles de  $\text{I}$ .

- ¿En qué dirección avanza la reacción?
- Calcule la concentración de  $\text{I}$  al equilibrio.
- Una vez alcanzado el equilibrio se añade 0.1 moles de  $\text{I}$ , manteniendo la temperatura constante. Determine las nuevas concentraciones y la presión al equilibrio.

21. Para la siguiente reacción de disociación:



Si se desea aumentar el grado de disociación, ¿qué modificaciones pueden hacerse al sistema si se encuentra en equilibrio?

22. A una cierta temperatura  $K_c$  para la disociación del  $\text{C}_2\text{H}_6$  es 1.0.



Si se coloca 0.40 moles de  $\text{C}_2\text{H}_6$  en un matraz cerrado de 2.0 L a esa temperatura, ¿qué porcentaje molar de  $\text{C}_2\text{H}_6$  se habrá disociado en el equilibrio?

23. Una muestra de trióxido de azufre,  $\text{SO}_3$ , se coloca en un recipiente a 1100 K. La reacción que ocurre es:



$K_p$  a esta temperatura es 4.0. Cuando se establece el equilibrio, la presión parcial del  $\text{SO}_3$  es 0.25 atm.

- calcule las presiones parciales de  $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$  en el equilibrio.
- calcule la presión inicial de  $\text{SO}_3$  antes de la disociación.
- ¿qué porcentaje molar de  $\text{SO}_3$  se ha disociado en este sistema en equilibrio?

**\*24.** Para la reacción de dimerización del ácido trifluoroacético,  $\text{CF}_3\text{COOH}$ , el valor de  $K_p$  es 843.87 a  $118^\circ\text{C}$ .



Si se colocan 3.0 moles de  $\text{CF}_3\text{COOH}$  en un recipiente cerrado de 100 L,

- calcule el grado de disociación que se alcanza en el equilibrio,
- ¿cuál será el grado de disociación alcanzado si se introducen 4.0 moles de helio y se mantiene el volumen constante?

**\*25.** Considere la reacción de disociación del tetraóxido de dinitrógeno,  $\text{N}_2\text{O}_4$  a  $100^\circ\text{C}$ .



Si la concentración inicial del  $\text{N}_2\text{O}_4$  era 4.30 g/L, calcule  $K_c$  si la presión total al equilibrio es 2 atm.

## RESPUESTAS

- La reacción en la que participan las sustancias y está en equilibrio.
  - La reacción es muy lenta, de manera que no se observan cambios aun cuando el sistema no se encuentra en equilibrio.
  - No hay reacción entre las sustancias presentes.

2. A)

$$\text{a) } K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3}$$

$$\text{c) } K_p = \frac{P_{\text{N}_2}^2 P_{\text{H}_2\text{O}}^6}{P_{\text{NH}_3}^4 P_{\text{O}_2}^3}$$

$$\text{b) } K_p = \frac{P_{\text{HCl}}}{P_{\text{H}_2}^{1/2} P_{\text{Cl}_2}^{1/2}}$$

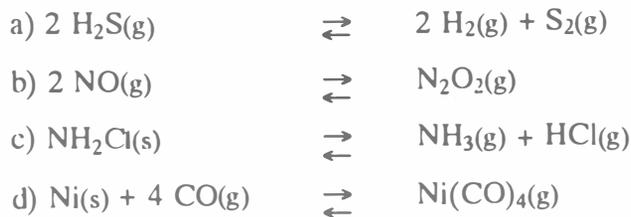
$$\text{d) } K_p = P_{\text{CO}_2}$$

$$e) K_p = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2}}$$

$$g) K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{H}_2\text{S}}$$

$$f) K_p = \frac{P_{\text{CH}_4} P_{\text{H}_2\text{S}}^2}{P_{\text{CS}_2} P_{\text{H}_2}^4}$$

B)



C)

- Una alta cantidad de productos presentes en el equilibrio.
- Una alta cantidad de reactivos presentes en el equilibrio.
- Cantidades equiparables de reactivos y productos.

D)

$$a) K_p = \frac{P_{\text{HCl}} P_{\text{O}_2}^{1/4}}{P_{\text{Cl}_2}^{1/2} P_{\text{H}_2\text{O}}^{1/2}} = 4.6 \times 10^{-4} \quad K_c = \frac{[\text{HCl}] [\text{O}_2]^{1/4}}{[\text{Cl}_2]^{1/2} [\text{H}_2\text{O}]^{1/2}} = 2.1 \times 10^{-4}$$

$$b) K_p = \frac{P_{\text{HCl}}^2 P_{\text{O}_2}^{1/2}}{P_{\text{Cl}_2} P_{\text{H}_2\text{O}}} = 2.1 \times 10^{-7} \quad K_c = \frac{[\text{HCl}]^2 [\text{O}_2]^{1/2}}{[\text{Cl}_2] [\text{H}_2\text{O}]} = 4.3 \times 10^{-8}$$

$$c) K_p = \frac{P_{\text{HCl}}^8 P_{\text{O}_2}^2}{P_{\text{Cl}_2}^4 P_{\text{H}_2\text{O}}^4} = 2.1 \times 10^{-27} \quad K_c = \frac{[\text{HCl}]^8 [\text{O}_2]^2}{[\text{Cl}_2]^4 [\text{H}_2\text{O}]^4} = 3.5 \times 10^{-30}$$

$$d) K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2} P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{HCl}}^2 P_{\text{O}_2}^{1/2}} = 4.7 \times 10^6 \quad K_c = \frac{[\text{Cl}_2] [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{HCl}]^2 [\text{O}_2]^{1/2}} = 2.3 \times 10^7$$

$$e) K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{HCl}}^4 P_{\text{O}_2}} = 2.2 \times 10^{13} \quad K_c = \frac{[\text{Cl}_2]^2 [\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{HCl}]^4 [\text{O}_2]} = 5.4 \times 10^{14}$$

$$3. K_{p_1} = 3.19 \times 10^{-5} \quad K_{p_2} = 5.64 \times 10^{-3}$$

4. a)
5. En a), b) y c) la reacción se desplaza hacia los reactivos.
6. El sistema no está en equilibrio. La reacción avanza hacia la formación de productos.
7. El sistema no está en equilibrio. La reacción debe seguir hacia los productos.
8. En a), la reacción se desplaza hacia la formación de reactivos. En b), lo hace hacia los productos.
9.  $K_c = 0.051$                        $K_p = 2.2$
10.  $[N_2] = [O_2] = 0.1 \text{ M}$      $[NO] = 6.7 \times 10^{-17} \text{ M}$
11. a)  $[CO] = 1.74 \text{ M}$   
       b)  $[CO] = [H_2O] = 0.055 \text{ M}$      $[CO_2] = [H_2] = 0.145 \text{ M}$
12. a)  $K_p = 50$   
       b) 5.92 atm  
       c) 0.11 mol, 27.9 g  
       d)  $P_{H_2} = P_{I_2} = 0.65 \text{ atm}$      $P_{HI} = 4.62 \text{ atm}$
13. a)  $[I_2] = [Br_2] = 9.43 \times 10^{-3} \text{ M}$      $[IBr] = 0.140 \text{ M}$   
       b)  $[I_2] = [Br_2] = 9.43 \times 10^{-3} \text{ M}$      $[IBr] = 0.140 \text{ M}$   
       c)  $[I_2] = [Br_2] = 2.70 \times 10^{-2} \text{ M}$      $[IBr] = 0.396 \text{ M}$
14. a)  $[SO_3] = [NO] = 6.34 \times 10^{-2} \text{ M}$      $[SO_2] = [NO_2] = 3.66 \times 10^{-2} \text{ M}$   
       b)  $[SO_3] = [NO] = 1.27 \times 10^{-2} \text{ M}$      $[SO_2] = [NO_2] = 7.32 \times 10^{-3} \text{ M}$
15.  $[PCl_3] = [Cl_2] = 0.10 \text{ M}$      $[PCl_5] = 0.20 \text{ M}$
16.  $K_c = 4.5$      $K_p = 46.29$
17. a)  $[CO] = 0.16 \text{ M}$  y  $[H_2] = 0.12 \text{ M}$   
       b)  $[CH_3OH] = 0.62 \text{ M}$   
       c)  $K_c = 269.1$  y  $K_p = 0.2133$

18. a) aumenta  
b) nada  
c) disminuye  
d) aumenta
19.  $[\text{COCl}_2] = 0.105 \text{ M}$      $[\text{Cl}_2] = 0.075 \text{ M}$      $[\text{CO}] = 0.035 \text{ M}$
20. a) Hacia la formación de reactivos  
b)  $[\text{I}] = 1.14 \times 10^{-3} \text{ M}$   
c)  $[\text{I}] = 1.73 \times 10^{-3} \text{ M}$      $[\text{I}_2] = 8.41 \times 10^{-2} \text{ M}$      $P_T = 2.1 \text{ atm}$
21. Retirar el azufre,  $\text{S(s)}$ , que se produce
22. 85.4 %
23. a)  $P_{\text{SO}_2} = 0.794 \text{ atm}$      $P_{\text{O}_2} = 0.397 \text{ atm}$   
b)  $P_{\text{SO}_3} = 1.044 \text{ atm}$   
c) 76 %
24. a) 97.5 %  
b) 97.5 %
25.  $K_c = 0.0493$

## PROBLEMAS RESUELTOS

### Problema 10

El nitrógeno,  $\text{N}_2$ , y el oxígeno,  $\text{O}_2$ , reaccionan para formar monóxido de nitrógeno,  $\text{NO}$ , de acuerdo a la siguiente reacción:



Si se parte de 0.1 moles de  $\text{N}_2$  y 0.1 moles de  $\text{O}_2$ , en un recipiente de un litro, ¿cuáles serán las concentraciones de todos los gases en el equilibrio?

**Solución**

El equilibrio se puede representar como:

	$\text{N}_2(\text{g}) +$	$\text{O}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO}(\text{g})$
inicio	0.1 M	0.1 M		
reacciona	$\alpha$	$\alpha$		
forma				$2\alpha$
equilibrio	$(0.1 \text{ M} - \alpha)$	$(0.1 \text{ M} - \alpha)$		$2\alpha$

Planteando la  $K_c$  a partir de la tabla anterior:

$$K_c = \frac{(2\alpha)^2}{(0.1 - \alpha)^2}$$

Resolviendo para  $\alpha$  resulta:

$$\alpha = 3.35 \times 10^{-17}$$

Por lo que:

$$[\text{NO}] = 2\alpha \text{ M} = 6.7 \times 10^{-17} \text{ M}$$

$$[\text{N}_2] = [\text{O}_2] = (0.1 \text{ M} - \alpha) = 0.1 \text{ M}$$

**Problema 23**

Una muestra de trióxido de azufre,  $\text{SO}_3$ , se coloca en un recipiente a 1100 K. La reacción que ocurre es:



$K_p$  a esta temperatura es 4.0

Cuando se establece el equilibrio, la presión parcial del  $\text{SO}_3$  es 0.25 atm

- a) Calcule las presiones parciales de  $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$  en el equilibrio
- b) Calcule la presión inicial de  $\text{SO}_3$  antes de la disociación
- c) ¿Qué porcentaje molar de  $\text{SO}_3$  se ha disociado en este sistema en equilibrio?

**Solución**

a) Sea  $P_0$  la presión inicial de  $\text{SO}_3$ . El equilibrio se puede representar como:



inicio	$P_0$ atm		
reacciona	$\alpha$ atm		
se forma		$\alpha$ atm	$1/2 \alpha$ atm
equilibrio	$(P_0 - \alpha)$ atm	$\alpha$ atm	$1/2 \alpha$ atm

Con la información del esquema anterior se plantean las siguientes ecuaciones:

$$K_p = \frac{\alpha^3 (1/2)}{(P_0 - \alpha)^2} \quad P_{\text{SO}_3} = (P_0 - \alpha) \text{ atm} = 0.25 \text{ atm}$$

Resolviendo este sistema de ecuaciones se obtiene:

$$P_{\text{SO}_2} = \alpha \text{ atm} = 0.794 \text{ atm} \quad P_{\text{O}_2} = 0.397 \text{ atm}$$

b) A partir de lo anterior, se tiene:

$$P_0 = (0.25 + \alpha) \text{ atm}$$

$$P_0 = 1.044 \text{ atm}$$

$$\% \text{SO}_3 = 76\%$$

$$\% \text{SO}_3 = \left[ \frac{\alpha}{P_0} \right] 100\%$$



# Capítulo 7

## EQUILIBRIO QUÍMICO HETEROGÉNEO

### OBJETIVOS

- Describir el equilibrio entre fases de una sustancia a través de su constante de equilibrio.
- Describir equilibrios de disociación que impliquen sustancias en diferentes fases.
- Definir lo que es un electrolito. Electrolitos fuertes y electrolitos débiles.
- Definir la solubilidad de una sal.
- Definir la constante del producto de solubilidad ( $K_{ps}$ ).
- Calcular la solubilidad de una sal a partir de su producto de solubilidad.
- Analizar el efecto de un ion común en la solubilidad de sales ligeramente solubles.
- Describir en qué consiste la precipitación selectiva de sales poco solubles.

### PROBLEMAS

1. Un compuesto sólido A, lleva a cabo la siguiente reacción de disociación a 27°C:



Si la presión total en el equilibrio es de  $2.3 \times 10^{-3}$  atm, ¿cuál es el valor de  $K_p$ ?

2. El sulfato de magnesio se descompone de acuerdo a la siguiente reacción:



- a) Calcule la presión del trióxido de azufre,  $SO_3$ , cuando se establece el equilibrio.
- b) ¿Cómo se afecta el equilibrio por la adición de óxido de magnesio?

- c) ¿Cómo se afecta el equilibrio por la adición de sulfato de magnesio?  
 d) ¿Cómo se afecta el equilibrio por la adición de trióxido de azufre?

3. El azufre y el oxígeno reaccionan para formar bióxido de azufre,  $\text{SO}_2$ , de acuerdo a la siguiente reacción:



A una temperatura de  $745^\circ\text{C}$ , la fracción molar del bióxido de azufre es 0.938 y a  $1250^\circ\text{C}$  es 0.999.

- a) Calcule el valor de  $K_p$  a cada temperatura.  
 b) ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?

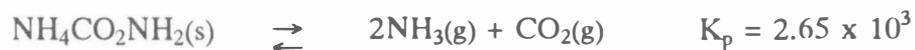
4. El valor de  $K_p$  a  $21.8^\circ\text{C}$  para la reacción:



- a) En la descomposición del  $\text{NH}_4\text{HS(s)}$  determine las presiones parciales de los productos al equilibrio.  
 b) Si se inicia con 0.5 g de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , y 0.5 g de sulfuro de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{S}$ , en un matraz de 5 L a  $21.8^\circ\text{C}$ , ¿cuál será la presión total del sistema en el equilibrio?

5. El cloruro de amonio sólido,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , se disocia formando amoníaco,  $\text{NH}_3(\text{g})$ , y ácido clorhídrico,  $\text{HCl}(\text{g})$ . El valor de  $K_c$  a 400 K es  $1.8 \times 10^{-10}$ . Calcule la mínima cantidad necesaria que debe adicionarse del sólido a un recipiente de 2 L a 400 K para que se establezca el equilibrio de disociación.

6. En un recipiente de 1 L, se colocan 1.5 moles de carbamato de amonio,  $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2(\text{s})$ , a  $37^\circ\text{C}$  de temperatura ocurriendo la siguiente reacción de disociación:



Calcule la composición molar y la presión total de la mezcla gaseosa resultante a  $37^\circ\text{C}$ .

7. Considere la evaporación del agua:



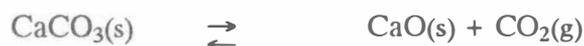
La evaporación de un líquido requiere siempre del suministro de calor.

- ¿De qué manera se ve afectada la constante de equilibrio, si se aumenta la temperatura al sistema anterior?
- ¿Cómo cambia la constante por un aumento en la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ?
- ¿Cómo cambia la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  en el equilibrio al aumentar la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ?

8. En un recipiente a  $20^\circ\text{C}$  se tiene tetracloruro de carbono líquido,  $\text{CCl}_4(\text{l})$ , en equilibrio con su vapor. A esta temperatura la presión de vapor del  $\text{CCl}_4$  es de 91 torr.

Si el volumen disponible para el vapor se reduce a un tercio de su volumen inicial a temperatura constante, ¿cuál será ahora la presión de vapor sobre el tetracloruro de carbono?

9. A 800 K el valor de la constante de equilibrio  $K_p$  para la descomposición del carbonato de calcio,  $\text{CaCO}_3$ , es 0.220



- Si se inicia con 1 mol de  $\text{CaCO}_3$  en un recipiente de 2.0 L a 1000 K. Calcule la presión de  $\text{CO}_2$  cuando se establezca el equilibrio.
- ¿Qué masa de  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  quedará en el equilibrio?

10. En el equilibrio entre las fases líquido–vapor del  $\text{CHCl}_3$  a  $25^\circ\text{C}$ , el valor de la constante  $K_p$  es 0.33



Determine las cantidades de  $\text{CHCl}_3$  que hay en cada fase cuando se establece el equilibrio si a esa temperatura se introducen 1.0 g de  $\text{CHCl}_3$  líquido en un recipiente de:

- 0.1 L
- 1 L

### Solubilidad

11. A) Escribir la ecuación de disociación y la expresión de  $K_{ps}$  para cada uno de los siguientes electrolitos poco solubles:

- a)  $\text{CaF}_2$                       c)  $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$                       e)  $\text{AgNO}_2$   
 b)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$                       d)  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$                       f)  $\text{CuCNS}$

B) Escribir las ecuaciones de disociación en que se basan las siguientes expresiones del  $K_{ps}$ :

- a)  $K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{S}^{2-}]$                       d)  $K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{NbO}_3^-]^2$   
 b)  $K_{ps} = [\text{Zn}^{2+}]^3 [\text{AsO}_3^{3-}]^2$                       e)  $K_{ps} = [\text{Bi}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3$   
 c)  $K_{ps} = [\text{Eu}^{3+}][\text{OH}^-]^3$                       f)  $K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{AsO}_4^{3-}]^2$

12. Colocar las siguientes sales en orden creciente de solubilidad:

Sal	$\text{CaCO}_3$	$\text{CaF}_2$	$\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$	$\text{CaSO}_4$
$\text{p}K_{ps}$	8.32	10.39	18.19	5

13. El bromuro de cobre,  $\text{CuBr}_2$ , es una sal poco soluble. Un análisis mostró que en una solución saturada de esta sal en agua a  $25^\circ\text{C}$ , la concentración del ion cobre,  $\text{Cu}^{2+}$ , es  $7.28 \times 10^{-3} \text{ M}$ .

- a) Calcule la concentración del ion bromuro,  $\text{Br}^-$ , en la solución.  
 b) ¿Cuál es la constante del producto de solubilidad del bromuro de cobre a esta temperatura?

14. Se prepara una solución de fluoruro de bario,  $\text{BaF}_2$ , añadiendo 0.3 moles de esta sal en 3 litros de agua. Calcule la concentración del ion bario,  $\text{Ba}^{2+}$ , en la solución.



15. La solubilidad de las sales poco solubles se ve disminuida cuando éstas se preparan en presencia de iones comunes. Calcule la solubilidad del yodato de cobre (II),  $\text{Cu}(\text{IO}_3)_2$ , a) en agua y b) en una solución 0.03 M de yodato de potasio,  $\text{KIO}_3$  (El  $\text{KIO}_3$  es totalmente

soluble). La constante del producto de solubilidad del yodato de cobre (II) es  $7.4 \times 10^{-8}$ .

16. Se adiciona bromuro de plata, AgBr, a una solución 0.1 M de bromuro de potasio, KBr, hasta que la solución se satura; en ese momento la concentración de iones plata es  $5.0 \times 10^{-12}$  M. Calcule la constante del producto de solubilidad,  $K_{ps}$  para la disociación del bromuro de plata.
17. La solubilidad del fluoruro de magnesio,  $MgF_2$ , en una solución que contiene fluoruro de potasio KF, 0.01 M es  $6.3 \times 10^{-5}$ . ¿Cuál es la constante del producto de solubilidad del fluoruro de magnesio?
18. Calcule la solubilidad del cromato de plata,  $Ag_2CrO_4$ , ( $pK_{ps} = 11.72$ ) en:
- agua,
  - una solución acuosa de nitrato de plata,  $AgNO_3$ , cuya concentración es de 20 g/L,
  - una solución de cromato de potasio,  $K_2CrO_4$ , 1.0 M.  
Tanto el nitrato de plata como el cromato de potasio son sales completamente solubles.
19. Para hacer potable al agua dura (agua con un alto contenido de sales disueltas), ésta se somete a un proceso de fluoración (adición de fluoruro de sodio, NaF), lo que produce la precipitación de algunas sales.  
Si la constante del producto de solubilidad del fluoruro de calcio es  $4.0 \times 10^{-11}$ , determine:
- ¿Cuál es la máxima cantidad de fluoruro de sodio que se puede adicionar a una muestra de agua que contiene 1.20 mg/L de carbonato de calcio,  $CaCO_3$ , antes de que precipite el fluoruro de calcio,  $CaF_2$ ?
  - ¿Qué concentración de iones calcio,  $Ca^{2+}$  permanecen en solución si se agrega  $10^{-2}$  M de fluoruro de sodio, a la muestra de agua que contiene 1.20 mg/L de carbonato de calcio?
- \*20. A 100 mL de una solución 0.002 M de cloruro de bario,  $BaCl_2$ , se le adicionan 100 mL de solución de fosfato de sodio,  $Na_3PO_4$ , 1 M.
- Calcule la concentración de los iones bario,  $Ba^{2+}$ , una vez que se han mezclado las soluciones.

- b) A estas concentraciones ¿precipita el fosfato de bario,  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ ? Justifique su respuesta.
- c) ¿Qué porcentaje de iones  $\text{Ba}^{2+}$  permanecen en solución en el equilibrio?

La constante del producto de solubilidad del fosfato de bario es  $3.4 \times 10^{-23}$ .

21. ¿Qué concentración debería tener una solución de nitrato de plata,  $\text{AgNO}_3$ , para que al mezclarla con un volumen igual de yodato de sodio,  $\text{NaIO}_3$ , 0.01 M aparezcan sólo trazas de yodato de plata? La constante del producto de solubilidad del yodato de plata,  $\text{AgIO}_3$ , es de  $3.1 \times 10^{-8}$ .
22. La constante del producto de solubilidad del sulfato de plomo,  $\text{PbSO}_4$ , es  $1.6 \times 10^{-8}$ . ¿Cuál es la máxima concentración que puede tener la solución de nitrato de plomo,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , para que al mezclar 100 mL de esta solución con 400 mL de solución de sulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $5.0 \times 10^{-3}$  M, no ocurra precipitación del sulfato de plomo?
23. Se adiciona lentamente una solución de sulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , a una solución que contiene combinados los iones  $\text{Ba}^{2+}$  y  $\text{Sr}^{2+}$  en concentraciones 0.1 y 0.15 M respectivamente.
- a) ¿Qué metal precipita primero, el bario o el estroncio?
- b) ¿Qué porcentaje queda en solución del primer metal cuando el segundo comienza a precipitar?

Suponga que el volumen de la solución original se mantiene constante.

$$K_{ps}(\text{BaSO}_4) = 1.0 \times 10^{-10} \quad K_{ps}(\text{SrSO}_4) = 3.2 \times 10^{-7}$$

24. Se tiene una solución 0.10 M de iones zinc,  $\text{Zn}^{2+}$ , y 0.01 M de iones cadmio,  $\text{Cd}^{2+}$ .
- a) ¿Qué concentración de iones sulfuro  $\text{S}^{2-}$  se requiere para precipitar la cantidad máxima de un catión como sulfuro insoluble dejando al otro catión completamente en solución?
- b) Calcule el porcentaje que queda en solución del catión que precipita primero cuando inicia la precipitación del segundo catión.

$$K_{ps}(\text{CdS}) = 1 \times 10^{-28} \quad K_{ps}(\text{ZnS}) = 1.6 \times 10^{-23}$$

- \*25. Se añade lentamente nitrato de plata sólido,  $\text{AgNO}_3$ , a una solución 0.0010 M de cada uno de los siguientes halogenuros de sodio: cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ , bromuro de sodio,  $\text{NaBr}$  y yoduro de sodio,  $\text{NaI}$ . Los halogenuros anteriores, así como el nitrato de plata son compuestos completamente solubles en agua. El nitrato de sodio,  $\text{NaNO}_3$ , también es un compuesto soluble y por tanto no precipita en esta solución.
- Calcule la concentración de iones plata,  $\text{Ag}^+$ , necesaria para iniciar la precipitación de cada uno de los halogenuros de plata.
  - Calcule el porcentaje de iones yoduro,  $\text{I}^-$ , precipitado en forma de  $\text{AgI}$  antes de que comience a precipitar bromuro de plata,  $\text{AgBr}$ .
  - Calcule el porcentaje de iones yoduro,  $\text{I}^-$ , y de iones bromuro,  $\text{Br}^-$ , que ha precipitado antes de que comience a precipitar el cloruro de plata,  $\text{AgCl}$ .

$$K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.8 \times 10^{-10}, K_{ps}(\text{AgBr}) = 5.0 \times 10^{-13}, K_{ps}(\text{AgI}) = 8.3 \times 10^{-17}$$

## RESPUESTAS

- $K_p = 1.32 \times 10^{-6}$
- $P_{\text{SO}_2} = 2.6 \times 10^{12}$
  - y c) No se ve afectado el equilibrio.
  - Se rompe el equilibrio. Se alcanza nuevamente el equilibrio a través de la formación de  $\text{MgSO}_4(\text{s})$
- $K_p(745^\circ\text{C}) = 28.38$   $K_p(1200^\circ\text{C}) = 1996$
  - La reacción es endotérmica
- $P_{\text{NH}_3} = P_{\text{H}_2\text{S}} = 1.7 \times 10^{-3}$  atm
  - $P_T = 0.07$  atm
- 216.66 g
- $n_{\text{NH}_3} = 0.686$  mol  $n_{\text{CO}_2} = 0.343$  mol  $P_T = 26.15$  atm
- Aumenta el valor de la constante de equilibrio.
  - No cambia el valor de la constante.
  - No se produce cambio.
- 91 torr

9. a) 0.220 atm  
b) 98.71 g

10. a)  $n_{\text{CHCl}_3(\text{g})} = 1.35 \times 10^{-3} \text{ mol}$        $n_{\text{CHCl}_3(\text{l})} = 7.02 \times 10^{-3} \text{ mol}$   
b)  $n_{\text{CHCl}_3(\text{g})} = 8.37 \times 10^{-3} \text{ mol}$        $n_{\text{CHCl}_3(\text{l})} = 0 \text{ mol}$

## 11. A)

- a)  $\text{CaF}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{F}^{-}(\text{ac})$        $K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2$   
b)  $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{OH}^{-}(\text{ac})$        $K_{\text{ps}} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2$   
c)  $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{PO}_4^{3-}(\text{ac})$        $K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$   
d)  $\text{Ag}_2\text{SO}_4(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^{+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$        $K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^{+}]^2 [\text{SO}_4^{2-}]$   
e)  $\text{AgNO}_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ag}^{+}(\text{ac}) + \text{NO}_2^{-}(\text{ac})$        $K_{\text{ps}} = [\text{Ag}^{+}][\text{NO}_2^{-}]$   
f)  $\text{CuCNS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}^{+}(\text{ac}) + \text{CNS}^{-}(\text{ac})$        $K_{\text{ps}} = [\text{Cu}^{+}][\text{CNS}^{-}]$

## B)

- a)  $\text{PbS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + \text{S}^{2-}(\text{ac})$   
b)  $\text{Zn}_3(\text{AsO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{AsO}_4^{3-}(\text{ac})$   
c)  $\text{Eu}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Eu}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{OH}^{-}(\text{ac})$   
d)  $\text{Mg}(\text{NbO}_3)_2(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{NbO}_3^{-}(\text{ac})$   
e)  $\text{Bi}_2\text{S}_3(\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Bi}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{S}^{2-}(\text{ac})$   
f)  $\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2(\text{s}) \rightleftharpoons 3 \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{AsO}_4^{3-}(\text{ac})$

12. Orden de solubilidad  $\text{CaCO}_3 < \text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2 < \text{CaF}_2 < \text{CaSO}_4$

13. a)  $[\text{Br}^{-}] = 1.46 \times 10^{-2} \text{ M}$   
b)  $K_{\text{ps}} = 1.55 \times 10^{-6}$

14.  $6.4 \times 10^{-3} \text{ M}$

15. a) En agua la solubilidad es  $2.64 \times 10^{-3} \text{ M}$ ,  
b) En presencia de iones yodato,  $\text{IO}_3^{-}$ , es  $8.2 \times 10^{-5} \text{ M}$

16.  $5.0 \times 10^{-13}$
17.  $6.46 \times 10^{-9}$
18. a)  $7.8 \times 10^{-5}$  M  
b)  $9.8 \times 10^{-11}$  M  
c)  $1.38 \times 10^{-6}$  M
19. a)  $1.8 \times 10^{-3}$  M  
b)  $4.0 \times 10^{-7}$  M
20. a) 0.001 M  
b)  $Q_{ps}$  es mayor que  $K_{ps}$ , por lo tanto sí ocurre precipitación.  
c)  $5.1 \times 10^{-3}\%$
21.  $1.24 \times 10^{-5}$  M
22.  $2 \times 10^{-5}$  M
23. a)  $Ba^{2+}$  precipita primero  
b) 0.047%
24. a)  $[S^{2-}] = 1.6 \times 10^{-22}$  M  
b)  $6.25 \times 10^{-3}\%$  de  $Cd^{2+}$
25. a)  $1.8 \times 10^{-7}$  M para AgCl,  $5.0 \times 10^{-10}$  M para AgBr,  $8.3 \times 10^{-14}$  M para AgI.  
b) 99.98%  
c) 99.7% de  $Br^-$  y 99.99995% de  $I^-$

## PROBLEMAS RESUELTOS

### Problema 4

El valor de  $K_p$  a  $21.8^\circ\text{C}$  para la reacción:



- En la descomposición del  $\text{NH}_4\text{HS(s)}$  determine las presiones parciales de los productos al equilibrio.
- Si se inicia con 0.5 g de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , y 0.5 g de sulfuro de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{S}$ , en un matraz de 5 L a  $21.8^\circ\text{C}$ , ¿cuál será la presión total del sistema en el equilibrio?

### Solución

- El equilibrio se puede representar como:



equilibrio             $\beta$                              $\alpha$                              $\alpha$

donde  $\beta$  denota una cantidad de  $\text{NH}_4\text{HS}$  que queda en el equilibrio, y dado que por cada molécula de  $\text{NH}_4\text{HS}$  se forma una de  $\text{NH}_3$  y una de  $\text{H}_2\text{S}$ , entonces

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{H}_2\text{S}} = \alpha$$

Planteando la constante de equilibrio, en términos de  $\alpha$ , resulta:

$$K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{H}_2\text{S}} = \alpha^2$$

Al resolver obtenemos:

$$P_{\text{NH}_3} = P_{\text{H}_2\text{S}} = \alpha = 1.7 \times 10^{-3} \text{ atm}$$

- Dado que se tiene las masas, el volumen y la temperatura, se pueden calcular las presiones al inicio:

$$P_{\text{NH}_3}^i = \left[ \frac{n_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} \right] \frac{RT}{V} = 0.142 \text{ atm} \quad P_{\text{H}_2\text{S}}^i = \left[ \frac{n_{\text{H}_2\text{S}}}{M_{\text{H}_2\text{S}}} \right] \frac{RT}{V} = 0.070 \text{ atm}$$

El equilibrio se puede representar de la siguiente forma:



por lo que la constante de equilibrio en términos de α queda:

$$K_p = (0.14 \text{ atm} - \alpha) (0.07 \text{ atm} - \alpha)$$

Al resolver se obtiene  $\alpha = 6.996 \times 10^{-2} \text{ atm}$

Por lo tanto  $P_T = P_{\text{NH}_3} + P_{\text{H}_2\text{S}} = 0.07 \text{ atm}$

### Problema 20

A 50 mL fosfato de sodio,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , 0.5 M se le añaden 50 mL de cloruro de bario,  $\text{BaCl}_2$ , 0.001 M.

- ¿Cuál es  $[\text{Ba}^{2+}]$  al inicio, una vez que se ha mezclado las soluciones?
- ¿Precipita el fosfato de bario,  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ ? Justifique su respuesta.
- ¿Qué porcentaje de iones  $\text{Ba}^{2+}$  permanecen en solución en el equilibrio?

La constante del producto de solubilidad del fosfato de bario es  $3.4 \times 10^{-23}$ .

### Solución

- Sea  $[\text{Ba}^{2+}]_i$  la concentración molar de iones bario en la mezcla y  $V_T$  el volumen total.

$$[\text{Ba}^{2+}]_i = \frac{n_{\text{BaCl}_2}}{V_T} = \frac{[\text{BaCl}_2]_i V_{\text{BaCl}_2}}{V_T}$$

donde  $[\text{BaCl}_2]_i$  es la concentración molar de la solución original de cloruro de bario.

Al evaluar la expresión anterior, resulta:  $[\text{Ba}^{2+}] = 0.0005 \text{ M}$

b) Dado que:

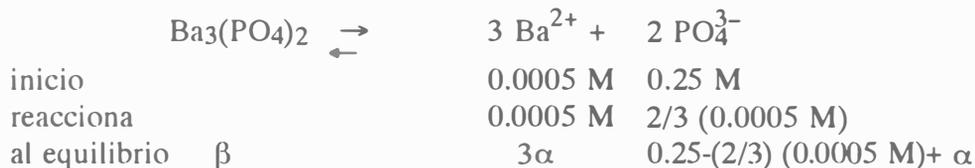
$$[\text{PO}_4^{3-}]_i = \frac{[n_{\text{Na}_3\text{PO}_4}]}{V_T} = \frac{[\text{Na}_3\text{PO}_4]V_{\text{Na}_3\text{PO}_4}}{V_T}$$

podemos calcular  $Q_{ps}$ .

$$Q_{ps} = [\text{Ba}^{2+}]_i^3 [\text{PO}_4^{3-}]_i^2 = 7.8 \times 10^{-12}$$

Se puede apreciar que  $Q_{ps}$  es mayor que  $K_{ps}$ , entonces sí ocurre precipitación.

c) Observando el valor de la constante de equilibrio se aprecia que prácticamente todo el  $\text{Ba}^{2+}$  reacciona hacia la formación de  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ . El equilibrio puede representarse como:



donde  $\beta$  representa la cantidad de  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$  en el equilibrio.

Por último, para calcular el porcentaje de iones bario que permanecen en solución en el equilibrio, se hace uso de la siguiente expresión:

$$\% \text{Ba}^{2+} = \left[ \frac{3\alpha}{[\text{Ba}^{2+}]_i} \right] 100\%$$

Por lo tanto:  $\% \text{Ba}^{2+} = 0.016\%$

# Capítulo 8

## EQUILIBRIO ÁCIDO–BASE

### OBJETIVOS

- Definir un ácido y una base. Concepto de Arrhenius y Brønsted–Lowry.
- Distinguir un ácido débil de uno fuerte.
- Distinguir una base débil de una fuerte.
- Analizar la autoionización del agua.  $K_w$  y la escala de pH.
- Analizar la disociación de ácidos y bases débiles.
- Definir la constante de ionización de un ácido,  $K_a$ , y de una base,  $K_b$ .
- Deducir la relación que guarda la constante de ionización de un ácido con la constante de ionización de su base conjugada:  $K_w = K_a \cdot K_b$ .
- Definir el porcentaje de ionización de un ácido y de una base.

### PROBLEMAS

- A) En cada una de las siguientes reacciones, uno de los reactivos se comporta como base y otro como ácido según la teoría de Brønsted–Lowry. Diga en cada uno de los casos qué especie se comporta como ácido.
    - $\text{HF} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{Cl}^+ + \text{F}^-$
    - $\text{HCO}_3^- + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{CO}_3$
    - $\text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{SO}_3^{2-}$
    - $\text{H}_2\text{BO}_3^- + \text{HOCl} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{OCl}^+ + \text{HBO}_3^{2-}$
  - B) Existen compuestos que pueden comportarse como ácido o como base; el agua es uno de ellos. Escriba un ejemplo en el que el agua se comporte como ácido y otro en donde actúe como base.
  - C) La mezcla de  $\text{HNO}_3$  puro y  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$  puro contiene iones  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}_2^+$  y  $\text{NO}_3^-$ . Explique este hecho.
- Escriba la ecuación de disociación y la expresión de  $K_a$  o  $K_b$ , según sea el caso, para cada una de las siguientes sustancias:

- a) HOBr                      b) HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>                      c) H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>  
 d) NH<sub>3</sub>                        e) N<sub>2</sub>H<sub>4</sub>                      f) HClO<sub>4</sub>

3. Considere la información siguiente relacionada con ciertos ácidos y bases.

Ácidos	A	B	C	D	Bases	F	G	H	I
pK <sub>a</sub>	7.0	4.5	2.0	11.5	pK <sub>b</sub>	5.1	3.8	9.7	15.5

- a) ¿Cuál especie tiene el valor de K<sub>a</sub> y K<sub>b</sub> mas grande, respectivamente?  
 b) Ordene los ácidos y las bases en orden creciente de su fuerza.
4. Considere el siguiente equilibrio en donde se representa la ionización del compuesto M, que es una base débil:



Al preparar una solución 0.005 M del compuesto M, se encuentra que en el equilibrio la relación entre iones OH<sub>(ac)</sub><sup>-</sup> y moléculas de M es de 1.0/83. Calcule el valor de K<sub>b</sub> para la ionización acuosa del compuesto M.

5. El amoniaco, NH<sub>3</sub>, es una base débil cuya ionización se representa en el siguiente equilibrio:



La constante de equilibrio del NH<sub>3</sub> es 1.80 x 10<sup>-5</sup>. Calcule las concentraciones al equilibrio de las especies NH<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, OH<sup>-</sup> en:

- a) Una solución preparada con 0.050 moles de amoniaco en 1.0 L de solución.  
 b) Una solución preparada con 2.0 x 10<sup>-3</sup> moles de amoniaco en una cantidad de agua suficiente para hacer 1.0 L de solución.
6. Calcule [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] y [OH<sup>-</sup>] en las siguientes soluciones:  
 a) 0.01 M de HCl  
 b) 0.01 M de Ba(OH)<sub>2</sub>

- c) 0.005 M de ácido acético,  $pK_a = 4.74$   
d) 0.005 M de un ácido con  $pK_a = 6.19$   
e)  $5.5 \times 10^{-7}$  M de NaOH
7. a) Cierta solución de hidróxido de sodio, NaOH, tiene un pH de 11.0. Calcule la concentración de NaOH en dicha solución.  
b) ¿Cuál es el pH de una solución 10 M de ácido nítrico, HNO<sub>3</sub>?
8. Los pH de la saliva y del jugo gástrico son aproximadamente de 6.5 y 2.0, respectivamente. ¿Cuál es el cambio en la concentración de iones hidronio, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>(ac), y de iones OH<sup>-</sup>(ac) en el medio, cuando se pasa de la saliva al jugo gástrico?
9. Una solución acuosa neutra tiene un pH de 7.0, pero esto es sólo a 25°C, temperatura a la cual la constante de ionización del agua es  $1 \times 10^{-14}$ . ¿Cuál será el valor del pH neutro a la temperatura media del cuerpo humano (37°C)? La constante de ionización del agua a esta temperatura es de  $2.4 \times 10^{-14}$ .
- 10.** Suponga que el jugo de limón consta sólo de ácido cítrico, C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>7</sub>, y que éste es un ácido monoprótico ( $K_a = 7.4 \times 10^{-4}$ ). Si el pH del jugo de limón es 3.2, determine  
a) la concentración de iones hidronio, [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>], en el jugo de limón,  
b) [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] en una limonada cuyo pH es 5.1,  
c) [Cit<sup>-</sup>] y [HCit] en una limonada con pH = 5.1, considerando que la limonada sólo tiene jugo de limón y agua (HCit representa al ácido cítrico y Cit<sup>-</sup> al ion citrato).
- 11.** Para la elaboración de jaleas se utiliza ácido benzoico, HC<sub>7</sub>H<sub>5</sub>O<sub>7</sub>, porque se requiere que el pH sea menor de 4.0. Se quiere preparar 5.8 L de una solución para hacer jalea, ¿cuántos gramos de ácido benzoico se deben agregar? Suponga que el ácido benzoico es el único ingrediente que determina el pH. La  $K_a$  para este ácido es  $6.5 \times 10^{-5}$ .
- 12.** Vitamina C, es la manera común de nombrar al ácido ascórbico, cuya fórmula química es HC<sub>6</sub>H<sub>7</sub>O<sub>6</sub> y  $K_a = 8.0 \times 10^{-5}$ . ¿Qué pH tendrá una solución preparada disolviendo una tableta de 500 mg de vitamina C en suficiente agua para formar 200 mL de solución?

13. Se preparan dos soluciones que se etiquetan como A y B. La solución A que fue preparada con 0.005 moles del ácido monoprótico HA en 500 mL de solución, tiene pH 2.0. La solución B, que tiene el mismo pH que la solución A, se preparó añadiendo 0.5 mol de ácido monoprótico HB en 5 L de solución. ¿Cuál de los dos ácidos es el más fuerte?
14. El ácido cianhídrico, HCN, en estado gaseoso se utiliza en la cámara de gas ya que es muy tóxico. Al preparar una solución acuosa 1.0 M de este ácido se determina que tiene un pH de 4.65. De acuerdo con estos datos diga si el ácido cianhídrico es un ácido fuerte o débil. Si la respuesta es que el HCN es un ácido débil, calcule su  $K_a$ .
15. La ionización de la cocaína, que es una base débil, puede ser representada de la siguiente manera:



Una solución  $5.0 \times 10^{-3}$  M de cocaína tiene una  $[H_3O^+]$  de  $9.12 \times 10^{-11}$  M, ¿cuál es la constante de ionización de esta base?

16. Calcule el valor de la  $K_a$  del ácido benzoico,  $HC_7H_5O_2$ , sabiendo que cuando se prepara una solución de ácido benzoico disolviendo 3.14 g de ácido en un litro de solución ésta tiene un  $pOH = 11.0$ .

### Porcentaje de ionización

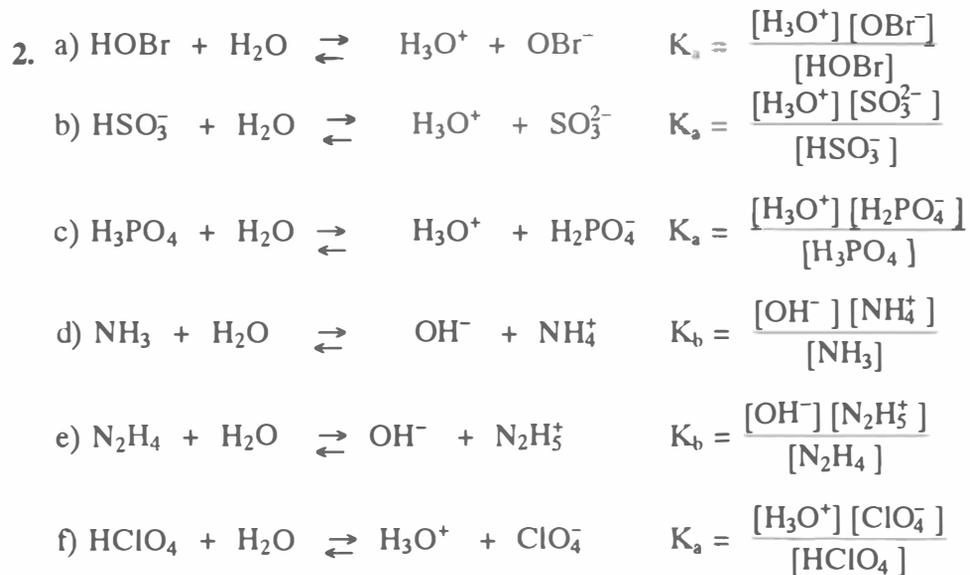
17. a) Calcule  $[H_3O^+]$ ,  $[OH^-]$ , pH, pOH y el % de ionización de una solución 0.3 M de ácido fórmico,  $HCHO_2$ , cuya  $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$ .  
b) Calcule  $[H_3O^+]$ ,  $[OH^-]$ , pH, pOH y el % de ionización de una solución 0.03 M de ácido fluorhídrico, HF, cuya  $K_a = 6.8 \times 10^{-4}$ .
18. Calcule los porcentajes de ionización del ácido cloroacético,  $HC_2H_2O_2Cl$ , en cada una de las soluciones cuyas concentraciones se indican en los siguientes incisos:  
a) 0.20 M  
b) 0.10 M  
c) 0.02 M

El ácido cloroacético es un ácido monoprótico, cuya constante de acidez tiene un valor de  $1.4 \times 10^{-3}$ .

19. Calcule  $[\text{OH}^-]$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , el % de ionización, el pOH y el pH de:
- una solución 0.10 M de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , ( $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ ),
  - una solución 0.10 M de metilamina,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , ( $K_b = 4.4 \times 10^{-4}$ ).
- \*20. El porcentaje de ionización de un ácido débil, HX, es 80% cuando su concentración es 0.15 M. ¿Cuál es el porcentaje de ionización en una solución 0.075 M de este mismo ácido?
- \*21. Demuestre que si el porcentaje de ionización de un ácido débil se quiere incrementar en un factor de  $10^{1/2}$  su concentración se debe disminuir en un factor de 10.
22. a) La constante de ionización del ácido cianhídrico, HCN, es  $4.9 \times 10^{-10}$ . ¿Cuál es el porcentaje de ionización de una solución 0.005 M de este ácido?
- b) El valor de  $K_a$  para el ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , es  $1.8 \times 10^{-5}$ . ¿Cuál es la molaridad de una solución de este ácido que tiene un porcentaje de ionización del 10%? Calcule el pH de la solución.
23. Una solución 0.005 M de una base débil tiene un porcentaje de ionización del 15%. Calcule:
- la constante de ionización de la base,
  - el pH y pOH de la solución.
24. Un ácido monoprótico, en solución acuosa 0.02 M, está ionizado en un 1.9%, calcule:
- la constante de ionización de dicho ácido,
  - el pH y pOH de la solución.
25. Consulte, en el apéndice E, las constantes de acidez para el ácido acético y para el ácido fórmico y resuelva los siguientes incisos:
- ¿Cuál es el ácido más fuerte?
  - Determine el  $K_b$  del ion formiato y del ion acetato que son las bases conjugadas del ácido fórmico y del ácido acético, respectivamente.
  - Si se preparan soluciones de igual concentración de las dos bases conjugadas, ¿en cuál de éstas esperaría un mayor porcentaje de ionización?

## RESPUESTAS

1. A) a) HF  
 b) HNO<sub>3</sub>  
 c) HSO<sub>3</sub><sup>-</sup>  
 d) H<sub>2</sub>BO<sub>3</sub><sup>-</sup>



## 3. Ácidos

- a) C  
 b) C > B > A > D

## Bases

- G  
 G > F > H > I

4.  $7.17 \times 10^{-7}$

5. a)  $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 9.5 \times 10^{-4} \text{ M}$ ;      $[\text{NH}_3] = 0.049 \text{ M}$   
 b)  $[\text{NH}_3] = 1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$ ;      $[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 1.8 \times 10^{-4} \text{ M}$

6.

$[\text{H}^+]/\text{M}$	$[\text{OH}^-]/\text{M}$
a) 0.01	$1.0 \times 10^{-12}$
b) $5.0 \times 10^{-13}$	0.02
c) $2.9 \times 10^{-4}$	$3.4 \times 10^{-11}$
d) $5.6 \times 10^{-5}$	$1.8 \times 10^{-10}$
e) $1.8 \times 10^{-8}$	$5.5 \times 10^{-7}$

7. a)  $10^{-3}$  M

b) -1

8.  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  final es  $3.2 \times 10^4$  veces  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  inicial.  
 $[\text{OH}^-]$  inicial es  $3.2 \times 10^4$  veces  $[\text{OH}^-]$  final

9. pH = 6.81

10. a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.31 \times 10^{-4}$  M

b)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7.9 \times 10^{-6}$  M

c)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cit}^-] = 7.9 \times 10^{-6}$  M,  $[\text{HCit}] = 8.43 \times 10^{-8}$  M

11. 0.18 g

12. pH = 2.97

13. HA

14. El ácido cianhídrico es un ácido débil y su  $K_a$  es  $5.0 \times 10^{-10}$

15.  $K_b = 2.45 \times 10^{-6}$

16.  $K_a = 6.4 \times 10^{-5}$

17. a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7.35 \times 10^{-3}$  M

$[\text{OH}^-] = 1.36 \times 10^{-12}$  M

2.45% de ionización

pH = 2.13

pOH = 11.9

b)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.19 \times 10^{-3}$  M

$[\text{OH}^-] = 2.39 \times 10^{-12}$  M

0.068% de ionización

pH = 2.38

pOH = 11.62

18. a) 8.02%

b) 11.2%

c) 23.2%

19. a)  $[\text{OH}^-] = 1.33 \times 10^{-3}$  M; 1.33% de ionización; pH = 11.12

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 7.52 \times 10^{-12}$  M pOH = 2.88

b)  $[\text{OH}^-] = 6.4 \times 10^{-3}$  M; 6.4% de ionización; pH = 11.8

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.56 \times 10^{-12}$  M pOH = 2.20

20. 87.9% de ionización
22. a) 0.031% de ionización;  
b)  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$ ;  $\text{pH} = 3.74$
23. a)  $K_b = 1.32 \times 10^{-4}$   
b)  $\text{pH} = 10.88$ ;  $\text{pOH} = 3.12$
24. a)  $K_a = 7.36 \times 10^{-6}$   
b)  $\text{pH} = 3.42$ ;  $\text{pOH} = 10.58$
25. a) El ácido fórmico  
b)  $K_b$  (Formiato) =  $5.55 \times 10^{-11}$   
 $K_b$  (Acetato) =  $5.55 \times 10^{-10}$   
c) En la solución que contenga el ion acetato.

## PROBLEMAS RESUELTOS

### Problema 10

Suponga que el jugo de limón consta sólo de ácido cítrico,  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ , y que éste es un ácido monoprótico ( $K_a = 7.4 \times 10^{-4}$ ). Si el pH del jugo de limón es 3.2, determine:

- a) la concentración de iones hidronio,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , el jugo de limón.  
b)  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  en una limonada cuyo pH es 5.1,  
c)  $[\text{Cit}^-]$  y  $[\text{HCit}]$  en una limonada con  $\text{pH} = 5.1$ , considerando que la limonada sólo tiene jugo de limón y agua ( $\text{HCit}$  representa al ácido cítrico y  $\text{Cit}^-$  al ion citrato).

### Solución

- a) Por definición

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

En este caso el  $\text{pH} = 3.2$ , por lo que:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3.2} = 6.31 \times 10^{-4} \text{ M}$$

b) Para el caso de la limonada el pH es de 5.1, entonces:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5.1} = 7.9 \times 10^{-6} \text{ M}$$

c) El HCit es un ácido débil y monoprótico, su disociación se puede representar como:



cuya constante de acidez es:

$$K_a = \frac{[\text{Cit}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCit}]} = 7.4 \times 10^{-4}$$

En el equilibrio la concentración de iones citrato es igual a la concentración de los iones hidronio, es decir,  $[\text{Cit}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 7.9 \times 10^{-6} \text{ M}$ . De esta manera:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HCit}]}$$

por lo tanto:

$$[\text{HCit}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_a} = 8.43 \times 10^{-8} \text{ M}$$

### Problema 18

Calcule los porcentajes de ionización del ácido cloroacético,  $\text{HC}_2\text{H}_2\text{O}_2\text{Cl}$ , en cada una de las soluciones cuyas concentraciones se indican en los siguientes incisos:

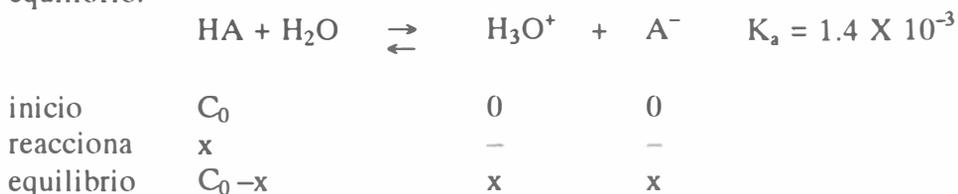
a) 0.20 M

b) 0.10 M

c) 0.02 M.

**Solución**

Si denotamos al ácido cloracético como HA, tendrá entonces el siguiente equilibrio:



La expresión de la constante para este equilibrio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

al sustituir las concentraciones de equilibrio se obtiene:

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

Esto último conduce a la siguiente ecuación cuadrática:

$$x^2 + xK_a - K_aC_0 = 0$$

Al resolver la ecuación anterior se obtiene el valor de  $x = 1.60 \times 10^{-2}$ . El porcentaje de ionización se define como:

$$\%I = \frac{x}{C_0} (100\%)$$

- Entonces:
- a) si  $C_0 = 0.20 \text{ M}$  el  $\%I = 8.02\%$
  - b) si  $C_0 = 0.10 \text{ M}$  el  $\%I = 11.2\%$
  - c) si  $C_0 = 0.02 \text{ M}$  el  $\%I = 23.2\%$

Si se observan los resultados se ve claramente que entre más diluido esté el ácido su disociación es mayor.

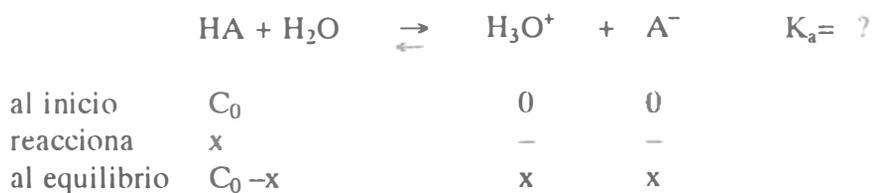
**Problema 24**

Un ácido monoprótico, en solución acuosa 0.02 M, está ionizado en un 1.9%, calcule:

- la constante de ionización de dicho ácido,
- el pH y pOH de la solución.

**Solución**

Sea HA el ácido monoprótico, entonces se puede representar su ionización de la siguiente manera:



entonces:

$$K_a = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

Y por otra parte se sabe que el porcentaje de ionización es:

$$\%I = \frac{x}{C_0}(100\%) = 1.9\%$$

por lo que:  $x = 3.8 \times 10^{-4} \text{ M}$  y el valor de  $K_a = 7.29 \times 10^{-6}$

También  $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$ , entonces:

$$\text{pH} = -\log(x) = 3.42 \quad \text{y} \quad \text{pOH} = 10.58$$



# Capítulo 9

## EQUILIBRIO ÁCIDO–BASE

### CONSIDERACIONES ADICIONALES

#### OBJETIVOS

- Ejemplificar ácidos y bases polipróticos.
- Describir productos de solubilidad que involucran hidróxidos metálicos.
- Analizar el efecto de pH en la solubilidad de sales ligeramente solubles.
- Ejemplificar la precipitación de hidróxidos metálicos bajo la influencia de ácidos y bases, ya sean fuertes o débiles.

#### PROBLEMAS

##### Bases y ácidos polipróticos

1. El ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , es un ácido diprótico. Al preparar una solución 0.1 M de este ácido se determina experimentalmente que el pH de la solución es 0.96. Calcule:
  - a) la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  en dicha solución,
  - b) las concentraciones al equilibrio de  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  y  $\text{OH}^-$ , suponiendo que la primera disociación del ácido sulfúrico es total,
  - c) la constante de la primera disociación ácida,
  - d) la constante de la segunda disociación ácida,
  - e) la masa de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que se agregó inicialmente, si el volumen de la solución es de un litro.
2. Se preparó una solución de ácido sulfuroso,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , disolviendo 5.0 g de dióxido de azufre en suficiente agua para hacer un litro de solu-

- ción. Determine las concentraciones al equilibrio de  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{SO}_3^{2-}$ . ( $K_{a1} = 1.7 \times 10^{-2}$ ,  $K_{a2} = 6.4 \times 10^{-8}$ )
3. ¿Cuáles son, en una solución 0.20 M de ácido carbónico,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , las concentraciones al equilibrio de  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$  y  $\text{CO}_3^{2-}$ ? Para el  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :  $K_{a1} = 4.3 \times 10^{-7}$  y  $K_{a2} = 5.6 \times 10^{-11}$
4. En los siguientes incisos se indican las concentraciones de algunas soluciones. Calcule el pH para cada una de ellas.
- 0.20 M de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,
  - 0.20 M de  $\text{NaHSO}_4$ ,
  - Una solución preparada mezclando volúmenes iguales de las soluciones indicadas en los incisos a) y b).
5. a) ¿Cuál es la concentración de sulfuros,  $\text{S}^{2-}(\text{ac})$ , en una solución de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , 0.10 M saturada con ácido sulfhídrico,  $\text{H}_2\text{S}$  (0.10 M)?
- b) ¿Cuál es el pH de la solución descrita en el inciso a)?
6. Plantee las ecuaciones necesarias para determinar  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y  $[\text{PO}_4^{3-}]$  en una solución 1.0 M de  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
7. a) Se tiene una solución saturada de bióxido de carbono,  $\text{CO}_2(\text{ac})$ , 0.034 M. Calcule las concentraciones al equilibrio de  $\text{HCO}_3^-(\text{ac})$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  y  $\text{H}_3\text{O}^+$  en esta solución.
- ( $\text{CO}_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{ac})$ , considere que este equilibrio está totalmente desplazado hacia la formación de  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).
- b) ¿Cuál es el pH de la solución?
8. Los valores de  $K_{b1}$  para la etilendiamina,  $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ , y la hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , son  $3.6 \times 10^{-4}$  y  $9.8 \times 10^{-7}$ , respectivamente.
- ¿Cuál es la base más fuerte? Tome en cuenta únicamente los valores de  $K_{b1}$  para ambas bases.
  - ¿Cuánto es más fuerte una respecto de la otra?
9. Considere la reacción:



Determine el pH de una solución en la que las concentraciones de  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  y  $\text{HPO}_4^{2-}$  son iguales.

10. Calcular en una solución 0.25 M de ácido oxálico,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , el pH y las concentraciones de todas las especies presentes en la solución. Para el ácido oxálico  $\text{p}K_{a1} = 1.23$  y el  $\text{p}K_{a2} = 4.27$ .

### Equilibrios ácido–base y solubilidad.

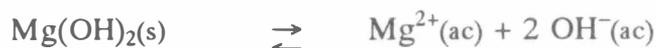
11. Obtenga la solubilidad del sulfuro de hierro (II),  $\text{FeS}$ , en una solución saturada de ácido sulfhídrico,  $\text{H}_2\text{S}$ , que tiene un pH de 3.0. Es conocido que en una solución saturada de  $\text{H}_2\text{S}$ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]^2 [\text{S}^{2-}] = 1.1 \times 10^{-22}$$

12. ¿Cuál es la constante de producto de solubilidad del hidróxido de cadmio,  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ , si se disuelven solamente  $1.7 \times 10^{-5}$  moles de este compuesto en un litro de agua a  $25^\circ\text{C}$ ? Considere que no hay cambio de volumen al agregar  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ .
13. El hidróxido de calcio,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , es un compuesto poco soluble. Una solución saturada de este compuesto tiene un pH de 12.34. Determine la constante del producto de solubilidad para el hidróxido de calcio.



14. El pH de una solución saturada de hidróxido hierro (III),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , es de 4.47.
- a) Encuentre la relación entre la concentración de iones  $\text{OH}^-$  y la solubilidad del  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
- b) ¿Cuál es la solubilidad y el producto de solubilidad de  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ?
15. La constante del producto de solubilidad del hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , es  $1.1 \times 10^{-11}$  y su disociación se puede representar como:



De manera comercial el magnesio se recupera del agua de mar precipitándolo con iones  $\text{OH}^-$ . Si se tratara una muestra de agua de mar a pH 12, ¿cuál es la concentración de iones magnesio,  $\text{Mg}^{2+}$ , que habría en el agua que se devuelve al mar después de este tratamiento?

16. a) ¿Cuántas moles de hidróxido de hierro (III),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , se disolverán en 500 mL de una solución 0.1 M de hidróxido de bario,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ?
- b) ¿Qué masa de hidróxido de mercurio (I),  $\text{Hg}_2(\text{OH})_2$ , se disolverá en 500 mL de solución 0.01 M de  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ?
17. El hierro puede formar dos hidróxidos insolubles, el hidróxido de hierro (III),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , y el hidróxido de hierro (II),  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ . A una solución que contiene iones  $\text{Fe}^{3+}$  con concentración  $1 \times 10^{-4}$  M e iones  $\text{Fe}^{2+}$  en la misma concentración se le agrega hidróxido de sodio sólido,  $\text{NaOH}$ .
- a) ¿Cuál es el pH en que precipitará el primero de los hidróxidos?
- b) ¿Qué hidróxido de hierro se precipita primero?



- \*18. Se mezclan volúmenes iguales de soluciones de cloruro de calcio,  $\text{CaCl}_2$ , 0.1 M y de hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$ , 0.2 M. Si el  $K_{\text{ps}}$  del  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  es  $5.5 \times 10^{-6}$ ,
- a) calcule las concentraciones de  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{OH}^-$  al inicio.
- b) ¿Se forma  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  sólido?
- c) ¿Cuál es el pH de la solución final?
19. Calcule la constante del producto de solubilidad para un hidróxido insoluble,  $\text{M}(\text{OH})_2$ , si cuando se satura una solución con este hidróxido se encuentra que el pH es de 9.53.
20. a) Calcule el pH de una solución saturada de hidróxido de aluminio,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .
- b) ¿Precipitaría hidróxido de aluminio si se agrega 0.1 mol de nitrato de aluminio,  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ , en agua para obtener 1 L de solución? Justifique su respuesta.

El valor de  $K_{ps}$  del hidróxido de aluminio,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , es  $1.0 \times 10^{-32}$ .

**21.** Calcule para el hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,

- la solubilidad en agua
- el pH de una solución saturada
- la solubilidad en una solución de  $\text{NaOH}$  0.1 M.

El valor de  $K_{ps}$  para el hidróxido de magnesio es  $1.1 \times 10^{-11}$ .

**22.** ¿Qué número de moles de hidróxido de níquel,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ , se disolverán en un litro de una solución de  $\text{NaOH}$  cuyo pH es de 11.8?

**23.** A las soluciones que se indican en los siguientes incisos se les agrega una solución de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , 0.10 M:

- Una solución 0.10 M de iones  $\text{Fe}^{2+}$ .
- Una solución que es 0.010 M en iones  $\text{Mg}^{2+}$ .
- Una solución que es 0.010 M en iones  $\text{Zn}^{2+}$ .

Indique en cada caso si precipitarán sus hidróxidos, suponga que las concentraciones no se ven afectadas por el cambio de volumen. Explique su respuesta.

Datos:

$$pK_b (\text{NH}_3) = 4.74$$

$$pK_{ps} (\text{Mg}(\text{OH})_2) = 10.95$$

$$pK_{ps} (\text{Fe}(\text{OH})_2) = 14.66$$

$$pK_{ps} (\text{Zn}(\text{OH})_2) = 16.7$$

**24.** A una solución 0.05 M de iones  $\text{Mg}^{2+}$  se agrega lentamente amoníaco,  $\text{NH}_3$ . ¿Cuál es la concentración mínima de amoníaco que tendrá que agregarse para que precipite hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ? Desprecie el cambio de volumen que se produce por la adición de amoníaco.

**\*25.** ¿Cuál es la solubilidad del hidróxido de hierro (III),  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ , en agua? La resolución de este problema aparenta ser sencilla, sin embargo tiene que ser cuidadoso al considerar la concentración de iones  $\text{OH}^-$  en el agua.

$$\text{Fe}(\text{OH})_3, \quad K_{ps} = 2.5 \times 10^{-39}$$

## RESPUESTAS

1. a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.11 \text{ M}$   
 b)  $[\text{HSO}_4^-] = 0.09 \text{ M}$   
 $[\text{SO}_4^{2-}] = 0.01 \text{ M}$   
 $[\text{OH}^-] = 9.1 \times 10^{-14} \text{ M}$   
 c)  $K_{a1} \rightarrow \infty$   
 d)  $K_{a2} = 0.012$   
 e)  $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 9.8 \text{ g}$
  
2.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.025 \text{ M}$  ;  $[\text{SO}_3^{2-}] = 6.4 \times 10^{-8} \text{ M}$
  
3.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.93 \times 10^{-4} \text{ M}$   
 $[\text{OH}^-] = 3.41 \times 10^{-11} \text{ M}$   
 $[\text{HCO}_3^-] = 2.93 \times 10^{-4} \text{ M}$   
 $[\text{CO}_3^{2-}] = 5.6 \times 10^{-11} \text{ M}$
  
4. a)  $\text{pH} = 0.68$   
 b)  $\text{pH} = 1.36$   
 c)  $\text{pH} = 0.66$
  
5. a)  $[\text{S}^{2-}] = 5.2 \times 10^{-20} \text{ M}$   
 b)  $\text{pH} = 0.92$
  
7. a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.21 \times 10^{-4} \text{ M}$   
 $[\text{HCO}_3^-] = 1.21 \times 10^{-4} \text{ M}$   
 $[\text{CO}_3^{2-}] = 5.6 \times 10^{-11} \text{ M}$   
 $[\text{CO}_2] = 0.034 \text{ M}$   
 b)  $\text{pH} = 3.9$
  
8. a) La etilendiamina.  
 b) 367.3 veces más fuerte
  
9.  $\text{pH} = 7.2$
  
10.  $\text{pH} = 1.03$   
 $[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = 0.158 \text{ M}$   
 $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 5.4 \times 10^{-5} \text{ M}$

$$[\text{HC}_2\text{O}_4^-] = 0.093 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.093 \text{ M}$$

11.  $s = 2.51 \times 10^{-9} \text{ M}$

12.  $K_{\text{ps}} = 1.97 \times 10^{-14}$

13.  $K_{\text{ps}} = 5.6 \times 10^{-6}$

14. a)  $s = \frac{[\text{OH}^-]}{3}$

b)  $9.8 \times 10^{-11} \text{ M}$ ,  $K_{\text{ps}} = 2.5 \times 10^{-39}$

15.  $[\text{Mg}^{2+}] = 1.1 \times 10^{-7} \text{ M}$

16. a)  $1.56 \times 10^{-37} \text{ mol de Fe(OH)}_3$

b)  $1.25 \times 10^{-20} \text{ mol de Hg}_2(\text{OH})_2$

17. a) A pH = 2.46 precipita  $\text{Fe(OH)}_3$  y a pH = 8.67 comienza a precipitar  $\text{Fe(OH)}_2$ .

b) precipita primero el  $\text{Fe(OH)}_3$

18. a)  $[\text{Ca}^{2+}] = 0.05 \text{ M}$ ,  $[\text{OH}^-] = 0.1 \text{ M}$

b) Sí

c) pH = 12.35

19.  $K_{\text{ps}} = 7.94 \times 10^{-18}$

20. a)  $[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$  (Considere la autoionización del agua)

b) Sí

21. a)  $s = 1.4 \times 10^{-4} \text{ M}$

b) pH = 10.44

c)  $s = 1.1 \times 10^{-9} \text{ M}$

22.  $1.6 \times 10^{-13} \text{ moles}$

24.  $[\text{NH}_3] = 1.22 \times 10^{-5} \text{ M}$

25.  $s = 2.5 \times 10^{-18} \text{ M}$

## PROBLEMAS RESUELTOS

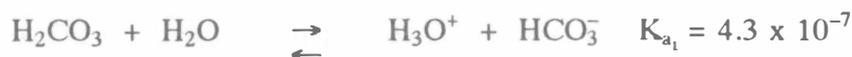
### Problema 3

¿Cuáles son, en una solución 0.20 M de ácido carbónico,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , las concentraciones al equilibrio de  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{HCO}_3^-$  y  $\text{CO}_3^{2-}$ ?

Para el  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :  $K_{a_1} = 4.3 \times 10^{-7}$  y  $K_{a_2} = 5.6 \times 10^{-11}$

### Solución

Para calcular la concentración de cada uno de los iones presentes en una solución de ácido carbónico, es necesario plantear los siguientes equilibrios, pues se trata de un ácido diprótico.



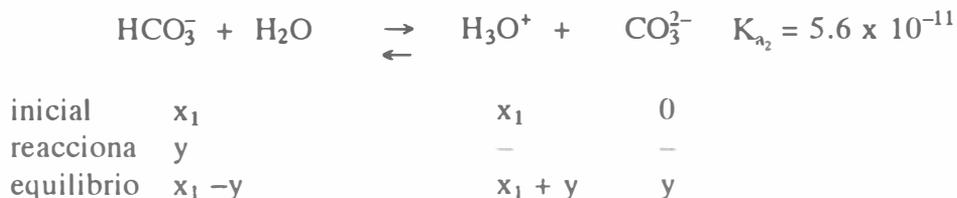
inicio	0.05	0	0
reacciona	x	-	-
equilibrio	0.05-x	x	x

Se tiene: 
$$K_{a_1} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

Luego entonces: 
$$K_{a_1} = \frac{x^2}{0.20-x}$$

y por lo tanto: 
$$x^2 + K_{a_1}x - 0.20K_{a_1} = 0$$

Resolviendo para x, se tiene que:  $x_1 = 2.93 \times 10^{-4}$  y  $x_2 = -2.93 \times 10^{-4}$ .  
Tomamos  $x_1$  para describir la segunda disociación del ácido.



Para este equilibrio se tiene: 
$$K_{a_2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{(x_1+y)y}{(x_1-y)}$$

Al resolver la ecuación anterior para  $y$  se encuentra que  $y = 5.6 \times 10^{-11}$ . Por lo tanto se tiene lo siguiente:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = x_1 + y = 2.93 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = x_1 - y = 2.93 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = y = 5.6 \times 10^{-11} \text{ M}$$

Si se utiliza la constante del agua,  $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ , junto con la información anterior, se obtiene

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 3.41 \times 10^{-11} \text{ M}$$

### Problema 13

El hidróxido de calcio,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , es un compuesto poco soluble. Una solución saturada de este compuesto tiene un pH de 12.34. Determine la constante del producto de solubilidad para el hidróxido de calcio.



**Solución**

La expresión para la constante del producto de solubilidad para el hidróxido de calcio es:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

Con el valor de pH se puede saber que la concentración de  $\text{OH}^-_{(\text{ac})}$  al equilibrio es  $2.22 \times 10^{-2}$  M. Si  $s$  es la solubilidad del hidróxido de calcio en agua y de acuerdo con la estequiometría de la reacción, la concentración de  $\text{OH}^-_{(\text{ac})}$  al equilibrio es:

$$[\text{OH}^-] = 2s$$

y

$$K_{ps} = s (2s)^2$$

Por lo que:

$$K_{ps} = 5.5 \times 10^{-6}$$

**Problema 21**

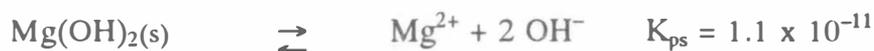
Calcule para el hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,

- la solubilidad en agua
- el pH de una solución saturada
- la solubilidad en una solución de NaOH 0.1 M.

El valor de  $K_{ps}$  para el hidróxido de magnesio es  $1.1 \times 10^{-11}$ .

**Solución**

La disociación del hidróxido de magnesio se puede representar como



- a) Del equilibrio anterior se puede deducir que  $[\text{Mg}^{2+}] = s$  y que  $[\text{OH}^-] = 2s$ , por lo que la constante de producto de solubilidad escrita en función de la solubilidad toma la forma siguiente:

$$K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3$$

A partir del valor de  $K_{ps}$  se encuentra que  $s = 1.4 \times 10^{-4}$  M

b) Como  $[\text{OH}^-] = 2s$ , entonces  $[\text{OH}^-] = 2.8 \times 10^{-4} \text{ M}$ .  
 Por definición  $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$ . Entonces  $\text{pOH} = 3.35$  y  
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10.45$ .

c) La solubilidad del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  en este caso disminuirá, ya que se tiene la presencia de un ion común ( $\text{OH}^-$ ). De la expresión de  $K_{\text{ps}}$  se tiene

$$[\text{Mg}^{2+}] = \frac{K_{\text{ps}}}{[\text{OH}^-]^2} = s$$

de donde se puede calcular la solubilidad, pero ahora la concentración de iones  $\text{OH}^-$  es

$$[\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]_{\text{debidos al Mg(OH)}_2} + [\text{OH}^-]_{\text{debidos al NaOH}} = 2s + 0.1 \text{ M}$$

$$\text{luego entonces} \quad s = \frac{K_{\text{ps}}}{(2s + 0.1)^2}$$

Se tiene que resolver la ecuación anterior para la solubilidad, ésta ecuación resulta ser de tercer grado. Para simplificar el cálculo se puede considerar que  $[\text{OH}^-]$  es aproximadamente 0.1 M ya que los iones  $\text{OH}^-$  provenientes de la disociación del  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  son mucho menores que esta concentración. Matemáticamente esto se expresa como

$$2s + 0.1 \approx 0.1$$

De esta manera la ecuación para la solubilidad queda como

$$s = \frac{K_{\text{ps}}}{(0.1)^2}$$

de donde  $s = 1.1 \times 10^{-9} \text{ M}$ .

Se observa que es menor que la calculada en el inciso a), como era de esperar de acuerdo con el principio de Le Chatelier. Por otro lado este resultado nos indica que la aproximación utilizada para resolver la ecuación es válida.



# Capítulo 10

## HIDRÓLISIS Y SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

### OBJETIVOS

- Explicar en qué consiste la hidrólisis de una sal.
- Describir la hidrólisis de las sales formadas a partir de:
  - a) un ácido fuerte y una base fuerte.
  - b) un ácido débil y una base fuerte.
  - c) un ácido fuerte y una base débil.
- Explicar en qué consiste una solución reguladora de pH.
- Analizar el efecto que tiene la adición de un ácido, o de una base, sobre el pH de una solución amortiguadora.

### PROBLEMAS

#### Hidrólisis

1. Explique en qué consiste la hidrólisis de una sal.
2. Indique, para cada una de las sustancias siguientes, si la solución acuosa correspondiente tendrá un carácter ácido, básico o neutro. Explique su respuesta.
  - a) cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$
  - b) nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
  - c) acetato de sodio,  $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$
3. Explique por qué :
  - a) una solución acuosa de hipoclorito de sodio,  $\text{NaClO}$ , es básica.
  - b) una solución acuosa de cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , es ácida.
4. Indique cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles son falsas. Explique en cada caso su respuesta.

- a) En la solución acuosa de una sal, el pH está determinado exclusivamente por el ácido del cual proviene dicha sal.
  - b) La neutralización de una base fuerte siempre produce una sal de carácter neutro.
  - c) La sal producida por la neutralización de un ácido fuerte con una base fuerte tiene siempre un carácter neutro.
5. Un medicamento para tratar la acidez estomacal contiene carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , y sulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Si se tiene igual número de moles de cada una de estas sustancias, ¿cuál produce el mayor pH al ser disuelta en agua?
6. A partir de la constante de acidez del ácido cianhídrico,  $K_a = 4.9 \times 10^{-10}$ , calcule la constante de hidrólisis del cianuro de sodio, NaCN.
7. Si la constante de basicidad del amoníaco,  $\text{NH}_3$ , es  $1.8 \times 10^{-5}$ , ¿cuál es la constante de hidrólisis del ion amonio,  $\text{NH}_4^+$  ?
8. La mayoría de los fertilizantes empleados en la agricultura contienen sales derivadas del amoníaco. Una muestra de agua proveniente de un terreno agrícola mostró una concentración de nitrato de amonio,  $\text{NH}_4 \text{NO}_3$ , igual a 0.053 M. ¿Cuál es el pH de esta muestra?
9. El cloruro de zinc,  $\text{ZnCl}_2$ , se hidroliza al disolverse en agua, produciendo el ion  $[\text{Zn}(\text{OH})]^+$ . Si la constante de equilibrio de esta reacción es  $K_h = 2.4 \times 10^{-10}$ , calcule el pH de una solución 0.001 M de cloruro de zinc.
10. Utilizando la constante de hidrólisis del cianuro de sodio obtenida en el problema 6, calcule el pH y las concentraciones de  $[\text{CN}^-]$ ,  $[\text{HCN}]$  y  $[\text{OH}^-]$  en una solución 0.02 M de cianuro de sodio, NaCN.
11. Al disolverse el fluoruro de sodio, NaF, se hidroliza produciendo una solución básica.
- a) A partir de la constante de acidez del ácido fluorhídrico,  $K_a = 6.8 \times 10^{-4}$ , calcule el valor de la constante de hidrólisis,  $K_h$ , para el ion fluoruro.
  - b) ¿Cuál es el pH de una solución de fluoruro de sodio 0.50 M?
12. A partir de la información que se da a continuación, determine la constante de hidrólisis correspondiente.
- a) Una solución acuosa 0.005 M de cloruro de cerio,  $\text{CeCl}_3$ , tiene un pH de 6.0. La hidrólisis del cloruro de cerio produce la especie soluble  $\text{Ce}(\text{OH})_3$ .

- b) Una solución acuosa 0.10 M de nitrato de cobre,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , tiene un pH de 4.5. La hidrólisis del nitrato de cobre produce la especie soluble  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

**\*13.** El sulfuro de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}$ , es la sal sódica del ácido sulfhídrico,  $\text{H}_2\text{S}$ .  
¿Cuál es el pH y la concentración de ácido sulfhídrico en una solución 0.10 M de sulfuro de sodio?

### Soluciones amortiguadoras

14. ¿Qué es una solución amortiguadora?
15. Cuando se mezclan soluciones acuosas de cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , y amoníaco,  $\text{NH}_3$ , se produce una solución amortiguadora. Explique la acción amortiguadora de esta mezcla.
16. ¿Cuáles de las siguientes soluciones son amortiguadoras?
- Solución acuosa de ácido fluorhídrico,  $\text{HF}$ , 0.10 M y fluoruro de sodio,  $\text{NaF}$ , 0.10 M.
  - Un litro de solución acuosa que contiene 0.10 moles de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , y 0.10 moles de cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ .
  - Solución 0.05 M de ácido hipocloroso,  $\text{HClO}$ , y 0.10 M de cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$ .
  - Solución 0.10 M ácido hipocloroso,  $\text{HClO}$ , y  $5.0 \times 10^{-5}$  M de hipoclorito de potasio,  $\text{KClO}$ .
17. ¿Qué prueba puede hacerse a una solución de  $\text{pH} = 4$  para determinar si se trata de una solución amortiguadora o de un ácido fuerte en solución diluida?
18. Se prepara un litro de solución amortiguadora de manera que contiene 1.0 mol de ácido láctico,  $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$ , y 1.0 mol de lactato de sodio,  $\text{NaC}_3\text{H}_5\text{O}_3$ . Si para el ácido láctico  $K_a = 1.4 \times 10^{-4}$ , calcule la concentración de iones hidronio,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , y el pH de esta solución.
19. Se prepara una solución amortiguadora a partir de la pareja conjugada ion bicarbonato-ion carbonato, en donde la relación  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_3^{2-}]$  es igual a 2.0.
- ¿Cuál es el pH de esta solución?

- b) ¿Cuál sería la relación  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_3^{2-}]$  para una solución con un pH de 9.25 ?  
La constante de acidez del ion bicarbonato es  $5.6 \times 10^{-11}$ .
20. a) Si la constante de acidez del ácido fluorhídrico, HF, es  $6.8 \times 10^{-4}$ , ¿cuál es el pH de una solución 0.05 M de este ácido?  
b) Calcule el pH que alcanza la solución anterior una vez que se ha agregado suficiente fluoruro de sodio, NaF, para hacer que la solución tenga iones fluoruro en concentración 0.10 M. Suponga que no ocurre cambio en el volumen de la solución.  
c) Una solución amortiguadora de ácido fluorhídrico y fluoruro de sodio tiene un pH de 3.5. ¿Cuál es la concentración de fluoruro de sodio, si la concentración de ácido fluorhídrico es 0.15 M?
21. a) ¿Cuál es el pH de una solución que contiene 0.10 M de ácido fórmico,  $\text{HCO}_2\text{H}$  y 0.05 M de formiato de sodio,  $\text{NaCO}_2\text{H}$ ?  
b) ¿Cuál es el pH de una solución que contiene 0.50 M de ácido fórmico y 0.25 M de formiato de sodio?  
c) ¿Cuál es el pH de la solución que resulta al añadir 50 mL de solución 0.010 M de hidróxido de sodio, NaOH, a 100 mL de una solución que era 0.20 M en ácido fórmico y 0.10 M en formiato de sodio?  
d) ¿Cuál es el pH de una solución preparada al añadir 50 mL de solución 0.010 M de ácido clorhídrico, HCl, a 100 mL de una solución que era 0.20 M en ácido fórmico y 0.10 M en formiato de sodio?
22. Calcule el cambio en el pH que se produce por la adición de 1.0 mL de ácido clorhídrico, HCl, 0.1 M a:  
a) 1.0 L de agua pura.  
b) 100 mL de solución amortiguadora preparada a partir de 0.05 moles de acetato de sodio,  $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ , y 0.07 moles de ácido acético,  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ ?
23. a) Calcule el pH de una solución amortiguadora que contiene 0.4 mol/L de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , y 0.5 mol/L de cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .  
b) Calcule el pH de un litro de la solución anterior después de agregar 1.0 g de hidróxido de sodio, NaOH. Suponga que no ocurre cambio de volumen al agregar el hidróxido de sodio.

- 24.** Se prepara una solución que contiene 1 mol de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , y 3 moles de nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , en un litro de agua.
- ¿Cuál es el pH de la solución? La constante de basicidad del amoníaco es  $1.8 \times 10^{-5}$ .
  - Si se agrega a la solución anterior 0.1 mol de nitrato de magnesio,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ , ¿precipitará hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ? La constante del producto de solubilidad para el hidróxido de magnesio es  $1.1 \times 10^{-11}$ .
- 25.** El pH normal de la sangre humana es de 7.4 y es importante que este valor no sufra grandes variaciones. Si la pareja conjugada ácido carbónico-ion bicarbonato,  $\text{H}_2\text{CO}_3 / \text{HCO}_3^-$ , es el principal amortiguador de la sangre humana,
- calcule cuál es el cociente ácido/base conjugada necesario para mantener la sangre en su pH normal.
  - ¿Qué efecto tiene sobre el pH de la sangre una respiración lenta?
  - ¿Qué efecto tiene una respiración acelerada?
- Tome en cuenta las siguientes reacciones:



La respiración tiene como efecto la disminución de la cantidad de bióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , disuelto en la sangre.

- 26.** Una solución preparada con 0.05 moles de un ácido monoprótico débil, diluidos hasta 250 mL, tiene un pH de 4.9. ¿Cuál es el pH de la solución anterior después de que se han disuelto 0.05 moles de la sal sódica de dicho ácido? Suponga que no se presenta cambio significativo en el volumen al disolver la sal.
- \*27.** ¿Qué concentraciones de ácido cítrico,  $\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ , y citrato de sodio,  $\text{NaH}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ , deberán colocarse para preparar una solución amortiguadora cuyo pH sea de 4.0, de forma tal que al agregar 0.1 moles de HCl a 1 L de solución, el pH cambie solamente un 5%?

**RESPUESTAS**

1. En general, cuando una sal se disuelve en agua se disocia en iones. La hidrólisis es la reacción de estos iones con el agua para formar iones hidronio,  $\text{H}_3\text{O}^+$ , o bien iones hidroxilo,  $\text{OH}^-$ .
2. a)  $\text{NaCl}$  neutro      b)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ácido      c)  $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  básico
3. Esto es debido a la hidrólisis del ion hipoclorito,  $\text{ClO}^-$ , que es la base conjugada de un ácido débil, el ácido hipocloroso,  $\text{HClO}$ . El ion sodio,  $\text{Na}^+$ , no tiene un carácter ácido-base significativo.
4. a) falso      b) falso      c) verdadero
5. El carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
6. a)  $K_h = 2.04 \times 10^{-5}$
7. a)  $K_h = 5.56 \times 10^{-10}$
8.  $\text{pH} = 5.26$
9.  $\text{pH} = 6.3$
10.  $\text{pH} = 10.8$ ,  $[\text{CN}^-] = 1.94 \times 10^{-2} \text{ M}$ ,  $[\text{OH}^-] = [\text{HCN}] = 6.4 \times 10^{-4} \text{ M}$ .
11. a)  $1.47 \times 10^{-11}$       b)  $\text{pH} = 8.43$
12. a)  $K_h = 6.67 \times 10^{-23}$       b)  $K_h = 1.58 \times 10^{-13}$
13.  $\text{pH} = 12.76$ ,       $[\text{H}_2\text{S}] = 1.75 \times 10^{-7} \text{ M}$ .
14. Es una solución que contiene una pareja ácido-base conjugada, y que tiene la propiedad de atenuar los cambios de  $\text{pH}$  que provoca la adición de una pequeña cantidad de ácido o base.
15. La acción amortiguadora es el resultado de la presencia de una base, el amoníaco, y su base conjugada, el ion amonio. Si se agrega una cantidad pequeña de un ácido, el amoníaco reacciona con él, minimizando el cambio de  $\text{pH}$ . De la misma manera, si se agrega una pequeña cantidad de base, ésta reacciona con el ion amonio y no se produce un cambio apreciable de  $\text{pH}$ .
16. La solución mencionada en el inciso a), es una solución amortiguadora. Las soluciones mencionadas en b) y en c), no son amortiguadoras. Aunque en el inciso b) se tiene una pareja conjugada, el ácido clorhídrico es un ácido fuerte. En el inciso c) no se tiene la pareja ácido-base conjugada. La solución mencionada en d) sería una

solución amortiguadora efectiva si la concentración de hipoclorito de potasio tuviera un valor más alto, comparable a la concentración del ácido hipocloroso.

17. Se puede añadir una pequeña cantidad de una base fuerte de concentración conocida. Si se trata de una solución amortiguadora, el cambio de pH será mínimo. De tratarse de un ácido fuerte en solución, habría un cambio apreciable en el pH.
18.  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.4 \times 10^{-4}$ ;    pH = 3.85
19. a) pH = 9.95                      b)  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_3^{2-}] = 10$
20. a) pH = 2.26                      b) 3.47                              c)  $[\text{F}^-] = 0.32 \text{ M}$
21. a) pH = 3.44                      b) pH = 3.44  
    c) pH = 3.48                      d) pH = 3.41
22. a)  $\Delta \text{pH} = -3$                     b)  $\Delta \text{pH} = -0.0015$
23. Para la solución amortiguadora pH = 9.16. El pH, después de agregar el hidróxido de sodio, es de 9.35.
24. a) pH = 8.78                      b) No se forma precipitado.
25. a)  $[\text{H}_2\text{CO}_3] / [\text{HCO}_3^-] = 9.2 \times 10^{-2}$
26. pH = 9.1
27. 0.208 M de ácido cítrico y 1.54 M de citrato de sodio.

## PROBLEMAS RESUELTOS

### Problema 13

El sulfuro de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}$ , es la sal sódica del ácido sulfhídrico,  $\text{H}_2\text{S}$ . ¿Cuál es el pH y la concentración de ácido sulfhídrico en una solución 0.10 M de sulfuro de sodio?

**Solución**

Como primer punto hay que observar que se trata de la hidrólisis de una sal, el sulfuro de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}$ . Esta hidrólisis ocurre de acuerdo con las siguientes reacciones:



Puesto que los valores de las constantes de basicidad están separados varios órdenes de magnitud, podemos trabajar los equilibrios de manera independiente.



inicio	0.1	0.0	0.0
reacciona	x	—	—
equilibrio	0.1 - x	x	x

Al incluir estas expresiones en la constante  $K_{b1}$  y resolver para x, se obtiene que  $x = 0.0573$ . Este resultado se puede tomar como punto de partida para estudiar el siguiente equilibrio.



inicio	0.0573	0.0	0.0573
reacciona	y	—	—
equilibrio	0.0573 - y	y	0.0573 + y

Si se resuelve la expresión de  $K_{b2}$ , se obtiene que  $y = 1.75 \times 10^{-7}$ . Por lo tanto, se puede concluir que la concentración de ácido sulfhídrico es  $1.75 \times 10^{-7}$  M. El valor obtenido para  $[\text{OH}^-]$  es 0.0573 M, el cual determina el pH de la solución:  $\text{pH} = 12.76$ .

### Problema 19

Se prepara una solución amortiguadora a partir de la pareja conjugada ion bicarbonato-carbonato, con una relación  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_3^{2-}]$  de 2.0.

- ¿Cuál es el pH de esta solución?
- ¿Cuál sería la relación  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_3^{2-}]$  para una solución con un pH de 9.25?

La constante de acidez del ion bicarbonato es  $K_a = 5.6 \times 10^{-11}$ .

### Solución

- a) Tomando en cuenta el equilibrio siguiente:



podemos escribir la expresión de la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

Despejando  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y aplicando logaritmos base 10, se obtiene:

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = \log K_a + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]}$$

Al multiplicar por -1 la expresión anterior, se obtiene la ecuación de Henderson-Hasselbalch

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

Basta evaluar esta ecuación para obtener el resultado:  $\text{pH} = 9.95$

b) Utilizamos en este problema la ecuación de Henderson-Hasselbalch, pero escrita de la forma:

$$\text{pH} - \text{pK}_a = \log \frac{[\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

De aquí es fácil obtener el cociente de concentraciones que se busca

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} = 10$$

#### Problema 24

Se prepara una solución que contiene 1 mol de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , y 3 moles de nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , en un litro de agua.

- ¿Cuál es el pH de la solución? La constante de basicidad del amoníaco es  $1.8 \times 10^{-5}$ .
- Si se agrega a la solución anterior 0.1 mol de nitrato de magnesio,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ , ¿precipitará hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ? La constante del producto de solubilidad para el hidróxido de magnesio es  $1.1 \times 10^{-11}$ .

#### Solución

- Se trata de una solución amortiguadora amoníaco-amonio,  $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ , por lo que el pH se determina haciendo uso de una ecuación análoga a la de Henderson-Hasselbalch, es decir:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

Con los datos del problema aplicados a esta ecuación se obtiene

$$\text{pOH} = 5.22$$

Y de la ecuación que relaciona el pH y el pOH de una solución acuosa a 25°C, se obtiene:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.78$$

b) Se calcula ahora el producto iónico del hidróxido de magnesio.

$$[\text{Mg}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = (0.10) (6.03 \times 10^{-6})^2 = 3.63 \times 10^{-12}$$

Como este valor es menor que la constante del producto de solubilidad,  $K_{ps} = 1.1 \times 10^{-11}$ , podemos concluir que no ocurrirá precipitación del hidróxido de magnesio.



# Capítulo 11

## TITULACIÓN ÁCIDO-BASE

### OBJETIVOS

- Explicar en qué consiste una titulación ácido-base.
- Describir las curvas de titulación de ácidos y bases fuertes.
- Describir las curvas de titulación de ácidos y bases débiles.
- Definir el punto de equivalencia de una titulación.
- Mencionar algunos indicadores ácido-base y ejemplificar su utilidad en una curva de titulación.

### PROBLEMAS

#### Titulación, indicadores y punto de equivalencia

1. ¿En que consiste una titulación ácido-base?
2. Indique si existe alguna diferencia entre la titulación de una base fuerte con un ácido fuerte y la titulación de una base débil con un ácido fuerte en relación con los siguientes puntos:
  - a) cantidad necesaria del ácido para alcanzar el punto de equivalencia
  - b) pH al inicio de la titulación
  - c) pH en el punto de equivalencia
  - d) indicador utilizado para señalar el punto de equivalencia
3. El anaranjado de metilo, el azul de bromotimol y el azul de timol son indicadores ácido-base cuyos cambios de color ocurren aproximadamente a un pH de 3.5, 7.0 y 8.5, respectivamente. ¿Cuál de los tres utilizaría en las siguientes titulaciones?
  - a)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  con  $\text{NaOH}$
  - b)  $\text{KOH}$  con  $\text{HCl}$
  - c)  $\text{NaHCO}_3$  con  $\text{HBr}$
  - d)  $\text{HNO}_3$  con  $\text{NaOH}$

Explique su respuesta.

4. De la lista de indicadores que se da en la tabla 5 del apéndice E, ¿cuál sería el más apropiado para cada una de las siguientes titulaciones? Justifique su respuesta.
- a) HF con NaOH
  - b)  $\text{NH}_3$  con HCl
  - \* c)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  con NaOH
5. ¿Qué volumen de solución 0.125 M de hidróxido de sodio, NaOH, se necesita para alcanzar el punto de equivalencia en la titulación de cada una de las siguientes soluciones?
- a) 30.0 mL de ácido bromhídrico, HBr, 0.45 M
  - b) 25.0 mL de ácido carbónico,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , 0.015 M, en el segundo punto de equivalencia
  - c) 45.0 mL de ácido acético,  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ , 0.03 M
6. Con una solución de HCl 0.10 M se titularon tres muestras de 25.0 mL de diferentes soluciones de amoníaco,  $\text{NH}_3$ . El volumen de ácido requerido para alcanzar el punto de equivalencia en cada caso fue de:
- a) 30.1 mL
  - b) 19.2 mL
  - c) 50.3 mL

Calcule la concentración de cada una de las soluciones de amoníaco.

7. Las aguas residuales de una fábrica tienen un pH de 4.8. Si las normas sobre el control de aguas señalan que el pH no debe ser inferior a 6.5, ¿cuánto hidróxido de sodio, NaOH, se debe agregar por metro cúbico de agua residual para ajustar el pH a este valor? Suponga que la acidez del agua residual es debida a un ácido monoprótico fuerte.
8. Al titular 25.0 mL de una solución de hidróxido de calcio,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , se utilizaron 15.2 mL de HCl 0.10 M. ¿Cuál era la concentración de la solución de hidróxido de calcio?
9. El hidróxido de magnesio,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , se utiliza en los casos de acidez estomacal para neutralizar el jugo gástrico.
- a) ¿Cuál es la concentración de iones hidroxilo,  $\text{OH}^-$ , en una solución saturada de hidróxido de magnesio, si su constante del producto de solubilidad es  $1.1 \times 10^{-11}$ ?

b) ¿Qué volumen de solución saturada de hidróxido de magnesio neutralizará 1 mL de jugo gástrico? Suponga que el jugo gástrico tiene un pH de cero y que se trata de un ácido monoprótico fuerte en solución.

10. El ácido L-ascórbico,  $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6$ , mejor conocido como vitamina C, es un ácido monoprótico que tiene aplicaciones clínicas en inmunología. ¿Cuál era el porcentaje de ácido L-ascórbico que contenía una tableta de 0.650 g si, al disolverla en agua y titularla se encontró que requería de 20.2 mL de solución 0.10 M de hidróxido de sodio, NaOH?

### Curvas de titulación

11. ¿Qué es una curva de titulación?

12. Se tiene una solución 0.5 M de ácido fórmico,  $\text{HCOOH}$ , y se titula con una solución 1.0 M de hidróxido de potasio,  $\text{KOH}$ . ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia, si la constante de acidez del ácido fórmico es  $1.8 \times 10^{-4}$ ?

13. Si la constante de basicidad de la hidroxilamina es  $1.1 \times 10^{-8}$ , ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia para la titulación de una solución 0.20 M de hidroxilamina,  $\text{NH}_2\text{OH}$ , con ácido bromhídrico,  $\text{HBr}$ , 0.02 M?

\*14. En la titulación de 50.0 mL de solución de un ácido monoprótico débil, se necesitaron 26.4 mL de solución 0.25 M de hidróxido de sodio, NaOH, para llegar al punto de equivalencia. Si el pH de la solución era 4.3 cuando sólo se habían adicionado 13.2 mL de hidróxido de sodio, ¿cuál es la constante de equilibrio para la disociación de este ácido?

15. 20.0 mL de una solución 0.10 M de ácido bromhídrico,  $\text{HBr}$ , se titulan con una solución 0.10 M de hidróxido de sodio, NaOH. Calcule el pH de la solución después de que se han agregado los siguientes volúmenes de base:

- |            |            |            |
|------------|------------|------------|
| a) 5.0 mL  | b) 10.0 mL | c) 19.9 mL |
| d) 20.0 mL | e) 20.1 mL | f) 35.0 mL |

16. Construya una tabla en la que se indique cómo cambia el pH a lo largo de la titulación de 50.0 mL de una solución 0.10 M de hidróxido de sodio, NaOH, con una solución 0.25 M de ácido clorhídrico, HCl.

17. Construya una tabla en la que se indique el pH, como función del volumen de base que se ha agregado, para la titulación de 25 mL de

una solución 0.10 M de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , con una solución 0.10 M de hidróxido de potasio,  $\text{KOH}$ .

18. A partir de los resultados obtenidos en el problema anterior, dibuje la curva de titulación correspondiente. ¿Qué indicador sería el más adecuado para señalar el punto de equivalencia?
- \*19. Se añade hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$ , a un litro de solución 0.010 M de ácido acético,  $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ . Complete la siguiente tabla considerando que la adición del hidróxido no produce un cambio apreciable del volumen de solución.

Moles totales de $\text{NaOH}$ añadidos	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	$[\text{OH}^-]$	pH	pOH
0.0000 inicio				
0.0025				
0.0050				
0.0070				
0.0090				
0.0095				
0.0100 punto de equivalencia				
0.0105				
0.0120				
0.0150 (50% de $\text{NaOH}$ en exceso)				

20. Utilizando los datos de la tabla anterior, grafique el pH frente al número de moles de hidróxido de sodio añadidos. ¿Sería el azul de timol un buen indicador para señalar el punto de equivalencia?
- \*21. Dibuje la curva para la titulación de 150.0 mL de ascorbato de sodio,  $\text{NaC}_6\text{H}_7\text{O}_6$ , 0.015 M con  $\text{HCl}$  0.10 M.

## RESPUESTAS

1. Consiste en la neutralización de un ácido con una base, haciendo el seguimiento del pH a lo largo de la reacción. Esto permite determinar la concentración de una de las soluciones si se conoce la concentración de la otra y los volúmenes de solución que se emplean. La

titulación termina cuando se han añadido cantidades estequiométricas de los reactivos. Se dice entonces que se ha llegado al punto de equivalencia.

2. a) Se utiliza la misma cantidad en ambos casos.  
b) Si se tienen iguales concentraciones de base, el pH es mayor en el primer caso.  
c) En el primer caso  $\text{pH} = 7$  y menor que 7 en el segundo.  
d) Indicador con cambio de color a  $\text{pH} = 7$  en el primer caso y menor que 7 en el segundo.
3. Cualitativamente se puede recomendar lo siguiente:  
a) azul de timol  
b) azul de bromotimol  
c) anaranjado de metilo  
d) azul de bromotimol
4. a) Azul de timol.  
b) Rojo de metilo.  
c) Se tienen dos puntos de equivalencia. El primero puede determinarse empleando azul de timol, y el segundo utilizando azul de bromotimol.
5. a) 108 mL  
b) 6.0 mL  
c) 10.8 mL
6. a) 0.12 M  
b) 0.077 M  
c) 0.20 M
7. 624  $\text{mg/m}^3$
8. 0.03 M
9. a)  $[\text{OH}^-] = 2.8 \times 10^{-4} \text{ M}$   
b) 3.57 L
10. 54.7%
11. Es la gráfica del pH de una solución, ácida o básica, como función de la cantidad de titulante que se ha agregado.
12.  $\text{pH} = 8.6$
13.  $\text{pH} = 3.89$
14.  $K_a = 5.0 \times 10^{-5}$
15. a)  $\text{pH} = 1.2$   
b)  $\text{pH} = 1.5$   
c)  $\text{pH} = 3.6$   
d)  $\text{pH} = 7.0$   
e)  $\text{pH} = 10.4$   
f)  $\text{pH} = 12.6$

16.

$V_{\text{HCl}}$ (mL)	0.0	5.0	10.0	15.0	19.0	20.0
pH	13	12.8	12.6	12.3	11.6	7.0

17.

$V_{\text{KOH}}$ (mL)	0.0	10.0	12.5	20.0	24.5	25.0
PH	1.0	1.37	1.48	1.95	3.0	7.0

18. Por tratarse de una titulación ácido fuerte-base fuerte, el pH cambia bruscamente al llegar al punto de equivalencia. Esto significa que pueden utilizarse indicadores tales como el verde de bromocresol, el azul de bromotimol, e incluso la fenolftaleína.

19.

Moles totales de NaOH añadidos	$[\text{H}_3\text{O}^+]/\text{M}$	$[\text{OH}^-]/\text{M}$	pH	pOH
0.0000 inicio	$4.15 \times 10^{-4}$	$2.41 \times 10^{-11}$	3.38	10.62
0.0025	$5.25 \times 10^{-5}$	$1.9 \times 10^{-10}$	4.28	9.72
0.0050	$1.8 \times 10^{-5}$	$5.56 \times 10^{-10}$	4.75	9.25
0.0070	$7.69 \times 10^{-6}$	$1.3 \times 10^{-9}$	5.11	8.89
0.0090	$2.0 \times 10^{-6}$	$5.0 \times 10^{-9}$	5.70	8.30
0.0095	$9.45 \times 10^{-7}$	$1.06 \times 10^{-8}$	6.02	7.98
0.0100 punto de equivalencia	$4.24 \times 10^{-9}$	$2.36 \times 10^{-6}$	8.37	5.63
0.0105	$2.0 \times 10^{-11}$	$5.0 \times 10^{-4}$	10.7	3.3
0.0120	$5.0 \times 10^{-12}$	$2.0 \times 10^{-3}$	11.3	2.69
0.0150 (50% de NaOH en exceso)	$2.0 \times 10^{-12}$	$5.0 \times 10^{-3}$	11.7	2.30

20. Sí, pues el punto de equivalencia ocurre a  $\text{pH} = 8.37$ , y este valor está contenido en el intervalo de pH en el cual el indicador cambia de color.

**PROBLEMAS RESUELTOS****Problema 7**

Las aguas residuales de una fábrica tienen un pH de 4.8. Si las normas sobre el control de aguas señalan que el pH no debe ser inferior a 6.5, ¿cuánto hidróxido de sodio, NaOH, se debe agregar por metro cúbico de agua residual para ajustar el pH a este valor? Suponga que la acidez del agua residual es debida a un ácido mono-prótico fuerte.

**Solución**

Como el pH de las aguas residuales tiene un valor de 4.8, entonces la concentración de iones hidronio es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.59 \times 10^{-5} \text{ M} .$$

Se desea que el pH llegue a un valor de 6.5, lo que significa que la concentración de iones hidronio ha de ser:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.16 \times 10^{-7} \text{ M} .$$

La diferencia entre estas cantidades se consigue mediante la neutralización parcial de la solución.



Esto significa que debe agregarse hidróxido de sodio hasta alcanzar una concentración de:

$$[\text{OH}^-] = 1.56 \times 10^{-5} \text{ M} .$$

es decir, igual a la diferencia de concentraciones del ion hidronio.

Ahora sólo falta hacer la conversión de unidades para expresar el resultado en la forma que se pide, recordando que la masa molar del hidróxido de sodio es 40 g/mol.

$$1.56 \times 10^{-5} \frac{\text{moles}}{\text{L}} \times \frac{1\,000\text{ L}}{1\text{ m}^3} \times \frac{40\text{ g}}{\text{mol}} = 0.624 \frac{\text{g}}{\text{m}^3}$$

Por lo tanto hay que agregar 624 mg por metro cubico de agua residual.

### Problema 14

En la titulación de 50.0 mL de solución de un ácido monoprótico débil, se necesitaron 26.4 mL de solución 0.25 M de hidróxido de sodio, NaOH, para llegar al punto de equivalencia. Si el pH de la solución era 4.3 cuando sólo se habían adicionado 13.2 mL de hidróxido de sodio, ¿cuál es la constante de equilibrio para la disociación de este ácido?

### Solución

Lo primero es describir el equilibrio de que se trata:



HX representa al ácido monoprótico débil.

En el punto de equivalencia se tiene igual número de moles de ácido que de base. Por lo tanto es posible conocer la concentración inicial del ácido.

$$[\text{HX}]_i = \frac{V_{\text{NaOH}} [\text{NaOH}]_i}{V_{\text{HX}}} = 0.132 \text{ M}$$

Cuando se han añadido 13.2 mL de solución de hidróxido de sodio, se está a la mitad de la titulación.

	NaOH	+	HX	→	NaX	+	H <sub>2</sub> O
al inicio	$\frac{1}{2} C_0$		$C_0$		0		-
reaccionan	$\frac{1}{2} C_0$						
50% titulación	0		$\frac{1}{2} C_0$		$\frac{1}{2} C_0$		-

Puesto que se tienen iguales concentraciones de un ácido débil y su base conjugada, es válido utilizar la ecuación de Henderson-Hasselbalch para obtener el valor de la constante de acidez.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

De aquí es fácil obtener el valor de la constante de acidez:

$$\text{K}_a = 5.0 \times 10^{-5}$$



# APÉNDICES

APÉNDICE A. Tabla de masas atómicas

Tabla periódica

APÉNDICE B. Nomenclatura y disociación de compuestos comunes

APÉNDICE C. Tabla 1. Constantes físicas

Tabla 2. Prefijos de las fracciones y de los múltiplos

Tabla 3. Unidades de longitud

Tabla 4. Unidades de volumen

Tabla 5. Unidades de masa

Tabla 6. Unidades de presión

APÉNDICE D. Reglas de solubilidad

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad de algunos compuestos

APÉNDICE E. Tabla 1. Reacciones de disociación de ácidos fuertes

Tabla 2. Reacciones de disociación de bases fuertes

Tabla 3. Reacciones de disociación de ácidos débiles

Tabla 4. Reacciones de disociación de bases débiles

Tabla 5. Indicadores ácido-base



# APÉNDICE A

TABLA DE MASAS ATÓMICAS DE LOS ELEMENTOS			
No. atómico	Elemento	Símbolo	Masa atómica (uma)
1	Hidrógeno	H	1.0
2	Helio	He	4.0
3	Litio	Li	6.9
4	Berilio	Be	9.0
5	Boro	B	10.8
6	Carbono	C	12.0
7	Nitrógeno	N	14.0
8	Oxígeno	O	16.0
9	Flúor	F	19.0
10	Neón	Ne	20.2
11	Sodio	Na	23.0
12	Magnesio	Mg	24.3
13	Aluminio	Al	27.0
14	Silicio	Si	28.1
15	Fósforo	P	31.0
16	Azufre	S	32.1
17	Cloro	Cl	35.5
18	Argón	Ar	39.9
19	Potasio	K	39.1
20	Calcio	Ca	40.1
21	Escandio	Sc	44.9
22	Titanio	Ti	47.9
23	Vanadio	V	50.9
24	Cromo	Cr	51.9
25	Manganeso	Mn	54.9
26	Hierro	Fe	55.8
27	Cobalto	Co	58.9
28	Níquel	Ni	58.7
29	Cobre	Cu	63.5

TABLA DE MASAS ATÓMICAS DE LOS ELEMENTOS (continuación)			
No. atómico	Elemento	Símbolo	Masa atómica (uma)
30	Zinc	Zn	65.4
31	Galio	Ga	69.7
32	Germanio	Ge	72.6
33	Arsénico	As	74.9
34	Selenio	Se	78.9
35	Bromo	Br	79.9
36	Kriptón	Kr	83.8
37	Rubidio	Rb	85.5
38	Estroncio	Sr	87.6
39	Itrio	Y	88.9
40	Circonio	Zr	91.2
41	Niobio	Nb	92.9
42	Molibdeno	Mo	95.9
43	Tecnecio	Tc	99.0
44	Rutenio	Ru	101.1
45	Rodio	Rh	102.9
46	Paladio	Pd	106.4
47	Plata	Ag	107.9
48	Cadmio	Cd	112.4
49	Indio	In	114.8
50	Estaño	Sn	118.7
51	Antimonio	Sb	121.8
52	Telurio	Te	127.6
53	Yodo	I	126.9
54	Xenón	Xe	131.3
55	Cesio	Cs	132.9
56	Bario	Ba	137.3
57	Lantano	La	138.9
58	Cerio	Ce	140.1
59	Prascodimio	Pr	140.9
60	Neodimio	Nd	144.2
61	Prometio	Pm	144.9

TABLA DE MASAS ATÓMICAS DE LOS ELEMENTOS (continuación)

No. atómico	Elemento	Símbolo	Masa atómica (uma)
62	Samario	Sm	150.4
63	Europio	Eu	152.0
64	Gadolinio	Gd	157.2
65	Terbio	Tb	158.9
66	Disproσιο	Dy	162.5
67	Holmio	Ho	164.9
68	Erbio	Er	167.3
69	Tulio	Tm	168.9
70	Iterbio	Yb	173.0
71	Lutecio	Lu	175.0
72	Hafnio	Hf	178.5
73	Tantalio	Ta	180.9
74	Tungsteno	W	183.8
75	Renio	Re	186.2
76	Osmio	Os	190.2
77	Iridio	Ir	192.2
78	Platino	Pt	195.1
79	Oro	Au	197.0
80	Mercurio	Hg	200.6
81	Talio	Tl	204.4
82	Plomo	Pb	207.2
83	Bismuto	Bi	209.0
84	Polonio	Po	210.0
85	Astato	At	210.0
86	Radón	Rn	222.0
87	Francio	Fr	223.0
88	Radio	Ra	226.0
89	Actinio	Ac	227.0
90	Torio	Th	232.0
91	Protactinio	Pa	231.0
92	Uranio	U	238.0
93	Neptunio	Np	237.0

TABLA DE MASAS ATÓMICAS DE LOS ELEMENTOS (continuación)

No. atómico	Elemento	Símbolo	Masa atómica (uma)
94	Plutonio	Pu	239.1
95	Americio	Am	243.1
96	Curio	Cm	247.1
97	Berkelio	Bk	247.1
98	Californio	Cf	252.1
99	Einsteinio	Es	252.1
100	Fermio	Fm	257.1
101	Mendelevio	Md	256.1
102	Nobelio	No	259.1
103	Lawrencio	Lr	260.1
104	Rutherfordio	Rf	261.0
105	Hanio	Ha	262.0
106	Unihexio	Unh	263.0

# TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

METALES

NO METALES

1A										8A									
1																2			
H	2A										3A	4A	5A	6A	7A	He			
3	4	METALES DE TRANSICIÓN										5	6	7	8	9	10		
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne		
11	12	3B	4B	5B	6B	7B	8B		1B	2B	13	14	15	16	17	18			
Na	Mg									Al	Si	P	S	Cl	Ar				
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36		
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86		
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
87	88	89	104	105	106														
Fr	Ra	Ac	Rf	Ha	Unh														

LANTÁNIDOS

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

ACTÍNIDOS

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Grupo 1A. Metales Alcalinos (excepto el H)

Grupo 2A. Metales Alcalinotérreos

Grupo 7A. Halógenos

Grupo 8A. Gases Nobles



# APÉNDICE B

## NOMENCLATURA Y DISOCIACIÓN DE COMPUESTOS COMUNES

Nombre	Fórmula	Catión	Anión
Ácido clorhídrico	HCl	H <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Ácido fluorhídrico	HF	H <sup>+</sup>	F <sup>-</sup>
Ácido nítrico	HNO <sub>3</sub>	H <sup>+</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Ácido perclórico	HClO <sub>4</sub>	H <sup>+</sup>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Bicarbonato de sodio	NaHCO <sub>3</sub>	Na <sup>+</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Bromuro de potasio	KBr	K <sup>+</sup>	Br <sup>-</sup>
Bromuro de sodio	NaBr	Na <sup>+</sup>	Br <sup>-</sup>
Carbonato de calcio	CaCO <sub>3</sub>	Ca <sup>2+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Carbonato de magnesio	MgCO <sub>3</sub>	Mg <sup>2+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Carbonato de sodio	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Na <sup>+</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
Cloruro de cerio	CeCl <sub>3</sub>	Ce <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Cloruro de bario	BaCl <sub>2</sub>	Ba <sup>2+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Cloruro de cobalto	CoCl <sub>2</sub>	Co <sup>2+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Cloruro de hierro (III)	FeCl <sub>3</sub>	Fe <sup>3+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Cloruro de hierro (II)	FeCl <sub>2</sub>	Fe <sup>2+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Cloruro de magnesio	MgCl <sub>2</sub>	Mg <sup>2+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Cloruro de potasio	KCl	K <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Cloruro de sodio	NaCl	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Cloruro de zinc	ZnCl <sub>2</sub>	Zn <sup>2+</sup>	Cl <sup>-</sup>
Cromato de sodio	Na <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Na <sup>+</sup>	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Dicromato de potasio	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	K <sup>+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
Dicromato de sodio	Na <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Na <sup>+</sup>	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>
Fluoruro de sodio	NaF	Na <sup>+</sup>	F <sup>-</sup>
Hidrosulfito de sodio	Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Na <sup>+</sup>	S <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Hidróxido de aluminio	Al(OH) <sub>3</sub>	Al <sup>3+</sup>	OH <sup>-</sup>
Hidróxido de cerio	Ce(OH) <sub>3</sub>	Ce <sup>3+</sup>	OH <sup>-</sup>

**NOMENCLATURA Y DISOCIACIÓN DE COMPUESTOS COMUNES**  
(continuación)

Nombre	Fórmula	Catión	Anión
Hidróxido de cobre	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{OH}^-$
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{OH}^-$
Hidróxido de potasio	$\text{KOH}$	$\text{K}^+$	$\text{OH}^-$
Hidróxido de sodio	$\text{NaOH}$	$\text{Na}^+$	$\text{OH}^-$
Hipoclorito de potasio	$\text{KClO}$	$\text{K}^+$	$\text{ClO}^-$
Nitrato de amonio	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	$\text{NH}_4^+$	$\text{NO}_3^-$
Nitrato de calcio	$\text{CaNO}_3$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$
Nitrato de cobre	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$
Nitrato de magnesio	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$
Nitrato de plata	$\text{AgNO}_3$	$\text{Ag}^+$	$\text{NO}_3^-$
Nitrato de plomo	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$
Nitrato de sodio	$\text{NaNO}_3$	$\text{Na}^+$	$\text{NO}_3^-$
Nitrato de estroncio	$\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Sr}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$
Perclorato de potasio	$\text{KClO}_4$	$\text{K}^+$	$\text{ClO}_4^-$
Permanganato de potasio	$\text{KMnO}_4$	$\text{K}^+$	$\text{MnO}_4^-$
Sulfato de cobre	$\text{CuSO}_4$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$
Sulfato de bario	$\text{BaSO}_4$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$
Sulfato de sodio	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	$\text{Na}^+$	$\text{SO}_4^{2-}$
Sulfato de estroncio	$\text{SrSO}_4$	$\text{Sr}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$
Sulfuro de cobre	$\text{CuS}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{S}^{2-}$
Sulfuro de zinc	$\text{ZnS}$	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{S}^{2-}$
Tiocianato de potasio	$\text{KSCN}$	$\text{K}^+$	$\text{SCN}^-$
Yodato de sodio	$\text{NaIO}_4$	$\text{Na}^+$	$\text{IO}_4^-$
Yodato de potasio	$\text{KIO}_4$	$\text{K}^+$	$\text{IO}_4^-$
Yoduro de potasio	$\text{KI}$	$\text{K}^+$	$\text{I}^-$
Yoduro de sodio	$\text{NaI}$	$\text{Na}^+$	$\text{I}^-$

# APÉNDICE C

Tabla 1. Constantes físicas

Constante de Avogadro	$6.02217 \times 10^{23}$ partículas/mol
Unidad de masa atómica	$1.66053 \times 10^{-24}$ g
Constante de los gases	$8.31434 \times 10^7$ erg/mol grado
	0.08206 L atm/molK
Constante de Boltzmann	$1.38062 \times 10^{-16}$ erg/grado

Tabla 2. Prefijos de las fracciones y de los múltiplos

Fracción	Prefijo	Símbolo	Múltiplo	Prefijo	Símbolo
$10^{-1}$	deci	d	10	deca	da
$10^{-2}$	centi	c	$10^2$	hecto	h
$10^{-3}$	mili	m	$10^3$	kilo	k
$10^{-6}$	micro	$\mu$	$10^6$	mega	M
$10^{-9}$	nano	n	$10^9$	giga	G
$10^{-12}$	pico	p	$10^{12}$	tera	T
$10^{-15}$	femto	f			
$10^{-18}$	ato	a			

Tabla 3. Unidades de longitud

	cm	metro	km	plg	pie
1centímetro	1	$10^{-2}$	$10^{-5}$	0.3937	$3.281 \times 10^{-2}$
1 metro	100	1	$10^{-3}$	39.3	3.281
1kilómetro	$10^5$	1000	1	$3.937 \times 10^4$	$3.937 \times 10^{-4}$
1 pulgada	2.540	$2.54 \times 10^{-2}$	$2.54 \times 10^{-5}$	1	$8.333 \times 10^{-2}$
1 pie	30.48	0.3048	$3.048 \times 10^{-4}$	12	1

Tabla 4. Unidades de volumen

	m <sup>3</sup>	cm <sup>3</sup>	L	pie <sup>3</sup>	plg <sup>3</sup>
1 metro cúbico	1	10 <sup>6</sup>	1000	35.31	6.102 x 10 <sup>4</sup>
1 centímetro cúbico	10 <sup>-6</sup>	1	1 x 10 <sup>-3</sup>	3.531 x 10 <sup>-5</sup>	6.102 x 10 <sup>-2</sup>
1 litro	1 x 10 <sup>-3</sup>	1000	1	3.531 x 10 <sup>-2</sup>	61.02
1 pie cúbico	2.832 x 10 <sup>-2</sup>	2.836 x 10 <sup>4</sup>	28.32	1	1728
1 pulgada cúbica	1.639 x 10 <sup>-5</sup>	16.39	1.639 x 10 <sup>-2</sup>	5.787 x 10 <sup>-4</sup>	1

Tabla 5. Unidades de masa

	g	kg	oz	lb	ton
1 gramo	1	0.001	3.527 x 10 <sup>-2</sup>	2.205 x 10 <sup>-3</sup>	1.102 x 10 <sup>-6</sup>
1 kilogramo	1000	1	35.27	2.205	1.102 x 10 <sup>-3</sup>
1 onza	28.35	2.835 x 10 <sup>-2</sup>	1	6.250 x 10 <sup>-2</sup>	3.125 x 10 <sup>-5</sup>
1 libra	453.6	0.4536	16	1	0.0005
1 tonelada	9.072 x 10 <sup>5</sup>	907.2	3.2 x 10 <sup>4</sup>	2000	1

Tabla 6. Unidades de presión

	atm	dina/cm <sup>2</sup>	mm Hg	Pascal	lb/plg <sup>2</sup>
1 atmósfera	1	1.013 x 10 <sup>6</sup>	760	1.013 x 10 <sup>5</sup>	14.70
1 dina por cm <sup>2</sup>	9.869	1	7.501 x 10 <sup>-4</sup>	0.1	1.450 x 10 <sup>-5</sup>
1 mm Hg (0°C)	1.316 x 10 <sup>-3</sup>	1.333 x 10 <sup>3</sup>	1	133	0.01934
1 pascal	9.869 x 10 <sup>-6</sup>	10	7.501 x 10 <sup>-3</sup>	1	1.450 x 10 <sup>-4</sup>
1 lb/plg <sup>2</sup>	6.805 x 10 <sup>-2</sup>	6.895 x 10 <sup>4</sup>	51.71	6.8 x 10 <sup>3</sup>	1

# APÉNDICE D

## REGLAS DE SOLUBILIDAD

1. Todas las sales que contienen los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ , son solubles
2. Todas las sales que contienen los iones  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{CrO}_7^{2-}$  y  $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$  son solubles, ( $\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$  es poco soluble).
3. Todas las sales que contienen los iones  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  y  $\text{SCN}^-$  son solubles excepto los de  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  y  $\text{Hg}_2^{2+}$ .  $\text{PbCl}_2$  es soluble en agua caliente.
4. Todos los sulfatos son solubles excepto aquellos que contienen iones  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  y  $\text{Pb}^{2+}$ . Los sulfatos de  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$  y  $\text{Ca}^{2+}$  son poco solubles.
5. Todos los óxidos  $\text{O}^{2-}$ , los sulfuros  $\text{S}^{2-}$  y los hidróxidos  $\text{OH}^-$  son insolubles, excepto los que contienen los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  y  $\text{Sr}^{2+}$ .
6. Todas las sales que contienen los iones  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{AsO}_3^{3-}$ ,  $\text{AsO}_3^{3-}$ ,  $\text{BO}_3^{3-}$ ,  $\text{F}^-$  y  $\text{SiO}_3^{2-}$  son insolubles excepto los que contienen los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ .
7. Todos los oxalatos  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  son insolubles excepto los que contienen los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ , y  $\text{Fe}^{3+}$ . El  $\text{MgC}_2\text{O}_4$  es un poco soluble.
8. Todos los cromatos  $\text{CrO}_4^{2-}$  son insolubles excepto los que contienen los iones  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{Cu}^{2+}$ .

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad a 25 °C (continuación)

Compuesto	Reacción		$K_{ps}$	
<i><u>Aluminio</u></i>				
Fosfato	$\text{AlPO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Al}^{3+} + \text{PO}_4^{3-}$	$6.3 \times 10^{-19}$
Hidróxido	$\text{Al(OH)}_3$	$\rightleftharpoons$	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$	$1.0 \times 10^{-32}$
<i><u>Bario</u></i>				
Arsenato	$\text{Ba}_3(\text{AsO}_4)_2$	$\rightleftharpoons$	$3 \text{Ba}^{2+} + 2 \text{AsO}_4^{3-}$	$8.0 \times 10^{-51}$
Carbonato	$\text{BaCO}_3$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	$5.0 \times 10^{-9}$
Cromato	$\text{BaCrO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-}$	$1.2 \times 10^{-10}$
Fluoruro	$\text{BaF}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{F}^-$	$1.05 \times 10^{-6}$
Manganato	$\text{Ba(MnO}_4)_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{MnO}_4^-$	$2.5 \times 10^{-10}$
Oxalato	$\text{BaC}_2\text{O}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$1.5 \times 10^{-8}$
Sulfato	$\text{BaSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$1.0 \times 10^{-10}$
Yodato	$\text{Ba(IO}_3)_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{IO}_3^-$	$1.5 \times 10^{-9}$
<i><u>Bismuto</u></i>				
Arsenato	$\text{BiAsO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Bi}^{3+} + \text{AsO}_4^{3-}$	$4.0 \times 10^{-10}$
Fosfato	$\text{BiPO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Bi}^{3+} + \text{PO}_4^{3-}$	$1.2 \times 10^{-23}$
Hidróxido	$\text{Bi(OH)}_3$	$\rightleftharpoons$	$\text{Bi}^{3+} + 3 \text{OH}^-$	$4.0 \times 10^{-31}$
Sulfuro	$\text{Bi}_2\text{S}_3$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{Bi}^{3+} + 3 \text{S}^{2-}$	$1.0 \times 10^{-97}$

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad a 25 °C (continuación)

Compuesto	Reacción		$K_{ps}$
<u>Cadmio</u>			
Arsenato	$Cd_3(AsO_4)_2$	$\rightleftharpoons 3 Cd^{2+} + 2 AsO_4^{3-}$	$2.0 \times 10^{-33}$
Hidróxido	$Cd(OH)_2$	$\rightleftharpoons Cd^{2+} + 2 OH^-$	$1.2 \times 10^{-14}$
Oxalato	$CdC_2O_4$	$\rightleftharpoons Cd^{2+} + C_2O_4^{2-}$	$1.8 \times 10^{-8}$
Sulfuro	$CdS$	$\rightleftharpoons Cd^{2+} + S^{2-}$	$1.0 \times 10^{-28}$
<u>Calcio</u>			
Arsenato	$Ca_3(AsO_4)_2$	$\rightleftharpoons 3 Ca^{2+} + 2 AsO_4^{3-}$	$6.4 \times 10^{-19}$
Carbonato	$CaCO_3$	$\rightleftharpoons Ca^{2+} + CO_3^{2-}$	$4.8 \times 10^{-9}$
Fluoruro	$CaF_2$	$\rightleftharpoons Ca^{2+} + 2 F^-$	$4.0 \times 10^{-11}$
Fosfato	$Ca_3(PO_4)_2$	$\rightleftharpoons 3 Ca^{2+} + 2 PO_4^{3-}$	$1.0 \times 10^{-29}$
Hidróxido	$Ca(OH)_2$	$\rightleftharpoons Ca^{2+} + 2 OH^-$	$5.5 \times 10^{-6}$
Oxalato	$CaC_2O_4$	$\rightleftharpoons Ca^{2+} + C_2O_4^{2-}$	$1.3 \times 10^{-9}$
Sulfato	$CaSO_4$	$\rightleftharpoons Ca^{2+} + SO_4^{2-}$	$1.0 \times 10^{-5}$
Yodato	$Ca(IO_3)_2$	$\rightleftharpoons Ca^{2+} + 2 IO_3^-$	$7.1 \times 10^{-7}$
<u>Cerio (III)</u>			
Hidróxido	$Ce(OH)_3$	$\rightleftharpoons Ce^{3+} + 3 OH^-$	$6.3 \times 10^{-21}$
Yodato	$Ce(IO_3)_3$	$\rightleftharpoons Ce^{3+} + 3 IO_3^-$	$3.2 \times 10^{-10}$

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad a 25 °C (continuación)

Compuesto	Reacción		$K_{ps}$
<b><u>Cobalto (II)</u></b>			
Hidróxido	$\text{Co(OH)}_2$	$\rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	$1.3 \times 10^{-15}$
Sulfuro	$\text{CoS}$	$\rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + \text{S}^{2-}$	$2.0 \times 10^{-25}$
<b><u>Cobre (I)</u></b>			
Bromuro	$\text{CuBr}$	$\rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \text{Br}^-$	$5.3 \times 10^{-9}$
Cloruro	$\text{CuCl}$	$\rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \text{Cl}^-$	$1.9 \times 10^{-7}$
Sulfuro	$\text{Cu}_2\text{S}$	$\rightleftharpoons 2 \text{Cu}^+ + \text{S}^{2-}$	$2.5 \times 10^{-48}$
Tiocianato	$\text{CuCNS}$	$\rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \text{CNS}^-$	$2.0 \times 10^{-13}$
Yoduro	$\text{CuI}$	$\rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \text{I}^-$	$1.4 \times 10^{-12}$
<b><u>Cobre (II)</u></b>			
Arsenato	$\text{Cu}_3(\text{AsO}_4)_2$	$\rightleftharpoons 3 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{AsO}_4^{3-}$	$8.0 \times 10^{-36}$
Hidróxido	$\text{Cu(OH)}_2$	$\rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	$2.2 \times 10^{-20}$
Oxalato	$\text{CuC}_2\text{O}_4$	$\rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$2.9 \times 10^{-8}$
Sulfuro	$\text{CuS}$	$\rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-}$	$6.0 \times 10^{-36}$
Yodato	$\text{Cu(IO}_3)_2$	$\rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 \text{IO}_3^-$	$7.4 \times 10^{-8}$
<b><u>Cromo (III)</u></b>			
Fosfato	$\text{CrPO}_4$	$\rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + \text{PO}_4^{3-}$	$2.4 \times 10^{-23}$
Hidróxido	$\text{Cr(OH)}_3$	$\rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + 3 \text{OH}^-$	$6.0 \times 10^{-31}$

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad a 25 °C (continuación)

Compuesto	Reacción		$K_{ps}$
<i><u>Estaño (II)</u></i>			
Hidróxido	$\text{Sn(OH)}_2$	$\rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	$1.0 \times 10^{-25}$
Sulfuro	$\text{SnS}$	$\rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + \text{S}^{2-}$	$1.0 \times 10^{-25}$
<i><u>Estroncio</u></i>			
Arsenato	$\text{Sr}_3(\text{AsO}_4)_2$	$\rightleftharpoons 3 \text{Sr}^{2+} + 2 \text{AsO}_4^{3-}$	$1.0 \times 10^{-18}$
Carbonato	$\text{SrCO}_3$	$\rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	$1.1 \times 10^{-10}$
Cromato	$\text{SrCrO}_4$	$\rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-}$	$3.6 \times 10^{-5}$
Fluoruro	$\text{SrF}_2$	$\rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + 2 \text{F}^-$	$2.5 \times 10^{-9}$
Fosfato	$\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$	$\rightleftharpoons 3 \text{Sr}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-}$	$1.0 \times 10^{-31}$
Oxalato	$\text{SrC}_2\text{O}_4$	$\rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$5.6 \times 10^{-10}$
Sulfato	$\text{SrSO}_4$	$\rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$3.2 \times 10^{-7}$
Yodato	$\text{Sr(IO}_3)_2$	$\rightleftharpoons \text{Sr}^{2+} + 2 \text{IO}_3^-$	$3.3 \times 10^{-7}$
<i><u>Hierro (II)</u></i>			
Carbonato	$\text{FeCO}_3$	$\rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	$3.5 \times 10^{-11}$
Hidróxido	$\text{Fe(OH)}_2$	$\rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	$2.2 \times 10^{-15}$
Sulfuro	$\text{FeS}$	$\rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-}$	$6.0 \times 10^{-18}$

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad a 25 °C (continuación)

Compuesto	Reacción		$K_{ps}$
<i>Hierro (III)</i>			
Arsenato	$\text{FeAsO}_4$	$\rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{AsO}_4^{3-}$	$6.0 \times 10^{-21}$
Fosfato	$\text{FePO}_4$	$\rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + \text{PO}_4^{3-}$	$1.0 \times 10^{-22}$
Hidróxido	$\text{Fe(OH)}_3$	$\rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^-$	$2.5 \times 10^{-39}$
<i>Magnesio</i>			
Arsenato	$\text{Mg}_3(\text{AsO}_4)_2$	$\rightleftharpoons 3 \text{Mg}^{2+} + 2 \text{AsO}_4^{3-}$	$2.0 \times 10^{-20}$
Carbonato	$\text{MgCO}_3$	$\rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	$1.0 \times 10^{-5}$
Fluoruro	$\text{MgF}_2$	$\rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{F}^-$	$6.3 \times 10^{-9}$
Hidróxido	$\text{Mg(OH)}_2$	$\rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	$1.1 \times 10^{-11}$
Oxalato	$\text{MgC}_2\text{O}_4$	$\rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$8.6 \times 10^{-5}$
<i>Manganeso</i>			
Arsenato	$\text{Mn}_3(\text{AsO}_4)_2$	$\rightleftharpoons 3 \text{Mn}^{2+} + 2 \text{AsO}_4^{3-}$	$2.0 \times 10^{-29}$
Carbonato	$\text{MnCO}_3$	$\rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	$2.0 \times 10^{-11}$
Hidróxido	$\text{Mn(OH)}_2$	$\rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	$1.7 \times 10^{-13}$
Oxalato	$\text{MnC}_2\text{O}_4$	$\rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$1.1 \times 10^{-15}$
Sulfuro	$\text{MnS}$	$\rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{S}^{2-}$	$7.1 \times 10^{-16}$

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad a 25 °C (continuación)

Compuesto	Reacción		$K_{ps}$
<i>Mercurio (I)</i>			
Bromuro	$Hg_2Br_2$	$\rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2 Br^-$	$5.6 \times 10^{-23}$
Carbonato	$Hg_2CO_3$	$\rightleftharpoons Hg_2^{2+} + CO_3^{2-}$	$8.9 \times 10^{-17}$
Cianuro	$Hg_2(CN)_2$	$\rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2 CN^-$	$5.0 \times 10^{-40}$
Cloruro	$Hg_2Cl_2$	$\rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2 Cl^-$	$1.3 \times 10^{-18}$
Hidróxido	$Hg_2(OH)_2$	$\rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2 OH^-$	$1.0 \times 10^{-23}$
Sulfato	$Hg_2SO_4$	$\rightleftharpoons Hg_2^{2+} + SO_4^{2-}$	$7.1 \times 10^{-7}$
Tiocianato	$Hg_2(CNS)_2$	$\rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2 CNS^-$	$2.0 \times 10^{-20}$
Yodato	$Hg_2(IO_3)_2$	$\rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2 IO_3^-$	$2.0 \times 10^{-14}$
Yoduro	$Hg_2I_2$	$\rightleftharpoons Hg_2^{2+} + 2 I^-$	$4.7 \times 10^{-29}$
<i>Mercurio (II)</i>			
Hidróxido	$Hg(OH)_2$	$\rightleftharpoons Hg^{2+} + 2 OH^-$	$3.0 \times 10^{-26}$
Sulfuro	$HgS$	$\rightleftharpoons Hg^{2+} + S^{2-}$	$1.0 \times 10^{-52}$
<i>Níquel</i>			
Carbonato	$NiCO_3$	$\rightleftharpoons Ni^{2+} + CO_3^{2-}$	$6.6 \times 10^{-9}$
Hidróxido	$Ni(OH)_2$	$\rightleftharpoons Ni^{2+} + 2 OH^-$	$1.0 \times 10^{-15}$
Sulfuro	$NiS$	$\rightleftharpoons Ni^{2+} + S^{2-}$	$1.0 \times 10^{-24}$

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad a 25 °C (continuación)

Compuesto	Reacción		$K_{ps}$
<i>Plata</i>			
Acetato	$AgC_2H_3O_2$	$\rightleftharpoons Ag^+ + C_2H_3O_2^-$	$2.3 \times 10^{-3}$
Arsenato	$Ag_3AsO_4$	$\rightleftharpoons 3 Ag^+ + AsO_4^{3-}$	$1.0 \times 10^{-22}$
Bromato	$AgBrO_3$	$\rightleftharpoons Ag^+ + BrO_3^-$	$5.5 \times 10^{-5}$
Bromuro	$AgBr$	$\rightleftharpoons Ag^+ + Br^-$	$5.0 \times 10^{-13}$
Carbonato	$Ag_2CO_3$	$\rightleftharpoons 2 Ag^+ + CO_3^{2-}$	$6.3 \times 10^{-12}$
Cianuro	$AgCN$	$\rightleftharpoons Ag^+ + CN^-$	$1.6 \times 10^{-14}$
Cloruro	$AgCl$	$\rightleftharpoons Ag^+ + Cl^-$	$1.8 \times 10^{-10}$
Cromato	$Ag_2CrO_4$	$\rightleftharpoons 2 Ag^+ + CrO_4^{2-}$	$1.9 \times 10^{-12}$
Fosfato	$Ag_3PO_4$	$\rightleftharpoons 3 Ag^+ + PO_4^{3-}$	$2.0 \times 10^{-21}$
Hidróxido	$AgOH$	$\rightleftharpoons Ag^+ + OH^-$	$1.9 \times 10^{-8}$
Nitrito	$AgNO_2$	$\rightleftharpoons Ag^+ + NO_2^-$	$1.6 \times 10^{-4}$
Oxalato	$Ag_2C_2O_4$	$\rightleftharpoons 2 Ag^+ + C_2O_4^{2-}$	$1.1 \times 10^{-11}$
Sulfato	$Ag_2SO_4$	$\rightleftharpoons 2 Ag^+ + SO_4^{2-}$	$1.6 \times 10^{-5}$
Sulfuro	$Ag_2S$	$\rightleftharpoons 2 Ag^+ + S^{2-}$	$6.3 \times 10^{-50}$
Tiocianato	$AgCNS$	$\rightleftharpoons Ag^+ + CNS^-$	$1.0 \times 10^{-12}$

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad a 25 °C (continuación)

Compuesto		Reacción		$K_{ps}$
Yodato	$\text{AgIO}_3$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ + \text{IO}_3^-$	$3.1 \times 10^{-8}$
Yoduro	$\text{AgI}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ + \text{I}^-$	$8.3 \times 10^{-17}$
<i><u>Plomo</u></i>				
Arsenato	$\text{Pb}_3(\text{AsO}_4)_2$	$\rightleftharpoons$	$3 \text{Pb}^{2+} + 2 \text{AsO}_4^{3-}$	$4.0 \times 10^{-36}$
Bromuro	$\text{PbBr}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Br}^-$	$4.0 \times 10^{-5}$
Carbonato	$\text{PbCO}_3$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	$1.0 \times 10^{-13}$
Cloruro	$\text{PbCl}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$	$1.6 \times 10^{-5}$
Cromato	$\text{PbCrO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-}$	$1.6 \times 10^{-14}$
Fluoruro	$\text{PbF}_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{F}^-$	$4.0 \times 10^{-8}$
Fosfato	$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$	$\rightleftharpoons$	$3\text{Pb}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-}$	$1.0 \times 10^{-42}$
Hidróxido	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{OH}^-$	$1.2 \times 10^{-15}$
Oxalato	$\text{PbC}_2\text{O}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$8.3 \times 10^{-12}$
Sulfato	$\text{PbSO}_4$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	$1.6 \times 10^{-8}$
Sulfuro	$\text{PbS}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-}$	$7.1 \times 10^{-29}$
<i><u>Talio (I)</u></i>				
Bromuro	$\text{TlBr}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Tl}^+ + \text{Br}^-$	$3.9 \times 10^{-6}$
Cloruro	$\text{TlCl}$	$\rightleftharpoons$	$\text{Tl}^+ + \text{Cl}^-$	$1.9 \times 10^{-4}$

Tabla 1. Constantes del producto de solubilidad a 25 °C (continuación)

Compuesto		Reacción		$K_{ps}$
Sulfuro	$Tl_2S$	$\rightleftharpoons$	$2 Tl^+ + S^{2-}$	$5.0 \times 10^{-21}$
Yodato	$TlIO_3$	$\rightleftharpoons$	$Tl^+ + IO_3^-$	$3.1 \times 10^{-6}$
Yoduro	$TlI$	$\rightleftharpoons$	$Tl^+ + I^-$	$6.5 \times 10^{-8}$
<b><u>Zinc</u></b>				
Arsenato	$Zn_3(AsO_4)_2$	$\rightleftharpoons$	$3 Zn^{2+} + 2 AsO_4^{3-}$	$1.3 \times 10^{-28}$
Carbonato	$ZnCO_3$	$\rightleftharpoons$	$Zn^{2+} + CO_3^{2-}$	$2.1 \times 10^{-11}$
Fosfato	$Zn_3(PO_4)_2$	$\rightleftharpoons$	$3Zn^{2+} + 2 PO_4^{3-}$	$1.0 \times 10^{-32}$
Hidróxido	$Zn(OH)_2$	$\rightleftharpoons$	$Zn^{2+} + 2 OH^-$	$2.0 \times 10^{-17}$
Sulfuro	$ZnS$	$\rightleftharpoons$	$Zn^{2+} + S^{2-}$	$1.6 \times 10^{-23}$

# APÉNDICE E

Tabla 1. Reacciones de disociación de ácidos

ÁCIDOS MUY FUERTES		
Ácido		Base conjugada
Bromhídrico		Bromuro
$\text{HBr} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$
Clorhídrico		Cloruro
$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
Nítrico		Nitrato
$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$
Perclórico		Perclorato
$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$
Sulfúrico		Bisulfato
$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$

Tabla 2. Reacciones de disociación de bases

BASES MUY FUERTES		
Base		Ácido conjugado
Hidróxido de bario		Ion bario
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$\rightarrow$	$\text{Ba}^{+2} + 2 \text{OH}^-$
Hidróxido de calcio		Ion calcio
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\rightarrow$	$\text{Ca}^{+2} + 2 \text{OH}^-$
Hidróxido de estroncio		Ion estroncio
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$\rightarrow$	$\text{Sr}^{+2} + 2 \text{OH}^-$
Hidróxido de potasio		Ion potasio
$\text{KOH}$	$\rightarrow$	$\text{K}^+ + \text{OH}^-$
Hidróxido de sodio		Ion sodio
$\text{NaOH}$	$\rightarrow$	$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Tabla 3. Reacciones de disociación de ácidos a 25°C

ÁCIDOS DÉBILES Y DE FUERZA MEDIA		
Ácido	Base conjugada	Constante de acidez
Acético	Acetato	
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$		$1.8 \times 10^{-5}$
Ascórbico	Ascorbato	
$\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_6^-$		$8.0 \times 10^{-5}$
Arsénico	Arseniato diácido	
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_4^-$		$5.6 \times 10^{-3}$
Arseniato diácido	Arseniato ácido	
$\text{H}_2\text{AsO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HAsO}_4^{2-}$		$1.0 \times 10^{-7}$
Arseniato ácido	Arseniato	
$\text{HAsO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{AsO}_4^{3-}$		$3.0 \times 10^{-12}$
Benzoico	Benzoato	
$\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_7\text{H}_5\text{O}_2^-$		$6.5 \times 10^{-5}$
Bisulfato	Sulfato	
$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$		$1.2 \times 10^{-2}$
Carbónico	Bicarbonato	
$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$		$4.3 \times 10^{-7}$
Bicarbonato	Carbonato	
$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$		$5.6 \times 10^{-11}$
Cloroacético	Cloroacetato	
$\text{HC}_2\text{H}_2\text{O}_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_2\text{H}_2\text{O}_2\text{Cl}^-$		$1.4 \times 10^{-3}$
Cianhídrico	Cianuro	
$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$		$4.9 \times 10^{-10}$

Tabla 3. Reacciones de disociación de ácidos a 25 °C (continuación)

ÁCIDOS DÉBILES Y DE FUERZA MEDIA		
Ácido	Base conjugada	Constante de acidez
Cítrico	Citrato diácido	
$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^-$	$7.4 \times 10^{-4}$
Citrato diácido	Citrato ácido	
$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HC}_6\text{H}_5\text{O}_7^{2-}$	$1.7 \times 10^{-5}$
Cromato ácido	Cromato	
$\text{HCrO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$	$3.0 \times 10^{-7}$
Fenol	Fenolato	
$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$1.3 \times 10^{-10}$
Fórmico	Formiato	
$\text{HCHO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{CHO}_2^-$	$1.8 \times 10^{-4}$
Fluorhídrico	Floruro	
$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$	$6.8 \times 10^{-4}$
Fosfórico	Fosfato diácido	
$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7.5 \times 10^{-3}$
Fosfato diácido	Fosfato ácido	
$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6.2 \times 10^{-8}$
Fosfato ácido	Fosfato	
$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$4.2 \times 10^{-13}$
Hipocloroso	Hipoclorito	
$\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}^-$	$3.0 \times 10^{-8}$
Láctico	Lactato	
$\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$	$1.4 \times 10^{-4}$

Tabla 3. Reacciones de disociación de ácidos a 25°C (continuación)

ÁCIDOS DÉBILES Y DE FUERZA MEDIA			
Ácido		Base conjugada	Constante de acidez
Nitroso		Nitrito	
$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^-$	$4.5 \times 10^{-4}$
Oxálico		Oxalato ácido	
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$	$5.9 \times 10^{-2}$
Sulfuroso		Sulfito ácido	
$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1.7 \times 10^{-2}$
Sulfito ácido		Sulfito	
$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$6.4 \times 10^{-8}$
Sulfhídrico		Sulfuro ácido	
$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$	$5.7 \times 10^{-8}$
Sulfuro ácido		Sulfuro	
$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$	$1.3 \times 10^{-13}$
Tartárico		Tartrato ácido	
$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O}$	$\rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6^-$	$1.0 \times 10^{-3}$

Tabla 4. Reacciones de disociación de bases a 25°C

BASES DÉBILES Y DE FUERZA MEDIA		
Base	Ácido conjugado	Constante de basicidad
Amoniac $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	Ion amonio $\text{OH}^- + \text{NH}_4^+$	$1.8 \times 10^{-5}$
Anilina $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	Ion anilinio $\text{OH}^- + \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$	$4.3 \times 10^{-10}$
Dimetilamina $(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	Ion Dimetilamonio $\text{OH}^- + (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$	$5.4 \times 10^{-4}$
Hidroxilamina $\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	Ion hidroxilamonio $\text{OH}^- + \text{HONH}_3^+$	$1.1 \times 10^{-8}$
Metilamina $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	Ion metilamonio $\text{OH}^- + \text{CH}_3\text{NH}_3^+$	$4.4 \times 10^{-4}$
Piridina $\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	Ion Piridinio $\text{OH}^- + \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	$1.7 \times 10^{-9}$

Tabla 5. Indicadores Ácido-Base

INDICADOR	COLOR ÁCIDO	COLOR BÁSICO	CAMBIO DE COLOR
Azul de timol	rojo	amarillo	1.2 a 2.8
Naranja de metilo	rojo	amarillo	3.2 a 4.4
Verde de bromocresol	amarillo	azul	3.9 a 5.5
Rojo de metilo	rojo	amarillo	4.7 a 6.0
Tornasol	rojo	azul	5.0 a 8.0
Azul de bromotimol	amarillo	azul	6.1 a 7.6
Azul de timol	amarillo	azul	8.0 a 9.6
Fenolftaleína	incoloro	rojo	8.3 a 10.0
Amarillo de alizarina	amarillo	rojo	10.1 a 12.0







*Problemario de Química I*  
se imprimió en los talleres de Interlínea, tel. 689-48-29,  
en abril de 1992. La edición consta de 1000 ejemplares  
y estuvo al cuidado de los autores y de la  
Coordinación de Extensión Universitaria.



## PROBLEMARIO DE QUÍMICA I

En los cursos de química siempre es importante contar con material de apoyo que permita a los alumnos ejercitar los conceptos que han aprendido en la teoría. Con tal propósito se presenta la obra *Problemario de Química I*, que cubre los temas de estequiometría, gases y equilibrio químico, al nivel en que se enseñan en el primer año de las licenciaturas en ciencias básicas e ingeniería.

Esta obra consiste en una colección de problemas propuestos y seleccionados como los más representativos de cada tema. Los problemas han sido agrupados en secciones y ordenados de acuerdo con su grado de dificultad. Las respuestas a los mismos se encuentran al final de cada capítulo y se presentan, además, las soluciones detalladas de algunos de ellos con el propósito de que sean tomadas como ejemplo. La intención es que el alumno resuelva la mayoría de los problemas por sí solo, y que pueda comparar sus propios resultados con los que se dan en el texto.

También se incluye una serie de apéndices (tabla periódica, tablas de constantes, etc.) al final del problemario, con toda la información necesaria para resolver los problemas que aquí se proponen.