



UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES

CICLO BÁSICO COMÚN

CBC QUÍMICA (05)



Cátedra Bruno - Di Risio

Ejercitación Práctica Básica para la asignatura Química CBC-UBA

S. Alí
R. Crubellati
E. Gautier
M. Ponce
A. Veleiro

E. Andrade
C. Di Risio
K. Insinger
R. Servant

E. Bamonte
C. Dos Santos
Y. Minaberry
J. Sonogo

J. Bruno
M. Frungieri
G. Pin
E. Vaccaro

Año 2020

Química - Cátedra Bruno - Di Risio

Ciclo Básico Común

2020

Ejercitación Práctica Básica para la asignatura Química CBC-UBA

S. Alí
R. Crubellati
E. Gautier
M. Ponce
A. Veleiro

E. Andrade
C. Di Risio
K. Insinger
R. Servant

E. Bamonte
C. Dos Santos
Y. Minaberry
J. Sonego

J. Bruno
M. Frungieri
G. Pin
E. Vaccaro

Ejercitación Práctica Básica para la asignatura Química CBC-UBA
1ª ed. Ciudad Autónoma de Buenos Aires
C.C.C. Educando, 2020.
87 p; 30 x 21 cm.

ISBN XXX-XXX-XXX-XXX-X

1. Química. Título
CDD 540

©Editorial CCC Educando
Av. Warnes 2361/5
(1427) Capital Federal
Con una tirada de 5000 ejemplares
se terminó de imprimir en marzo de 2020,
en talleres propios de la editorial en Argentina.
Queda hecho el depósito que previene la ley 11.723

No se permite la reproducción total o parcial de este libro, ni su almacenamiento en un sistema informático, ni su transmisión en cualquier forma o por cualquier medio, electrónico, mecánico, fotocopia u otros métodos, sin el permiso previo del editor.

Índice general

Programa de contenidos	II
Bibliografía	IV
1. Ejercicios introductorios	1
2. Materia, átomos y moléculas	4
3. Estructura atómica, estructura electrónica y Tabla Periódica	9
4. Enlaces y compuestos químicos, estructura e interacciones intermoleculares	16
5. Magnitudes atómico-moleculares	26
6. Gases	30
7. Soluciones	35
8. Reacciones químicas	41
9. Cinética química	49
10. Equilibrio químico	52
11. Ácidos y bases	58
A. Ejercicios complementarios	62
B. Nomenclatura de compuestos inorgánicos sencillos	69
C. Constantes de acidez y basicidad a 25 °C en solución acuosa	74
D. Magnitudes, unidades y equivalencias	75
Tabla Periódica de los Elementos	78

Programa de contenidos

(s/ Res. CS 4426/16)

Cátedra a cargo de la Profesora Titular Consulta Dra. Cecilia Di Risio y del Profesor Adjunto interino Dr. Jorge Bruno

UNIDAD 1: Materia, átomos y moléculas.

Características y estados de la materia. Teoría cinética de la materia: nociones. Cambios de estado. Sistemas materiales: clasificación. Sustancias puras y mezclas.

UNIDAD 2: Estructura atómica y clasificación periódica.

Composición atómica. Partículas subatómicas: protones, neutrones y electrones. Número atómico y número másico. Isótopos e isóbaros. Unidad de masa atómica. Masa atómica promedio.

Estructura electrónica de los átomos. Modelo de Bohr y modelo orbital. Orbitales atómicos. Niveles y subniveles de energía electrónica. Configuración electrónica. Configuración electrónica externa.

Tabla Periódica de los Elementos. Clasificación de los elementos. Períodos y grupos. Tendencias periódicas en las propiedades de los átomos: radio atómico, electronegatividad y energía de primera ionización.

UNIDAD 3: Enlaces químicos.

Tipos de enlaces químicos: iónico, covalente y metálico. Enlaces covalentes simples, múltiples y coordinados. Estructuras de Lewis. Características del enlace covalente: longitud, energía y polaridad. Concepto de estado de oxidación. Nomenclatura de compuestos inorgánicos sencillos binarios, ternarios y cuaternarios.

UNIDAD 4: Fuerzas de atracción entre partículas y propiedades físicas de las sustancias.

Estructura tridimensional. Teoría de repulsión entre pares electrónicos de valencia (TRPeV). Geometría molecular. Polaridad de moléculas. Geometría de iones poliatómicos. Fuerzas de atracción entre partículas. Redes cristalinas. Enlaces intermoleculares: London, dipolo-dipolo y enlace de hidrógeno. Relación entre la estructura y las propiedades de las sustancias. Punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad.

UNIDAD 5: Magnitudes atómico-moleculares.

Masa atómica y masa molecular. Cantidad de materia. Masa molar y volumen molar. Constante de Avogadro.

UNIDAD 6: Gases.

Variables de estado. Teoría cinética de los gases: nociones. Hipótesis de Avogadro. Ecuación de estado de gases ideales. Mezcla de gases. Presiones parciales. Fracción molar.

UNIDAD 7: Soluciones.

Distintos tipos de soluciones. Solute y solvente. Formas de expresar la concentración de las soluciones: $\%m/m$, $\%m/V$, $\%V/V$, molaridad, molalidad, partes por millón. Soluciones acuosas de compuestos iónicos, disociación, electrolitos. Variación de la concentración por dilución. Mezcla de soluciones.

UNIDAD 8: Reacciones químicas.

Concepto de reacción química. Ecuaciones químicas. Tipos de reacciones. Conservación de la masa: balanceo de ecuaciones químicas. Reacciones con cambio de estados de oxidación (redox): balanceo por el método del ion-electrón. Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante. Pureza de reactivos. Rendimiento de reacción.

UNIDAD 9: Cinética química y Equilibrio químico.

Nociones de cinética química. Concentración de reactivos y productos en función del tiempo. Expresiones de la velocidad de reacción.

Equilibrio químico. Concepto de equilibrio dinámico. Constante de equilibrio y su significado. Cociente de reacción. Perturbaciones a un sistema en equilibrio. Principio de Le Châtelier.

UNIDAD 10: Ácidos y bases.

Teorías de Arrhenius y de Brønsted-Lowry. Autoionización del agua. Escala de pH. Cálculos de pH de soluciones acuosas de ácidos y de bases fuertes. Equilibrio ácido-base.

AGRADECIMIENTO: los autores agradecen a los auxiliares docentes y a los estudiantes que han hecho llegar sus comentarios respecto de guías anteriores, los cuales han servido al propósito de mejorar los contenidos de la presente.

¡ ATENCIÓN !**ASISTENCIA A CLASES:**

De acuerdo con lo ordenado en la Resolución CS N° 3912/15 Art. 13 Inc. 1)a) y 1)b), los estudiantes deben presenciar en su totalidad al menos el 75 % de las clases para no ser calificados “ausente” en las asignaturas del CBC.

Bibliografía

- QUÍMICA BÁSICA. C. Di Risio, M. Roverano e I. Vázquez, 6ª ed., Ed. CCC Educando, Buenos Aires, 2018.
- QUÍMICA GENERAL. Principios y aplicaciones modernas. R.H. Petrucci, C. Bissonnette, F.G. Herring y J.D. Madura, 10ª Ed., Prentice Hall, 2011.
- QUÍMICA. R. Chang y K. Goldsby, 12ª ed., Ed. Mc Graw Hill, 2015.
- QUÍMICA. K.W. Whitten, R.D. Davis y M.L. Peck, 10ª ed., Brooks Cole Pub. Co., 2013.

Referencias de los Anexos B y D

- Cohen, E.R., Cvitaš, T., Frey, J.G., Holmström, B., Kuchitsu, K., Marquardt, R., Mills, I., Pavese, F., Quack, M., Stohner, J., Strauss, H.L., Takami M. y Thor, A.J. (2008) *Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry*, IUPAC Green Book, 3ª Edición, 2ª impresión, IUPAC & RSC Publishing, Cambridge.
- “Nomenclature of Inorganic Chemistry - IUPAC Recommendations 2005”; Connelly, N.G, Damhus, T., Hartshorn, R.M., y Hutton, A.T. The Royal Society of Chemistry, 2005 [ISBN 0854044388]
- “IUPAC Compendium of Chemical Terminology”, versión electrónica: goldbook.iupac.org.

Referencias de la Tabla Periódica de los Elementos

- <http://dx.doi.org/10.1515/pac-2015-0305>.
- *Nota: No se informan valores de masas atómicas para aquellos elementos que carecen de isótopos con una abundancia característica proveniente de fuentes terrestres naturales.*

Ejercicios introductorios

■ 1. Propósito

El propósito de estos ejercicios es que los estudiantes adviertan y repasen las habilidades matemáticas requeridas para resolver parte de las situaciones problemáticas que se formulan en la asignatura Química Bruno-Di Risio del CBC.

■ 2. Ejercicios

Para ingresar, por ejemplo, el número $1,3 \times 10^{-5}$ en una calculadora científica, en general debe tipiarse, dependiendo de la marca y modelo:

o bien:

$$\text{Si } ax^2 + bx + c = 0, \\ x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Retener todos los dígitos en la calculadora, porque b^2 a veces es casi igual a $4ac$. Si se redondea antes de calcular $b^2 - 4ac$, el resultado puede ser inútil.

1.1 Escribir los números siguientes en notación científica:

a) 521876; b) 0,000345; c) 20333; d) 0,00188;

1.2 Ordenar en forma creciente los números siguientes:

a) 188,29; b) $2,91 \times 10^4$; c) $7,66 \times 10^{-2}$; d) $-0,0010$; e) $-0,0055$; f) $5,22 \times 10^{-1}$.

1.3 Realizar los cálculos siguientes expresando la respuesta con el número adecuado de cifras significativas:

a) $6,2591 \cdot 3,2$;
b) $94,73 / 8961,11$;

1.4 Realizar los cálculos siguientes:

a) $2,85 \times 10^4 + 7,20 \times 10^4$
b) $4,650 \times 10^5 + 8,350 \times 10^3$
c) $6,24 \times 10^{-3} - 7,81 \times 10^{-4}$

1.5 Realizar los cálculos siguientes:

a) $6,02 \times 10^5 \cdot 9,35 \times 10^6$
b) $5,02 \times 10^4 \cdot 6,22 \times 10^{-3}$
c) $8,33 \times 10^8 / 5,15 \times 10^3$
d) $9,67 \times 10^{-6} / 4,79 \times 10^8$

1.6 Calcular el valor de x que satisface la igualdad siguiente:

$$\frac{6x-2}{2} = \frac{7x+9}{3}$$

1.7 Calcular los valores de x que satisfacen las igualdades siguientes:

a) $x^2 - x - 6 = 0$; b) $24x^2 - 82x + 48 = 0$.

1.8 a) ¿Cuál es la longitud más grande? 1) 450 m; 2) 5200 cm; 3) 4×10^3 cm; 4) 5×10^{-1} m.

b) ¿Cuál es la masa más grande? 1) 870 g; 2) 2,5 kg; 3) 3×10^{-2} kg; 4) 200000 mg.

1.9 Expresar las magnitudes siguientes en las unidades que se indican en cada caso:

a) 458,23 g en miligramos;
b) 0,288 L en decímetros cúbicos;
c) 1862 mg en kilogramos;
d) 324 mL en litros;
e) 155,2 g en kilogramos;

- f) 322,18 L en centímetros cúbicos;
- g) 8766 cm³ en metros cúbicos;
- h) 300 m³ en decímetros cúbicos.

- 1.10 Una barra de hierro tiene una masa de 5020 g. Expresar dicha masa en miligramos y en kilogramos.
- 1.11 Una botella contiene 750 mL de vino. Expresar dicho volumen en litros y en metros cúbicos.
- 1.12 Una piscina contiene 25 m³ de agua. Expresar dicho volumen en litros.
- 1.13 La densidad del etanol a 20 °C es 0,800 g/mL. Expresar dicha densidad en kg/m³.
- 1.14 La densidad del CCl₄ a 20 °C es 1,59 g mL⁻¹. Calcular la masa de 28,5 cm³ de esta sustancia.
- 1.15 El oro es uno de los metales denominados “preciosos” o “nobles” debido a su escasa abundancia, su alto valor económico y su tendencia a ser menos reactivo que la mayoría de los elementos químicos. Una pieza de oro cuya masa es de 54,3 g ocupa un volumen de 2,81 cm³. Calcular su densidad.
- 1.16 La masa de un átomo de oro es aproximadamente $3,27 \times 10^{-22}$ g. Expresar dicha masa en kilogramos y en miligramos.
- 1.17 La velocidad de la luz en el vacío es de aproximadamente 300000 km/s. Expresar dicha velocidad en las unidades siguientes: a) km/h; b) m/s; c) m/h.
- 1.18 La densidad del hierro tiene un valor de 7860 kg m⁻³; la del cobre, 8,92 g cm⁻³ y la del aluminio, 2700 g dm⁻³. Ordenar en forma creciente las densidades de estos tres metales.
- 1.19 La distancia de la Tierra a la Luna es de aproximadamente $3,84 \times 10^8$ m. Expresar dicha distancia en las unidades siguientes: a) km; b) cm; c) mm.
- 1.20 El radio de un átomo de silicio es de aproximadamente $1,17 \times 10^{-8}$ cm. Expresar dicho radio en las unidades siguientes: a) metros; b) milímetros.
- 1.21 Una solución de ácido nítrico tiene una densidad de 1,21 g/cm³. Calcular el volumen que ocuparán 150 g de dicha solución.

La densidad másica, ρ , es la masa (m) de sustancia que ocupa una unidad de volumen (V) a presión (p) y temperatura (T) conocidas: $\rho(p, T) = m/V$.

¿CUÁNDO DEBIERAN REDONDEARSE LOS CÁLCULOS NUMÉRICOS?

La ventaja de la utilización de las calculadoras es que no tienen que escribirse los resultados intermedios. En ciertas ocasiones, como cuando se solicita explicitar las etapas de un desarrollo de resolución paso a paso, se escribirán los resultados intermedios con las cifras significativas adecuadas, pero no se utilizarán de esa forma para alcanzar el resultado final. Éste debiera obtenerse almacenando los resultados intermedios en la memoria de la calculadora (o escribiéndolos en hoja borrador con dígitos en exceso) y, una vez alcanzado, redondearlo al número de cifras significativas que correspondan.

■ 3. Respuestas seleccionadas

Diferencias dentro de $\pm 3\%$ respecto de las consignadas aquí para resultados numéricos no logarítmicos, o dentro de $\pm 0,02$ unidades en resultados de pH, pOH, pK_a o pK_b , son posibles y suelen deberse a redondeos prematuros de cálculos intermedios (véase la recomendación de la pág. 2). Ante cualquier duda, consultar al docente del curso y/o del Taller de consultas teórico-prácticas.

- 1.1:** a) $5,21876 \times 10^5$; b) $3,45 \times 10^{-4}$; c) $2,0333 \times 10^4$; d) $1,88 \times 10^{-3}$.
1.2: e) < d) < c) < f) < a) < b).
1.3: a) 20; b) $1,057 \times 10^{-2}$.
1.4: a) $1,01 \times 10^5$; b) $4,734 \times 10^5$; c) $5,46 \times 10^{-3}$.
1.5: a) $5,63 \times 10^{12}$; b) $3,12 \times 10^2$; c) $1,62 \times 10^5$; d) $2,02 \times 10^{-14}$.
1.6: $x = 6$.
1.7: a) $x_1 = 3$; $x_2 = -2$. b) $x_1 = 2,67$; $x_2 = 0,75$.
1.8: a) 450 m; b) 2,5 kg.
1.9: a) $4,5823 \times 10^5$ mg; b) $0,288 \text{ dm}^3$; c) $1,862 \times 10^{-3}$ kg; d) 0,324 L; e) 0,1552 kg; f) $3,2218 \times 10^5 \text{ cm}^3$; g) $8,766 \times 10^{-3} \text{ m}^3$; h) $3,00 \times 10^5 \text{ dm}^3$.
1.10: $5,020 \times 10^6$ mg; 5,020 kg.
1.11: 0,750 L; $7,50 \times 10^{-4} \text{ m}^3$.
1.12: $2,5 \times 10^4$ L.
1.13: 800 kg/m^3 .
1.14: 45,3 g.
1.15: $19,3 \text{ g cm}^{-3}$.
1.16: $3,27 \times 10^{-25}$ kg; $3,27 \times 10^{-19}$ mg.
1.17: a) $1,08 \times 10^9 \text{ km/h}$; b) $3,00 \times 10^8 \text{ m/s}$; c) $1,08 \times 10^{12} \text{ m/h}$.
1.18: aluminio < hierro < cobre.
1.19: a) $3,84 \times 10^5 \text{ km}$; b) $3,84 \times 10^{10} \text{ cm}$; c) $3,84 \times 10^{11} \text{ mm}$.
1.20: a) $1,17 \times 10^{-10} \text{ m}$; b) $1,17 \times 10^{-7} \text{ mm}$.
1.21: 124 cm^3 .

Materia, átomos y moléculas

■ 1. Guía de Estudio

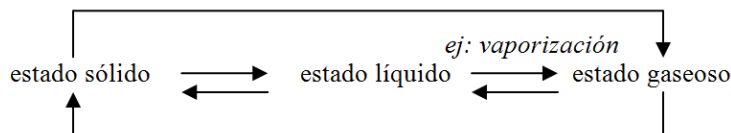
- Indicar cuáles son los estados de agregación de la materia. Explicar brevemente en qué consiste la Teoría Cinética de la Materia.
- Indicar cómo se denominan los cambios de estado de la materia.
- Explicar los conceptos de propiedad intensiva, propiedad extensiva, sistema homogéneo y sistema heterogéneo.
- Explicar en qué se diferencian las sustancias simples de las sustancias compuestas. ¿Cuál es la diferencia entre sustancia pura y solución?
- Indicar cómo se define el porcentaje en masa de un componente en una mezcla. ¿Qué es la composición centesimal de una mezcla?
- ¿Cuáles son los postulados de la Teoría Atómico-Molecular? Dar los conceptos de átomo y de molécula.
- ¿Qué se entiende por fórmula empírica (o mínima) y por fórmula molecular?

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

■ 2. Ejercicios

- 2.1 a) Completar el esquema siguiente con los nombres de los cambios de estado de la materia, según corresponda:



- b) Completar las líneas punteadas y discutir la relación entre los distintos estados de agregación del agua y la temperatura:

Agua (.....) → Agua (líquida) → Agua (.....)
 (hielo) (vapor)

- 2.2 A una presión de 1 atm, una cierta sustancia funde a $-38\text{ }^{\circ}\text{C}$ y ebulle a $137\text{ }^{\circ}\text{C}$. Se necesita realizar una experiencia con esa sustancia en estado líquido a $p = 1\text{ atm}$. ¿A cuál/es de estas temperaturas se podrá realizar la experiencia?: a) $-40\text{ }^{\circ}\text{C}$, b) $130\text{ }^{\circ}\text{C}$, c) $140\text{ }^{\circ}\text{C}$, d) $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- 2.3 Los puntos de fusión del galio, del oro y de la plata a una presión de 1 atm son: $30\text{ }^{\circ}\text{C}$, $1064\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $962\text{ }^{\circ}\text{C}$, respectivamente y los de ebullición son: $2403\text{ }^{\circ}\text{C}$, $3080\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $2212\text{ }^{\circ}\text{C}$, respectivamente. Indicar el estado de agregación de cada uno de estos metales a: a) $50\text{ }^{\circ}\text{C}$; b) $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$; c) $2300\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- 2.4 Los puntos de fusión y de ebullición normales del bromo son $-7,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $59\text{ }^{\circ}\text{C}$, respectivamente. Los correspondientes al metanol son $-94\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $65\text{ }^{\circ}\text{C}$. ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas?
- "A $-100\text{ }^{\circ}\text{C}$, ambos son líquidos."
 - "A $-30\text{ }^{\circ}\text{C}$, el bromo es sólido y el metanol líquido."
 - "A $70\text{ }^{\circ}\text{C}$, ambos son gases."
 - "A $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$, el bromo es líquido y el metanol sólido."

- 2.5** ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes sobre los estados de agregación de la materia son correctas?
- “Un sólido cristalino puro puede ser representado como partículas muy cercanas unas de otras, ordenadas regularmente.”*
 - “En un gas las partículas están más separadas entre sí con respecto a las de un líquido o a las de un sólido.”*
 - “Las partículas que constituyen un gas se mueven en forma casi independiente unas de otras y entre ellas hay espacio vacío.”*
- 2.6** ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Justificar.
- “Un sistema formado por azúcar y agua puede ser homogéneo o heterogéneo, dependiendo de la temperatura a la cual se encuentre.”*
 - “Un sistema formado por varias sustancias diferentes siempre tendrá más de una fase.”*
 - “Un sistema formado por dos trozos de hielo en agua tiene un componente y dos fases.”*
 - “Son propiedades intensivas de un sistema: su punto de fusión, su densidad, su punto de ebullición y su volumen.”*
- 2.7** ¿Cuáles de las propiedades siguientes son extensivas para un sistema macroscópico?
- densidad; b) volumen; c) color; d) punto de ebullición; e) masa; f) conductividad eléctrica.
- 2.8** Se determinaron algunas propiedades de un trozo de hierro a 1 atm: 1) masa: 40,0 g; 2) color: grisáceo brillante; 3) punto de fusión: 1535 °C; 4) volumen a 25 °C: 5,13 mL; 5) solubilidad en agua a 25 °C: insoluble.
- Indicar cuáles de las propiedades determinadas son intensivas (I) y cuáles son extensivas (E).
 - Calcular la densidad del hierro a 1 atm y 25 °C.
- 2.9** Una solución de sacarina en agua ocupa un volumen de 120 mL, a cierta presión y temperatura. La masa de dicha solución es 124 g. Calcular la densidad de la solución.
- 2.10** A una presión de 1 atm el punto de fusión del etanol es -114 °C y el de ebullición es 78,4 °C. La densidad del etanol a 20 °C es 0,789 g/cm³, mientras que a 100 °C es 1,51 × 10⁻³ g/cm³. Justificar a qué se debe esa diferencia.
- 2.11** Una masa de 80,0 g de hidróxido de potasio tiene 55,71 g de potasio, 22,86 g de oxígeno y 1,43 g de hidrógeno. Calcular la composición centesimal de los elementos constituyentes del compuesto.
- 2.12** En un sistema formado por 1500 mL de agua ($\rho = 1,00 \text{ g/cm}^3$) y 120 g de arena, se disuelven 25,0 g de sal. Calcular:
- la composición centesimal del sistema;
 - el %m/m de la sal en la fase líquida.
 - Si se evapora el agua del sistema, ¿cuál será la nueva composición centesimal del mismo?
- 2.13** A 20 °C se dispone de un sistema heterogéneo formado por 150 mL de metanol ($\rho = 0,792 \text{ g/mL}$), 80,0 mL de agua ($\rho = 1,00 \text{ g/mL}$) y 25,0 g de cobre sólido. El metanol y el agua forman soluciones en toda proporción. Calcular:
- el %m/m del metanol en el sistema;
 - el %m/m de agua en la fase líquida.
- 2.14** Se mezclaron 200 cm³ de metanol (CH₃OH, $\rho = 0,792 \text{ g/mL}$) con agua ($\rho = 1,00 \text{ g/mL}$) obteniéndose una solución 40,0 %m/m de metanol. Calcular la masa de agua utilizada.

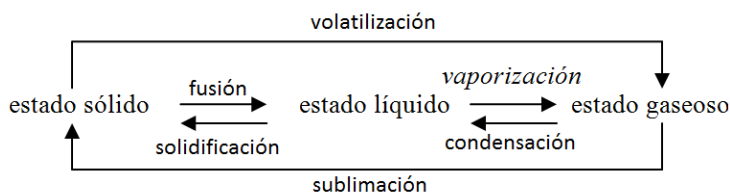
- 2.15** Calcular la composición centesimal de los sistemas siguientes:
- mezcla de 20,0 g de arena, 13,0 g de limaduras de hierro y 29,0 g de sal;
 - un trozo de aleación compuesta por 294 g de cobre, 53,0 g de estaño y 3,00 g de cinc.
- 2.16** Se tienen 5,00 kg de acero cuya composición centesimal es: 2,00% de carbono, 0,0300% de azufre, 0,0400% de fósforo y el resto es hierro. Calcular la masa de cada componente expresada en gramos.
- 2.17** ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas?
- “Un sistema es homogéneo si está formado por una única sustancia.”*
 - “Un sistema es homogéneo si está formado por una única fase.”*
 - “Un sistema constituido por dos o más fases es heterogéneo.”*
 - “Un sistema es homogéneo cuando sus propiedades extensivas son las mismas en cualquier porción del volumen que ocupa.”*
 - “Un sistema es homogéneo cuando sus propiedades intensivas son las mismas en cualquier porción del volumen que ocupa.”*
- 2.18** Para cada uno de los elementos siguientes, escribir su símbolo químico:
- estroncio; b) titanio; c) silicio; d) selenio; e) kriptón; f) yodo; g) cinc.
- 2.19** Escribir los nombres de los elementos cuyos símbolos químicos son los siguientes: a) Ag; b) Cd; c) Mg; d) Br; e) Ar; f) Pb; g) P.
- 2.20** Para cada una de las moléculas siguientes, indicar cuántos átomos tienen en total y cuántos elementos químicos las conforman.
- arsano (AsH_3);
 - pentóxido de dicloro (Cl_2O_5);
 - ácido nítrico (HNO_3);
 - ácido fosfórico (H_3PO_4);
 - ácido etanoico ($\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$).
- 2.21** Escribir la fórmula de las moléculas formadas por:
- 2 átomos de hidrógeno, 1 de azufre y 4 de oxígeno;
 - 2 átomos de hidrógeno y 1 de azufre;
 - 2 átomos de bromo y 7 de oxígeno;
 - 2 átomos de carbono, 4 de hidrógeno y 1 de oxígeno.
- Respetar el orden en que se listan los elementos.
- 2.22** ¿Cuál/es de las afirmaciones siguientes es/son correctas? Justificar.
- “La sal de mesa y el vino son sustancias simples.”*
 - “El agua (H_2O) es una sustancia simple.”*
 - “El oxígeno (O_2) es una sustancia compuesta.”*
 - “El aire filtrado es una mezcla homogénea de gases.”*
- 2.23** Clasificar las sustancias siguientes en simples o compuestas:
- argón (Ar); b) bromo (Br_2); c) óxido de silicio (SiO_2); d) fósforo (P_4); e) borano (BH_3); f) titanio (Ti); g) fluoruro de potasio (KF).
- 2.24** Dados los sistemas siguientes, indicar si son homogéneos o heterogéneos así como el número de fases presentes:
- kerosene y agua; b) aleación de cobre y cinc; c) soda; d) kerosene; e) sal disuelta en agua; f) agua líquida y agua gaseosa; g) aire seco; h) talco en agua.
- 2.25** Clasificar los sistemas siguientes en sustancias simples, sustancias compuestas (o compuestos), mezclas heterogéneas o soluciones: 1) calcio (Ca), 2) ozono (O_3), 3) azúcar disuelta en agua, 4) óxido de calcio (CaO), 5) carbono (C), 6) leche vacuna, 7) nafta, 8) granito, 9) agua y alcohol, 10) amoníaco (NH_3).

Aleación: es un sistema formado por dos o más metales. Éstos forman soluciones o inclusive compuestos intermetálicos. En general, las propiedades físicas y químicas de las aleaciones son similares a las de los metales, sin embargo las propiedades mecánicas (dureza, ductilidad, tenacidad y otras) pueden ser muy diferentes. Ejemplos: latón (Cu-Zn), bronce (Cu-Sn), Nicrom (Ni-Cr), peltre (Sn-Cu-Sb-Pb).

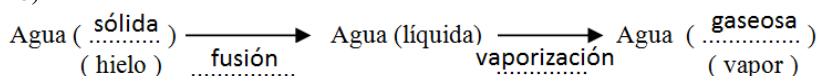
- 2.26** Dada la lista de compuestos siguiente, indicar cuáles tienen la misma fórmula empírica:
 N_2O_4 – NO – N_2O_5 – NO_2 – H_2O – H_2O_2 – SO_2 – SO_3 – C_2H_2 – C_2H_4 – C_6H_6 .
- 2.27** Escribir la fórmula empírica de los compuestos siguientes:
 a) C_5H_{10} ; b) Na_2O_2 ; c) Cr_2O_3 ; d) $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$; e) N_2H_2 ; f) P_2O_5 .
- 2.28** En un recipiente cerrado se mezclaron $\text{Cl}_2(\text{g})$ y $\text{CH}_4(\text{g})$. ¿Cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes es/son correctas?:
 a) “El sistema es homogéneo.”
 b) “El sistema está formado por dos sustancias simples.”
 c) “Ambas sustancias son binarias.”
 d) “La mezcla tiene tres componentes.”
 e) “La mezcla de ambos gases constituye una solución.”
- 2.29** En un recipiente se mezclaron $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y un azúcar, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}(\text{s})$, el cual no se disolvió por completo. ¿Cuál de las afirmaciones siguientes es correcta?: (A) “La fórmula empírica del azúcar es CH_2O .”; (B) “La fórmula empírica del agua coincide con su fórmula molecular.”; (C) “El azúcar es una sustancia simple.” (D) “La mezcla tiene dos fases y tres componentes.”; (E) “El agua es un elemento químico.”
- 2.30** Se dispone de una solución de NaCl en agua. ¿Cuál de las afirmaciones siguientes es correcta?: (A) “El sistema podría pasar a ser heterogéneo variando su temperatura.”; (B) “El sistema podría pasar a ser heterogéneo agregando más agua.”; (C) “La mezcla está formada por una sustancia simple y una compuesta.”; (D) “La solución está compuesta por dos sustancias simples.”; (E) “La densidad de la solución es una propiedad extensiva de la misma.”
- 2.31** Se mezclaron 6,80 g de yodo sólido, $\text{I}_2(\text{s})$, con 50,0 mL de tetracloruro de carbono líquido, CCl_4 ($\rho = 1,59 \text{ g/mL}$). El sistema final consistió en 6,00 g de yodo sin disolver y una solución de I_2 en CCl_4 .
 a) Calcular la composición centesimal del sistema.
 b) Calcular el $\%m/m$ de yodo en la solución obtenida.
- 2.32** Una persona se hizo un análisis de sangre y le dio una concentración de ácido úrico de 4,30 mg/dL. Considerando que el volumen de sangre en una persona adulta es de aproximadamente 5,00 L, calcular la masa total de ácido úrico presente, expresada en gramos.

■ 3. Respuestas seleccionadas

2.1: a)



b)



2.2: b) y d).

2.3: a) galio: líquido, oro: sólido, plata: sólida; b) galio: líquido, oro: sólido, plata: líquida; c) galio: líquido, oro: líquido, plata: gaseosa.

- 2.4: b) y c).
2.5: a), b) y c).
2.6: a) y c).
2.7: b) y e).
2.8: a) 1) E, 2) I, 3) I, 4) E, 5) I; b) 7,80 g/mL.
2.9: 1,03 g/mL.
2.10: Las partículas de etanol en estado gaseoso están más separadas que en el estado líquido, de modo que hay menos masa de sustancia gaseosa que líquida en un mismo volumen. Así, $\rho(g) < \rho(l)$.
2.11: 69,6% de potasio; 28,6% de oxígeno y 1,79% de hidrógeno.
2.12: a) agua: 91,2%, arena: 7,29%, sal: 1,52%; b) 1,64%; c) arena: 82,8%, sal: 17,2%.
2.13: a) 53,1%; b) 40,2%.
2.14: 238 g.
2.15: a) arena: 32,3%, hierro: 21,0% y sal: 46,8%; b) cobre: 84,0%, estaño: 15,1% y cinc: 0,86%.
2.16: Carbono: 100 g, azufre: 1,50 g, fósforo: 2,00 g y hierro $4,90 \times 10^3$ g.
2.17: b), c) y e).
2.18: a) Sr; b) Ti; c) Si; d) Se; e) Kr; f) I; g) Zn.
2.19: a) plata; b) cadmio; c) magnesio; d) bromo; e) argón; f) plomo; g) fósforo.
2.20: a) 4 y 2; b) 7 y 2; c) 5 y 3; d) 8 y 3; e) 8 y 3.
2.21: a) H_2SO_4 ; b) H_2S ; c) Br_2O_7 ; d) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$.
2.22: d).
2.23: Simples: a), b), d) y f); compuestas: c), e) y g).
2.24: a) heterogéneo (2); b) homogéneo; c) heterogéneo (2); d) homogéneo; e) homogéneo; f) heterogéneo (2); g) homogéneo; h) heterogéneo (2).
2.25: simples: 1, 2 y 5; compuestas: 4 y 10; mezclas heterogéneas: 6 y 8; soluciones: 3, 7 y 9.
2.26: N_2O_4 y NO_2 ; C_2H_2 y C_6H_6 .
2.27: a) CH_2 ; b) NaO ; c) Cr_2O_3 ; d) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$; e) NH ; f) P_2O_5 .
2.28: a) y e).
2.29: (B).
2.30: (A).
2.31: a) 7,88% de I_2 , 92,1% de CCl_4 ; b) 1,00%.
2.32: 0,215 g.

Estructura atómica, estructura electrónica y Tabla Periódica

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 1.2, responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

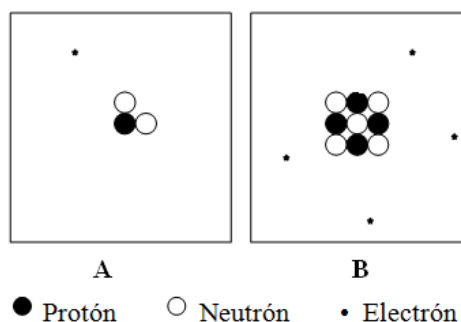
1. Estructura atómica

1.1 Guía de Estudio

- Indicar cuáles son las partículas subatómicas fundamentales, su carga y su masa. ¿Cómo están distribuidas en un átomo?
- ¿Cuál es la relación aproximada entre el tamaño del núcleo y el tamaño del átomo? ¿Cómo es la densidad del núcleo comparada con la densidad del átomo?
- Definir número atómico, número másico y nucleido.
- ¿Cuándo dos o más nucleidos son isótopos entre sí? ¿Cuándo son isóbaros?
- Indicar qué es un ion. ¿Cómo se denomina de acuerdo con su carga?
- ¿Cuál es la unidad que suele utilizarse para expresar la masa atómica (m_a)? Indicar su equivalencia en gramos y en kilogramos.
- Indicar cómo se calcula la masa promedio de los átomos de un elemento.

1.2 Ejercicios

- 3.1 Determinar el número atómico (Z), el número másico (A) y el símbolo de cada uno de los átomos representados por:



- 3.2 Indicar el número de cada una de las partículas subatómicas presentes en los nucleidos siguientes.

a) $^{41}_{20}\text{Ca}$; b) $^{85}_{35}\text{Br}$; c) $^{238}_{92}\text{U}$.

- 3.3 Dados los nucleidos:

$^{42}_{20}\text{Z}$, $^{59}_{28}\text{Q}$, $^{40}_{20}\text{M}$, $^{41}_{19}\text{L}$, $^{59}_{27}\text{R}$, $^{38}_{18}\text{A}$, $^{39}_{19}\text{E}$, $^{60}_{27}\text{G}$, $^{40}_{18}\text{X}$ y $^{37}_{17}\text{T}$,

- a) identificarlos con sus símbolos químicos;
- b) indicar cuáles son isótopos entre sí;
- c) indicar cuáles son isóbaros entre sí.

- 3.4 Indicar con la notación adecuada (^A_ZX , donde X es el símbolo químico, A el número másico y Z el número atómico), a los nucleidos que contienen:

- a) 6 protones y 7 neutrones;
- b) 10 protones y 13 neutrones;
- c) 17 protones y 20 neutrones.

- 3.5** Escribir ecuaciones que representen la obtención de los cationes siguientes a partir de los átomos correspondientes: a) ${}^{57}_{26}\text{Fe}^{3+}$; b) ${}^{140}_{56}\text{Ba}^{2+}$; c) ${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$.
- 3.6** Escribir ecuaciones que representen la obtención de los aniones siguientes a partir de los átomos correspondientes: a) ${}^{125}_{53}\text{I}^{-}$; b) ${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$; c) ${}^{31}_{15}\text{P}^{3-}$.
- 3.7** Para cada uno de los iones siguientes detallar el número de protones, neutrones y electrones: a) ${}^{52}_{24}\text{Cr}^{3+}$; b) ${}^{80}_{34}\text{Se}^{2-}$; c) ${}^{131}_{53}\text{I}^{-}$; d) ${}^{137}_{55}\text{Cs}^{+}$.
- 3.8** ¿Cuál de los símbolos siguientes representa a una **especie** X que contiene 10 electrones, 7 protones y 8 neutrones?
a) ${}^{15}_7\text{X}$; b) ${}^{15}_8\text{X}^{3+}$; c) ${}^{15}_7\text{X}^{3-}$; d) ${}^{15}_8\text{X}^{3-}$.
- 3.9** Indicar con la notación adecuada:
a) la especie que contiene 8 protones, 8 neutrones y 10 electrones;
b) el catión monovalente que contiene 11 protones y 12 neutrones;
c) el anión divalente que contiene 16 protones y 18 neutrones.
- 3.10** Escribir el símbolo químico del átomo que es isoelectrónico con cada uno de los iones siguientes: a) ${}_{37}\text{Rb}^{+}$; b) ${}_4\text{Be}^{2+}$; c) ${}_8\text{O}^{2-}$.
- 3.11** Dados los nucleidos ${}^{49}_{24}\text{X}$, ${}^{18}_9\text{E}$, ${}^{60}_{27}\text{R}$, ${}^{50}_{23}\text{T}$, ${}^{59}_{26}\text{Q}$ y ${}^{40}_{19}\text{J}$:
a) determinar en cada caso a cuál elemento corresponden;
b) indicar el número de neutrones que posee cada uno;
c) indicar el número de cada una de las partículas subatómicas que constituyen las especies X^{3+} , R^{2+} , Q^{3+} y E^{-} ;
d) indicar el símbolo químico del catión monovalente isoelectrónico con E^{-} ;
e) indicar el símbolo químico del anión monovalente isoelectrónico con J^{+} .
- 3.12** Completar el cuadro siguiente, utilizando la Tabla Periódica en los casos en que no se indique el símbolo del elemento químico.

Símbolo	Carga	Z	A	Número de:		
				protones	neutrones	electrones
${}^{115}_{48}\text{Cd}$	0	48	115	48	67	48
${}^{37}_{17}\text{Cl}^{-}$					20	
	0		127	53		
	2+				124	80
${}^{84}_{37}\text{Rb}^{+}$						
	2-	34			40	
${}^{65}_{29}\text{Cu}^{2+}$			65			
${}^{20}_{10}\text{Ne}$					10	
	1-	35	81			

3.13 Indicar si las afirmaciones siguientes son correctas (C) o incorrectas (I).

- “Cuando un átomo de sodio ($Z=11$, $A=23$) pierde un electrón se transforma en el ion $^{22}_{11}\text{Na}^+$.”
- “Los nucleidos $^{39}_{19}\text{X}$ y $^{39}_{18}\text{Z}$ son isótopos porque tienen igual número másico.”
- “Cuando el nucleido $^{16}_8\text{O}$ gana 2 electrones se transforma en $^{16}_8\text{O}^{2-}$.”
- “Los nucleidos $^{107}_{47}\text{M}$ y $^{109}_{47}\text{M}$ son isótopos porque tienen el mismo número de protones y distinto número de neutrones.”

3.14 La masa del nucleido ^{23}Na es 22,989768 u. Calcular:

- la masa de un átomo expresada en gramos y en kilogramos;
- la masa de mil átomos expresada en gramos.

$$m_a = \frac{\sum_i (m_i \cdot \%AI_i)}{100}$$

Para el i -ésimo isótopo, m_i es su masa y $\%AI_i$ su abundancia isotópica terrestre promedio en porcentaje de cantidad $[(n_i/n_{\text{total}}) \times 100]$.

3.15 Los isótopos estables del elemento boro son $^{10}_5\text{B}$ y $^{11}_5\text{B}$. El primero tiene $m_a = 10,01$ u y su abundancia en la naturaleza es 19,90%. El segundo tiene $m_a = 11,01$ u y su abundancia en la naturaleza es 80,10%.

- Calcular la masa atómica promedio del elemento boro expresada en unidades de masa atómica.
- Calcular la masa atómica promedio expresada en gramos.

3.16 La masa atómica promedio de los átomos del elemento cloro es 35,45 u. Se sabe que sus isótopos estables son ^{35}Cl y ^{37}Cl . ¿Cuál de los dos isótopos debe tener una abundancia mayor de acuerdo con estos datos?

■ 2. Estructura electrónica de los átomos

2.1 Guía de Estudio

- Describir el modelo de Bohr y el modelo orbital. ¿Qué son los números cuánticos?
- ¿A qué se llama nivel electrónico en el marco del modelo orbital?
- ¿Qué son los orbitales atómicos? ¿Cómo se simbolizan? ¿Cuál es el número máximo de electrones en cada uno de ellos?
- ¿Cuál es el orden creciente de energía orbital en un átomo polieletrónico?
- Indicar qué se entiende por configuración electrónica (CE) y por configuración electrónica externa (CEE) de un átomo.
- Describir el orden de “ocupación” de los diferentes orbitales para predecir la configuración electrónica del estado fundamental de un átomo polieletrónico (regla de las diagonales). Dicha ocupación, ¿se efectúa siempre en sentido creciente de la energía orbital?

2.2 Ejercicios

3.17 Escribir la configuración electrónica (CE) de los átomos siguientes, en forma detallada y en notación abreviada de gas noble: a) potasio; b) bario; c) vanadio; d) fósforo.

3.18 Escribir la configuración electrónica externa (CEE) de los átomos siguientes: a) cloro; b) xenón; c) estroncio; d) selenio.

3.19 Escribir la CE del neón y la del ion Mg^{2+} . ¿Se trata de especies isoelectrónicas? ¿Por qué sí o por qué no?

3.20 Escribir la CE del catión divalente del calcio.

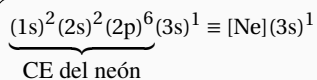
3.21 Escribir la CE del anión monovalente del bromo.

3.22 Escribir la CEE del ion Al^{3+} . ¿Qué ion del oxígeno tiene la misma CEE?

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2.2, responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

Todas las configuraciones electrónicas de esta guía corresponden a las de los correspondientes estados fundamentales o basales de las especies involucradas.



- 3.23** La CEE de los átomos del elemento Z es $(4s)^2(4p)^5$. Indicar cuántos protones tiene Z, identificarlo con su símbolo químico y escribir su CE en forma detallada y en notación abreviada de gas noble.
- 3.24** Identificar con sus símbolos químicos a los elementos cuyos átomos tienen las configuraciones electrónicas siguientes:
- $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^4$;
 - $[\text{Ar}](3d)^{10}(4s)^2$;
 - $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^1$;
 - $[\text{Xe}](6s)^1$.
- 3.25** El anión trivalente de X tiene la CE $[\text{Ne}](3s)^2(3p)^6$.
- Identificar al elemento X con su símbolo químico.
 - Si un átomo de X tiene 16 neutrones, ¿cuál es su número másico?
- 3.26** Indicar con su símbolo químico y carga eléctrica un anión y un catión que sean isoelectrónicos con el elemento cuyo $Z = 36$.
- 3.27** Los iones $^{88}\text{Q}^{2+}$ y $^{34}\text{Se}^{2-}$ son isoelectrónicos entre sí. Identificar al elemento Q con su símbolo químico. ¿Cuántos neutrones posee el nucleido ^{88}Q ?
- 3.28** $^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{M}^{2+}$ es un catión isoelectrónico con el argón y su núcleo contiene 22 neutrones. Indicar su notación completa.

■ 3. Tabla Periódica de los elementos

3.1 Guía de Estudio

- Identificar toda la información que se puede obtener en un casillero (correspondiente a un elemento) de la Tabla Periódica. ¿Qué masa atómica se informa? ¿Cómo suelen presentarse las configuraciones electrónicas? ¿Las configuraciones electrónicas coinciden siempre con las obtenidas por la “regla de las diagonales”? ¿Por qué?
- Indicar cuál es la relación entre la configuración electrónica y la ubicación de un elemento en la Tabla Periódica.
- ¿Qué es un *grupo* y qué es un *período* en la Tabla Periódica? ¿Cuántos grupos y cuántos períodos hay en la Tabla Periódica?
- ¿Cuáles son los grupos denominados *principales*?
- Identificar a los elementos pertenecientes a los grupos de los metales alcalinos, de los metales alcalino térreos, del grupo del nitrógeno (pnictógenos), de los calcógenos, de los halógenos y de los gases nobles.
- ¿Qué se entiende por carácter metálico?
- Definir *carga nuclear efectiva* y describir cualitativamente cómo varía a lo largo de un período y a lo largo de un grupo.
- Definir energía de primera ionización.
- ¿Qué se entiende por radio atómico? Averiguar métodos para su determinación.
- ¿Por qué la energía de primera ionización y el radio atómico son, entre muchas otras, propiedades periódicas de los átomos de los elementos? Describir sus variaciones generales a lo largo de un período y a lo largo de un grupo.

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 3.2, responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

3.2 Ejercicios

- 3.29** En base a lo solicitado en la guía de estudio de esta sección, indicar la información que puede obtenerse de la Tabla Periódica que acompaña este material para los elementos: F, Cr, As y Ba.
- 3.30** Identificar con su símbolo químico, escribir su CEE e indicar a cuáles grupo y período pertenecen los elementos siguientes: a) el segundo halógeno; b) el primer metal alcalino; c) el cuarto gas noble; d) el tercer metal alcalinotérreo.

- 3.31** Indicar si los elementos cuyo Z es: a) 20; b) 34; c) 46; d) 53; e) 78; f) 86; g) 94, son metales alcalinos, metales alcalinotérreos, no metales, gases nobles, metales de transición o elementos de transición interna.
- 3.32** Escribir el símbolo químico e indicar a cuál período y grupo pertenecen los elementos siguientes: 1) aquel cuyo $Z = 22$; 2) aquel cuyo Z es una unidad menor que el del segundo halógeno; 3) el que forma un catión divalente isoelectrónico con el átomo de kriptón.
- 3.33** Escribir la CE de dos cationes y de dos aniones que sean isoelectrónicos con el tercer gas noble, identificándolos con sus símbolos químicos y cargas eléctricas.
- 3.34** Dados los elementos Na, Rb, Mg, Al, Si, S, Cl y P, seleccionar los siguientes: 1) al no metal que forma aniones monovalentes, 2) aquel cuyo catión más común es trivalente, 3) aquel cuyos átomos tienen $CEE = (3s)^2(3p)^4$, 4) aquel con mayor carácter metálico, 5) aquel cuyo anión más común es trivalente, 6) el metal cuyo ion divalente es isoelectrónico con el neón.
- 3.35** Identificar a los elementos R y Q indicando su grupo y período, sabiendo que el catión divalente de R tiene 54 electrones y la CEE del anión monovalente de Q es $(2s)^2(2p)^6$.
- 3.36** La CEE del catión monovalente de X es $(4s)^2(4p)^6$. Escribir el símbolo químico del elemento X, su grupo y su período e indicar el número másico del nucleido de X que tiene 49 neutrones en su núcleo.
- 3.37** El elemento Q forma un anión divalente isoelectrónico con el tercer gas noble.
a) Identificar a Q con su símbolo químico, indicando el grupo y el período al que pertenece.
b) Calcular el número de neutrones del isótopo de Q que tiene $A = 34$.
- 3.38** El ion J^{2+} es isoelectrónico con el tercer gas noble. El elemento M es el quinto metal alcalino. El anión divalente de R es isoelectrónico con el argón.
a) Identificar a los elementos J, M y R con sus símbolos químicos.
b) Entre los elementos J, M y R seleccionar al de mayor carácter metálico.
c) Escribir la CEE de los átomos de R.

■ 4. Respuestas seleccionadas

Estructura atómica

- 3.1:** A: ${}^3_1\text{H}$; B: ${}^9_4\text{Be}$.
- 3.2:** a) 20 p, 21 n y 20 e; b) 35 p, 50 n y 35 e; c) 92 p, 146 n y 92 e.
- 3.3:** a) ${}^{42}_{20}\text{Ca}$, ${}^{59}_{28}\text{Ni}$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, ${}^{41}_{19}\text{K}$, ${}^{59}_{27}\text{Co}$, ${}^{38}_{18}\text{Ar}$, ${}^{39}_{19}\text{K}$, ${}^{60}_{27}\text{Co}$, ${}^{40}_{18}\text{Ar}$ y ${}^{37}_{17}\text{Cl}$; b) ${}^{42}_{20}\text{Ca}$ y ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, ${}^{41}_{19}\text{K}$ y ${}^{39}_{19}\text{K}$, ${}^{38}_{18}\text{Ar}$ y ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{59}_{27}\text{Co}$ y ${}^{60}_{27}\text{Co}$; c) ${}^{40}_{20}\text{Ca}$ y ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{59}_{28}\text{Ni}$ y ${}^{59}_{27}\text{Co}$.
- 3.4:** a) ${}^{13}_6\text{C}$; b) ${}^{23}_{10}\text{Ne}$; c) ${}^{37}_{17}\text{Cl}$.
- 3.5:** a) ${}^{57}_{26}\text{Fe} \longrightarrow {}^{57}_{26}\text{Fe}^{3+} + 3e^-$; b) ${}^{140}_{56}\text{Ba} \longrightarrow {}^{140}_{56}\text{Ba}^{2+} + 2e^-$; c) ${}^{27}_{13}\text{Al} \longrightarrow {}^{27}_{13}\text{Al}^{3+} + 3e^-$.
- 3.6:** a) ${}^{125}_{53}\text{I} + e^- \longrightarrow {}^{125}_{53}\text{I}^-$; b) ${}^{32}_{16}\text{S} + 2e^- \longrightarrow {}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$; c) ${}^{31}_{15}\text{P} + 3e^- \longrightarrow {}^{31}_{15}\text{P}^{3-}$.
- 3.7:** a) 24 p, 28 n y 21 e; b) 34 p, 46 n y 36 e; c) 53 p, 78 n y 54 e; d) 55 p, 82 n y 54 e.
- 3.8:** ${}^{15}_7\text{X}^{3-}$.
- 3.9:** a) ${}^{16}_8\text{O}^{2-}$; b) ${}^{23}_{11}\text{Na}^+$; c) ${}^{34}_{16}\text{S}^{2-}$.
- 3.10:** a) Kr; b) He; c) Ne.
- 3.11:** a) Cr, F, Co, V, Fe y K, respectivamente; b) 25, 9, 33, 27, 33 y 21, respectivamente; c) 24 p, 25 n y 21 e; 27 p, 33 n y 25 e; 26 p, 33 n y 23 e; 9 p, 9 n y 10 e, respectivamente; d) Na^+ ; e) Cl^- .

3.12:

Símbolo	Carga	Z	A	Número de:		
				protones	neutrones	electrones
$^{115}_{48}\text{Cd}$	0	48	115	48	67	48
$^{37}_{17}\text{Cl}^{-}$	1-	17	37	17	20	18
$^{127}_{53}\text{I}$	0	53	127	53	74	53
$^{206}_{82}\text{Pb}^{2+}$	2+	82	206	82	124	80
$^{84}_{37}\text{Rb}^{+}$	1+	37	84	37	47	36
$^{74}_{34}\text{Se}^{2-}$	2-	34	74	34	40	36
$^{65}_{29}\text{Cu}^{2+}$	2+	29	65	29	36	27
$^{20}_{10}\text{Ne}$	0	10	20	10	10	10
$^{81}_{35}\text{Br}^{-}$	1-	35	81	35	46	36

3.13: a) I; b) I; c) C; d) C.

3.14: a) $3,818 \times 10^{-23}$ g, $3,818 \times 10^{-26}$ kg; b) $3,818 \times 10^{-20}$ g.3.15: 10,81 u, $1,795 \times 10^{-23}$ g.3.16: El isótopo ^{35}Cl .

Estructura electrónica de los átomos

3.17: a) $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^1$, $[\text{Ar}](4s)^1$;b) $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(3d)^{10}(4s)^2(4p)^6(4d)^{10}(5s)^2(5p)^6(6s)^2$, $[\text{Xe}](6s)^2$;c) $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(3d)^3(4s)^2$, $[\text{Ar}](3d)^3(4s)^2$;d) $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^3$, $[\text{Ne}](3s)^2(3p)^3$.3.18: a) $(3s)^2(3p)^5$; b) $(5s)^2(5p)^6$; c) $(5s)^2$; d) $(4s)^2(4p)^4$.3.19: $(1s)^2(2s)^2(2p)^6$; son especies isoelectrónicas porque tienen el mismo número de electrones.3.20: $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6$.3.21: $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(3d)^{10}(4s)^2(4p)^6$.3.22: $(2s)^2(2p)^6$. El ion O^{2-} .3.23: 35 p; Br; $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(3d)^{10}(4s)^2(4p)^5$; $[\text{Ar}](3d)^{10}(4s)^2(4p)^5$.

3.24: a) S; b) Zn; c) K; d) Cs.

3.25: a) P; b) $A = 31$.3.26: Br^{-} y Rb^{+} .

3.27: Sr, 50 neutrones.

3.28: $^{42}_{20}\text{Ca}^{2+}$.

Tabla Periódica de los elementos

3.29:

Símbolo	Nombre	Z	m_a / u	E.Ox.	EN	CE
F	flúor	9	19,00	-1	3,98	$(1s)^2(2s)^2(2p)^5$
Cr	cromo	24	52,00	2, 3, 6	1,66	$[\text{Ar}](3d)^5(4s)^1$
As	arsénico	33	74,92	$\pm 3, 5$	2,18	$[\text{Ar}](3d)^{10}(4s)^2(4p)^3$
Ba	bario	56	137,3	2	0,89	$[\text{Xe}](6s)^2$

3.30: a) Cl, $(3s)^2(3p)^5$, grupo 17, período 3; b) Li, $(2s)^1$, grupo 1, período 2; c) Kr, $(4s)^2(4p)^6$; grupo 18, período 4; d) Ca, $(4s)^2$, grupo 2, período 4.

3.31: a) metal alcalinotérreo; b) no metal; c) metal de transición; d) no metal; e) metal de transición; f) gas noble; g) elemento de transición interna.

3.32: 1) Ti, P=4, G=4; 2) S, P=3, G=16; 3) Sr, P=5, G=2.

3.33: K^{+} y Ca^{2+} ; Cl^{-} y S^{2-} ; CE: $[\text{Ne}](3s)^2(3p)^6$.

3.34: 1) Cl; 2) Al; 3) S; 4) Rb; 5) P; 6) Mg.

3.35: R: Ba, G: 2, P: 6; Q: F, G: 17; P: 2.

3.36: Rb, G: 1, P: 5, $A = 86$.

3.37: a) S, G: 16, P: 3; b) 18 n.

3.38: a) J: Ca, M: Cs, R: S; b) Cs; c) $(3s)^2(3p)^4$.

Enlaces y compuestos químicos, estructura tridimensional e interacciones intermoleculares

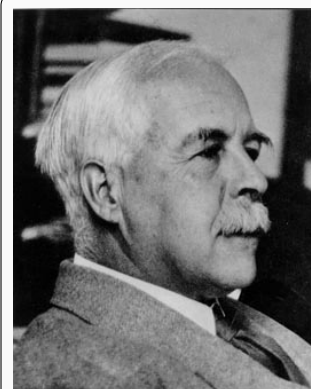
■ 1. Guía de Estudio

- Explicar el concepto de electronegatividad.
- Describir la naturaleza del enlace iónico, del enlace covalente y del enlace metálico. Definir polaridad de enlace y momento dipolar de enlace.
- Describir el modelo de enlace de Lewis. ¿En qué consiste la regla del octeto? Dar ejemplos y excepciones a dicha regla.
- ¿Qué se entiende por estado de oxidación? ¿Cómo se lo determina y se lo representa?
- Indicar qué es un óxido. Dar ejemplos de óxidos covalentes y de óxidos iónicos.
- Indicar qué tipos de compuestos binarios con hidrógeno existen. Dar ejemplos.
- Indicar qué son las sales binarias. Dar ejemplos.
- Indicar cómo se formulan y nombran los compuestos químicos ternarios y cuaternarios siguientes: oxoácidos, oxosales, hidróxidos, hidrogenosales, hidrogenoxosales.
- Indicar en qué consiste la Teoría de la Repulsión entre Pares de Electrones de Valencia (TRRePEV) y cómo se la aplica para predecir la geometría de moléculas y de iones poliatómicos.
- ¿Cómo se establece la polaridad de una molécula a partir de la polaridad de sus enlaces y de su geometría?
- ¿Qué son y cómo se manifiestan las interacciones intermoleculares? ¿Cómo pueden clasificarse? Describirlas.
- Relacionar las interacciones entre partículas idénticas (moléculas o gases monoatómicos) con las propiedades macroscópicas de las sustancias que constituyen (por ej., punto de ebullición).
- Relacionar las interacciones entre moléculas distintas con la solubilidad (miscibilidad) mutua de las sustancias que constituyen.
- ¿Cómo se explica la solubilidad de compuestos iónicos en agua?
- Indicar las propiedades de las sustancias en las que predominan los enlaces iónicos, los covalentes y los metálicos.

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

En los ejercicios se informan puntos de fusión y de ebullición normales ($p = 1 \text{ atm}$).



Gilbert Newton Lewis
(1875–1946)

Postuló la forma de enlace que luego se llamaría *covalente* e inspiró a Linus Pauling, creador del concepto de electronegatividad, a realizar aportes fundamentales para la comprensión del enlace químico.

■ 2. Ejercicios

- 4.1** Ordenar a los átomos de los elementos siguientes según su **electronegatividad**.
a) Br, F, I, Cl en sentido creciente; b) Si, Mg, S, P en sentido decreciente; c) Al, O, K, C en sentido creciente; d) K, Cs, Rb, Na en sentido decreciente.
- 4.2** Clasificar a las sustancias siguientes según el carácter preponderante (**iónico o covalente**) del **enlace químico** involucrado:
a) Cl_2 ; b) HCl; c) KCl; d) NaF.
- 4.3** Dados los **enlaces covalentes** siguientes: C–Cl, S–O, H–F y N–O,
a) señalar en cada uno de ellos al átomo más electronegativo;
b) representar en cada caso el vector que representa el desplazamiento de los electrones de enlace (**dipolo de enlace**);
c) ordenarlos según **polaridad** de enlace creciente.

- 4.4** Dados los enlaces covalentes siguientes, ordenarlos según su polaridad creciente:
- Br–H, H–H, N–H, O–Cl;
 - C–O, Cl–Cl, B–H, N–O.
- 4.5** ¿Es posible que moléculas diatómicas homonucleares tales como N₂, O₂, F₂ y Br₂ tengan **momentos dipolares** permanentes ($\mu \neq 0$)?
- 4.6** Responder a qué tipo/s de enlace/s se refieren las proposiciones siguientes.
- Ocurren entre átomos que “comparten” pares de electrones.
 - Se explican por la atracción electrostática entre iones de carga opuesta.
 - Predominan en redes cristalinas que contienen iones de carga opuesta.
 - Enlazan a los átomos que forman parte de una molécula.
 - Enlazan a los átomos cuyos electrones más energéticos pueden deslocalizarse.
- 4.7** Indicar qué tipo de enlace (iónico, covalente polar, covalente no polar, metálico) predominará en las sustancias siguientes:
- NaCl, Cl₂, HCl, AlF₃, Cu–Zn (latón) y PCl₃;
 - MgO, Hg, CO₂, CBr₄, P₄, Cu–Sn (bronce), LiBr y I₂.
- 4.8** Escribir los **símbolos de Lewis** de:
- el segundo metal alcalino,
 - el primer gas noble,
 - el tercer halógeno,
 - el tercer metal alcalinotérreo,
 - el elemento del grupo 16 y segundo período,
 - el elemento del grupo 15 y tercer período.
- 4.9** Escribir una **estructura de Lewis** para la molécula de cada una de las sustancias siguientes teniendo en cuenta la **regla del octeto**:
- Cl₂, HF, CO₂;
 - SeO₂, SeO₃, N₂;
 - CH₄, C₂H₄, C₂H₂;
 - O₂, H₂O, CH₃OH.
- 4.10** Escribir la estructura de Lewis para la molécula de cada una de las sustancias siguientes, que constituyen ejemplos donde no se verifica la regla del octeto:
- BF₃; b) SF₆ y c) PCl₅.
- 4.11** Determinar el **estado de oxidación** de cada elemento en las especies siguientes:
- NaH, NH₃, H₂SO₄, HCl, CH₄.
 - SO₂, NO, SO₃, SiO₂, NO₂.
 - CaF₂, KH, FeCl₃, CoBr₂.
 - Mg²⁺, SO₄²⁻, Fe³⁺, Cl⁻.
 - NH₄⁺, NO₃⁻, PO₄³⁻ y HS⁻.
- 4.12** La mayoría de los elementos de la Tabla Periódica forman **compuestos binarios con el oxígeno**. En los compuestos llamados **óxidos** el oxígeno tiene estado de oxidación –2.
- Aplicando las reglas del estado de oxidación, escribir la fórmula y nombrar a los óxidos de los elementos siguientes: 1) azufre, con estados de oxidación +4 y +6; 2) nitrógeno, con estados de oxidación +3 y +5; 3) cloro, con estados de oxidación +1 y +7; 4) calcio; 5) sodio; 6) hierro, con estados de oxidación +2 y +3.
 - Hacer una lista de los óxidos predominantemente iónicos y otra de aquellos predominantemente covalentes para los compuestos del ítem anterior.
 - Dibujar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.

Estudiar las reglas de asignación de estados de oxidación (p. 69).

Estudiar la nomenclatura de los compuestos inorgánicos binarios: óxidos y compuestos con hidrógeno (p. 70).

- 4.13** La mayoría de los elementos de la Tabla Periódica forman **compuestos binarios con hidrógeno** y en ellos el hidrógeno tiene estado de oxidación -1 o $+1$.
- Aplicando las reglas del estado de oxidación, escribir la fórmula y nombrar los compuestos binarios que forman con hidrógeno los elementos siguientes: 1) potasio; 2) calcio; 3) nitrógeno; 4) selenio; 5) silicio; 6) cloro; 7) oxígeno; 8) flúor.
 - Hacer una lista de los compuestos predominantemente iónicos y otra de aquellos predominantemente covalentes.
 - Dibujar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.
- 4.14** En la Tabla Periódica (pág. 78 y 79) se informan los estados de oxidación más comunes de los elementos.
Escribir al menos una fórmula de compuestos del nitrógeno con oxígeno y con hidrógeno teniendo en cuenta los estados de oxidación del nitrógeno informados en la Tabla Periódica.
- 4.15** Escribir al menos una fórmula posible de compuestos de cloro con oxígeno y con hidrógeno teniendo en cuenta los estados de oxidación del cloro en la Tabla Periódica.
- 4.16** a) Según corresponda, escribir la fórmula química o nombrar a las **sales binarias** siguientes: 1) FeCl_3 ; 2) cloruro de hierro(II); 3) fluoruro de calcio; 4) CoCl_2 ; 5) sulfuro de hierro(II); 6) ZnS ; 7) KCl ; 8) cloruro de aluminio.
b) Dibujar una estructura de Lewis para cada una de ellas.
- 4.17** Dados los **haluros de hidrógeno**: HF , HCl , HBr y HI ,
a) indicar la **densidad de carga** positiva o negativa sobre los átomos enlazados teniendo en cuenta la electronegatividad de los mismos;
b) representar en cada caso al vector del dipolo de enlace;
c) ordenar las moléculas en orden de polaridad creciente de su enlace.
d) ¿Cuál de los haluros de hidrógeno tiene mayor **carácter iónico**?
- 4.18** a) Escribir la fórmula química o nombrar a los **hidróxidos** siguientes: 1) hidróxido de sodio; 2) Ca(OH)_2 ; 3) hidróxido de aluminio; 4) Fe(OH)_3 ; 5) Cu(OH)_2 ; 6) hidróxido de manganeso(II).
b) ¿Son compuestos preponderantemente iónicos o covalentes?
c) Dibujar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.
- 4.19** a) Escribir la fórmula química y nombrar a los **oxoácidos** de: 1) azufre, con estados de oxidación $+4$ y $+6$; 2) nitrógeno, con estados de oxidación $+3$ y $+5$; 3) cloro, con estados de oxidación $+1$ y $+5$; 4) silicio, con estado de oxidación $+4$.
b) ¿Son compuestos iónicos o covalentes?
c) Dibujar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.
- 4.20** a) Nombrar cada una de las **oxosales e hidrogenoxosales** siguientes:
1) CaSiO_3 , NaClO , Na_2SO_3 y KHSO_3 .
2) CaCO_3 , KHCO_3 , NaNO_3 y K_3PO_4 .
b) Escribir la fórmula química y nombrar al **oxoanión o hidrogenoxoanión** involucrado en cada una de ellas.
- 4.21** a) Según corresponda, escribir la fórmula química o nombrar a los compuestos siguientes: 1) sulfato de calcio; 2) hidrogenocarbonato de sodio; 3) NaHSO_3 ; 4) sulfato de amonio; 5) hidrogenosulfuro de sodio; 6) Ba(OH)_2 ; 7) Na_2CO_3 ; 8) CaHPO_4 ; 9) hidróxido de cinc; 10) Fe(OH)_2 ; 11) ácido fosfórico.
b) ¿Cuáles de ellos son compuestos ternarios y cuáles son cuaternarios?
c) Dibujar una estructura de Lewis para cada uno de ellos.

Estudiar la nomenclatura de los compuestos inorgánicos ternarios: hidróxidos, oxoácidos oxosales hidrogenosales y sales no oxigenadas de amonio (p. 71–73).

Estudiar la nomenclatura de los compuestos inorgánicos cuaternarios: hidrogenoxosales y [(di)hidrogeno] oxosales de amonio (p. 73).

- 4.22 a) Escribir la fórmula del oxoácido del bromo con estado de oxidación +1. Nombrarlo.
b) Escribir la fórmula de una oxosal que contenga los elementos Cu, S y O. Nombrarla.
- 4.23 Indicar el tipo de enlaces involucrados en la estructura de las **moléculas o unidades fórmula** siguientes. Donde haya enlaces covalentes, indicar tipo (simples, dobles, coordinados/dativos) y número de cada uno: a) HClO_3 ; b) KNO_3 ; c) LiIO_3 ; d) Na_2CO_3 ; e) H_2CO_3 ; f) $\text{Sr}(\text{OH})_2$; g) HClO_4 ; h) S_8 ; i) CH_4 ; j) CH_3OH ; k) K_2O .
- 4.24 Para describir una **geometría molecular**, los químicos utilizan las longitudes y los ángulos de enlace. Para referirse a las **longitudes de enlace**, deben indicarse dos átomos adyacentes; para referirse a los **ángulos de enlace**, se deben indicar tres átomos contiguos. Por ejemplo, para el caso del metano (CH_4): longitud de enlace C–H = 109 pm; ángulo de enlace $\text{H}\hat{\text{C}}\text{H} = 109,5^\circ$.
Predecir la geometría de las moléculas siguientes según la **TRePEV** e indicar el valor aproximado de los ángulos de enlace según se indica en cada caso:
a) 1) H_2S , $\text{H}\hat{\text{S}}\text{H}$; 2) SO_2 , $\text{O}\hat{\text{S}}\text{O}$; 3) SO_3 , $\text{O}\hat{\text{S}}\text{O}$.
b) 1) CO_2 , $\text{O}\hat{\text{C}}\text{O}$; 2) CHCl_3 , $\text{H}\hat{\text{C}}\text{Cl}$; 3) HCHO , $\text{H}\hat{\text{C}}\text{O}$.
c) 1) BF_3 , $\text{F}\hat{\text{B}}\text{F}$; 2) NH_3 , $\text{H}\hat{\text{N}}\text{H}$; 3) SiH_4 , $\text{H}\hat{\text{S}}\text{H}$.
- 4.25 Predecir, en base a la TRePEV, la geometría de las moléculas siguientes:
a) PH_3 ; b) CCl_4 ; c) Cl_2O .
¿Cuál/es tiene/n momento dipolar distinto de cero?
- 4.26 Poner en correspondencia los pares siguientes en base a la TRePEV.
- | | |
|----------------------|-----------|
| CS_2 | piramidal |
| NH_3 | angular |
| H_2O | lineal |
- ¿Cuál/es es/son **moléculas polares** ($\mu \neq 0$) y cuál/es es/son **no polares** ($\mu = 0$)? Justificar.
- 4.27 Indicar cuál o cuáles de las moléculas siguientes son polares: a) BCl_3 , b) SO_3 y c) SO_2 . Justificar teniendo en cuenta la polaridad de los enlaces y la geometría molecular.
- 4.28 Aplicando la TRePEV, determinar la **geometría** de los **iones poliatómicos** siguientes: a) SO_4^{2-} ; b) CO_3^{2-} ; c) PO_4^{3-} ; d) SO_3^{2-} ; e) NH_4^+ .
- 4.29 Una molécula de TX_2 tiene en total 22 protones. Un átomo de T tiene 6 electrones. Determinar si las moléculas de TX_2 son polares o no, justificando en base a la geometría molecular y la polaridad de los enlaces.
- 4.30 Indicar cuál de los elementos: Si, Na, Te o P, puede formar con el flúor un compuesto cuyas moléculas tengan geometría piramidal. Escribir la fórmula de dicho compuesto.
- 4.31 Las moléculas siguientes tienen un átomo de carbono en su estructura. Salvo el metano (CH_4) que es un gas a temperatura y presión ambientes, las demás son líquidas en dichas condiciones y se usan como solventes: CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , CHCl_3 y CCl_4 .
a) Dibujar la estructura de Lewis de cada una de ellas.
b) Indicar en base a la TRePEV cuál es la geometría molecular de cada una de ellas.
c) Explicar por qué las moléculas de CH_4 y CCl_4 no tienen momento dipolar permanente y las restantes sí lo tienen.

- 4.32** a) ¿Qué tipos de **interacciones** existirán entre las moléculas de las sustancias siguientes en estado líquido? Justificar: CCl_4 ; CHCl_3 ; SO_3 ; BCl_3 ; SO_2 ; HF ; HBr ; H_2O ; CH_3OH .
 b) ¿Qué tipo de enlace (interacción) existe entre los aniones y los cationes en un compuesto iónico?
- 4.33** Dadas las moléculas de las sustancias siguientes: CH_3NH_2 (metanamina), CH_3OH (metanol), HCHO (metanal) y HCOOH (ácido metanoico),
 a) Dibujar la estructura de Lewis de cada una de ellas.
 b) ¿Cuáles átomos en cada molécula están involucrados en enlaces polares (considerando que los enlaces C–H son no polares)?
 c) Indicar si en base a la TREPEV el valor del ángulo de enlace se aproxima a 109° , 120° ó 180° entre los siguientes: $\text{H}\ddot{\text{N}}\text{C}$ en CH_3NH_2 , $\text{H}\ddot{\text{O}}\text{C}$ en CH_3OH , $\text{H}\ddot{\text{C}}\text{O}$ en HCHO y $\text{O}\ddot{\text{C}}\text{O}$ en HCOOH .
 d) ¿Se trata de moléculas polares o no polares?
 e) ¿En cuáles de las sustancias se pueden establecer enlaces de hidrógeno entre sus moléculas?
- 4.34** En la tabla siguiente se informan los puntos de ebullición (expresados en grados Celsius) de las sustancias que forman elementos de los grupos 14, 15, 16 y 17 con hidrógeno:

Sust.	P.Eb.	Sust.	P.Eb.	Sust.	P.Eb.	Sust.	P.Eb.
CH_4	-164	NH_3	-33	H_2O	100	HF	20
SiH_4	-112	PH_3	-88	H_2S	-61	HCl	-85
GeH_4	-88	AsH_3	-55	H_2Se	-42	HBr	-67
SnH_4	-52	SbH_3	-17	H_2Te	-4	HI	-35

Explicar los datos experimentales comparando las intensidades relativas de las interacciones intermoleculares presentes en cada sustancia pura en el estado líquido.

- 4.35** Poner en correspondencia las sustancias siguientes con sus puntos de fusión respectivos.
- a)
- | | |
|----------------------|----------|
| K_2S | -101 °C |
| CCl_4 | -23,0 °C |
| Cl_2 | 840 °C |
- b)
- | | |
|------------------------|----------|
| Na_2O | -7,2 °C |
| CH_3Cl | 1132 °C |
| Br_2 | -97,7 °C |
- 4.36** Poner en correspondencia las sustancias siguientes con sus puntos de ebullición respectivos.
- a)
- | | |
|---------------|-----------|
| NH_3 | -185,8 °C |
| H_2 | -33,3 °C |
| N_2 | -252,8 °C |
- b)
- | | |
|----------------|-----------|
| SiH_4 | -161,5 °C |
| CH_4 | -112 °C |
| AsH_3 | -62,5 °C |
- 4.37** a) Ordenar de menor a mayor los **puntos de ebullición** de las sustancias siguientes: 1) SiH_4 , 2) H_2S , 3) CH_4 , 4) LiCl . Justificar.
 b) Ordenar de mayor a menor los puntos de ebullición de las sustancias siguientes: 1) CCl_4 , 2) CaH_2 , 3) Ar . Justificar.

- 4.38** Dados los compuestos: HF, H₂S, sulfato de potasio, CO₂ y H₂SeO₄,
 a) escribir la estructura de Lewis de la molécula o unidad fórmula del compuesto con mayor punto de ebullición.
 b) Identificar al compuesto binario entre cuyas moléculas solamente hay fuerzas de London y dipolo-dipolo. Predecir la geometría y el valor aproximado del ángulo de enlace según la TRePEV.
- 4.39** ¿Cuáles de las moléculas de las sustancias siguientes pueden formar enlaces de hidrógeno con moléculas de agua?: a) amoníaco, b) I₂, c) HF, d) CH₂Cl₂, e) CHCl₃, f) HCOOH.
- 4.40** a) ¿Qué tipo de interacciones existen entre moléculas de agua?
 b) ¿Qué tipo de interacciones existen entre moléculas de metanol (CH₃OH)?
 c) En una solución acuosa de metanol, ¿qué tipo de interacciones existen entre las moléculas de metanol y las moléculas de agua?
 d) En base a las respuestas anteriores, justificar por qué el metanol es soluble en agua.
 e) ¿Por qué el tetracloruro de carbono, CCl₄, no es soluble en agua?
- 4.41** Justificar las afirmaciones siguientes:
 a) Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica cuando están fundidos o en solución, pero no lo hacen en estado sólido.
 b) Los compuestos iónicos generalmente tienen puntos de fusión y de ebullición altos.
 c) Los compuestos moleculares no son conductores de la electricidad en estado de agregación alguno (sólido, líquido o gaseoso).
 d) Las partículas que constituyen a los compuestos moleculares son entidades discretas con formas definidas.
- 4.42** a) Teniendo en cuenta que existe un intervalo continuo referente a la naturaleza del enlace químico que va desde el covalente no polar al predominantemente iónico, ¿qué tipo de enlace químico prevalece en las sustancias siguientes, algunas de cuyas propiedades se informan a continuación?:

Compuesto	Punto de fusión /°C	Conducción de la electricidad
AlF ₃	1200	Conduce en estado líquido
AlCl ₃	192	Conduce en estado líquido
AlBr ₃	98	No conduce en estado líquido

- b) Ordenar a los haluros de aluminio del ítem anterior de menor a mayor **carácter covalente** de los enlaces.
- 4.43** Poner en correspondencia las sustancias listadas a la izquierda con las propiedades listadas a la derecha.

Cu	Es aislante en estado sólido pero conduce la electricidad en estado líquido.
Al ₂ O ₃	Es un gas a temperatura ambiente y sus moléculas son polares.
O ₂	Es un líquido a temperatura ambiente, muy estructurado por los enlaces de hidrógeno.
Na	Pertenece al bloque d, buen conductor del calor y de la electricidad.
H ₂ O	Tiene moléculas no polares.
SO ₂	Es un metal del grupo 1, muy blando y reactivo.

4.44 ¿Cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s?

- "El azufre elemental, S_8 , es un sólido conductor de la electricidad."
- "Entre átomos de xenón en estado líquido existen fuerzas de London."
- "Las moléculas de NaH forman enlaces de hidrógeno entre sí."

4.45 Dados el $NaCl$ y el CH_3Cl , responder:

- ¿Cuál de las proposiciones siguientes refiere a cada uno?
 - Forma una red cristalina que contiene iones de carga opuesta.
 - En estado sólido, líquido o gaseoso está constituido por moléculas.
- ¿Cuál tiene menor punto de fusión? Justificar teniendo en cuenta todas las interacciones involucradas.
- ¿Cuál conduce la corriente eléctrica en solución acuosa?
- ¿Cuál conduce la corriente eléctrica en estado líquido?

4.46 Dados el KCl y el CH_3OH :

- ¿Cuál de las proposiciones siguientes refiere a cada uno?
 - En estado sólido, forma una red cristalina que contiene iones de carga opuesta.
 - En estado sólido, líquido o gaseoso está constituido por moléculas.
- ¿Cuál tiene mayor punto de fusión? Justificar teniendo en cuenta todas las interacciones involucradas.
- ¿Cuáles especies químicas provenientes de cada uno de ellos están presentes en sus respectivas soluciones acuosas?
- ¿Cuál conduce la corriente eléctrica en solución acuosa? Justificar.

■ 3. Respuestas seleccionadas

4.1: a) $I < Br < Cl < F$; b) $S > P > Si > Mg$; c) $K < Al < C < O$; d) $Na > K = Rb > Cs$.

4.2: a) covalente; b) covalente; c) iónico; d) iónico.

4.3: a) $C-Cl$; $S-O$; $H-F$; $N-O$; b) $C-Cl$, $S-O$, $H-F$, $N-O$; c) $N-O < C-Cl < S-O < H-F$.

4.4: a) $H-H < O-Cl < Br-H < N-H$; b) $Cl-Cl < B-H < N-O < C-O$.

4.5: No es posible.

4.6: Enlaces predominantemente iónicos: b) y c). Enlaces covalentes y polarizados: a) y d). Enlaces metálicos: e).

4.7: a) $NaCl$: iónico; Cl_2 : covalente no polar; HCl : covalente polar; AlF_3 : iónico; $Cu-Zn$: metálico; PCl_3 : covalente polar. b) MgO : iónico; Hg : metálico; CO_2 : covalente no polar; CBr_4 : covalente polar; P_4 : covalente no polar; $Cu-Sn$: metálico; $LiBr$: iónico; I_2 : covalente no polar.

4.8: a) $Na\cdot$; b) $\cdot He\cdot$; c) $\cdot \ddot{Br}\cdot$; d) $\cdot Ca\cdot$; e) $\cdot \ddot{O}\cdot$; f) $\cdot \ddot{P}\cdot$

4.9: a) $\cdot \ddot{Cl}:\ddot{Cl}:$ $H:\ddot{F}:$ $\ddot{O}::C::\ddot{O}$ b) por ej. $\ddot{O}::Se::\ddot{O}$ $\ddot{O}::Se::\ddot{O}$ c) por ej. $H:\ddot{C}::H$

$\begin{array}{cc} H & H \\ \ddot{C}::\ddot{C} & d) \ddot{O}::\ddot{O} \end{array}$ $H:\ddot{O}:H$ $H:\ddot{C}::\ddot{O}:H$

$\cdot \ddot{F}\cdot$

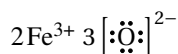
4.10: a) Por ejemplo, $\cdot \ddot{F}\cdot$ $B:\ddot{F}:$

4.11: a) NaH : $Na +1$, $H -1$; NH_3 : $N -3$, $H +1$; H_2SO_4 : $H +1$, $S +6$, $O -2$; HCl : $H +1$, $Cl -1$; CH_4 : $C -4$, $H +1$; b) SO_2 : $S +4$, $O -2$; NO : $N +2$, $O -2$; SO_3 : $S +6$, $O -2$; SiO_2 : $Si +4$, $O -2$; NO_2 : $N +4$, $O -2$; c) CaF_2 : $Ca +2$, $F -1$; KH : $K +1$, $H -1$; $FeCl_3$: $Fe +3$, $Cl -1$; $CoBr_2$: $Co +2$, $Br -1$; d) Mg^{2+} : $Mg +2$; SO_4^{2-} : $S +6$, $O -2$; Fe^{3+} : $Fe +3$; Cl^- : $Cl -1$; e) NH_4^+ : $N -3$, $H +1$; NO_3^- : $N +5$, $O -2$; PO_4^{3-} : $P +5$, $O -2$; HS^- : $H +1$, $S -2$.

4.12: a) 1) SO_2 , óxido de azufre(IV) o dióxido de azufre; SO_3 , óxido de azufre(VI) o trióxido de azufre; 2) N_2O_3 , óxido de nitrógeno(III) o trióxido de dinitrógeno; N_2O_5 , óxido de nitrógeno(V) o pentóxido de dinitrógeno; 3) Cl_2O , óxido de cloro(I) o monóxido de dicloro; Cl_2O_7 , óxido de cloro(VII) o heptóxido de dicloro; 4) CaO , óxido de calcio; 5) Na_2O , óxido de sodio; 6) FeO , óxido de hierro(II); Fe_2O_3 , óxido de hierro(III).

b) Covalentes: S, N y Cl; iónicos: Ca, Na y Fe.

c) Por ejemplo, estructura de Lewis del Cl_2O_7 , $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \quad \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \text{Cl} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \text{Cl} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \quad \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$ y del Fe_2O_3 ,



4.13: a) 1) KH , hidruro de potasio; 2) CaH_2 , hidruro de calcio; 3) NH_3 , amoníaco; 4) H_2Se , seleniuro de hidrógeno; 5) SiH_4 , hidruro de silicio o silano; 6) HCl , cloruro de hidrógeno; 7) H_2O , agua; 8) HF , fluoruro de hidrógeno.

b) Covalentes: N, S, Si, Cl, O y F. Iónicos: K y Ca.

c) Por ejemplo, estructura de Lewis del CaH_2 , $\text{Ca}^{2+} 2 \text{[:H]}^-$ y del SiH_4 , $\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \text{:}\ddot{\text{Si}}\text{:} \text{H} \\ \text{H} \end{array}$

4.14: Por ej., para cada estado de oxidación informado: NH_3 , N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 .

4.15: HCl , Cl_2O , Cl_2O_3 , Cl_2O_5 (desconocido), Cl_2O_7 .

4.16: a) 1) cloruro de hierro(III); 2) FeCl_2 ; 3) CaF_2 ; 4) cloruro de cobalto(II); 5) FeS ; 6) sulfuro de zinc; 7) cloruro de potasio; 8) AlCl_3 .

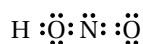
b) Por ejemplo, estructura de Lewis del CoCl_2 , $\text{Co}^{2+} 2 \left[\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \right]^-$

4.17: a) Por ejemplo, $\overset{\delta+}{\text{H}} - \overset{\delta-}{\text{Cl}}$; b) por ej. $\text{H} - \text{Cl}$; c) $\text{HI} \ll \text{HBr} < \text{HCl} < \text{HF}$; d) HF .

4.18: a) 1) NaOH ; 2) hidróxido de calcio; 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$; 4) hidróxido de hierro(III); 5) hidróxido de cobre(II); 6) $\text{Mn}(\text{OH})_2$. b) Son compuestos iónicos. c) Por ejemplo, estructura de Lewis del $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}^{2+} 2 \left[\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \text{H} \right]^-$

4.19: a) 1) H_2SO_3 , ácido sulfuroso; H_2SO_4 , ácido sulfúrico; 2) HNO_2 , ácido nitroso; HNO_3 , ácido nítrico; 3) HClO , ácido hipocloroso; HClO_3 , ácido clórico; 4) H_2SiO_3 , ácido silícico. b) Compuestos covalentes.

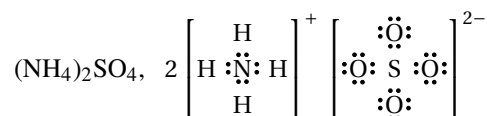
c) Por ejemplo, estructura de Lewis del H_2SO_4 , $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{H} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \text{S} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \text{H} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$ y del HNO_2 ,



4.20: a) 1) silicato de calcio, hipoclorito de sodio, sulfito de sodio e hidrogenosulfito de potasio; 2) carbonato de calcio, hidrogenocarbonato de potasio, nitrato de sodio y ortofosfato (o fosfato) de potasio; b) 1) SiO_3^{2-} , silicato; ClO^- , hipoclorito; SO_3^{2-} , sulfito; HSO_3^- , hidrogenosulfito; 2) CO_3^{2-} , carbonato; HCO_3^- , hidrogenocarbonato; NO_3^- , nitrato; PO_4^{3-} , ortofosfato (o fosfato).

4.21: a) 1) CaSO_4 ; 2) NaHCO_3 ; 3) hidrogenosulfito de sodio; 4) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; 5) NaHS ; 6) hidróxido de bario; 7) carbonato de sodio; 8) hidrogenofosfato de calcio; 9) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; 10) hidróxido de hierro(II); 11) H_3PO_4 . b) Son ternarios 1), 5), 6), 7), 9), 10) y 11); el resto, cuaternarios.

c) Por ejemplo, estructura de Lewis de NaHSO_3 : $\text{Na}^+ \left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{H} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \text{S} \text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^-$ y del



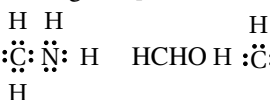
4.22: a) HBrO , ácido hipobromoso; b) ejemplos: Cu_2SO_3 , sulfito de cobre(I); CuSO_3 , sulfato de cobre(II); Cu_2SO_4 , sulfato de cobre(I); CuSO_4 , sulfato de cobre(II).

- 4.23: a) 4 enlaces covalentes simples, o bien 2 simples y 2 coordinados. b) iónicos y en el anión: 2 covalentes simples y 1 doble, o bien: 1 simple, 1 coordinado y 1 doble. c) iónicos y en el anión: 3 covalentes simples, o bien: 1 simple y 2 coordinados; d) iónicos y en el anión: 2 covalentes simples y 1 doble; e) 4 covalentes simples y 1 doble; f) iónicos y en cada anión OH^- : 1 covalente simple; g) 2 covalentes simples y 3 coordinados, o bien 5 covalentes simples; h) 8 covalentes simples; i) 4 covalentes simples; j) 5 covalentes simples; k) iónicos.
- 4.24: a) 1) angular, 109° ; 2) angular, 120° ; 3) triangular, 120° ; b) 1) lineal, 180° ; 2) tetraédrica, 109° ; 3) triangular, 120° ; c) 1) triangular, 120° ; 2) piramidal, 109° ; 3) tetraédrica, 109° .
- 4.25: a) piramidal; b) tetraédrica; c) angular. $\mu \neq 0$: PH_3 y Cl_2O .
- 4.26: CS_2 : lineal, no polar; NH_3 : piramidal, polar; H_2O : angular, polar.
- 4.27: c) SO_2 (angular) tiene enlaces polares y momento dipolar permanente ($\mu \neq 0$).
- 4.28: a) tetraédrica; b) triangular; c) tetraédrica; d) piramidal; e) tetraédrica.
- 4.29: No polares, ya que se trata del CO_2 cuya geometría molecular es lineal y los vectores de enlace son colineales, con módulos iguales y direcciones opuestas.
- 4.30: P, PF_3 .



- 4.31: a) Por ejemplo, $\text{H} \text{:}\ddot{\text{C}}\text{:H}$; b) son todas tetraédricas alrededor del átomo de carbono; c) CH_4 y CCl_4 tienen 4 enlaces polares iguales cuyo efecto se cancela por la suma vectorial de los vectores dipolares de enlace (o por simetría); las restantes tienen 4 enlaces con al menos uno de polaridad distinta al resto que no se cancelan por la suma vectorial de los vectores dipolares de enlace (o por simetría).

- 4.32: a) CCl_4 , SO_3 y BCl_3 : fuerzas de London; CHCl_3 , SO_2 y HBr : fuerzas de London y dipolo perm.-dipolo perm.; HF , H_2O y CH_3OH : fuerzas de London, dipolo perm.-dipolo perm. y enlaces de hidrógeno, [Justificación]; b) enlaces iónicos.



- 4.33: a) Por ejemplo, CH_3NH_2 $\text{H} \text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\ddot{\text{N}}\text{:H}$ HCHO $\text{H} \text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$; b) en CH_3NH_2 , C–N y N–H; en CH_3OH , C–O y O–H; en HCHO , C=O; en HCOOH , C=O, C–O y O–H; c) aprox. 109° en CH_3NH_2 y CH_3OH ; aprox. 120° en HCHO y HCOOH ; d) son todas moléculas polares; e) CH_3NH_2 , CH_3OH y HCOOH .

- 4.34: Por ejemplo para el grupo 16: Se observa que los compuestos con hidrógeno del azufre, selenio y telurio tienen P.Eb. mucho menores que el P.Eb. del agua. Los P.Eb. aumentan en el sentido $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{Te}$ lo cual se explica por el aumento de la polarizabilidad molecular que intensifica las Fuerzas de London. Si bien todas las moléculas son polares, el momento dipolar permanente y las interacciones dipolo-dipolo disminuyen en intensidad conforme aumenta el tamaño molecular. El agua tiene el P.Eb. más alto en esta serie debido a que sus moléculas interactúan además mediante enlaces de hidrógeno.

- 4.35: a) K_2S P.F. 840°C , CCl_4 P.F. -23°C , Cl_2 P.F. -101°C ; b) Na_2O P.F. 1132°C , CH_3Cl P.F. $-97,7^\circ\text{C}$, Br_2 P.F. $-7,2^\circ\text{C}$.

- 4.36: a) NH_3 P.Eb. $-33,3^\circ\text{C}$, H_2 P.Eb. $-252,8^\circ\text{C}$, N_2 P.Eb. $-185,8^\circ\text{C}$; b) SiH_4 P.Eb. -112°C , AsH_3 P.Eb. $-62,5^\circ\text{C}$, CH_4 P.Eb. $-161,5^\circ\text{C}$.

- 4.37: a) 3), 1), 2) y 4); b) 2), 1) y 3).

- 4.38: a) $2\text{K}^+ \left[\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:S}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \right]^{2-}$ b) H_2S , angular, $\sim 109^\circ$.

- 4.39: a), c) y f).

- 4.40: a), b) y c): fuerzas de London, dipolo perm.-dipolo perm. y enlaces de hidrógeno; d) porque las moléculas de metanol y las de agua pueden interactuar mediante enlaces (interacciones) intermoleculares de naturaleza y magnitudes similares; e) solamente puede interactuar con moléculas de agua mediante fuerzas de London (de magnitud mayor entre similares de CCl_4 que entre CCl_4 y H_2O) y no son suficientes

para formar un sistema homogéneo dado que las moléculas de agua están muy estructuradas por los enlaces de hidrógeno que forman entre sí.

- 4.41:** a) La conducción eléctrica requiere especies cargadas en movimiento; en el estado sólido las partículas no tienen capacidad de traslación; b) En general así es, por la gran energía involucrada en la atracción electrostática entre partículas de carga opuesta; c) No conducen la electricidad porque no hay cargas eléctricas involucradas; d) Lo afirmado, a diferencia de los compuestos iónicos o metálicos que están constituidos por redes. En estos casos, tiene sentido fundamental determinar su fórmula mínima o empírica (unidad fórmula).
- 4.42:** a) AlF_3 : iónico, AlCl_3 : iónico con mayor carácter covalente que en el fluoruro, AlBr_3 : covalente; b) $\text{AlF}_3 < \text{AlCl}_3 < \text{AlBr}_3$.
- 4.43:** Cu: pertenece al bloque d, buen conductor del calor y de la electricidad; Al_2O_3 : es aislante en estado sólido pero conduce la electricidad en estado líquido; SO_2 : es un gas a temperatura ambiente y sus moléculas son polares; O_2 : tiene moléculas no polares; Na: es un metal del grupo 1, muy blando y reactivo; H_2O : es un líquido a temperatura ambiente, muy estructurado por los enlaces de hidrógeno.
- 4.44:** a) Incorrecta; b) correcta; c) incorrecta.
- 4.45:** a) 1) NaCl ; 2) CH_3Cl ; b) CH_3Cl , molécula polar, la interacción entre sus moléculas por fuerzas de London y dipolo perm.-dipolo perm. son de magnitud menor a la fuerte interacción iónica en el NaCl ; c) $\text{NaCl}(\text{aq})$ porque en solución acuosa se disocia en iones conductores $\text{Na}^+(\text{aq})$ y $\text{Cl}^-(\text{aq})$; d) $\text{NaCl}(\text{l})$, porque al fundirse, los iones Na^+ y Cl^- adquieren la movilidad suficiente para conducir la electricidad.
- 4.46:** a) 1) KCl ; 2) CH_3OH ; b) KCl , es un compuesto iónico; c) en el $\text{KCl}(\text{aq})$ las especies que origina son los iones solvatados: $\text{K}^+(\text{aq})$ y $\text{Cl}^-(\text{aq})$; en las soluciones de metanol, las especies presentes son moléculas de metanol; d) el cloruro de potasio disuelto en agua conduce la corriente eléctrica debido a la presencia de portadores de carga (iones solvatados) en la solución.

Magnitudes atómico-moleculares

■ 1. Guía de Estudio

- ¿Cuál es la unidad de cantidad de sustancia (n)? ¿Cómo se define?
- ¿Qué son el número de Avogadro y la constante de Avogadro (N_A)?
- Definir la masa molar (M) y el volumen molar (V_m) de una sustancia.

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

■ 2. Ejercicios

5.1 El calcio es un metal abundante en la corteza terrestre. Calcular:

- la masa de un átomo de calcio, expresada en gramos;
- la masa de mil átomos, expresada en gramos. ¿Sería posible pesar este número de átomos en una balanza cuya incertidumbre es de 0,1 mg?;
- la masa de un número de Avogadro de átomos, expresada en gramos con 4 cifras significativas.

$$n = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}$$

5.2 Calcular la masa (m) y el número de átomos (N) presentes en 2,00 mol de átomos de aluminio.

5.3 Calcular la cantidad y el número de átomos que hay en 100 g de helio.

5.4 La masa de 1,50 mol de átomos de un elemento es de 48,1 g. Identificar al elemento con su símbolo químico.

5.5 El número de átomos en 22,0 g de un metal puro es $2,41 \times 10^{23}$.

- Identificar al metal con su símbolo químico.
- Calcular la masa de 6,50 mol de dicho metal.

5.6 El cinc es un metal de gran importancia para el organismo ya que participa en casi todos los niveles del metabolismo intermedio. Una persona adulta debería ingerir 15,0 mg diarios de este oligoelemento. Calcular a qué cantidad de cinc equivale dicha masa.

5.7 Una dosis de 400 mg de talio puede ser letal para una persona adulta. Calcular para dicha masa:

- el número de átomos de talio;
- la cantidad de átomos de talio, expresada en moles y en milimoles.

5.8 Completar el cuadro siguiente.

Símbolo del elem.	m_a / u	M / g mol ⁻¹	m / g	n / mol	N	ρ / g cm ⁻³	V / cm ³
He			5,000			$1,785 \times 10^{-4}$	
Hg				2,50		13,6	
			591	3,00		19,3	
			81,0		$1,81 \times 10^{24}$	2,70	
Cu					$2,41 \times 10^{24}$		28,4

- 5.9** El acero inoxidable “16Cr-2Ni” es una aleación que, además de hierro, contiene en masa 0,200% de carbono, 16,0% de cromo y 2,00% de níquel. Se utiliza para la construcción de álabes de turbinas, ejes de bombas, utensilios de cocina, cuchillería, etc. Para una muestra de dicho material cuya masa es de 350 g, calcular:
- la masa de carbono;
 - la cantidad y el número de átomos de cromo;
 - la cantidad de níquel, expresada en milimoles.
- 5.10** Calcular la masa molar de las sustancias siguientes con 4 cifras significativas:
- ácido nitroso;
 - óxido de hierro(III);
 - sulfito de calcio;
 - hidrogenosulfuro de aluminio.
- 5.11** Calcular la masa de una molécula de urea ($\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$) expresada en a) unidades de masa atómica; b) gramos.
- 5.12** La *dolomita* es un carbonato doble de fórmula $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$. Calcular:
- la masa molar;
 - el número de unidades fórmula presentes en 250 g de dolomita;
 - la cantidad de unidades fórmula en la masa del ítem anterior.
- 5.13** El nitrato de amonio (NH_4NO_3) se utiliza como fertilizante. Calcular:
- la masa de nitrógeno en 1,00 kg de este fertilizante;
 - el %m/m de nitrógeno en dicho compuesto;
 - el número de átomos de hidrógeno en 300 g del fertilizante;
 - la cantidad de átomos de oxígeno presente en la misma masa del ítem anterior.
- 5.14** La ingesta de calcio recomendada para niños con edades entre 1 y 3 años es de 500 mg diarios. Calcular la masa de CaCO_3 que cubre este requerimiento, expresada en gramos.
- 5.15** El salbutamol ($\text{C}_{13}\text{H}_{21}\text{NO}_3$) es un fármaco de efecto rápido utilizado para el alivio del broncoespasmo. Calcular:
- la masa de 150 moléculas de salbutamol, expresada en gramos;
 - la cantidad de salbutamol presente en 2,00 mg del mismo, expresada en moles y en milimoles.
- 5.16** En 32,0 g de una sustancia gaseosa cuya fórmula es XO_3 hay $7,22 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno.
- Calcular la masa molar de la sustancia.
 - Calcular la masa molecular, expresada en unidades de masa atómica.
 - Identificar al elemento X con su símbolo químico.
- 5.17** Se dispone de 120 g de nitrato de hierro(III). Para dicha masa, calcular:
- la cantidad de sustancia presente;
 - la masa de oxígeno;
 - el número de iones hierro(III);
 - la cantidad de iones nitrato.
- 5.18** Indicar si las afirmaciones siguientes son correctas (C) o incorrectas (I).
- “En 3 moles de ácido sulfúrico hay 6 moles de átomos de hidrógeno, 32 gramos de azufre y 12 moles de átomos de oxígeno.”
 - “Seis moléculas de hidrógeno (H_2) tienen una masa de 12 gramos.”
 - “Si un óxido de níquel tiene 78,6 %m/m de níquel, la fórmula empírica del óxido será NiO .”

- 5.19** Calcular los volúmenes molares de las sustancias siguientes:
- hidrógeno, $\text{H}_2(\text{g})$, $\rho = 0,0902 \text{ g/dm}^3$ (0°C y 1 atm).
 - acetona, $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}(\text{l})$, $\rho = 0,788 \text{ g/cm}^3$ (25°C y 1 atm);
 - platino, $\text{Pt}(\text{s})$, $\rho = 21,5 \text{ g/cm}^3$ (0°C y 1 atm).
- 5.20** La densidad del ozono (O_3) a $1,00 \text{ atm}$ y $25,0^\circ\text{C}$ es $1,96 \text{ g/dm}^3$. Para dichas condiciones de presión y temperatura, calcular:
- el volumen molar del ozono;
 - la cantidad de átomos de oxígeno en $2,25 \text{ dm}^3$ de ozono.
- 5.21** El volumen molar del hexano (C_6H_{14}) a 20°C es $126 \text{ cm}^3/\text{mol}$. Para dicha temperatura, calcular:
- la densidad del hexano;
 - el número de moléculas de hexano presentes en $10,0 \text{ cm}^3$ de dicha sustancia;
 - la cantidad de átomos de carbono presentes en $10,0 \text{ cm}^3$ de hexano.
- 5.22** Sabiendo que a 20°C , $0,275$ moles de una sustancia desconocida cuya densidad es $0,924 \text{ g/cm}^3$ ocupan un volumen de $45,9 \text{ cm}^3$, calcular:
- la masa molar de la sustancia;
 - el número de moléculas presentes en 120 cm^3 ;
 - la masa, expresada en gramos, de una molécula de dicha sustancia.
- 5.23** A 25°C y 1 atm un volumen de $45,0 \text{ cm}^3$ de benceno, $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$, contiene $1,82 \times 10^{24}$ átomos de hidrógeno. Calcular para el benceno en dichas condiciones:
- su densidad;
 - su volumen molar;
 - la cantidad de benceno que contiene $0,600 \text{ mol}$ de átomos totales, expresada en milimoles.
- 5.24** Para cada afirmación siguiente, indicar si es correcta (C) o incorrecta (I).
 “Cantidades iguales de los compuestos $\text{SO}_2(\text{g})$ y $\text{SO}_3(\text{g})$ tienen:...”
- “...distinta cantidad de átomos de oxígeno”.
 - “...igual número de átomos de azufre”.
 - “...igual número de átomos totales”.
- 5.25** Para cada afirmación siguiente, indicar si es correcta (C) o incorrecta (I).
 “Cantidades iguales de los compuestos $\text{CH}_3\text{OCH}_3(\text{l})$ y $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})$ tienen:...”
- “...distinto porcentaje en masa de oxígeno”.
 - “...igual masa”.
 - “...igual número de átomos de hidrógeno”.
- 5.26** Sabiendo que en un volumen de $0,0528 \text{ dm}^3$ a 20°C hay $3,08 \times 10^{23}$ moléculas de una sustancia de fórmula $\text{C}_4\text{H}_{11}\text{N}$, calcular:
- el volumen molar de la sustancia a 20°C ;
 - la cantidad de dicha sustancia que contiene en total $1,50 \text{ mol}$ de átomos;
 - la masa de 5 moléculas de la sustancia, expresada en gramos.

$$\rho(p, T) = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$$

■ 3. Respuestas seleccionadas

- 5.1:** a) $6,656 \times 10^{-23} \text{ g}$; b) $6,656 \times 10^{-20} \text{ g}$; no es posible; c) $40,08 \text{ g}$.
5.2: $54,0 \text{ g}$; $1,20 \times 10^{24}$.
5.3: $n(\text{He}) = 25,0 \text{ mol}$; $N(\text{He}) = 1,50 \times 10^{25}$.
5.4: S.
5.5: a) Mn; b) 357 g .
5.6: $n(\text{Zn}) = 2,29 \times 10^{-4} \text{ mol}$.
5.7: a) $N(\text{Tl}) = 1,18 \times 10^{21}$; b) $n(\text{Tl}) = 0,00196 \text{ mol} = 1,96 \text{ mmol}$.
5.8:

Símbolo del elem.	m_a / u	M / g mol ⁻¹	m / g	n / mol	N	ρ / g cm ⁻³	V / cm ³
He	4,003	4,003	5,00	1,25	$7,52 \times 10^{23}$	$1,785 \times 10^{-4}$	$2,80 \times 10^4$
Hg	201	201	502	2,50	$1,51 \times 10^{24}$	13,6	36,9
Au	197	197	591	3,00	$1,81 \times 10^{24}$	19,3	30,6
Al	27,0	27,0	81,0	3,00	$1,81 \times 10^{24}$	2,70	30,0
Cu	63,6	63,6	254	4,00	$2,41 \times 10^{24}$	8,94	28,4

- 5.9:** a) $m(C) = 0,700$ g; b) $n(Cr) = 1,08$ mol, $N(Cr) = 6,48 \times 10^{23}$; c) $n(Ni) = 119$ mmol.
- 5.10:** a) 47,02 g/mol; b) 159,7 g/mol; c) 120,2 g/mol; d) 126,2 g/mol.
- 5.11:** a) 60,1 u; b) $9,98 \times 10^{-23}$ g.
- 5.12:** a) 184 g/mol; b) $8,16 \times 10^{23}$; c) 1,36 mol.
- 5.13:** a) $m(N) = 350$ g; b) 35,0 %m/m; c) $N(H) = 9,03 \times 10^{24}$; d) $n(O) = 11,2$ mol.
- 5.14:** $m(CaCO_3) = 1,25$ g.
- 5.15:** a) $5,96 \times 10^{-20}$ g; b) $8,36 \times 10^{-6}$ mol = $8,36 \times 10^{-3}$ mmol.
- 5.16:** a) 80,0 g/mol; b) 80,0 u; c) S.
- 5.17:** a) 0,496 mol; b) 71,4 g; c) $2,99 \times 10^{23}$; d) 1,49 mol.
- 5.18:** a) I; b) I; c) C.
- 5.19:** a) 22,4 dm³; b) 73,7 cm³; c) 9,07 cm³.
- 5.20:** a) $V_m(O_3) = 24,5$ dm³/mol; b) $n(O) = 0,276$ mol.
- 5.21:** a) $\rho(C_6H_{14}) = 0,684$ g/cm³; b) $N(C_6H_{14}) = 4,78 \times 10^{22}$; c) $n(C) = 0,476$ mol.
- 5.22:** a) $M = 154$ g/mol; b) $N = 4,33 \times 10^{23}$; c) $m = 2,56 \times 10^{-22}$ g.
- 5.23:** a) $\rho = 0,874$ g/cm³; b) $V_m = 89,2$ cm³/mol; c) $n = 50,0$ mmol.
- 5.24:** a) C; b) C; c) I.
- 5.25:** a) I; b) C; c) C.
- 5.26:** a) $V_m = 103$ cm³/mol; b) $n = 0,0938$ mol; c) $m = 6,07 \times 10^{-22}$ g.

Gases

1. Guía de Estudio

- ¿Cuáles son las propiedades físicas que determinan el estado de un gas (variables de estado)? ¿Cuáles son sus unidades más frecuentes?
- ¿Cuál es la relación entre las escalas de temperatura Kelvin y Celsius?
- ¿Cuáles son los postulados de la Teoría Cinética de los Gases?
- Enunciar la Hipótesis de Avogadro.
- ¿Cuál es la expresión de la ecuación de estado de los gases ideales? ¿En qué condiciones se puede aplicar a un gas real?
- Definir presión parcial de un gas en una mezcla de gases. Enunciar la ley de presiones parciales de Dalton.

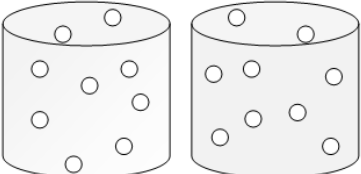
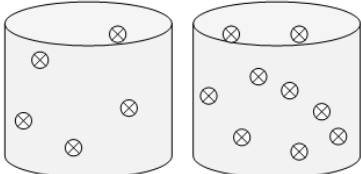
SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

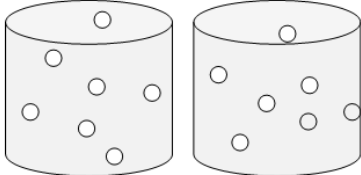
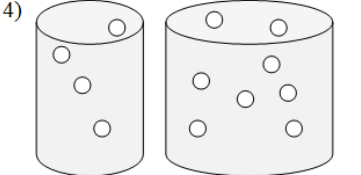
Suponer que los sistemas gaseosos tratados en esta guía se comportan idealmente.

2. Ejercicios

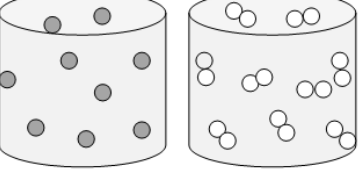
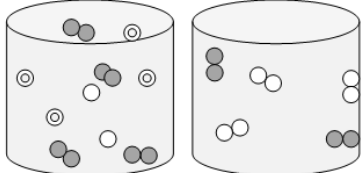
6.1 Responder en cada caso si p_A es mayor, menor o igual a p_B . Justificar en base a la Teoría Cinética de los Gases.

1)  2) 

A $T_A = T_B$ B
 $V_A = V_B$
 $p_A \dots p_B$

3)  4) 

A $2T_A = T_B$ B
 $V_A = V_B$
 $p_A \dots p_B$

5)  6) 

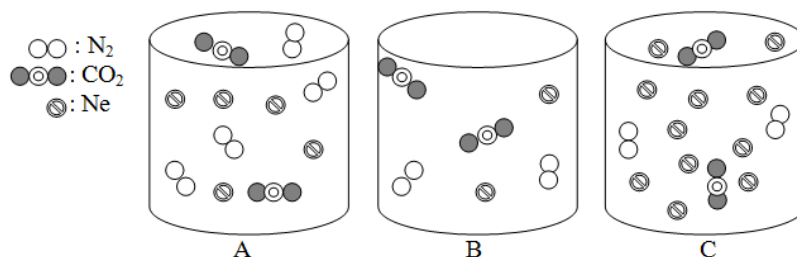
A $2T_A = T_B$ B
 $V_A = V_B$
 $p_A \dots p_B$

A $T_A = T_B$ B
 $V_A = (1/2) V_B$
 $p_A \dots p_B$

6.2 Una masa de aire contenida en un recipiente cerrado de 3,50 L ejerce una presión de 1140 Torr a 40,0 °C. Calcular la presión, expresada en atmósferas, que ejercerá la misma masa de aire si se expande hasta un volumen de 7,50 L y la temperatura luego de la expansión es de 35,0 °C.

- 6.3** Un recipiente cerrado contiene una masa de cloro, $\text{Cl}_2(\text{g})$, a $20,0\text{ }^\circ\text{C}$ que ejerce una presión de $1,40\text{ atm}$. El sistema aumenta su temperatura, manteniendo la presión constante hasta duplicar su volumen. Calcular la temperatura final alcanzada, expresada en grados Celsius.
- 6.4** Calcular la variación de volumen, expresada en cm^3 , que experimentará un gas contenido en un recipiente cerrado y flexible cuyo volumen inicial es $3,60\text{ dm}^3$, si se lo somete a los cambios de estado siguientes:
- a) a temperatura constante, se aumenta la presión del gas desde $2,00\text{ atm}$ hasta $2,50\text{ atm}$;
 - b) se enfría el recipiente desde $2,00\text{ }^\circ\text{C}$ hasta $-20,0^\circ\text{C}$ a presión constante;
 - c) desde un estado inicial a $2,00\text{ }^\circ\text{C}$ y $2,00\text{ atm}$ hasta un estado final a $30,0\text{ }^\circ\text{C}$ y $1,80\text{ atm}$.
- 6.5** Una sustancia en estado gaseoso tiene una temperatura de $25,0\text{ }^\circ\text{C}$ cuando ejerce una presión de 750 hPa y ocupa un volumen de 1250 cm^3 . Calcular:
- a) el volumen que ocupará si se la lleva a un estado donde la presión es $1,20\text{ atm}$ y la temperatura es $0,00\text{ }^\circ\text{C}$;
 - b) la cantidad de gas presente en el sistema.
- 6.6** Un tanque de $20,0\text{ dm}^3$ contiene eteno (C_2H_4) gaseoso que ejerce una presión de 1260 hPa a una temperatura de $15,0\text{ }^\circ\text{C}$. Calcular:
- a) la masa de eteno dentro del tanque;
 - b) la cantidad de átomos de hidrógeno en el sistema.
- 6.7** Calcular la presión ejercida por una masa de $34,5\text{ g}$ de amoníaco (NH_3) si ocupa un volumen de $12,0\text{ dm}^3$ a 325 K .
- 6.8** A $25,0\text{ }^\circ\text{C}$ y 1055 Torr , $7,44\text{ g}$ de una sustancia simple diatómica ocupan un volumen de $3,45\text{ dm}^3$. Calcular su masa molar e identificar a la sustancia con su fórmula química.
- 6.9** Un recipiente cerrado de $6,75\text{ dm}^3$ contiene CO_2 gaseoso a $12,0\text{ }^\circ\text{C}$ y $1,60\text{ atm}$. Calcular:
- a) la masa de CO_2 en el recipiente;
 - b) el número de átomos de oxígeno presentes.
- 6.10** Calcular el volumen molar de un gas ideal en las condiciones siguientes:
- a) $-25,0\text{ }^\circ\text{C}$ y $0,500\text{ atm}$; b) $0,00\text{ }^\circ\text{C}$ y $1,00\text{ atm}$.
- 6.11** Calcular la densidad del $\text{N}_2(\text{g})$ a $1,00\text{ atm}$ y $21,0\text{ }^\circ\text{C}$.
- 6.12** La densidad de un gas XH_4 a 1370 hPa y $22,0\text{ }^\circ\text{C}$ es $0,895\text{ g dm}^{-3}$. Para una masa de $40,0\text{ g}$ del compuesto, calcular:
- a) la cantidad de XH_4 ;
 - b) el volumen ocupado en dichas condiciones de presión y temperatura;
 - c) la cantidad de átomos de hidrógeno.
- 6.13** Se tienen dos recipientes rígidos idénticos a la misma temperatura. Uno contiene $\text{SO}_2(\text{g})$ y el otro contiene $\text{O}_2(\text{g})$. Ambos gases ejercen presiones iguales. Indicar si la densidad del SO_2 será igual, mayor o menor que la densidad del O_2 . Justificar la respuesta, considerando que ambos gases se comportan idealmente.
- 6.14** A $25,0\text{ }^\circ\text{C}$ y $0,998\text{ atm}$, un recipiente cerrado de 2000 cm^3 contiene $6,54\text{ g}$ de un óxido gaseoso, cuyas moléculas tetratómicas contienen 3 átomos de oxígeno.
- a) Calcular la masa molar del óxido. b) Escribir su fórmula molecular.

- 6.15** Los esquemas siguientes representan porciones nanoscópicas de sistemas gaseosos, todos en iguales condiciones de volumen y temperatura.



- ¿cuál de los sistemas ejerce mayor presión?
 - ¿en cuál de los sistemas la presión parcial de Ne es menor?
 - ¿en cuál de los sistemas la fracción molar de N_2 es mayor?
- 6.16** Un recipiente rígido contiene $N_2(g)$ a cierta temperatura y presión. Si se agrega $O_2(g)$ al recipiente manteniendo la temperatura constante, ¿cuál/es de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s? 1) “la presión total no variará”; 2) “la fracción molar del N_2 no variará”; 3) “la presión parcial del N_2 no variará”; 4) “la densidad del sistema aumentará”.
- 6.17** Un recipiente con tapa móvil contiene cantidades iguales de $CO_2(g)$ y $CO(g)$. Si se duplica la cantidad de CO_2 manteniendo la presión y la temperatura constantes, ¿cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas?:
1) “se duplicará la presión parcial del CO_2 ”; 2) “la cantidad de CO_2 será el doble que la cantidad de CO ”; 3) “la fracción molar del CO valdrá la mitad que la del CO_2 ”; 4) “la masa del CO_2 será el doble que la masa de CO ”; 5) “se duplicará el volumen del recipiente”.
- 6.18** Un recipiente rígido de 100 dm^3 contiene una mezcla de gases compuesta por $25,0\text{ g}$ de metano (CH_4), $16,0\text{ g}$ de etano (C_2H_6) y $8,00\text{ g}$ de agua gaseosa. La presión total de la mezcla es de $1,20\text{ atm}$. Calcular las fracciones molares y las presiones parciales de cada componente.
- 6.19** Una mezcla gaseosa que contiene fracciones molares iguales de Freón 12[®] (CCl_2F_2) y Freón 21[®] ($CHCl_2F$), ocupa un volumen de $2,75\text{ dm}^3$ a $30,0\text{ °C}$. Si la masa de Freón 12[®] es $24,0\text{ g}$, calcular:
a) la masa de Freón 21[®] en la mezcla;
b) la presión que ejerce la mezcla gaseosa.
- 6.20** En un recipiente vacío y rígido se introdujeron 640 mg de metano (CH_4), 350 mg de argón y 450 mg de nitrógeno, siendo la presión parcial de este último de 304 hPa a $27,0\text{ °C}$. Calcular:
a) el volumen del recipiente;
b) la presión ejercida por la mezcla de gases.
- 6.21** A un recipiente rígido de $9,00\text{ dm}^3$ que contiene $7,45\text{ g}$ de $He(g)$ se agrega, a temperatura constante, $Ne(g)$ hasta duplicar la presión inicial. Calcular:
a) la densidad de la mezcla gaseosa;
b) la fracción molar del neón en la mezcla.
- 6.22** Una mezcla gaseosa compuesta por $4,00\text{ g}$ de etino (C_2H_2) y $1,32\text{ g}$ de un gas desconocido ocupa un volumen de $2,50\text{ dm}^3$ a $0,00\text{ °C}$ y $1,80\text{ atm}$. Determinar la fórmula del gas desconocido, sabiendo que se trata de una sustancia simple de fórmula X_2 .

- 6.23** Un recipiente rígido de $6,31 \text{ dm}^3$ contiene CO_2 a $30,0^\circ\text{C}$ y 760 Torr. Manteniendo la temperatura constante, se agregan 21,6 g de ZH_3 y la presión aumenta hasta 6,00 atm.
- Calcular la densidad del gas en el sistema inicial.
 - Calcular la presión parcial de ZH_3 en la mezcla final.
 - Calcular la masa molar de ZH_3 .
 - Indicar si la presión del CO_2 en el sistema inicial es mayor, menor o igual que su presión parcial en la mezcla final.
- 6.24** Un recipiente rígido de $5,00 \text{ dm}^3$ contiene 2,80 g de $\text{N}_2(\text{g})$ a $0,00^\circ\text{C}$. Se introducen 0,200 mol de $\text{CO}_2(\text{g})$, a temperatura constante. Calcular:
- la variación de presión; b) la presión parcial de cada gas en la mezcla; c) la fracción molar del dióxido de carbono.
- 6.25** Una mezcla gaseosa contenida en un recipiente rígido de $2,00 \text{ dm}^3$ a 25°C ejerce una presión total de 1,00 atm. Dicha mezcla contiene N_2 (su presión parcial es de 0,700 atm), O_2 (su presión parcial es de 0,190 atm), 20,0 mg de NO y una cantidad no especificada de N_2O . Calcular: a) el $\%m/V$ de N_2O en la mezcla; b) la fracción molar de N_2 .
- 6.26** Un recipiente rígido contiene una mezcla gaseosa a $30,0^\circ\text{C}$. La mezcla, cuya densidad es $3,82 \text{ g/dm}^3$, está compuesta por 2,00 mol de CO_2 y una cierta masa de CO que contiene $3,01 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno. Calcular:
- el volumen del recipiente;
 - la presión parcial de CO.
- 6.27** Un recipiente de 10,0 L contiene una cierta masa de $\text{NO}_2(\text{g})$ y 4,00 g de $\text{CH}_4(\text{g})$. La temperatura del sistema es de $40,0^\circ\text{C}$ y la presión de 2,10 atm. Calcular:
- el número total de moléculas presentes;
 - la fracción molar de CH_4 .

■ 3. Respuestas seleccionadas

- 6.1:** 1) $p_A = p_B$. 2) $p_A < p_B$. 3) $p_A < p_B$. 4) $p_A = p_B$. 5) $p_A < p_B$. 6) $p_A > p_B$.
- 6.2:** 0,689 atm.
- 6.3:** 313°C .
- 6.4:** a) -720 cm^3 ; b) -288 cm^3 ; c) 807 cm^3 .
- 6.5:** a) 706 cm^3 ; b) 0,0378 mol.
- 6.6:** a) $m(\text{C}_2\text{H}_4) = 29,5 \text{ g}$; b) $n(\text{H}) = 4,21 \text{ mol}$.
- 6.7:** $p(\text{NH}_3) = 4,50 \text{ atm}$.
- 6.8:** $M = 38,0 \text{ g/mol}$, F_2 .
- 6.9:** a) $m(\text{CO}_2) = 20,3 \text{ g}$; b) $N(\text{O}) = 5,56 \times 10^{23}$.
- 6.10:** a) $V_m = 40,7 \text{ dm}^3/\text{mol}$; b) $V_m = 22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}$.
- 6.11:** $1,16 \text{ g/dm}^3$.
- 6.12:** a) $n(\text{XH}_4) = 2,50 \text{ mol}$; b) $V = 44,7 \text{ dm}^3$; c) $n(\text{H}) = 10,0 \text{ mol}$.
- 6.13:** $\rho(\text{SO}_2) > \rho(\text{O}_2)$. Ej. de justificación: dado que p , T y V (recipientes rígidos idénticos) son iguales para ambos gases, por la ecuación de estado de los gases ideales ($pV = nRT$) resulta $n(\text{SO}_2) = n(\text{O}_2)$. Dado que $n = m/M$ y que $M(\text{SO}_2) > M(\text{O}_2)$, entonces $m(\text{SO}_2) > m(\text{O}_2)$ con lo cual la densidad (m/V) del SO_2 será mayor que la del O_2 .
- 6.14:** a) $M = 80,2 \text{ g/mol}$; b) SO_3 .
- 6.15:** a) C; b) B; c) A.
- 6.16:** 3) y 4).
- 6.17:** 2) y 3).
- 6.18:** $x(\text{CH}_4) = 0,615$; $x(\text{C}_2\text{H}_6) = 0,210$; $x(\text{H}_2\text{O}) = 0,175$; $p(\text{CH}_4) = 0,738 \text{ atm}$; $p(\text{C}_2\text{H}_6) = 0,252 \text{ atm}$; $p(\text{H}_2\text{O}) = 0,210 \text{ atm}$.

6.19: a) 20,4 g; b) 3,59 atm.

6.20: a) 1,32 dm³; b) 1,21 atm.

6.21: a) $\rho = 5,00 \text{ g/dm}^3$; b) $x(\text{Ne}) = 0,500$.

6.22: N₂.

6.23: a) 1,77 g/dm³; b) 5,00 atm; c) 17,0 g/mol; d) igual.

6.24: a) $\Delta p = 0,897 \text{ atm}$; b) $p(\text{N}_2) = 0,448 \text{ atm}$, $p(\text{CO}_2) = 0,897 \text{ atm}$; c) 0,667.

6.25: a) 0,0183 %m/V de N₂O; b) $x(\text{N}_2) = 0,700$.

6.26: a) $V = 26,7 \text{ dm}^3$; b) $p(\text{CO}) = 0,466 \text{ atm}$.

6.27: a) $N = 4,92 \times 10^{23}$; b) $x(\text{CH}_4) = 0,305$.

Soluciones

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

Salvo indicación en contrario, las soluciones descritas a partir de este capítulo son acuosas y están a una temperatura de 25 °C. Aproximación: en mezclas de líquidos considerar que los volúmenes son aditivos.

■ 1. Guía de Estudio

- Explicar qué interacciones intervienen en el proceso de disolución de una sustancia iónica y en el de una sustancia covalente en agua.
- Indicar cuáles son las formas más habituales de expresión de las concentraciones de soluciones acuosas y definir las mismas.
- Indicar qué datos son necesarios para convertir la concentración de una solución expresada como concentración molar (molaridad) en: a) $\%m/V$, b) $\%m/m$, c) molalidad.
- Indicar qué significa la expresión “ppm” y en qué casos suele utilizarse.
- Explicar qué relación existe entre la molaridad de una solución acuosa de un electrolito fuerte y las concentraciones de sus iones constituyentes.
- ¿Qué se entiende por “dilución” de una solución?
- Indicar si cuando se diluye una solución, la relación de las concentraciones de la solución diluida respecto de la concentrada y la relación de los volúmenes de la solución diluida respecto de la concentrada son mayores, menores o iguales a 1.

■ 2. Ejercicios

- 7.1 El bromuro de potasio ha sido utilizado para tratar distintos tipos de epilepsia. Se prepara una solución disolviendo 20,00 g de la sal en 500,0 g de agua. Calcular:
- a) la masa de la solución;
 - b) la concentración de la solución expresada en $\%m/m$.
- 7.2 La glucosa, $C_6H_{12}O_6$, es un hidrato de carbono fundamental para el metabolismo humano. Una solución parenteral (inyectable) de glucosa tiene una concentración de 20,0 $\%m/m$. Calcular:
- a) la masa de glucosa (expresada en gramos) disuelta en 1000 g de solución;
 - b) la masa de glucosa (expresada en gramos) disuelta en 1,00 kg de agua.
- 7.3 Se dispone de una solución de KCl 17,0 $\%m/m$. Calcular la masa de soluto y la masa de solvente que hay en 200 g de solución.
- 7.4 Una solución de NaBr contiene 116 g de la sal cada 100 g de agua. Expresar esta composición como $\%m/m$.
- 7.5 Se prepara una solución disolviendo 5,00 g de KI en agua suficiente para obtener 250 mL de solución. Calcular su concentración expresada en $\%m/V$.
- 7.6 Ciertas patologías requieren la administración de soluciones parenterales (sueros) que contienen nutrientes, electrolitos o fármacos. Un paciente necesita que le sean suministrados 100 g de glucosa en las siguientes 12 horas. Calcular el volumen, expresado en litros, de solución de glucosa 5,00 $\%m/V$ necesario para dicho propósito.
- 7.7 Calcular la masa de NaCl necesaria para preparar 250 mL de solución 2,00 M.
- 7.8 Calcular el volumen (expresado en litros) de solución de H_3PO_4 0,750 M que contiene 100 g del ácido.

- 7.9 Se requiere preparar 5,00 L de solución fisiológica de cloruro de sodio 0,900 %*m/V*.
a) Calcular qué masa de sal se necesita.
b) Calcular la molaridad de la solución.
- 7.10 Calcular la molalidad de una solución que contiene 5,85 g de NaCl disuelto en 250 g de agua.
- 7.11 Se desea preparar una solución 0,600 molal de KCl.
a) Calcular la cantidad de KCl que debe agregarse a 250 g de solvente para tal propósito.
b) Expresar la concentración en %*m/m*.
- 7.12 Se preparó una solución mezclando 30,0 g de NH₃ con 70,0 g de H₂O. La densidad de la solución a cierta temperatura es 0,982 g/mL. Calcular: a) la molalidad; b) la molaridad.
- 7.13 Se disuelven 14,2 g de Na₂SO₄ en 100 mL de agua destilada ($\rho = 1,00$ g/mL), obteniéndose 106 mL de solución. Calcular:
a) la molaridad de la solución; b) la densidad de la solución.
- 7.14 Calcular:
a) la masa de glucosa (C₆H₁₂O₆) necesaria para obtener 75,0 mL de solución acuosa 0,350 M.
b) el volumen de metanol (CH₃OH, $\rho = 0,792$ g/mL) necesario para obtener 2,25 L de solución acuosa 0,485 M.
- 7.15 La densidad del etanol (C₂H₅OH) acuoso 10,0 %*m/m* es 0,984 g/mL.
a) Calcular la molaridad de la solución.
b) ¿Qué volumen de solución contiene 0,125 moles de etanol?
- 7.16 Se tiene una solución de NaCl(aq) 3,87 %*m/m*. Una porción de 75,0 mL pesa 76,9 g. ¿Qué volumen de esta solución, expresado en litros, deben evaporarse hasta sequedad para obtener 725 kg de NaCl(s)?
- 7.17 Se tienen 500 cm³ de solución de H₂SO₄ 0,620 M, ($\rho = 1,032$ g/cm³). Expresar su concentración en: a) %*m/V*; b) %*m/m*.
- 7.18 Se dispone de una solución de un soluto dado cuya concentración es 25,0 %*m/V*. La densidad de la solución es 1,20 g/cm³. Calcular las masas de soluto y de solvente que hay en 1,50 kg de solución.
- 7.19 El ácido clorhídrico concentrado es una solución acuosa 38,0 %*m/m*, cuya densidad es 1,20 g cm⁻³. Calcular:
a) la masa de soluto presente en 0,0100 dm³ de solución;
b) la masa de solvente presente en 0,0100 dm³ de solución;
c) la molaridad de la solución.
- 7.20 El ácido sulfúrico se utiliza en la fabricación de papel, abonos, textiles, detergentes, colorantes, etc. En la industria el ácido sulfúrico se produce, por lo general, con una concentración de 98,0 %*m/m* y densidad 1,83 g/mL. Para este ácido concentrado, calcular:
a) su concentración molar;
b) el volumen de solución que contiene 120 g de ácido.
- 7.21 El *cognac* contiene etanol (C₂H₆O) con una concentración del 39,5 %*V/V*. Sabiendo que la densidad del etanol es 0,789 g/cm³, calcular su concentración molar en el *cognac*.

- 7.22** Se preparó una solución acuosa disolviendo 10,0 mL de C_2H_6O ($\rho = 0,789$ g/mL) en un volumen suficiente de agua para obtener 100 mL de solución ($\rho = 0,982$ g/mL). Calcular la concentración de C_2H_6O en la solución, expresada como: a) %V/V; b) %m/m; c) %m/V; d) molaridad.
- 7.23** Se dispone de dos frascos que contienen ácido nítrico (HNO_3). El frasco A contiene 100 mL de solución 40,0 %m/m ($\rho = 1,25$ g/mL) y el frasco B contiene 250 mL de solución 25 %m/V. Determinar cuál de los frascos contiene:
a) la solución más concentrada. Justificar.
b) La cantidad mayor de soluto. Justificar.
- 7.24** ¿Cuál de las dos soluciones siguientes tiene la concentración más alta de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?:
a) 46,0 %m/m, $\rho = 1,21$ g/mL;
b) 1,50 M.
- 7.25** Completar la tabla siguiente.

Solución de:	Molalidad	%m/m	x_{st}
NaI	0,150		
CH_3CH_2OH		5,00	
$C_{12}H_{22}O_{11}$	0,150		

- 7.26** Escribir la ecuación química balanceada para la disociación de los electrolitos fuertes siguientes en agua: a) KCl; b) $CaCl_2$; c) K_3PO_4 ; d) $Fe(NO_3)_3$.
- 7.27** Se preparan tres soluciones acuosas de concentración 0,100 M usando respectivamente los solutos siguientes: a) KCl, b) $MgCl_2$ y c) Na_2S . Calcular, para cada una de ellas, las concentraciones molares de aniones y de cationes.
- 7.28** Ordenar las soluciones siguientes en forma creciente de concentración de iones sodio: a) Na_2SO_4 0,100 M; b) NaCl 0,150 M; c) Na_3PO_4 0,0800 M.
- 7.29** Se dispone de una solución de $CaBr_2$ 2,00 %m/V. Expresar la concentración de la solución como %m/V de aniones bromuro y de cationes calcio.
- 7.30** Se tiene una solución de $Ba(NO_3)_2$ 5,22 %m/V. Calcular la concentración molar de iones nitrato en dicha solución.
- 7.31** La hipokalemia es un desequilibrio electrolítico consistente en la disminución de la concentración de iones potasio en sangre. Esto puede ocurrir por pérdida de líquidos corporales, como por ejemplo, al realizar una actividad física prolongada con gran sudoración, lo cual puede provocar calambres, fatiga muscular y otros trastornos. Para evitarlo, los deportistas suelen hidratarse con una bebida que contiene un alto contenido de electrolitos. La etiqueta de dicha bebida informa que una porción de 240 mL contiene 110 mg de cationes sodio y 30,0 mg de cationes potasio. Calcular las concentraciones de ambos iones en dicha bebida, expresadas en mmol/L.
- 7.32** La Organización Mundial de la Salud (OMS) fijó en el año 2010 una concentración máxima permitida de catión Pb^{2+} de 0,0100 mg/L en los cursos de agua destinados a consumo humano. Una industria ubicada a orillas de un lago cuyo volumen de agua es de $1,00 \times 10^{10}$ L dejó abandonado un tambor que contenía 200 kg de nitrato de plomo(II). Calcular cuál sería la concentración de Pb^{2+} , expresada en mg/L, que se alcanzaría si todo el contenido del tambor se disolviese en el lago. Indicar si, en tal caso, el agua del lago sería apta para consumo humano.

La concentración normal de cationes sodio en sangre es de aproximadamente 140 mmol/L y la de cationes potasio es de 4 mmol/L.

Cuando se trabaja con soluciones acuosas muy diluidas, la concentración expresada en mg/L es casi equivalente a la denominada "partes por millón" (ppm), ya que la densidad de la solución es aproximadamente igual a la del agua.

- 7.33** Calcular la masa de Na_2SO_4 que hay disuelta en $1,25 \text{ dm}^3$ de solución, si $[\text{Na}^+] = 0,0200 \text{ M}$.
- 7.34** Se desean preparar 1000 cm^3 de solución $0,150 \text{ M}$ de KOH , diluyendo una solución $0,750 \text{ M}$ del mismo soluto.
- Calcular el volumen necesario de la solución concentrada.
 - Describir cómo se prepararía en un laboratorio la solución diluida.
- 7.35** En el laboratorio se dispone de una solución de KMnO_4 $0,250 \text{ M}$ y se necesitan 500 mL de una solución $0,632 \text{ } \text{g}/\text{mL}$.
- Indicar cómo se podría proceder para obtener la solución requerida.
 - Calcular qué cantidad de soluto contiene la solución diluida.
 - Calcular qué cantidad de soluto contiene $1,00 \text{ L}$ de solución diluida.
- 7.36**
- Un volumen de $10,00 \text{ mL}$ de solución $2,05 \text{ M}$ de KNO_3 se diluyó hasta $250,0 \text{ mL}$. ¿Cuál es la concentración molar de la solución diluida?
 - Un volumen de $25,00 \text{ mL}$ de $\text{HCl}(\text{aq})$ se diluyó hasta $500,0 \text{ mL}$ obteniendo una solución $0,0850 \text{ M}$. ¿Cuál era la molaridad de la solución original?
- 7.37** Se desea diluir un volumen de $700,0 \text{ mL}$ de una solución de $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ $0,1208 \text{ M}$ para obtener una solución $0,1000 \text{ M}$. ¿Qué volumen de agua es necesario añadir a la solución concentrada?
- 7.38** Se agregó agua a una solución concentrada de H_3PO_4 hasta quintuplicar su volumen. Se obtuvieron así $0,750 \text{ L}$ de $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})$ $0,150 \text{ M}$. Calcular para la solución inicial:
- el volumen utilizado, expresado en cm^3 ;
 - la masa de soluto que contiene;
 - la concentración, expresada en g/mL .
- 7.39** Se preparan $0,500 \text{ L}$ de una solución diluida a partir de $5,00 \text{ cm}^3$ de una solución de H_2SO_4 concentrado ($\rho = 1,84 \text{ g}/\text{cm}^3$; $98,0 \text{ } \text{g}/\text{g}$). Calcular la concentración en g/mL de la solución diluida.
- 7.40** Se diluye 10 veces un volumen de una solución de CuSO_4 $18,0 \text{ } \text{g}/\text{g}$ ($\rho = 1,206 \text{ g}/\text{cm}^3$), obteniéndose 250 cm^3 de solución. Calcular:
- la concentración molar de la solución diluida;
 - la relación de los volúmenes de la solución diluida respecto de la solución concentrada;
 - la relación de las concentraciones molares de la solución diluida respecto de la solución concentrada.
- 7.41** Calcular el volumen de una solución de H_2SO_4 $13,0 \text{ } \text{g}/\text{g}$ ($\rho = 1,06 \text{ g}/\text{mL}$) que se requiere para preparar:
- $0,250 \text{ kg}$ de solución $2,00 \text{ } \text{g}/\text{g}$;
 - $0,150 \text{ dm}^3$ de solución $0,100 \text{ M}$.
- 7.42** Un frasco contiene 330 mL de una solución de ácido nítrico cuya densidad es $\rho = 1,193 \text{ g}/\text{cm}^3$. Se le agrega agua hasta un volumen de $1,00 \text{ dm}^3$, obteniéndose una solución cuya concentración es $2,00 \text{ M}$. Calcular la concentración de la solución de partida, expresada en g/mL .
- 7.43** El ácido fosfórico se utiliza para facilitar la adherencia a la superficie dental de los adhesivos, en la fabricación de gaseosas, de fertilizantes, etc. Se diluye una porción de una solución de ácido fosfórico (H_3PO_4) comercial $85,0 \text{ } \text{g}/\text{g}$ por agregado de agua hasta un volumen de 100 cm^3 . Se obtiene una solución $14,0 \text{ } \text{g}/\text{g}$ cuya densidad es $1,08 \text{ g}/\text{cm}^3$. Calcular la masa de la porción del ácido comercial utilizada.

La notación $[\text{X}]$ es una forma habitual abreviada que significa “concentración de X ”, expresada en mol/L .

$$[\text{X}] \equiv c_{\text{X}} = \frac{n_{\text{X}}}{V}, \quad V \text{ en L (o } \text{dm}^3\text{)}$$

- 7.44** Se diluyen 250 cm³ de una solución de CuSO₄ 0,740 %m/V hasta un volumen final de 2,00 dm³. Calcular:
- la masa de soluto en la solución concentrada;
 - la molaridad de la solución final;
 - la concentración en mmol/L de los iones Cu(II) en la solución original.
- 7.45** Dada una solución de FeCl₃ 3,00 %m/V, se quieren preparar 250 mL de una solución 0,100 M. Calcular:
- el volumen necesario de la solución concentrada;
 - la concentración, expresada en mol/L, de iones cloruro en la solución diluida.

■ 3. Respuestas seleccionadas

- 7.1:** a) 520,0 g; b) 3,846 %m/m.
7.2: a) 200 g; b) 250 g.
7.3: 34,0 g y 166 g, respectivamente.
7.4: 53,7 %m/m.
7.5: 2,00 %m/V.
7.6: 2,00 L.
7.7: 29,3 g.
7.8: 1,36 L.
7.9: a) 45,0 g; b) 0,154 M.
7.10: 0,400 molal.
7.11: a) 0,150 mol; b) 4,28 %m/m.
7.12: a) 25,2 m; b) 17,3 M.
7.13: a) 0,943 M; b) $\rho = 1,08 \text{ g/cm}^3$.
7.14: a) 4,73 g; b) 44,1 mL.
7.15: a) 2,13 M; b) 58,7 mL.
7.16: $1,83 \times 10^4 \text{ L}$.
7.17: a) 6,08 %m/V; b) 5,89 %m/m.
7.18: 313 g y 1,19 kg, respectivamente.
7.19: a) 4,56 g; b) 7,44 g; c) 12,5 M.
7.20: a) $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 18,3 \text{ M}$; b) 66,9 mL.
7.21: 6,78 M.
7.22: a) 10,0%; b) 8,03%; c) 7,89%; d) 1,71 M.
7.23: a) frasco A; b) frasco B.
7.24: La solución de 46,0 %m/m.
7.25:

Solución de:	Molalidad	%m/m	x_{st}
NaI	0,150	2,20	$2,69 \times 10^{-3}$
CH ₃ CH ₂ OH	1,15	5,00	0,0202
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	0,150	4,88	$2,69 \times 10^{-3}$

- 7.26:** a) $\text{KCl(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$; b) $\text{CaCl}_2(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{Cl}^-(\text{aq})$;
 c) $\text{K}_3\text{PO}_4(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 3\text{K}^+(\text{aq}) + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$; d) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{s}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{NO}_3^-(\text{aq})$.
7.27: a) $[\text{Cl}^-] = [\text{K}^+] = 0,100 \text{ M}$; b) $[\text{Cl}^-] = 0,200 \text{ M}$, $[\text{Mg}^{2+}] = 0,100 \text{ M}$; c) $[\text{S}^{2-}] = 0,100 \text{ M}$, $[\text{Na}^+] = 0,200 \text{ M}$.
7.28: b) < a) < c).
7.29: anión: 1,60 %m/V; catión: 0,400 %m/V.
7.30: 0,400 M.
7.31: $[\text{Na}^+] = 19,9 \text{ mmol/L}$; $[\text{K}^+] = 3,20 \text{ mmol/L}$.
7.32: 0,0125 mg/L. No apta.
7.33: 1,78 g.
7.34: a) 200 cm³; b) medir 200 cm³ de la solución concentrada y agregar agua hasta 1,00 L.

7.35: a) a 80,0 mL de solución concentrada se agrega agua hasta un volumen de 500 mL; b) 0,0200 mol; c) 0,0400 mol.

7.36: a) 0,082 M; b) 1,70 M.

7.37: 145,6 mL.

7.38: a) 150 cm³; b) 11,0 g; c) 7,35 %m/V.

7.39: 1,80 %m/V.

7.40: a) 0,136 M; b) 10,0; c) 1/10.

7.41: a) 36,3 cm³; b) 10,7 cm³.

7.42: 32,0 %m/m.

7.43: 17,8 g.

7.44: a) 1,85 g; b) $5,80 \times 10^{-3}$ M; c) 46,4 mmol/L.

7.45: a) 135 cm³; b) 0,300 M.

Reacciones químicas

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

■ 1. Guía de Estudio

- ¿Qué se entiende por cambio físico y qué por cambio químico?
- Explicar qué indica una ecuación química y cuál es el significado de los coeficientes estequiométricos.
- ¿Cuáles son los productos de la reacción de combustión completa de un hidrocarburo? ¿Y los de una reacción de combustión incompleta?
- Indicar qué se entiende por reacción redox e identificar en ella al agente oxidante y al agente reductor.
- Describir las etapas necesarias para balancear la ecuación química de una reacción redox por el método de la semirreacción (o método del ion-electrón).
- ¿Qué significa que un reactivo dado sea el limitante de una reacción química?
- Explicar el significado de pureza de una muestra o material.
- Explicar el significado de rendimiento de una reacción química. Definir porcentaje de rendimiento.
- ¿Qué significa que una reacción química sea endotérmica o exotérmica?

■ 2. Ejercicios

- 8.1** Responder si los procesos siguientes son ejemplos de un cambio físico o de un cambio químico: a) disolución en agua del cloruro de sodio; b) combustión del butano; c) evaporación del agua; d) oxidación del hierro; e) dilución de una solución acuosa de etanol.
- 8.2** Escribir la ecuación química balanceada que representa a cada uno de los procesos químicos siguientes:
- a) el potasio elemental reacciona con agua para producir gas hidrógeno e hidróxido de potasio acuoso;
 - b) el óxido de sodio sólido reacciona con agua para producir hidróxido de sodio acuoso;
 - c) la obtención de tetrafluoruro de silicio gaseoso y agua como productos de la reacción del ácido fluorhídrico con el dióxido de silicio.
- 8.3** Escribir las ecuaciones químicas balanceadas de combustión completa del propano (C_3H_8) y del 1-hexeno (C_6H_{12}).
- 8.4** Balancear las ecuaciones químicas siguientes:
- a) $NaOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$
 - b) $Al(OH)_3(s) + HCl(aq) \longrightarrow AlCl_3(aq) + H_2O(l)$
 - c) $SO_2(g) + HF(g) \longrightarrow SF_4(g) + H_2O(l)$
 - d) $Mg(s) + HCl(aq) \longrightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$
 - e) $CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
 - f) $Cr(s) + Cl_2(g) \longrightarrow CrCl_3(s)$
- 8.5** Determinar cuáles de las ecuaciones siguientes corresponden a reacciones redox e identificar en éstas al agente oxidante (AO) y al agente reductor (AR).
- a) $Fe_2O_3 + 3Mg \longrightarrow 3MgO + 2Fe$
 - b) $2FeCl_3 + 2KI \longrightarrow 2FeCl_2 + I_2 + 2KCl$

- c) $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 d) $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$
 e) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$
 f) $\text{AlCl}_3 + 3\text{AgNO}_3 \longrightarrow 3\text{AgCl} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$

8.6 Explicar por qué las reacciones siguientes no pueden ocurrir tal como están escritas:

- a) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{MnO}_4^- (\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 b) $\text{HI}(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g}) \longrightarrow \text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{s})$

8.7 Balancear las ecuaciones redox siguientes, correspondientes a reacciones que ocurren en solución acuosa:

- a) $\text{Sn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
 b) $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \longrightarrow \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$
 c) $\text{Al}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$

8.8 Balancear las ecuaciones redox siguientes, correspondientes a reacciones que ocurren en medio ácido:

- a) $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + \text{I}^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{s})$
 b) $\text{ClO}_3^- (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{ClO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
 c) $\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{aq}) \longrightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{Cr}^{3+}(\text{aq})$
 d) $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 e) $\text{Ce}^{4+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{Ce}^{3+}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$

8.9 Balancear las ecuaciones redox siguientes, correspondientes a reacciones que ocurren en medio ácido:

- a) $\text{Cu}(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 b) $\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \longrightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
 c) $\text{PbO}_2(\text{s}) + \text{Pb}(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \longrightarrow \text{PbSO}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

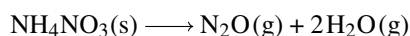
8.10 Balancear las ecuaciones redox siguientes, correspondientes a reacciones que ocurren en medio básico:

- a) $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + \text{SO}_3^{2-} (\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-} (\text{aq})$
 b) $\text{I}_2(\text{s}) + \text{AsO}_3^{3-} (\text{aq}) \longrightarrow \text{I}^- (\text{aq}) + \text{AsO}_4^{3-} (\text{aq})$
 c) $\text{Br}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{BrO}_3^- (\text{aq}) + \text{Br}^- (\text{aq})$
 d) $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{OH}^- (\text{aq}) \longrightarrow \text{ClO}_2^- (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$
 e) $\text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 f) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{O}_2(\text{g})$

8.11 Balancear las ecuaciones redox siguientes, correspondientes a reacciones que ocurren en medio básico:

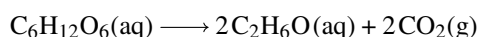
- a) $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{NaClO}(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 b) $\text{KClO}_3(\text{aq}) + \text{CrCl}_3(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{KCl}(\text{aq})$

8.12 Se prepara “gas hilarante” (N_2O) por calentamiento de 100 g de nitrato de amonio según representa la ecuación química siguiente:



- a) Calcular la masa de óxido de dinitrógeno que se obtiene;
 b) calcular la masa de agua que se obtiene.

8.13 La fermentación es un proceso de descomposición controlada que ocurre por acción de microorganismos. La glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) fermenta dando etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$) y dióxido de carbono, según representa la ecuación química siguiente:



Se fermentan 50,0 g de glucosa.

- a) Calcular la cantidad de etanol que se produce;

En el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , el oxígeno exhibe estado de oxidación -1 . Y en el dióxido de cloro, ClO_2 , el estado de oxidación del cloro es $+4$.

El H_2O_2 se reduce a H_2O en medio ácido y a OH^- en medio básico. Como agente reductor, el H_2O_2 se oxida a O_2 .

Los hidrácidos, oxoácidos y bases se disocian total o parcialmente en solución acuosa (se desarrollará el tema en la Unidad 10, Serie 11). Ej.: $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$.

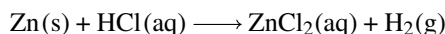
b) ¿Qué volumen ocuparía el gas producido si ejerciera una presión de 1,00 atm en un recipiente previamente vacío a 25,0 °C?

8.14 Se desea que 2,00 mL de mercurio reaccionen por completo con azufre para formar sulfuro de mercurio(II), según: $8\text{Hg(l)} + \text{S}_8\text{(s)} \longrightarrow 8\text{HgS(s)}$. Calcular la masa mínima de azufre necesaria. Dato: la densidad del mercurio a temperatura ambiente es 13,6 g/mL.

8.15 Considerando la reacción de combustión completa del etano, C_2H_6 ,

- escribir la ecuación balanceada que la representa;
- calcular la masa de etano que reacciona cada 100 g de CO_2 que se produce;
- calcular la cantidad de oxígeno que reacciona cada 100 g de H_2O que se produce.

8.16 Por reacción de cinc elemental con HCl(aq) 0,800 M se obtuvieron 2,50 dm³ de $\text{H}_2\text{(g)}$ medidos a 20,0 °C y 1,00 atm. La ecuación química (no balanceada) que representa a la reacción es:



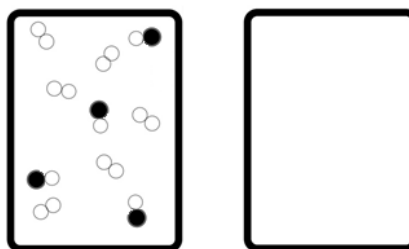
- Calcular la masa de cinc que reaccionó.
- Calcular el volumen de HCl(aq) necesario para que reaccione la masa de cinc calculada en el ítem anterior.

8.17 Se hizo reaccionar cloro con hidróxido de sodio, obteniéndose 2,50 g de agua, según:



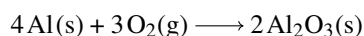
- calcular la cantidad de aniones cloruro obtenidos;
- ¿de qué tipo de reacción se trata?;
- calcular el volumen ocupado por el cloro que reaccionó, medido a 300 K y 1 atm.

8.18 El esquema de la izquierda representa una porción nanoscópica de un recipiente que contiene oxígeno (O_2) y monóxido de carbono (CO), quienes al reaccionar por completo producen dióxido de carbono (CO_2).



- Escribir la ecuación balanceada que representa a la reacción descripta.
- Indicar cuál es el reactivo limitante.
- Dibujar en el esquema de la derecha las partículas que representan el estado final del sistema.

8.19 El aluminio en contacto con el oxígeno del aire se oxida fácilmente recubriéndose de una película dura y transparente de óxido de aluminio. Ésta lo protege de una oxidación posterior. La ecuación que representa la reacción es:



Determinar cuál es el reactivo limitante si se ponen a reaccionar:

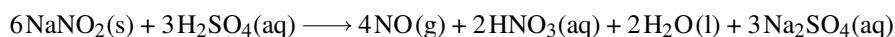
- 21,6 g de aluminio con 21,6 g de oxígeno.
- 21,6 g de aluminio con 0,600 mol de oxígeno.
- 21,6 g de aluminio con 16,0 g de oxígeno.

- 8.20 Al mezclar 80,0 g de cobre con 1,50 dm³ de solución de ácido nítrico 4,00 M, se produjo la reacción siguiente:

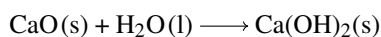


Calcular:

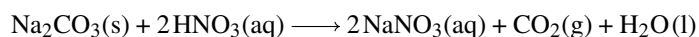
- el volumen de NO₂(g) obtenido, medido a una temperatura de 37,0 °C y una presión de 2,00 atm;
 - la masa que quedó sin reaccionar del reactivo en exceso.
- 8.21 El ácido nítrico puede obtenerse, a escala de laboratorio, por reacción de nitritos en presencia de ácido sulfúrico. Al mezclar 100 g de una muestra de nitrito de sodio (90,0% de pureza) con exceso de ácido sulfúrico en solución acuosa 2,00 M, se produjo la reacción siguiente:



- El NO(g) obtenido se recogió en un recipiente rígido de 10,0 dm³ a 20,0 °C. Calcular la presión ejercida por dicho gas.
 - ¿Cuál es el volumen mínimo de H₂SO₄(aq) necesario para que reaccione todo el NaNO₂?
- 8.22 La “cal apagada”, Ca(OH)₂, se obtiene agregando agua a la “cal viva”, CaO. Se hacen reaccionar 28,0 g de cal viva con 18,0 g de agua, según:

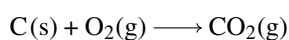


- Determinar cuál es el reactivo limitante.
 - Calcular la masa de cal apagada que puede obtenerse.
 - Si la pureza de la cal viva fuese del 90,0% y se usara la misma masa de ésta, ¿se obtendría mayor, menor o igual cantidad de hidróxido de calcio? Justificar.
- 8.23 Al mezclar 5,00 g de soda Solvay (Na₂CO₃ de 92,0% de pureza) con exceso de HNO₃ en solución acuosa, se produjo la reacción:



- Calcular la masa de impurezas en la muestra de soda Solvay;
 - calcular la cantidad de dióxido de carbono obtenido.
- 8.24 Al mezclar 20,0 g de una muestra de cinc impuro con exceso de ácido sulfúrico en solución acuosa 0,800 M, se produjo una reacción en la que se obtuvieron 5,00 dm³ de hidrógeno medidos a 22,0 °C y 1,00 atm y sulfato de cinc en solución.
- Escribir la ecuación química que representa a la reacción.
 - Calcular la pureza de la muestra de cinc.
 - Si se utilizara una muestra de cinc de pureza mayor, el volumen de hidrógeno obtenido ¿aumentaría, disminuiría o no cambiaría? Justificar.
- 8.25 Al mezclar 42,5 g de una muestra de BaCl₂ impuro con exceso de H₂SO₄(aq), se produjo una reacción en la que se obtuvieron 40,0 g de BaSO₄(s).
- Escribir la ecuación química que representa a la reacción.
 - Calcular la pureza de la muestra utilizada.
 - Calcular el volumen mínimo de solución de ácido sulfúrico 0,900 M que se necesita para que reaccione todo el cloruro de bario.

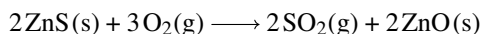
- 8.26 El *coque* es un combustible sólido con alto contenido en carbono. Al quemar 2,00 kg de coque con exceso de oxígeno, se obtuvieron 3500 L de CO₂ medidos a 27,0 °C y 1,00 atm, según:



- Calcular el %m/m de carbono en el coque utilizado.
- Calcular la masa de impurezas presentes en la muestra de coque utilizada.

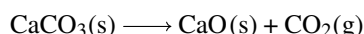
- 8.27** El etino, C_2H_2 , arde en presencia de oxígeno originando dióxido de carbono y agua.
- Escribir la ecuación química balanceada de la reacción.
 - ¿Qué volumen de aire a $17^\circ C$ y 750 Torr se necesita para quemar 2,00 kg de etino si la fracción molar del O_2 en el aire es 0,210?

- 8.28** El dióxido de azufre puede obtenerse industrialmente por tostación con aire de la *blenda*, un mineral que contiene 74,0% de sulfuro de cinc. La reacción que ocurre es:

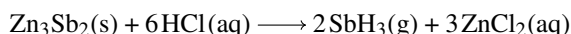


Calcular la masa de mineral necesaria para obtener 500 kg de $SO_2(g)$.

- 8.29** La *piedra caliza* es un mineral rico en $CaCO_3$. Éste se descompone por acción del calor para obtener cal viva (CaO) según:



- Calcular la masa de piedra caliza de 80,0% de pureza en $CaCO_3$ que se necesita para preparar 3,00 kg de cal viva.
 - El CO_2 que se produce en a) se recoge en un recipiente de 300 dm^3 a $25,0^\circ C$. Calcular la presión que ejerce el gas en el recipiente.
- 8.30** El estibano, $SbH_3(g)$, se emplea en tecnología de semiconductores y una de sus formas de obtención es a través de la reacción:



Se hicieron reaccionar 17,0 kg de Zn_3Sb_2 y exceso de ácido clorhídrico, con un rendimiento del 14,0%. Calcular la masa de estibano obtenida.

- 8.31** En las pilas alcalinas, el polo negativo es una pasta de zinc en polvo mezclado con KOH , mientras que el polo positivo es carbono (grafito) comprimido con MnO_2 . La reacción global que ocurre es la siguiente:



- Si reaccionan 5,00 g de MnO_2 y el rendimiento de la reacción es del 93,0%, determinar la masa de ZnO que se obtiene.
 - ¿Cuál es el agente oxidante y cuál es el cambio producido en el estado de oxidación del elemento que se reduce?
- 8.32** Al mezclar $5,00\text{ dm}^3$ de solución de hidróxido de sodio 2,00 M con 430 g de una muestra de fosfato de amonio (pureza 80,0%), se produjo la reacción:
- $$(NH_4)_3PO_4(s) + 3NaOH(aq) \longrightarrow Na_3PO_4(aq) + 3NH_3(g) + 3H_2O(l)$$
- Si el rendimiento fue del 75,0%, calcular el volumen ocupado por el $NH_3(g)$ obtenido, medido a una temperatura de $20,0^\circ C$ y una presión de 1,50 atm.

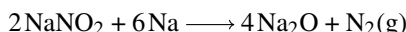
- 8.33** El titanio es un metal liviano y resistente a la corrosión. Se obtiene por reacción de su cloruro con magnesio fundido a altas temperaturas:



La reacción de 200 kg de $TiCl_4$ con exceso de magnesio produjo 40,9 kg de titanio.

- Calcular el rendimiento de la reacción.
 - ¿Qué cantidad de $MgCl_2$ se obtuvo?
- 8.34** El ácido adípico ($C_6H_{10}O_4$) se utiliza en la producción de nailon. Industrialmente, el ácido se obtiene por oxidación del ciclohexano (C_6H_{12}), según:
- $$2C_6H_{12}(l) + 5O_2(g) \longrightarrow 2C_6H_{10}O_4(s) + 2H_2O(l)$$
- De una muestra de 20,0 kg de ciclohexano (95,0% de pureza) y oxígeno en exceso se obtuvieron 30,7 kg de ácido adípico. Calcular el rendimiento de la reacción.

- 8.35** El óxido de sodio se obtiene preferiblemente por reacción del nitrito de sodio con el metal, según:



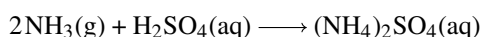
Calcular la masa de sodio elemental necesaria para producir 500 g de óxido, si el rendimiento fuese del 90,0 %.

- 8.36** La aspirina ($\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$) se produce por reacción del ácido salicílico ($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) con anhídrido acético ($\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$):



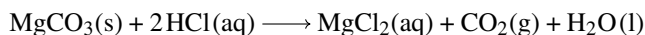
Se desea producir 1,00 kg de aspirina. Calcular la masa de ácido salicílico necesaria si el rendimiento fuese del: a) 100 %; b) 80,0 %.

- 8.37** El $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ es un compuesto que se utiliza en fertilizantes comerciales. Se obtiene a partir de amoníaco y ácido sulfúrico, según:



El rendimiento de la reacción es del 93,0 %. Si se desean producir 100 g de sal disuelta, ¿qué volumen de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ 3,50 M será necesario?

- 8.38** Al mezclar 15,0 g de una muestra de MgCO_3 impuro con exceso de $\text{HCl}(\text{aq})$, se produjo la reacción:



El dióxido de carbono obtenido se recogió en un recipiente rígido de 10,0 dm³ a 22,0 °C, ejerciendo una presión de 0,400 atm.

- a) ¿Cuál era la pureza de la oxosal?
b) Calcular el volumen de una solución 2,00 M del ácido que se necesitaría como mínimo para que reaccione todo el MgCO_3 .
c) Si el rendimiento de la reacción fuese del 85,0 % sin modificar el resto de las condiciones, la presión ejercida por el CO_2 sería: ¿mayor, menor o igual a 0,400 atm? Justificar.
- 8.39** El aluminio en polvo reacciona con $\text{HCl}(\text{aq})$ dando como productos AlCl_3 disuelto e H_2 gaseoso. Luego de mezclar 90,0 g de una muestra de aluminio (90,0 % de pureza) con 5,00 dm³ de solución de HCl 2,00 M, se obtuvieron 55,0 dm³ de $\text{H}_2(\text{g})$ medidos a 25 °C y 1,60 atm.
- a) Escribir la ecuación química balanceada.
b) Seleccionar en cada ítem la respuesta que se considere correcta:
- 1) El rendimiento de la reacción fue: i) 40,0 %; ii) 72,0 %; iii) 75,0 %; iv) 80,0 %; v) ninguna de las anteriores es correcta.
 - 2) La masa de AlCl_3 formada fue: i) 400 g; ii) 320 g; iii) 267 g; iv) 160 g; v) ninguna de las anteriores es correcta.
 - 3) Quedaron sin reaccionar: i) 146 g de HCl ; ii) 73,0 g de HCl ; iii) 9,00 g de Al ; iv) 36,5 g de HCl ; v) ninguna de las anteriores es correcta.
- 8.40** Se hacen reaccionar 44,5 g de una muestra de selenio en polvo que contiene 4,45 g de impurezas inertes, con 2000 cm³ de solución acuosa de HNO_3 2,00 M. El rendimiento de la reacción representada a continuación es del 60,0 %:



- a) Calcular la cantidad que reacciona de cada reactivo.
b) Calcular la cantidad de gas que se obtiene y qué presión ejercerá si se lo recoge en un recipiente de 85,0 L a 30,0 °C.
c) Si se utilizan 3,00 L de $\text{HNO}_3(\text{aq})$ 2,00 M, la cantidad de NO_2 obtenida ¿será mayor, menor o igual? Justificar.
d) Si se desearan obtener 10,0 mol de gas con un rendimiento del 100 % con solución suficiente de HNO_3 y la misma pureza de Se , ¿qué masa de muestra de selenio impuro se deberá emplear?

■ 3. Respuestas seleccionadas

- 8.1:** Cambios químicos: b) y d).
- 8.2:** a) $2\text{K(s)} + 2\text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{H}_2\text{(g)} + 2\text{KOH(aq)}$;
 b) $\text{Na}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow 2\text{NaOH(aq)}$;
 c) $4\text{HF(aq)} + \text{SiO}_2\text{(s)} \longrightarrow \text{SiF}_4\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$.
- 8.3:** $\text{C}_3\text{H}_8\text{(g)} + 5\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 3\text{CO}_2\text{(g)} + 4\text{H}_2\text{O(g)}$;
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{(g)} + 9\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 6\text{CO}_2\text{(g)} + 6\text{H}_2\text{O(g)}$
- 8.4:** a) $\text{NaOH(aq)} + \text{HCl(aq)} \longrightarrow \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$;
 b) $\text{Al(OH)}_3\text{(s)} + 3\text{HCl(aq)} \longrightarrow \text{AlCl}_3\text{(aq)} + 3\text{H}_2\text{O(l)}$;
 c) $\text{SO}_2\text{(g)} + 4\text{HF(g)} \longrightarrow \text{SF}_4\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$;
 d) $\text{Mg(s)} + 2\text{HCl(aq)} \longrightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$;
 e) $\text{CH}_4\text{(g)} + 2\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(g)}$;
 f) $2\text{Cr(s)} + 3\text{Cl}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{CrCl}_3\text{(s)}$.
- 8.5:** a) AO: Fe_2O_3 , AR: Mg; b) , AO: FeCl_3 , AR: KI; c) , AO: MnO_2 , AR: HCl.
- 8.6:** a) 2 reducciones, ninguna oxidación; b) 2 oxidaciones, ninguna reducción.
- 8.7:** a) $\text{Sn}^{2+}\text{(aq)} + 2\text{Fe}^{3+}\text{(aq)} \longrightarrow \text{Sn}^{4+}\text{(aq)} + 2\text{Fe}^{2+}\text{(aq)}$
 b) $2\text{Ag}^+\text{(aq)} + \text{Cu(s)} \longrightarrow 2\text{Ag(s)} + \text{Cu}^{2+}\text{(aq)}$
 c) $2\text{Al(s)} + 3\text{Cu}^{2+}\text{(aq)} \longrightarrow 2\text{Al}^{3+}\text{(aq)} + 3\text{Cu(s)}$.
- 8.8:** a) $2\text{MnO}_4^-\text{(aq)} + 10\text{I}^-\text{(aq)} + 16\text{H}^+\text{(aq)} \longrightarrow 2\text{Mn}^{2+}\text{(aq)} + 5\text{I}_2\text{(s)} + 8\text{H}_2\text{O(l)}$;
 b) $2\text{ClO}_3^-\text{(aq)} + 2\text{Cl}^-\text{(aq)} + 4\text{H}^+\text{(aq)} \longrightarrow 2\text{ClO}_2\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$;
 c) $6\text{Fe}^{2+}\text{(aq)} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}\text{(aq)} + 14\text{H}^+\text{(aq)} \longrightarrow 6\text{Fe}^{3+}\text{(aq)} + 2\text{Cr}^{3+}\text{(aq)} + 7\text{H}_2\text{O(l)}$;
 d) $\text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)} + 2\text{Fe}^{2+}\text{(aq)} + 2\text{H}^+\text{(aq)} \longrightarrow 2\text{Fe}^{3+}\text{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$;
 e) $2\text{Ce}^{4+}\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)} \longrightarrow 2\text{Ce}^{3+}\text{(aq)} + \text{O}_2\text{(g)} + 2\text{H}^+\text{(aq)}$.
- 8.9:** a) $3\text{Cu(s)} + 8\text{HNO}_3\text{(aq)} \longrightarrow 3\text{Cu(NO}_3)_2\text{(aq)} + 2\text{NO(g)} + 4\text{H}_2\text{O(l)}$;
 b) $\text{MnO}_2\text{(s)} + 4\text{HCl(aq)} \longrightarrow \text{MnCl}_2\text{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O(l)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$;
 c) $\text{PbO}_2\text{(s)} + \text{Pb(s)} + 2\text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \longrightarrow 2\text{PbSO}_4\text{(s)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$.
- 8.10:** a) $2\text{MnO}_4^-\text{(aq)} + 3\text{SO}_3^{2-}\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow 2\text{MnO}_2\text{(s)} + 3\text{SO}_4^{2-}\text{(aq)} + 2\text{OH}^-\text{(aq)}$;
 b) $\text{I}_2\text{(s)} + \text{AsO}_3^{3-}\text{(aq)} + 2\text{OH}^-\text{(aq)} \longrightarrow 2\text{I}^-\text{(aq)} + \text{AsO}_4^{3-}\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$;
 c) $3\text{Br}_2\text{(aq)} + 6\text{OH}^-\text{(aq)} \longrightarrow \text{BrO}_3^-\text{(aq)} + 5\text{Br}^-\text{(aq)} + 3\text{H}_2\text{O(l)}$;
 d) $2\text{Cl}_2\text{(g)} + 4\text{OH}^-\text{(aq)} \longrightarrow \text{ClO}_2^-\text{(aq)} + 3\text{Cl}^-\text{(aq)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$;
 e) $\text{Mn}^{2+}\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)} + 2\text{OH}^-\text{(aq)} \longrightarrow \text{MnO}_2\text{(s)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$;
 f) $2\text{Fe}^{3+}\text{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)} + 2\text{OH}^-\text{(aq)} \longrightarrow 2\text{Fe}^{2+}\text{(aq)} + \text{O}_2\text{(g)} + 2\text{H}_2\text{O(l)}$.
- 8.11:** a) $\text{Cl}_2\text{(g)} + 2\text{NaOH(aq)} \longrightarrow \text{NaClO(aq)} + \text{NaCl(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)}$;
 b) $\text{KClO}_3\text{(aq)} + 2\text{CrCl}_3\text{(aq)} + 10\text{KOH(aq)} \longrightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4\text{(aq)} + 7\text{KCl(aq)} + 5\text{H}_2\text{O(l)}$.
- 8.12:** a) 55,0 g; b) 45,0 g.
- 8.13:** a) 0,555 mol; b) 13,6 dm³.
- 8.14:** 4,35 g.
- 8.15:** a) $\text{C}_2\text{H}_6 + \frac{7}{2}\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$; b) 34,2 g; c) 6,48 mol.
- 8.16:** a) 6,79 g; b) 260 cm³.
- 8.17:** a) 139 mmol. b) redox (desproporción o dismutación). c) 3,42 dm³.
- 8.18:** a) $\text{CO(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$; b) CO; c) contendrá 4 moléculas de CO₂ y 4 moléculas de O₂.
- 8.19:** a) aluminio; b) ninguno; c) oxígeno.
- 8.20:** a) 32,0 dm³; b) HNO₃, 61,0 g.
- 8.21:** a) 2,09 atm. b) 326 cm³.
- 8.22:** a) CaO. b) 37,0 g.
- 8.23:** a) 400 mg. b) $4,34 \times 10^{-2}$ mol.
- 8.24:** a) $\text{Zn(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \longrightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \text{ZnSO}_4\text{(aq)}$. b) 67,5 %. c) aumentaría.
- 8.25:** a) $\text{BaCl}_2\text{(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \longrightarrow \text{BaSO}_4\text{(s)} + 2\text{HCl(aq)}$; b) 84,0 %; c) 190 cm³.
- 8.26:** a) 85,3 %; b) 295 g.
- 8.27:** a) $\text{C}_2\text{H}_2\text{(g)} + \frac{5}{2}\text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$; b) $2,21 \times 10^4$ L.
- 8.28:** $1,03 \times 10^3$ kg.
- 8.29:** a) 6,70 kg; b) 4,37 atm.
- 8.30:** 1,35 kg.

8.31: a) 2,18 g. b) MnO_2 ; Mn: +4 a +3.

8.32: $83,3 \text{ dm}^3$.

8.33: a) 81,0%; b) $1,71 \times 10^3 \text{ mol}$.

8.34: 93,0%.

8.35: 309 g.

8.36: a) 767 g; b) 958 g.

8.37: 232 cm^3 .

8.38: a) 92,8%. b) 165 cm^3 . c) menor.

8.39: a) $2\text{Al(s)} + 6\text{HCl(aq)} \longrightarrow 2\text{AlCl}_3\text{(aq)} + 3\text{H}_2\text{(g)}$; b) 1) iv), 2) ii), 3) iv).

8.40: a) Se: 0,507 mol, HNO_3 : 2,03 mol; b) NO_2 : 1,22 mol, $p = 0,357 \text{ atm}$; c) la misma, porque habrá más cantidad del HNO_3 que ya era el reactivo en exceso; d) 219 g.

Cinética química

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

■ 1. Guía de Estudio

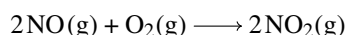
- ¿Qué estudia la cinética química?
- ¿Qué se entiende por velocidad de cambio de concentración de una especie X (v_X) y qué por velocidad de reacción (v)?
- ¿Cuáles son las unidades en que suele expresarse la velocidad de una reacción?
- ¿De qué depende la velocidad de una reacción?
- ¿Qué significa que la velocidad de una reacción esté descrita por una *ecuación de velocidad*?
- Indicar qué representan los términos siguientes: (a) orden respecto de un reactivo, (b) orden total (o global) de una reacción, (c) constante (o coeficiente) de velocidad de una reacción, (d) energía de activación.
- ¿Cómo varía la constante de velocidad con la temperatura?
- Explicar qué es un catalizador.

■ 2. Ejercicios

9.1 Escribir las expresiones de velocidad para las reacciones siguientes, en función del cambio de concentración de los reactivos y de los productos:

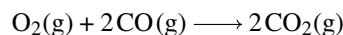
- a) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$
- b) $5\text{Br}^-(\text{aq}) + \text{BrO}_3^-(\text{aq}) + 6\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow 3\text{Br}_2(\text{aq}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- c) $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- d) $4\text{NH}_3(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 4\text{NO}(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

9.2 Considerar la reacción



y suponer que, en un instante dado y a cierta temperatura, la $v_{\text{NO}} = -0,0660 \text{ M/s}$. Calcular: a) v_{NO_2} ; b) v_{O_2} ; c) la velocidad de la reacción en tales condiciones.

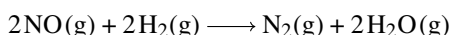
9.3 Considerar la reacción



y suponer que, en un instante dado y a cierta temperatura, la $v_{\text{O}_2} = -0,0740 \text{ M/s}$. Calcular: a) v_{CO_2} ; b) v_{CO} ; c) la velocidad de la reacción en tales condiciones.

9.4 ¿Cuáles son las unidades de la constante de velocidad si el tiempo se expresa en segundos y los órdenes totales son, respectivamente, cero, uno y dos?

9.5 La reacción:



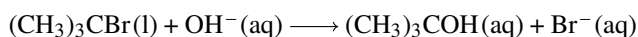
es de primer orden con respecto a H_2 y de segundo orden con respecto a NO .

- a) ¿Cuál es la ecuación de velocidad?
- b) Calcular k si la velocidad es $15,0 \text{ M/s}$ y las concentraciones de los reactivos son $[\text{NO}] = 0,0500 \text{ M}$ y $[\text{H}_2] = 0,100 \text{ M}$.

9.6 Indicar si cada una de las afirmaciones siguientes es correcta (C) o incorrecta (I):

- “Si la reacción es de orden uno, la velocidad es constante”.
- “El orden de reacción respecto de cada reactivo es un parámetro experimental y suele ser un número entero o racional”.
- “Un catalizador modifica la velocidad de una reacción porque le provee un camino (mecanismo) alternativo con energía de activación diferente”.

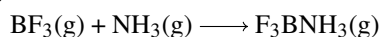
9.7 Se tienen los datos siguientes para la reacción del 2-bromometilpropano, $(\text{CH}_3)_3\text{CBr}$, con iones hidróxido a 55°C :



Experimento	$[(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]_{t=0}$	$[\text{OH}^-]_{t=0}$	Veloc. inicial / $\text{mol dm}^{-3} \text{s}^{-1}$
1	0,10	0,10	0,0010
2	0,20	0,10	0,0020
3	0,30	0,10	0,0030
4	0,10	0,20	0,0010
5	0,10	0,30	0,0010

- Determinar la ecuación de velocidad.
- Calcular la velocidad de la reacción si las concentraciones de los reactivos fueran ambas 0,400 M.

9.8 Se midieron los datos siguientes a 350 K para la reacción representada por la ecuación química:



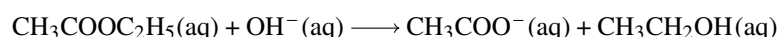
Experimento	$[\text{BF}_3]_{t=0}$	$[\text{NH}_3]_{t=0}$	Veloc. inicial / $\text{mol dm}^{-3} \text{min}^{-1}$
1	0,500	0,500	0,8520
2	0,500	0,250	0,4260
3	0,400	0,200	0,2726
4	0,700	0,200	0,4771
5	0,350	0,200	0,2386

- ¿Cuál es la ecuación de velocidad de esta reacción? ¿Y cuál es su orden total?
- Calcular la velocidad de la reacción si las concentraciones de los reactivos fueran ambas 0,300 M.

9.9 En una reacción del tipo $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$, se determinó experimentalmente que al duplicar $[\text{B}]$, la velocidad aumentó 4 veces, mientras que al duplicar $[\text{A}]$ la velocidad no tuvo variación alguna. Esto significa que la ecuación de velocidad es (elegir la opción que se considere correcta):

- $v = k[\text{A}]^2$; b) $v = k[\text{C}]/[\text{A}][\text{B}]$; c) $v = k[\text{B}]^2$; d) $v = k[\text{A}]$; e) $v = k[\text{A}][\text{B}]$.

9.10 Para la reacción:



se determinó experimentalmente que si se aumenta al doble la concentración de $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$, la velocidad se duplica y si se triplica la concentración de OH^- la velocidad se triplica. Elegir la opción que se considere correcta para la ecuación de velocidad entre las opciones siguientes:

- $v = k[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{OH}^-]$
- $v = k[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]^{1/2}[\text{OH}^-]$
- $v = k[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]^2[\text{OH}^-]$
- $v = k[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{OH}^-]^3$

9.11 Explicar los hechos siguientes:

- para evitar que el jugo de manzana se fermente y se convierta en sidra, debe mantenerse frío.
- La madera se quema muy rápidamente en presencia de oxígeno puro, pero sólo lo hace lentamente en aire.

■ 3. Respuestas seleccionadas

9.1: a) $\nu = -\frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t}$;

b) $\nu = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{Br}^-]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{BrO}_3^-]}{\Delta t} = -\frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}^+]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{3} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$;

c) $\nu = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$;

d) $\nu = -\frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = -\frac{1}{5} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$

9.2: a) 0,0660 M/s; b) -0,0330 M/s; c) 0,0330 M/s.

9.3: a) 0,148 M/s; b) -0,148 M/s; c) 0,0740 M/s.

9.4: M/s, s^{-1} y $\text{M}^{-1} \text{s}^{-1}$, respectivamente.

9.5: a) $\nu = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]$; b) $k = 6,00 \times 10^4 \text{ M}^{-2} \text{s}^{-1}$.

9.6: a) I; b) C; c) C.

9.7: a) $\nu = 1,0 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}[(\text{CH}_3)_3\text{CBr}]$; b) $\nu = 0,0040 \text{ M/s}$

9.8: a) $\nu = 3,41 \text{ L mol}^{-1} \text{ min}^{-1}[\text{BF}_3][\text{NH}_3]$, orden total 2; b) $\nu = 0,308 \text{ M/s}$.

9.9: c).

9.10: a).

9.11: a) a menor temperatura, también lo es la velocidad de fermentación; b) el orden respecto de la concentración de oxígeno debe ser distinta de cero (la proporción de oxígeno en el aire, $x(\text{O}_2) \approx 0,2$, es menor que en el oxígeno puro, $x(\text{O}_2) = 1$).

Equilibrio químico

■ 1. Guía de Estudio

- Indicar qué se entiende por equilibrio químico. Explicar su naturaleza dinámica.
- Expresar la constante de equilibrio en función de las concentraciones de reactivos y productos, K_c , para una ecuación química del tipo:

$$a A + e E \rightleftharpoons q Q + x X$$
- ¿Qué información proporciona la constante de equilibrio de una reacción química y de cuál variable de estado depende su valor?
- Expresar la constante de equilibrio basada en las presiones parciales de reactivos y productos gaseosos, K_p .
- ¿Cuál es la relación que existe entre K_p y K_c ?
- Definir los cocientes de reacción Q_c y Q_p . ¿Cómo se los utiliza para predecir el sentido del cambio neto en una reacción reversible?
- Analizar la modificación de las condiciones de equilibrio mediante el Principio de Le Châtelier.
- Indicar si una reacción reversible catalizada alcanza un estado de equilibrio distinto al de la misma reacción no catalizada.

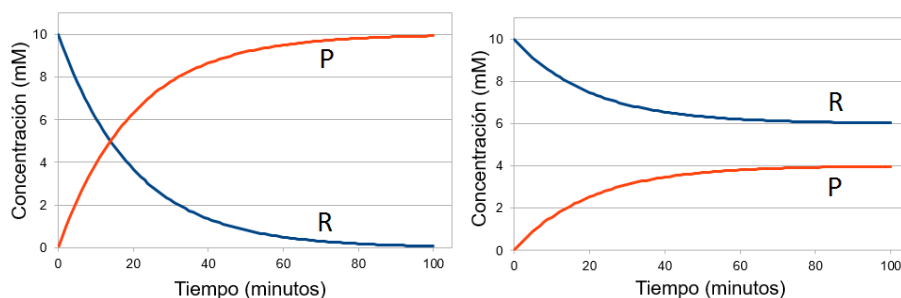
SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

■ 2. Ejercicios

- 10.1** Cuando ocurre una reacción química que parte de reactivos sin productos presentes, la concentración de los primeros disminuye y la de los segundos aumenta hasta alcanzar un estado final en el cual las concentraciones de las especies involucradas no varían con el tiempo. En el estado final la conversión de los reactivos en productos puede haber sido virtualmente total o parcial.

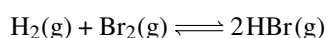
Los gráficos siguientes describen **cualitativamente** las concentraciones en función del tiempo de un reactivo R y de un producto P, para dos reacciones químicas distintas. Indicar cuál gráfico corresponde a una conversión “total” y cuál a una conversión parcial de R en P.



- 10.2** Responder si las afirmaciones siguientes relacionadas con el estado de equilibrio químico y la constante de equilibrio son correctas (C) o incorrectas (I). Justificar las respuestas.
- a) “Cuando una reacción alcanza el equilibrio a una temperatura dada, las concentraciones de los reactivos y de los productos permanecen constantes a lo largo del tiempo.”

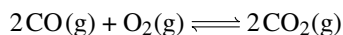
- b) “Cuanto más rápidamente ocurra una reacción, mayor será la cantidad de productos en el equilibrio.”
- c) “Cuanto mayor sea la cantidad inicial de reactivos, mayor será la constante de equilibrio a una temperatura dada.”
- d) “El estado de equilibrio es dinámico porque la velocidad de formación de los productos (reacción directa) es igual a la velocidad de regeneración de los reactivos (reacción inversa).”
- e) “El valor de la constante de equilibrio de una reacción química a una temperatura dada sugiere cuán favorecida está la conversión de reactivos en productos.”
- f) “A una temperatura dada, la presencia de un catalizador modifica el valor de la constante de equilibrio de la reacción donde actúa.”

10.3 Se introdujeron hidrógeno y bromo en un recipiente cerrado de 5,00 dm³ a 1000 K. Una vez alcanzado el equilibrio se determinó la presencia de 0,0100 mol de H₂(g), 0,00200 mol de Br₂(g) y 0,872 mol de HBr(g), según:

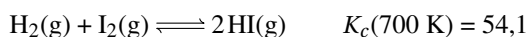


- a) Escribir la expresión de K_c .
- b) Calcular el valor de K_c a 1000 K.

10.4 En un recipiente cerrado de 5,00 dm³ a 350 K están en equilibrio 0,100 mol de CO(g), 0,200 mol de O₂(g) y 0,0500 mol de CO₂(g). Calcular el valor de K_c para la reacción representada por:



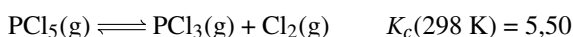
10.5 En un recipiente cerrado de 8,00 dm³ a 700 K están en equilibrio 25,4 g de I₂(g) y 0,400 g de H₂(g), según:



Calcular la concentración molar de HI(g) en el equilibrio.

10.6 En un recipiente cerrado de 4,00 dm³ a 25 °C se encuentran en equilibrio 50,0 g de PCl₅(g) y 20,0 g de Cl₂(g).

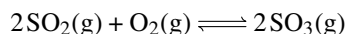
- a) Considerando que ocurre la reacción representada por:



calcular la cantidad de PCl₃(g) en equilibrio.

- b) ¿Cambiaría el resultado del ítem anterior si el recipiente tuviera un volumen de 3,00 dm³?
- c) ¿Cambiaría el valor de K_c si a la misma temperatura el recipiente tuviera un volumen distinto de 4,00 dm³?

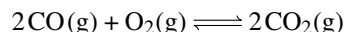
10.7 En un recipiente rígido de 15,0 dm³ a 1500 K, se introdujeron 6,00 mol de SO₂(g) y 3,00 mol de O₂(g), produciéndose la reacción representada por:



Alcanzado el equilibrio, se determinó que la concentración de SO₃ era 0,0560 M. Calcular:

- a) las concentraciones de SO₂ y de O₂ en el equilibrio;
- b) el valor de K_c a 1500 K;
- c) el valor de K_c a 1500 K para la reacción: $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$.
- d) Indicar en un gráfico los valores de las cantidades de reactivos y producto iniciales y en el equilibrio, dibujando cualitativamente la evolución de las mismas entre ambos estados en función del tiempo.

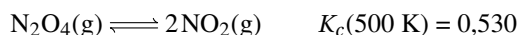
10.8 Un recipiente rígido de 20,0 dm³ a 350 °C contiene 2,00 mol de O₂(g). Manteniendo la temperatura constante se agregan 2,00 mol de CO₂(g). Se aguarda hasta que la reacción alcance el equilibrio:



En ese momento, la concentración de CO_2 es 0,0480 M.

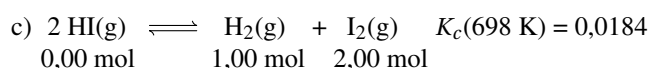
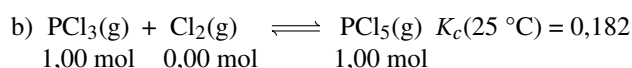
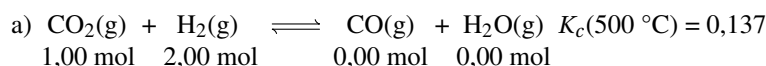
- Calcular el valor de K_c de la reacción a 350 °C.
- Representar gráficamente la evolución de las concentraciones de los tres gases en función del tiempo.

- 10.9** En un recipiente rígido de 4,00 dm³ se introdujeron 2,00 mol de $\text{N}_2\text{O}_4\text{(g)}$ a 500 K. Dada la reacción representada por:

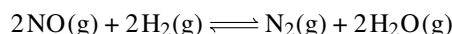


Indicar en un gráfico los valores de las concentraciones molares de reactivo y producto en el estado inicial y en el estado de equilibrio, dibujando además en forma cualitativa el cambio de las mismas entre ambos estados.

- 10.10** Las reacciones en fase gaseosa siguientes se llevaron a cabo dentro de recipientes cerrados y rígidos de 5,00 dm³ a las temperaturas que se indican junto a los valores correspondientes de K_c . Debajo de cada sustancia se informa la cantidad *inicial* introducida. Para cada reacción calcular las cantidades de reactivos y productos una vez alcanzado el equilibrio.

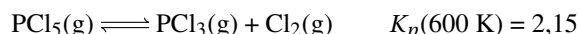


- 10.11** Para la reacción representada por:



- Escribir las expresiones de las constantes K_p y K_c .
- Establecer la relación que existe entre K_p y K_c .

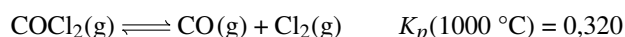
- 10.12** El $\text{PCl}_5\text{(g)}$ se descompone según la reacción representada por:



Partiendo de $\text{PCl}_5\text{(g)}$ puro en un recipiente cerrado y rígido, calcular la presión parcial del $\text{Cl}_2\text{(g)}$ en equilibrio a 600 K si:

- la presión inicial del $\text{PCl}_5\text{(g)}$ es de 1,00 atm.
- la presión total en el equilibrio es de 1,00 atm.

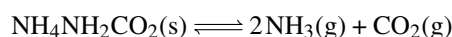
- 10.13** El $\text{COCl}_2\text{(g)}$ se descompone según la reacción representada por:



Partiendo de $\text{COCl}_2\text{(g)}$ puro en un recipiente cerrado y rígido, calcular la fracción molar en equilibrio del CO(g) a 1000 °C si:

- la presión inicial del $\text{COCl}_2\text{(g)}$ es de 1,00 atm.
- la presión total en el equilibrio es de 1,00 atm.

- 10.14** El carbamato de amonio se descompone según la reacción representada por:

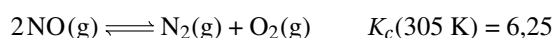


Si la presión parcial de $\text{CO}_2\text{(g)}$ es 0,300 atm después de que una muestra de carbamato de amonio puro alcanza el equilibrio en un recipiente rígido cerrado a 500 K, ¿cuál es el valor de K_p a dicha temperatura?

10.15 Responder si las afirmaciones siguientes relacionadas con el cociente de reacción (Q_c o Q_p , según corresponda) son correctas (C) o incorrectas (I). Justificar las respuestas.

- “El cociente de reacción y la constante de equilibrio siempre tienen el mismo valor numérico.”*
- “El cociente de reacción puede tener valor 0 (cero).”*
- “Si $Q_c \neq K_c$ (o bien $Q_p \neq K_p$), el valor numérico del cociente de reacción cambia progresivamente desde el momento inicial hasta que se alcanza el equilibrio.”*

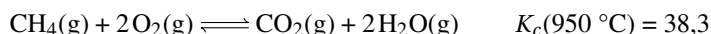
10.16 En un recipiente rígido de 10,0 dm³ que contenía aire [esencialmente, una mezcla de N₂(g) y O₂(g)] a 305 K se agregó monóxido de nitrógeno gaseoso. La composición de la mezcla gaseosa inicial resultó ser: 0,320 mol de N₂, 0,0800 mol de O₂ y 0,200 mol de NO. Sabiendo que a dicha temperatura ocurre la reacción representada por:



¿cuál de las opciones siguientes podría corresponder a las concentraciones de los gases que constituyen el sistema un tiempo después de su mezclado? Justificar.

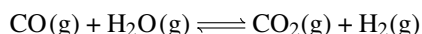
- [N₂] = 0,0320 M; [O₂] = 0,00800 M; [NO] = 0,0200 M;
- [N₂] > 0,0320 M; [O₂] > 0,00800 M; [NO] < 0,0200 M;
- [N₂] > 0,0320 M; [O₂] > 0,00800 M; [NO] = 0 M.

10.17 En una cámara de combustión de paredes rígidas y a 950 °C, tiene lugar la reacción representada por:



En un momento dado, se determinó la concentración de los componentes de la mezcla de gases dentro de la cámara, obteniéndose los valores siguientes: [CH₄] = 0,200 M; [O₂] = 2,40 M; [CO₂] = 1,80 M y [H₂O] = 3,60 M. Determinar si, para una muestra extraída de la cámara de combustión unos minutos más tarde, la concentración de metano será mayor, menor o igual a 0,200 M. Justificar.

10.18 Dada la reacción química representada por la ecuación:



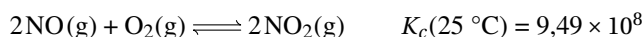
- Escribir la constante de equilibrio expresada en presiones parciales.
- ¿Qué relación existe entre K_p y K_c para esta reacción?
- La constante de equilibrio K_c es 7,30 a 500 °C. Determinar si las mezclas gaseosas siguientes contenidas en un recipiente rígido de 10,0 dm³ están en equilibrio químico a esa temperatura. En caso contrario, determinar cuál es el sentido en que avanzará la reacción hasta alcanzar dicho estado de equilibrio.
 - CO: 0,500 mol, H₂O: 0,400 mol, CO₂: 1,00 mol, H₂: 2,00 mol.
 - CO: 1,00 mol, H₂O: 0,400 mol, CO₂: 0,600 mol, H₂: 0,200 mol.

10.19 La reacción representada por la ecuación química: $\text{H}_2\text{(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2\text{HCl(g)}$ es exotérmica. Considerar una mezcla de los tres gases en equilibrio químico dentro de un recipiente rígido. ¿Qué ocurrirá con la cantidad de HCl(g) en la mezcla luego de realizar cada uno de los cambios siguientes?:

- se agrega H₂(g) a temperatura constante;
- se extrae Cl₂(g) a temperatura constante;
- se aumenta la temperatura.

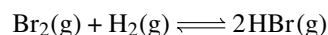
En cada caso, mencionar si el valor de K_c aumenta, disminuye o permanece constante. Justificar las respuestas.

- 10.20** Al quemar combustibles fósiles se liberan muchas sustancias al ambiente, entre ellas el NO y el NO₂. El NO producido puede combinarse a su vez con el oxígeno atmosférico y generar más NO₂ según:



Las concentraciones de equilibrio en un experimento realizado a 230 °C fueron: [NO] = 0,0542 M, [O₂] = 0,127 M y [NO₂] = 15,55 M.

- Calcular K_c y K_p a 230 °C.
 - Indicar qué ocurrirá con la cantidad de NO₂ a volumen constante si:
 - se aumenta la presión parcial de NO a temperatura constante;
 - se aumenta la temperatura.
- 10.21** La tabla siguiente informa valores de K_c a temperaturas distintas para la reacción de síntesis de bromuro de hidrógeno gaseoso a partir de los gases bromo e hidrógeno, representada por:



Temperatura / K	K_c
300	$1,90 \times 10^{17}$
500	$1,30 \times 10^{10}$
1000	$3,80 \times 10^4$

Indicar:

- la expresión de K_c ;
- el valor de K_p a 500 K;
- si se trata de una reacción endotérmica o exotérmica. Justificar.
- ¿a qué temperatura tiene mayor rendimiento la obtención de bromuro de hidrógeno? Justificar.

■ 3. Respuestas seleccionadas

- 10.1:** Gráfico izquierdo: conversión “total”. Gráfico derecho: conversión parcial.
- 10.2:** a) (C); b) (I); c) (I); d) (C); e) (C); f) (I).
- 10.3:** a) $K_c = [\text{HBr}]_{\text{eq}}^2 / ([\text{Br}_2]_{\text{eq}} [\text{H}_2]_{\text{eq}})$; b) $3,80 \times 10^4$.
- 10.4:** $K_c = 6,25$.
- 10.5:** 0,130 M.
- 10.6:** a) $n(\text{PCl}_3) = 18,7$ mol; b) sí; c) no.
- 10.7:** a) $[\text{SO}_2] = 0,344$ M y $[\text{O}_2] = 0,172$ M; b) 0,154; c) 6,49; d) SO₂: de 6,00 a 5,16 mol; O₂: de 3,00 a 2,58 mol; SO₃: de 0 a 0,840 mol.
- 10.8:** a) 6,76; CO : de 0 a 0,0520 M, [O₂]: de 0,100 M a 0,126 M, [CO₂]: de 0,100 M a 0,0480 M.
- 10.9:** [N₂O₄]: de 0,500 M a 0,300 M; [NO₂]: de 0 a 0,400 M.
- 10.10:** a) $n(\text{CO}_2) = 0,626$ mol, $n(\text{H}_2) = 1,63$ mol, $n(\text{CO}) = n(\text{H}_2\text{O}) = 0,374$ mol; b) $n(\text{PCl}_3) = 1,93$ mol, $n(\text{Cl}_2) = 0,934$ mol, $n(\text{PCl}_5) = 0,0660$ mol; c) $n(\text{HI}) = 1,89$ mol, $n(\text{H}_2) = 0,0610$ mol, $n(\text{I}_2) = 1,06$ mol.
- 10.11:** a) $K_p = p(\text{N}_2)p^2(\text{H}_2\text{O})/(p^2(\text{NO})p^2(\text{H}_2))$; $K_c = [\text{N}_2][\text{H}_2\text{O}]^2/([\text{NO}]^2[\text{H}_2]^2)$; b) $K_p = K_c(RT)^{-1}$.
- 10.12:** a) $p(\text{Cl}_2) = 0,743$ atm; b) $p(\text{Cl}_2) = 0,452$ atm.
- 10.13:** a) $x(\text{CO}) = 0,300$; b) $x(\text{CO}) = 0,330$.
- 10.14:** $K_p = 0,108$.
- 10.15:** a) I; b) C; c) C.
- 10.16:** (b).
- 10.17:** menor.
- 10.18:** a) $K_p = p(\text{CO}_2)p(\text{H}_2)/(p(\text{CO})p(\text{H}_2\text{O}))$; b) $K_p = K_c$; c) 1) $Q_c = 10 > K_c$, a reactivos; 2) $Q_c = 0,300 < K_c$, a productos.
- 10.19:** a) $n(\text{HCl})$ aumenta, K_c permanece constante; b) $n(\text{HCl})$ disminuye, K_c permanece constante; c) $n(\text{HCl})$ disminuye, K_c disminuye.

10.20: a) $K_c = 6,48 \times 10^5$, $K_p = 1,57 \times 10^4$; b) 1) aumenta; 2) disminuye.

10.21: a) $K_c = [\text{HBr}]^2/([\text{Br}_2][\text{H}_2])$; b) $K_p = 1,30 \times 10^{10}$; c) exotérmica; d) 300 K.

Ácidos y bases

■ 1. Guía de Estudio

- Describir las teorías de ácidos y bases de Arrhenius y de Brønsted-Lowry.
- Describir el comportamiento ácido base del agua. ¿A qué se denomina *producto iónico* del agua y cuál es su valor a 25 °C?
- ¿Qué se entiende por ácidos y bases fuertes?
- ¿Qué se entiende por ácidos y bases débiles?
- Indicar cómo se expresan las constantes de acidez (K_a) y de basicidad (K_b) para ácidos y bases débiles.
- Describir qué se entiende por acidez o basicidad de una solución acuosa.
- Describir qué se entiende por fuerza ácida y por fuerza básica de solutos en agua. Indicar cómo se emplean sus valores de K_a , K_b , pK_a o pK_b como criterio para ordenarlos por fuerza ácida o por fuerza básica.
- ¿Cuál es la relación entre las constantes K_a y K_b para un par ácido-base conjugado? ¿Y cuál entre pK_a y pK_b ?
- Definir el grado de disociación de un ácido y de una base.

SUGERENCIA:

Antes de resolver ejercicios de la sección 2., responder primero los ítems de la Guía de Estudio relacionados con cada uno.

■ 2. Ejercicios

- 11.1 a) El valor de K_w para el agua a 25 °C es $1,00 \times 10^{-14}$. Calcular:
- 1) el pH del agua neutra a 25 °C;
 - 2) el valor de $[H_3O^+]$ y el pOH del agua neutra a 25 °C.
- b) El valor de K_w para el agua a la temperatura normal del cuerpo humano (37 °C) es $2,50 \times 10^{-14}$. Calcular:
- 1) el pH del agua neutra a 37 °C;
 - 2) el valor de $[OH^-]$ y el pOH del agua neutra a 37 °C.
- 11.2 Escribir las ecuaciones químicas que caracterizan a las sustancias siguientes como ácidos o como bases fuertes en solución acuosa: a) $Ca(OH)_2$; b) $HClO_4$; c) KOH ; d) HBr ; e) HNO_3 .
- 11.3 Calcular la $[OH^-]$ que está en equilibrio en soluciones acuosas con:
- a) $[H_3O^+]$ $1,80 \times 10^{-4}$ M.
 - b) $[H_3O^+]$ $8,00 \times 10^{-9}$ M.
 - c) Indicar si las soluciones descritas en a) y b) son ácidas, básicas o neutras.
- 11.4 Una solución acuosa tiene pH = 3,20. Calcular para la misma: a) la concentración de iones hidronio; b) la concentración de iones hidróxido; c) el pOH.
- 11.5 El pOH de una solución es 9,40. Calcular: a) $[H_3O^+]$; b) el pH.
- 11.6 Calcular a) $[H_3O^+]$, b) $[OH^-]$, c) pH y d) pOH de cada una de las soluciones siguientes:
- 1) hidróxido de potasio 0,0150 M;
 - 2) ácido clorhídrico $6,50 \times 10^{-3}$ M;
 - 3) hidróxido de calcio $2,80 \times 10^{-3}$ M.



Søren P. L. Sørensen
(1868–1939)
Creador de la escala de pH.

- 11.7 Calcular la concentración de todas las especies iónicas presentes en una solución $5,20 \times 10^{-5}$ M de HClO_4 .
- 11.8 Calcular la concentración de todas las especies iónicas presentes en una solución $1,20 \times 10^{-5}$ M de hidróxido de aluminio.
- 11.9 Calcular la cantidad de HNO_3 necesaria para preparar 500 mL de solución de $\text{pH} = 2,50$.
- 11.10 Calcular la concentración, expresada como %m/V, de una solución de HI de $\text{pH} = 4,52$.
- 11.11 Se disuelven en agua 0,240 g de KOH ($M = 56,1$ g/mol) y se obtienen 200 mL de solución. Calcular el pH de la solución obtenida.
- 11.12 Calcular la masa de KOH ($M = 56,1$ g/mol) necesaria para preparar 1,50 L de una solución de $\text{pH} = 11,50$. ¿Qué masa de Ca(OH)_2 ($M = 74,1$ g/mol) se necesitaría para el mismo propósito?
- 11.13 Un volumen de 2,00 L de una solución de NaOH contiene 0,251 moles de cationes sodio.
- Calcular el pOH de la solución.
 - Calcular la masa de hidróxido de sodio disuelta.
 - Calcular la concentración (mol/L) de una solución de hidróxido de calcio que tenga el mismo pH que la solución anterior.
- 11.14 Con las bases fuertes siguientes: 1) Mg(OH)_2 , 2) NaOH, 3) KOH, 4) Ca(OH)_2 , se prepararon cuatro soluciones acuosas que tienen el mismo pH. Sus concentraciones molares son, respectivamente, c_1 , c_2 , c_3 y c_4 . Indicar cuál o cuáles de las afirmaciones siguientes es/son correcta/s:
- $c_1 = c_2$; b) $c_1 > c_3$; c) $c_1 = c_4$; d) $c_1 < c_3$; e) $c_2 < c_4$.
- 11.15 Calcular $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pH de la solución que resulta de diluir con agua 25,0 mL de una solución 0,200 M de ácido nítrico hasta un volumen final de 150 mL.
- 11.16 Se tiene una solución de HBr 0,100 M. Calcular el volumen al que hay que diluir 10,0 mL de esta solución para que su pH sea 2,50.
- 11.17 Se tiene una solución de NaOH 0,0829 M. Calcular el volumen de agua que debe agregarse a 10,0 mL de esta solución para que el pH de la solución así obtenida sea 11,25.
- 11.18 Se dispone de 100 cm³ de solución de HClO_4 0,0200 M y de 200 cm³ de solución de HCl 0,0100 M.
- Calcular el pH de la solución más ácida.
 - Escribir la fórmula de la especie iónica menos concentrada en la solución de HClO_4 .
 - La solución de HCl se diluye a 1,00 dm³. Calcular el pH de la solución diluida.
- 11.19 Se dispone de 400 mL de KOH(aq) de $\text{pH} = 12,00$ y se diluyen con agua hasta un volumen final de 1,50 dm³. Calcular la concentración de todas las especies iónicas en la solución diluida.
- 11.20 Escribir las ecuaciones químicas correspondientes a la reacción con agua de los ácidos débiles siguientes: a) HNO_2 , b) HF, c) HBrO .
- 11.21 El HF es un ácido débil. Indicar si la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de una solución de HF será menor, igual o mayor que la de una solución de HCl de la misma concentración.



pH-metro de laboratorio.



Tiras reactivas para medir pH.

- 11.22** Se tienen soluciones acuosas a 25 °C de igual concentración molar de los ácidos siguientes: a) HNO_3 , b) HNO_2 ($K_a = 5,10 \times 10^{-4}$), c) HClO ($pK_a = 7,54$). Ordenarlas en forma creciente de: 1) $[\text{H}_3\text{O}^+]$; 2) pH.
- 11.23** El amoníaco es una base débil. Se prepararon soluciones 0,125 M de 1) NaOH , 2) NH_3 y 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
a) Escribir la ecuación de ionización del amoníaco.
b) Ordenar las soluciones según pH creciente.
- 11.24** Se tienen soluciones acuosas a 25 °C de igual concentración molar de las bases siguientes: a) CH_3NH_2 ($K_b = 4,37 \times 10^{-4}$), b) KOH , c) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ ($pK_b = 9,37$). Ordenarlas en forma creciente de: 1) $[\text{OH}^-]$; 2) pOH.
- 11.25** Se dispone de las soluciones siguientes: (A) $\text{HClO}_4(\text{aq})$ $9,35 \times 10^{-3}$ M; (B) $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq})$ $4,28 \times 10^{-3}$ M; (C) $\text{HClO}(\text{aq})$, cuya $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,30 \times 10^{-3}$ M. Calcular el pH de las soluciones y ordenarlas por acidez decreciente.
- 11.26** Se tiene una solución A de HCl $1,00 \times 10^{-4}$ M y otra solución B de HF ($pK_a = 3,17$) cuyo pH es 2,00. 1) Ordenar las soluciones por acidez creciente; 2) ordenar los solutos por fuerza ácida creciente.
- 11.27** Se tiene una solución acuosa del ácido HX $5,00 \times 10^{-2}$ M y otra de un ácido HY $2,00 \times 10^{-3}$ M. El pH de ambas es 3,03. Indicar cuál de las afirmaciones siguientes es correcta:
a) “ HX es un ácido fuerte y HY es un ácido débil.”
b) “ HX es un ácido débil y HY es un ácido fuerte.”
c) “Ambos ácidos son fuertes.”
d) “Ambos ácidos son débiles pero HX es más débil que HY .”
e) “Ambos ácidos son débiles pero HY es más débil que HX .”
- 11.28** ¿Cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas? Justificar la respuesta.
a) “En una solución 1,00 M de un ácido fuerte HA , $[\text{A}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$.”
b) “En una solución 0,100 M de un ácido fuerte HA el pH es 1,00.”
c) “En una solución 1,00 M de un ácido fuerte HA , $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00$ M.”
d) “En una solución 0,100 M de un ácido fuerte HA , $[\text{HA}] = 0,100$ M.”
e) “El pH de una solución de HBr $1,00 \times 10^{-10}$ M es 10,00.”
f) “El pH de una solución de KOH $1,00 \times 10^{-10}$ M es $\approx 7,00$.”
g) “Una solución de un ácido débil siempre tiene mayor pH que una solución de ácido fuerte.”
h) “En una solución 1,00 M de un ácido débil HA , la concentración de A^- es menor que 1,00 M.”
- 11.29** Calcular el pH de soluciones de $\text{HCl}(\text{aq})$ con las concentraciones siguientes: 1) 0,100 M; 2) $1,00 \times 10^{-3}$ M; 3) $1,00 \times 10^{-5}$ M; 4) $1,00 \times 10^{-9}$ M. En base a los resultados obtenidos, explicar los cambios en el pH de una solución de ácido al diluirla sucesivamente hasta una concentración muy baja.

■ 3. Respuestas seleccionadas

- 11.1:** a): 1) $\text{pH} = \text{pOH} = 7,00$; 2) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,00 \times 10^{-7}$ M. b): 1) $\text{pH} = \text{pOH} = 6,80$; 2) $[\text{OH}^-] = 1,58 \times 10^{-7}$ M.
- 11.2:** a) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{OH}^-(\text{aq})$;
b) $\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{ClO}_4^-(\text{aq})$;
c) $\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$;
d) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$;
e) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$

- 11.3:** a) $5,56 \times 10^{-11}$ M; b) $1,25 \times 10^{-6}$ M; c) : a) es ácida, b) es básica.
- 11.4:** a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 6,31 \times 10^{-4}$ M; b) $[\text{OH}^-] = 1,58 \times 10^{-11}$ M; c) $\text{pOH} = 10,80$.
- 11.5:** a) $2,51 \times 10^{-5}$ M; b) 4,60.
- 11.6:** 1) a) $6,67 \times 10^{-13}$ M, b) 0,0150 M, c) 12,18, d) 1,82; 2) a) $6,50 \times 10^{-3}$ M, b) $1,54 \times 10^{-12}$ M, c) 2,19, d) 11,81; 3) a) $1,79 \times 10^{-12}$ M, b) $5,60 \times 10^{-3}$ M, c) 11,75, d) 2,25.
- 11.7:** $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClO}_4^-] = 5,20 \times 10^{-5}$ M; $[\text{OH}^-] = 1,92 \times 10^{-10}$ M.
- 11.8:** $[\text{Al}^{3+}] = 1,20 \times 10^{-5}$ M; $[\text{OH}^-] = 3,60 \times 10^{-5}$ M; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,78 \times 10^{-10}$ M.
- 11.9:** $n(\text{HNO}_3) = 0,00158$ mol.
- 11.10:** $3,86 \times 10^{-4}$ %m/V.
- 11.11:** $\text{pH} = 12,33$.
- 11.12:** 0,266 g de KOH y 0,176 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.
- 11.13:** a) $\text{pOH} = 0,90$; b) 10,0 g; c) $6,28 \times 10^{-2}$ M.
- 11.14:** c) y d).
- 11.15:** 0,0333 M; $\text{pH} = 1,48$.
- 11.16:** 316 mL.
- 11.17:** 456 mL.
- 11.18:** a) 1,70; b) OH^- ; c) 2,70.
- 11.19:** $[\text{K}^+] = [\text{OH}^-] = 2,67 \times 10^{-3}$ M; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,75 \times 10^{-12}$ M.
- 11.20:** a) $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq})$;
b) $\text{HF} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$;
c) $\text{HBrO} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{BrO}^-(\text{aq})$.
- 11.21:** menor.
- 11.22:** 1) c) < b) < a); 2) a) < b) < c).
- 11.23:** a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{OH}^-(\text{aq}) + \text{NH}_4^+(\text{aq})$; b) 2) <1) <3).
- 11.24:** 1) c) < a) < b); 2) b) < a) < c).
- 11.25:** A ($\text{pH} = 2,03$) > C ($\text{pH} = 2,64$) > B ($\text{pH} = 11,93$).
- 11.26:** a) A < B; b) B < A.
- 11.27:** d).
- 11.28:** b); c); f) y h).
- 11.29:** a) 1,00; b) 3,00; c) 5,00; d) $\approx 7,00$. Se trata de un ácido fuerte, completamente ionizado en solución acuosa. En las tres primeras soluciones resulta despreciable el aporte de H^+ por autoionización del agua, por lo tanto la $[\text{H}^+]$ es esencialmente la que proviene de la disociación del ácido fuerte. En la cuarta solución, por el contrario, la mayor $[\text{H}^+]$ proviene de la autoionización del agua y es despreciable el aporte de H^+ del ácido.



Ejercicios complementarios

Hasta el ejercicio A.11 se integran contenidos examinables en el primer parcial. Los ejercicios restantes integran contenidos para el segundo parcial y el examen final.

A.1 Una molécula de la sustancia XF_3 contiene en total 32 protones.

- Identificar al elemento X con su símbolo químico.
- Escribir la CEE de X.
- ¿Qué tipo de interacciones hay entre las moléculas de XF_3 en estado líquido?

A.2 Dadas las sustancias CS_2 , H_2S y SO_3 ,

- listarlas en orden creciente del valor de los ángulos de enlace $\widehat{\text{SCS}}$, $\widehat{\text{HSH}}$ y $\widehat{\text{OSO}}$;
- listarlas en orden decreciente de su $\%m/m$ de azufre;
- indicar el tipo de interacciones predominantes entre las moléculas de H_2S . Justificar.

A.3 De los elementos químicos cuyos Z son, respectivamente: 20, 34, 35 y 55,

- ¿cuál puede encontrarse en el anión XO_2^- ? Nombrar y escribir la fórmula de la oxosal correspondiente de magnesio.
- Para el anión XO_2^- , indicar su geometría y el valor aproximado del ángulo $\widehat{\text{OXO}}$ según la TRePEV.

A.4 En 190 g de una sustancia líquida pura a 25°C y 1 atm, hay 2,50 mol de moléculas. Su densidad en esas condiciones es $1,26\text{ g cm}^{-3}$. Calcular:

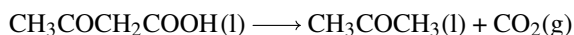
- el número de moléculas presentes;
- la masa molar de la sustancia;
- el volumen molar del líquido en esas condiciones.
- Indicar si el volumen molar del mismo compuesto en estado gaseoso será mayor, menor o igual al calculado para el estado líquido. Justificar.

A.5 En la tabla siguiente se informan algunas propiedades físicas de las sustancias Cl_2 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol), Cu y NaCl. Ubicar cada sustancia en la fila que se considere adecuada y completar la tabla. (FIM: tipo/s de fuerzas intermoleculares)

Sust.	PFus / $^\circ\text{C}$	PEb / $^\circ\text{C}$	Estado de agregación (25°C , 1 atm)	Conducción de la corriente		Enlace	FIM
				Sól.	Líqu.		
	801	1465					
	1085	2562		Sí	Sí		
	-102	-34,0					
	-114	78,0					

- A.6** La temperatura de fusión normal del cloroformo, CHCl_3 , es $-63,5\text{ }^\circ\text{C}$ y su temperatura de ebullición normal es $61,2\text{ }^\circ\text{C}$.
- El volumen molar del cloroformo a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm es (elegir la/s opción/es que se considere/n correcta/s): 1) $80,0\text{ m}^3/\text{mol}$; 2) $80,0\text{ dm}^3/\text{mol}$; 3) $80,0\text{ cm}^3/\text{mol}$; 4) $80,0\text{ mm}^3/\text{mol}$; 5) $80,0\text{ m}^3/\text{mmol}$; 6) $80,0\text{ dm}^3/\text{mmol}$; 7) $80,0\text{ cm}^3/\text{mmol}$; 8) $80,0\text{ mm}^3/\text{mmol}$.
 - Calcular su densidad a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm .
 - Calcular el número de átomos de cloro presentes en $1,00\text{ cm}^3$ del líquido a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm .
 - Calcular la masa de una molécula de cloroformo, expresada en gramos.
 - Indicar la geometría molecular, la polaridad molecular y las interacciones intermoleculares presentes en el cloroformo líquido.
 - Explicar por qué el punto de ebullición normal del cloroformo es menor que el del CCl_4 ($77,0\text{ }^\circ\text{C}$), en base a las intensidades comparadas de las interacciones intermoleculares que presentan ambas sustancias cuando están puras en el estado líquido.
- A.7** A $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm , 287 mL del compuesto líquido C_xH_6 contienen $19,5\text{ mol}$ de átomos de hidrógeno y su densidad es $0,8833\text{ g/mL}$. Calcular:
- el número de moléculas presentes en dicho volumen;
 - la masa molar del compuesto;
 - el valor de “x” en la fórmula molecular;
 - el volumen molar del compuesto a dichas p y T ;
 - la masa de una molécula del compuesto, expresada en gramos.
- A.8** Se tienen dos recipientes cerrados y rígidos, A y B, separados por una válvula de volumen despreciable. El recipiente A contiene gas a una presión de $1,00\text{ atm}$. El recipiente B, previamente evacuado, tiene un volumen de $0,500\text{ dm}^3$. Al abrir la válvula, el gas se distribuyó uniformemente entre A y B a temperatura constante, resultando una presión final de $0,700\text{ atm}$. Calcular el volumen del recipiente A. (¿Cuál es la ley de los gases aplicable en este caso?)
- A.9** El compuesto C_xH_6 es un gas a $23,0\text{ }^\circ\text{C}$ y 1206 hPa ; en esas condiciones su densidad es $2,06\text{ g/L}$. Calcular:
- la masa molar del compuesto;
 - el valor de “x” en la fórmula molecular;
 - la cantidad de gas presente en $1,00\text{ g}$ del compuesto.
- A.10** A un recipiente rígido que contenía $1,20\text{ mol}$ de CO_2 a $1,80\text{ atm}$ y $30,0\text{ }^\circ\text{C}$ se agregaron $36,4\text{ g}$ de un gas X_2 a temperatura constante. La presión final fue de $3,75\text{ atm}$. Calcular:
- la masa molar de X_2 ;
 - la fracción molar del CO_2 ;
 - el número total de moléculas presentes en la mezcla;
 - la masa de una molécula de CO_2 , expresada en gramos.
- A.11** Se infla un globo de paredes flexibles con aire (que puede considerarse como una mezcla de nitrógeno y oxígeno gaseosos) a $27,0\text{ }^\circ\text{C}$, hasta alcanzar una presión de $5,00\text{ atm}$ y un volumen de $25,0\text{ dm}^3$. En tales condiciones hay en el globo $4,90 \times 10^{24}$ átomos de nitrógeno. Calcular:
- la presión parcial de O_2 en el globo;
 - la fracción molar de N_2 en el aire;
 - la densidad del aire contenido en el globo en esas condiciones de presión y temperatura.
- A.12** La cetoacidosis es una condición que pone en riesgo la vida y afecta por ejemplo a personas con diabetes no tratadas. Durante esta condición se produce propanona (acetona, CH_3COCH_3) y su presencia se detecta en el aliento de estas personas,

dato el olor característico de esta sustancia. La acetona se forma al cabo de una serie de reacciones originadas en el metabolismo de los glúcidos o hidratos de carbono y la ecuación química que representa al proceso a partir del ácido 3-oxobutanoico es la siguiente:



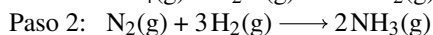
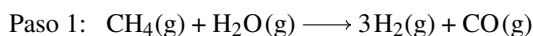
Calcular la masa de propanona producida a partir de 300 mg de ácido 3-oxobutanoico.

- A.13** Un antiácido comercial utilizado para neutralizar el exceso de HCl contenido en el jugo gástrico, contiene una mezcla de carbonatos de calcio y de magnesio. El proceso que ocurre cuando el antiácido actúa se puede representar mediante las ecuaciones químicas (no balanceadas) siguientes:



Si se ingiere una pastilla de antiácido que contiene 680 mg de CaCO_3 y 80 mg de MgCO_3 , ¿cuál es la cantidad de HCl que reacciona?

- A.14** El amoníaco se produce habitualmente con una secuencia de reacciones representada por las ecuaciones siguientes:

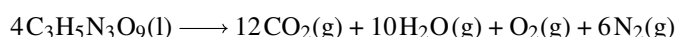


¿Qué masa, expresada en toneladas (1 ton $\equiv$ 1000 kg), de $\text{CH}_4\text{(g)}$ se necesita para obtener 25,0 ton de amoníaco?

- A.15** El ácido sulfúrico puede reaccionar con hidróxidos como el de sodio y el de calcio, formando oxosales y agua.

- Calcular la cantidad de cada uno de los hidróxidos mencionados que pueden reaccionar con 2,00 mol de ácido sulfúrico.
- Si se mezclaran 2,00 mol de ácido con 6,00 mol de hidróxido de sodio, ¿cuál será el reactivo que se consuma totalmente? ¿Qué cantidad quedará del reactivo en exceso?

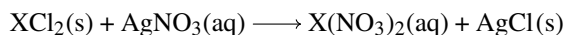
- A.16** Una forma de descomposición de la nitroglicerina ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$) puede representarse con la ecuación química siguiente:



En un recipiente vacío y rígido de 100 mL se introducen 2,69 g de nitroglicerina. Provocada la descomposición completa según la ecuación química anterior,

- calcular la presión de la mezcla gaseosa cuando la temperatura alcanza los 1000 °C;
- calcular la fracción molar del nitrógeno en la mezcla gaseosa.

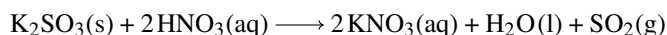
- A.17** La reacción de XCl_2 con exceso de nitrato de plata acuoso puede representarse con la ecuación química (no balanceada) siguiente:



A partir de 0,9299 g de XCl_2 se obtuvieron 1,280 g de cloruro de plata.

- Balancear la ecuación química anterior.
- Identificar al elemento químico X.

- A.18** El K_2SO_3 reacciona con ácido nítrico según:

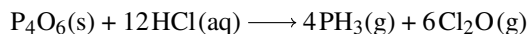


Luego de mezclar 75,2 g de una muestra que contiene K_2SO_3 (66,0 % de pureza) con 400 cm³ de $\text{HNO}_3\text{(aq)}$ 22,1 %m/V, se obtuvieron 0,297 mol de H_2O .

- Calcular el rendimiento de la reacción.

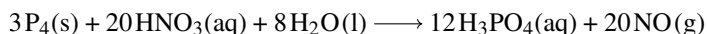
- b) Calcular la cantidad de HNO_3 que reaccionó.
c) El $\text{SO}_2(\text{g})$ producido se recogió a $37,0^\circ\text{C}$ en un recipiente rígido de $20,0\text{ L}$ que contenía $13,7\text{ g}$ de un gas X, resultando una presión total de $1,00\text{ atm}$. Calcular la masa molar de X.

A.19 Al reaccionar una muestra de P_4O_6 ($83,0\%$ de pureza) con exceso de $\text{HCl}(\text{aq})$ $0,750\text{ M}$ se obtuvo $1,00\text{ mol}$ de fosfina con $89,0\%$ de rendimiento, según:



- a) Calcular la masa de muestra que se utilizó en la reacción.
b) Calcular el volumen mínimo de $\text{HCl}(\text{aq})$ utilizado.
c) Indicar, justificando brevemente, qué ocurriría con la cantidad de fosfina obtenida si la solución de HCl tuviera un pH menor que el de la solución utilizada.
d) Escribir la hemirreacción correspondiente a la transformación del agente reductor.

A.20 Al reaccionar $62,0\text{ g}$ de fósforo elemental ($50,0\%$ puro) con $11,7\text{ L}$ de $\text{HNO}_3(\text{aq})$ ($\text{pH} = 0,70$) y exceso de agua se obtienen $30,0\text{ L}$ de $\text{NO}(\text{g})$ medido a 303 K y $1,20\text{ atm}$, según:

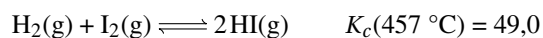


- a) Calcular la cantidad de reactivo (P_4 o HNO_3) en exceso sin reaccionar.
b) Calcular el rendimiento de la reacción.
c) Calcular la cantidad de ácido fosfórico producida.
d) Indicar, justificando brevemente, si las cantidades de productos aumentarán, disminuirán o serán iguales a las calculadas, si se dispusiera de $62,0\text{ g}$ de fósforo elemental con una pureza mayor al $50,0\%$.

A.21 Se mezclan $23,0\text{ g}$ de una solución A de NaOH $14,0\%$ m/m y $\rho = 1,15\text{ g/cm}^3$ con una solución B del mismo soluto. Se obtienen así $90,0\text{ cm}^3$ de solución $2,00\text{ M}$.

- a) Calcular la concentración molar de la solución B.
b) Al diluir 500 veces la solución A, se obtiene la solución C. ¿Cuál es el pH de la solución C?
c) Indicar si el pH de la solución C es mayor, menor o igual que el de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ cuya concentración es tres veces menor que la concentración de la solución C.

A.22 Considerar la reacción representada por la ecuación química



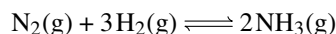
- a) Si reaccionan $0,500\text{ mol}$ de $\text{H}_2(\text{g})$ con $0,600\text{ mol}$ de $\text{I}_2(\text{g})$ en un recipiente rígido a 457°C , calcular la cantidad de HI en el equilibrio.
¿Por qué no es necesario conocer el volumen del recipiente para realizar el cálculo solicitado?
b) Al disolver en agua una cantidad de HI igual a la calculada en el ítem anterior, se obtienen 600 L de una solución cuyo pH es $2,85$. Indicar si el $\text{HI}(\text{aq})$ se comporta como ácido fuerte.

A.23 La reacción de descomposición del $\text{PCl}_5(\text{g})$ se representa con la ecuación



A 600 K , la constante de equilibrio K_p es igual a $26,3$. Indicar si una mezcla gaseosa constituida por $1,839\text{ mol}$ de PCl_5 , $1,226\text{ mol}$ de PCl_3 y $1,300\text{ mol}$ de Cl_2 en un recipiente rígido de $15,0\text{ L}$ estará en equilibrio a 600 K . Si no lo estuviera, indicar cuál de las reacciones prevalecerá hasta alcanzarlo. Justificar la respuesta.

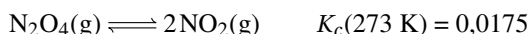
A.24 A fin de obtener amoníaco gaseoso en base a la reacción representada por:



en un recipiente vacío y rígido se introducen $\text{N}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2(\text{g})$ en relación estequiométrica a 400 °C. En el equilibrio a una presión total de 100 atm, la fracción molar de amoníaco es 0,251.

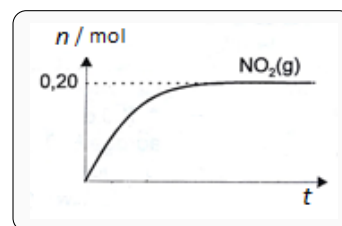
- Calcular K_p y K_c a 400 °C.
- El amoníaco obtenido se disuelve en agua hasta obtener 10,0 L de solución. Explicar brevemente si el pH de dicha solución será menor, mayor o igual al de una solución de NaOH de la misma concentración. ($\text{p}K_b(\text{NH}_3) = 4,75$)

A.25 En un recipiente de 5,00 dm³ se introducen n_i moles de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ a 273 K. Este gas se descompone según la reacción representada por:

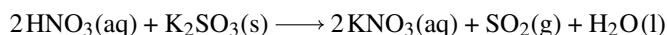


Se deja que el sistema alcance el equilibrio a dicha temperatura.

- En base a los datos informados y el gráfico al margen, calcular la cantidad inicial de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$, n_i .
- Indicar cómo debería modificarse el volumen del recipiente a temperatura constante para favorecer la descomposición del $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$. Justificar en base al principio de Le Châtelier.

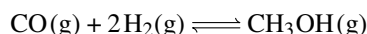


A.26 Una muestra de 125 g que contiene 82,0% de K_2SO_3 reacciona con 400 mL de $\text{HNO}_3(\text{aq})$ 3,50 M. La reacción se puede representar con la ecuación química siguiente:



- Calcular la masa de sal disuelta que se obtiene con un rendimiento del 90,0%.
- El SO_2 obtenido se transfiere a un recipiente rígido de 100 L que contiene $\text{N}_2(\text{g})$ a 27,0 °C y 0,900 atm. Calcular la fracción molar de SO_2 en la mezcla gaseosa a dicha temperatura.
- Indicar, justificando brevemente, si la cantidad de SO_2 obtenida aumenta, disminuye o no cambia al aumentar la pureza de la muestra sin otra modificación respecto de lo enunciado.
- Nombrar a las dos oxosales involucradas en la reacción. Dibujar las estructuras de Lewis de sus aniones e indicar sus geometrías en base a la TRePEV.

A.27 Dada la reacción representada por la ecuación química:



- Ordenar en forma creciente los puntos de ebullición de las tres sustancias, en base a las intensidades comparadas de las interacciones intermoleculares que presentan cuando están puras en el estado líquido.
- Partiendo de 0,500 mol de CO, 0,800 mol de H_2 y 0,100 mol de CH_3OH en un recipiente rígido de 76,0 dm³ a 120 °C, se encontró que en el equilibrio la cantidad de producto aumentó un 20,0%. Calcular el valor de K_c a dicha temperatura.
- Escribir la ecuación de velocidad de la reacción inversa, suponiendo que fuera elemental.

A.28 Una masa de 35,2 g del compuesto HIO_x contiene la mitad de la cantidad de átomos de yodo que la presente en 66,8 g de I_2O_5 .

- Determinar el valor de "x" en la fórmula del compuesto HIO_x .
- Escribir la ecuación de ionización en agua del HIO_x .
- Calcular el pH de una solución de HIO_x 0,176 %m/V (considerar que se comporta como un ácido fuerte).

- A.29** Se disuelven 130 mg del ácido fuerte HXO_4 en agua, obteniendo 2,64 L de solución de $\text{pH} = 3,31$.
- Calcular la masa atómica de X.
 - Escribir la ecuación de ionización en agua de HXO_4 . Identificar a todas las especies iónicas presentes en la solución.
 - Dibujar la estructura de Lewis de HXO_4 .
 - Predecir la geometría del oxoanión XO_4^- en base a la TRePEV.
 - Nombrar la sal que forma el oxoanión con el hierro en su mayor estado de oxidación.
- A.30** La reacción del trióxido de diarsénico sólido con ácido nítrico en solución acuosa produce ácido ortoarsénico (H_3AsO_4 , acuoso) y monóxido de nitrógeno gaseoso. Se hacen reaccionar 220 g de una muestra impura del óxido con cantidad estequiométrica del ácido en solución acuosa. El gas obtenido se recoge, con un rendimiento del 85,0%, en un recipiente rígido de 35,0 L a 316 K y 608 Torr.
- Escribir la ecuación química que representa a la reacción, balanceada por el método del ion electrón.
 - Calcular la pureza de la muestra de óxido.
 - Calcular la concentración molar del ácido acuoso, sabiendo que se emplearon 25,4 L de solución.
 - Si se cambiara la solución del ácido por igual volumen de otra con menor pH sin modificar las condiciones restantes, el volumen de gas obtenido ¿sería igual, menor o mayor que el calculado a partir de los datos del enunciado?
 - ¿Cuál es la especie oxidada? ¿Cuál es el agente reductor?
 - Dibujar estructuras de Lewis para el H_3AsO_4 y el ácido nítrico.

■ 1. Respuestas seleccionadas

- A.1:** a) B; b) $(2s)^2(2p)^1$; c) FL (fuerzas de London).
A.2: a) $\text{H}_2\text{S} < \text{SO}_3 < \text{CS}_2$; b) $\text{H}_2\text{S} > \text{CS}_2 > \text{SO}_3$; c) FL y DD.
A.3: a) el bromo; bromito de magnesio, $\text{Mg}(\text{BrO}_2)_2$; b) angular, $\approx 109^\circ$.
A.4: a) $N = 1,51 \times 10^{24}$; b) $M = 76,0 \text{ g/mol}$; c) $V_m = 60,3 \text{ cm}^3/\text{mol}$.
A.5:

Sust.	PFus / $^\circ\text{C}$	PEb / $^\circ\text{C}$	Estado de agregación (25 $^\circ\text{C}$, 1 atm)	Conducción de la corriente		Enlace	FIM
				Sól.	Líqu.		
NaCl	801	1465	sólido	No	Sí	iónico	—
Cu	1085	2562	sólido	Sí	Sí	metálico	—
Cl_2	-102	-34,0	gaseoso	No	No	covalente	FL
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	-114	78,0	líquido	No	No	covalente	FL,DD, EH

- A.6:** a) 3) y 8); b) $1,49 \text{ g/cm}^3$; c) $N(\text{Cl}) = 2,26 \times 10^{22}$; d) $m(\text{CHCl}_3) = 1,98 \times 10^{-22} \text{ g}$; e) tetraédrica, polar, FL y DD.
A.7: a) $N = 1,96 \times 10^{24}$; b) $M = 78,0 \text{ g/mol}$; c) $x = 6$; d) $V_m = 88,3 \text{ mL/mol}$; e) $m = 1,30 \times 10^{-22} \text{ g}$.
A.8: $V_A = 1,17 \text{ dm}^3$. ($pV = k$, a n y T ctes. Ley de Boyle.)
A.9: a) $M = 42,1 \text{ g/mol}$; b) $x = 3$; c) $n = 0,0238 \text{ mol}$.
A.10: a) $M(\text{X}_2) = 28,0 \text{ g/mol}$; b) $x(\text{CO}_2) = 0,480$; c) $N = 1,50 \times 10^{24}$; d) $m(\text{CO}_2) = 7,31 \times 10^{-23} \text{ g}$.
A.11: a) $p(\text{O}_2) = 0,995 \text{ atm}$; b) $x(\text{N}_2) = 0,801$; c) $\rho = 5,85 \text{ g/L}$.
A.12: 0,171 g.
A.13: $1,55 \times 10^{-2} \text{ mol}$.
A.14: 11,8 ton.
A.15: a) 4,00 mol de NaOH y 2,00 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$; b) H_2SO_4 , 2,00 mol de NaOH.
A.16: a) $p = 89,8 \text{ atm}$; b) $x(\text{N}_2) = 0,207$.

A.17: a) $\text{XCl}_2(\text{s}) + 2\text{AgNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow \text{X}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2\text{AgCl}(\text{s})$; b) $\text{X} = \text{Ba}$.

A.18: a) 94,7%; b) 0,627 mol; c) 28,0 g/mol.

A.19: a) 74,5 g; b) 4,48 L; c) no cambiaría; d) $2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cl}_2\text{O} + 4\text{e}^- + 2\text{H}^+$.

A.20: a) 0,666 mol de HNO_3 ; b) 86,7%; c) 0,868 mol; d) aumentarán respecto de las calculadas.

A.21: a) 1,42 M; b) $\text{pH} = 11,91$; c) mayor.

A.22: a) $n(\text{HI}) = 0,840$ mol; b) Sí.

A.23: No está en equilibrio ($K_c \neq Q_c$). Prevalece la directa ($K_c = 0,534 > Q_c = 0,0578$).

A.24: a) $K_p(400^\circ\text{C}) = 1,90 \times 10^{-4}$, $K_c(400^\circ\text{C}) = 0,580$; b) menor.

A.25: a) 0,557 mol; b) aumentarlo.

A.26: a) 118 g; b) $x(\text{SO}_2) = 0,151$; c) aumenta; d) K_2SO_3 : sulfito de potasio, KNO_3 :

nitrito de potasio; e. de Lewis del sulfito: $\left[\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ :\ddot{\text{O}}: \text{S}: \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^{2-}$, piramidal; e. de Lewis del

nitrito: $\left[\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ :\ddot{\text{O}}: \text{N}: \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array} \right]^-$, triangular.

A.27: a) $\text{H}_2\text{C}=\text{CO}=\text{CH}_2$; b) $K_c = 2500$; c) $v_{\text{av}} = k_{\text{av}}[\text{CH}_3\text{OH}]$.

A.28: a) $x = 3$; b) $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{IO}_3^-$; c) $\text{pH} = 2,00$.

A.29: a) 35,5 u; b) $\text{HXO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{XO}_4^-$; H_3O^+ , OH^- , XO_4^- ; c) $\text{H} \begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ :\ddot{\text{O}}: \text{X} :\ddot{\text{O}}: \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array}$;

d) tetraédrica; e) perclorato de hierro(III).

A.30: a) $3\text{As}_2\text{O}_3(\text{s}) + 4\text{HNO}_3(\text{aq}) + 7\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 6\text{H}_3\text{AsO}_4(\text{aq}) + 4\text{NO}(\text{g})$; b) 85,6%;

c) $c(\text{HNO}_3) = 0,0500$ M; d) igual; e) H_3AsO_4 y As_2O_3 , respectivamente; f) $\text{H} \begin{array}{c} \text{H} \\ :\ddot{\text{O}}: \\ :\ddot{\text{O}}: \text{As} :\ddot{\text{O}}: \\ :\ddot{\text{O}}: \end{array} \text{H}$

$\begin{array}{c} :\ddot{\text{O}}: \\ \text{H} :\ddot{\text{O}}: \text{N}: :\ddot{\text{O}}: \end{array}$

Nomenclatura de compuestos inorgánicos sencillos

La IUPAC reconoce además a los sistemas *aditivo* y *sustitutivo*, que no se describirán aquí.

Dado el carácter introductorio de la asignatura, la nomenclatura de compuestos inorgánicos en este material de ejercitación se basa en el sistema *composicional* de la IUPAC y se incluyen, dada su amplia difusión, algunos nombres aceptados no sistemáticos.

1. Estado de oxidación

El **estado de oxidación** es un número, positivo o negativo, que se asigna a cada uno de los átomos de los elementos que forman una especie. Este número representa la carga que adquiriría un átomo si en cada uno de los enlaces se le asignaran los electrones del enlace al átomo más electronegativo.

Para obtener cada valor, resulta útil un conjunto de reglas que se listan a continuación:

- Las especies en su forma elemental tienen estado de oxidación 0 (cero). Ej.: en el O_2 , el estado de oxidación de cada átomo de oxígeno es cero.
- Todos los metales alcalinos combinados tienen estado de oxidación +1 y todos los metales alcalinotérreos combinados tienen estado de oxidación +2.
- El flúor combinado siempre tiene estado de oxidación -1.
- El estado de oxidación del oxígeno combinado es -2 (excepto en los peróxidos, superóxidos, ozónidos y en compuestos con flúor).
- El estado de oxidación del hidrógeno combinado es +1 (excepto en los hidruros metálicos, donde el estado de oxidación es -1).
- En los iones monoatómicos, el estado de oxidación es numéricamente igual a la carga del ion. Ej.: el estado de oxidación del calcio en el ion Ca^{2+} es +2.
- En las especies poliatómicas, la suma de los estados de oxidación de sus átomos combinados es numéricamente igual a la carga de la especie. Ej.: en el agua, cada hidrógeno es +1 y el oxígeno es -2, por lo tanto $(2 \cdot 1) + (-2) = 0$; en el ion oxonio (o hidronio), H_3O^+ , el oxígeno es -2 y el hidrógeno +1, por lo tanto $(-2) + (3 \cdot 1) = +1$.

En **nomenclatura y en fórmulas químicas**, el estado de oxidación se representa con un número romano y se lo expresa entre paréntesis luego del nombre del elemento sin dejar espacios [ej. cloruro de hierro(III)], o como un supraíndice derecho al símbolo del elemento (ej. Fe^{III} , $S^{VI}O_4^{2-}$), respectivamente. Si es negativo, el signo debe explicarse; no así cuando el estado de oxidación es positivo. Si el elemento combinado posee un único estado de oxidación, éste suele no indicarse (ej. sodio, calcio, etc.).

A continuación, se presentan diferentes tipos de **compuestos sencillos**, clasificados según el número de elementos diferentes que los forman (binarios: 2 elementos distintos, ternarios: 3 elementos distintos, cuaternarios: 4 elementos distintos).

Las familias de compuestos a describir según se indica en la tabla siguiente son:

Compuestos		
binarios	ternarios	cuaternarios
Óxidos (2.1)	Hidróxidos (3.1)	Hidrogenoxosales (4.1)
Compuestos con hidrógeno (2.2 y 2.3)	Oxoácidos (3.2)	[di(hidrogeno)] oxosales de amonio (4.2)
Sales no oxigenadas (2.4)	Oxosales (3.3)	
	Hidrogenosales (3.4)	
	Sales no oxigenadas de amonio (3.5)	

Debe enfatizarse que el estado de oxidación es un índice derivado a partir de reglas sencillas y formales; no es, por lo tanto, un indicador directo de la distribución electrónica. En nomenclatura, se utiliza el estado de oxidación cuando hay certeza en la asignación de su valor. En general, se preferirá nombrar las especies expresando sus cargas netas. Por ejemplo, $FeSO_4$: sulfato de hierro(2+), $Fe_2(SO_4)_3$: sulfato de hierro(3+).

■ 2. Compuestos binarios

2.1 Compuestos de metales y de no metales con oxígeno: óxidos

Los **óxidos** son compuestos en los cuales el **oxígeno** tiene estado de oxidación **-2**.

Los óxidos se nombran como: “óxido de metal” u “óxido de no metal”

Metal con único estado de oxidación habitual	
K ₂ O	óxido de potasio
Al ₂ O ₃	óxido de aluminio
MgO	óxido de magnesio

Metal o No Metal con más de un estado de oxidación habitual	
PbO	óxido de plomo(II)
PbO ₂	óxido de plomo(IV)
SO ₂	óxido de azufre(IV)
SO ₃	óxido de azufre(VI)

Utilizando las atomicidades:

MnO ₂	dióxido de manganeso
TiO ₂	dióxido de titanio
N ₂ O ₄	tetróxido de dinitrógeno

SO ₂	dióxido de azufre
SO ₃	trioxido de azufre

Los **óxidos metálicos** son compuestos preponderantemente **iónicos** donde existe el anión óxido (O²⁻) en su estructura mientras que los **óxidos de no metales** son compuestos preponderantemente **covalentes**.

Para metales con dos estados de oxidación habituales, aún se utiliza una nomenclatura antigua por la cual se agrega el sufijo “oso” cuando el metal presenta el menor estado de oxidación de los dos, e “ico” cuando presenta el mayor estado de oxidación de los dos. Ej. para el hierro: catión *ferroso* y catión *férrico*; para el cobre: catión *cuproso* y catión *cúprico*; para el níquel: catión *niqueloso* y catión *niquélico*.

2.2 Compuestos de metales con hidrógeno (estado de oxidación -1)

El compuesto se nombra como: “hidruro” de “metal”

Metal con único estado de oxidación habitual	
KH	hidruro de potasio
CaH ₂	hidruro de calcio

Los **peróxidos** son compuestos en los cuales el **oxígeno** tiene estado de oxidación **-1**. Los **peróxidos metálicos** (por ej. peróxido de bario, BaO₂) son compuestos preponderantemente **iónicos**, donde existe el ión peróxido (O₂²⁻) en su estructura, mientras que el peróxido de hidrógeno (H₂O₂) también llamado “agua oxigenada” es un compuesto **covalente**.

2.3 Compuestos de no metales con hidrógeno (estado de oxidación +1)

El compuesto se nombra como: “raíz del nombre de no metal”+“uro” de hidrógeno

Hidrácidos	
HF	fluoruro de hidrógeno
HCl	cloruro de hidrógeno
HBr	bromuro de hidrógeno
HI	yoduro de hidrógeno
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno

Nota: para algunas especies aún se aceptan sus nombres comunes. Ejemplos:

HF	ácido fluorhídrico
H ₂ S	ácido sulfhídrico
H ₂ O	agua
NH ₃	amoníaco

Los **hidruros** son compuestos iónicos en los cuales existe el anión hidruro (H⁻) en su estructura. Los compuestos formados por **no metales** e **hidrógeno** son **covalentes**.

2.4 Sales no oxigenadas

Son compuestos formados por aniones monoatómicos y cationes metálicos.

El compuesto se nombra como: “raíz del nombre de no metal”+“uro” de “metal”

Metal con único estado de oxidación habitual	
KCl	cloruro de potasio
Na ₂ S	sulfuro de sodio

Metal con más de un estado de oxidación habitual	
FeCl ₂	cloruro de hierro(II)
FeCl ₃	cloruro de hierro(III)

La terminación “uro” es la utilizada para designar aniones **monoatómicos** (ej.: hidruro, H⁻; cloruro, Cl⁻; fosfuro, P³⁻, etc.) u **homopoliatómicos**, salvo los constituidos con oxígeno (ej.: disulfuro, S₂²⁻; triyoduro, I₃⁻, etc.)

■ 3. Compuestos ternarios

3.1 Hidróxidos

Son compuestos formados por el anión hidróxido (OH^-) y cationes metálicos.

El compuesto se nombra como: hidróxido de “metal”

Metal con único estado de oxidación habitual	
KOH	hidróxido de potasio
Mg(OH) ₂	hidróxido de magnesio

Metal con más de un estado de oxidación habitual	
Fe(OH) ₂	hidróxido de hierro(II)
Fe(OH) ₃	hidróxido de hierro(III)

3.2 Oxoácidos

Los oxoácidos son compuestos ternarios formados por un elemento (en general un no metal), oxígeno e hidrógeno y en su estructura hay hidrógeno enlazado a oxígeno.

La IUPAC aún considera aceptables los nombres **no sistemáticos** de los oxoácidos más comunes, que se construyen mediante las reglas siguientes:

Es necesario enfatizar que en los oxoácidos **TODOS** los enlaces son de naturaleza covalente. Por ejemplo, la estructura de Lewis del ácido hipocloroso es:



- Si el no metal exhibe habitualmente un único estado de oxidación, el nombre del oxoácido se construye como: “raíz del nombre del no metal + ico” y se antepone la palabra “ácido”.
- Si el no metal exhibe dos estados de oxidación al formular los oxoácidos, los nombres se construyen como:
 - “ácido” “raíz del nombre del no metal + oso” para el estado de oxidación menor.
 - “ácido” “raíz del nombre del no metal + ico” para el estado de oxidación mayor.

Oxoácido	Nombre	Estado de oxidación del átomo central
HNO ₂	ácido nitroso	+3
HNO ₃	ácido nítrico	+5
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	+4
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	+6
H ₃ PO ₄	ácido fosfórico	+5

- Los elementos cloro, bromo y yodo pueden exhibir hasta cuatro estados de oxidación al formar oxoácidos. El nombre de cada uno de ellos se construye como sigue, en orden creciente del estado de oxidación del halógeno correspondiente:
 - “ácido” “hipo” + “raíz del nombre del no metal + oso”, para el estado de oxidación menor (+1).
 - “ácido” “raíz del nombre del no metal + oso”, para el estado de oxidación (+3).
 - “ácido” “raíz del nombre del no metal + ico”, para el estado de oxidación (+5).
 - “ácido” “per” + “raíz del nombre del no metal + ico”, para el estado de oxidación mayor (+7).

Oxoácido	Nombre	Estado de oxidación del átomo central
HClO	ácido hipocloroso	+1
HClO ₂	ácido cloroso	+3
HClO ₃	ácido clórico	+5
HClO ₄	ácido perclórico	+7

3.3 Oxosales

Son compuestos formados por oxoaniones y cationes metálicos.

Las **oxosales** se nombran como: “nombre del oxoanión” de “metal”

Los **oxoaniones** son aniones que tienen oxígeno en su estructura. Se los puede formular a partir de los oxoácidos respectivos a los cuales se les han sustraído todos sus hidrógenos. El número de hidrógenos sustraídos es igual a la carga del oxoanión.

Algunos oxoaniones reciben nombres **no sistemáticos** aceptados por la IUPAC, dada su amplia difusión entre los químicos.

- Si el átomo central, generalmente un no metal, exhibe habitualmente un único estado de oxidación al formar un oxoanión, el nombre de éste se construye como: “raíz del nombre del no metal” + “ato”.
- Si el átomo central, generalmente un no metal, exhibe habitualmente dos estados de oxidación al formar oxoaniones, los nombres se construyen como:
 - “raíz del nombre del no metal” + “ito”, para el estado de oxidación menor;
 - “raíz del nombre del no metal” + “ato”, para el estado de oxidación mayor.

Oxoanión	Nombre	Estado de oxidación del átomo central
CO_3^{2-}	carbonato	+4
SO_3^{2-}	sulfito	+4
SO_4^{2-}	sulfato	+6
NO_2^-	nitrito	+3
NO_3^-	nitrato	+5

- Los elementos cloro, bromo y yodo pueden exhibir hasta cuatro estados de oxidación al formar oxoaniones. El nombre de cada oxoanión se construye como sigue, en orden creciente del estado de oxidación del halógeno correspondiente:
 - “hipo” + “raíz del nombre del no metal” + “ito”
 - “raíz del nombre del no metal” + “ito”
 - “raíz del nombre del no metal” + “ato”
 - “per” + “raíz del nombre del no metal” + “ato”

Oxoanión	Nombre	Estado de oxidación del átomo central
ClO^-	hipoclorito	+1
ClO_2^-	clorito	+3
ClO_3^-	clorato	+5
ClO_4^-	perclorato	+7

Ejemplos de oxosales:

K_2CO_3	carbonato de potasio	NaClO	hipoclorito de sodio
CaSO_3	sulfito de calcio	$\text{Cu}(\text{ClO}_2)_2$	clorito de cobre(II)
CaSO_4	sulfato de calcio	$\text{Cu}(\text{ClO}_3)_2$	clorato de cobre(II)
$\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$	nitrito de hierro(II)	$\text{Fe}(\text{BrO}_3)_3$	bromato de hierro(III)
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfato de hierro(III)	KMnO_4	permanganato de potasio
FeSO_4	sulfato de hierro(II)	Ag_2CrO_4	cromato de plata
$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	nitrato de hierro(III)	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	sulfato de aluminio
Cu_2CO_3	carbonato de cobre(I)	AgNO_3	nitrato de plata

3.4 Hidrogenosales

Son compuestos formados por **hidrogenoanión/es** y catión/es.

Un hidrogenoanión es un anión que contiene hidrógeno y un no metal distinto de oxígeno en su estructura.

Se nombra como: hidrogeno + “raíz del nombre del no metal” + “uro” de “metal”

KHS	hidrogenosulfuro de potasio
CuHS	hidrogenosulfuro de cobre(I)

3.5 Sales no oxigenadas de amonio

El compuesto se nombra como: “(hidrogeno) + raíz del nombre del no metal” + “uro” de amonio

NH ₄ Cl	cloruro de amonio
(NH ₄) ₂ S	sulfuro de amonio
NH ₄ HS	hidrogenosulfuro de amonio

■ 4. Compuestos cuaternarios

4.1 Hidrogenoxosales

Son compuestos formados por **hidrogenoxoanión/es** y catión/es.

Un hidrogenoxoanión es un anión que contiene hidrógeno, un elemento (generalmente un no metal) y oxígeno.

El compuesto se nombra como: (di)hidrogeno + “oxoanión” de “metal”

NaHCO ₃	hidrogenocarbonato de sodio
Fe(HSO ₃) ₂	hidrogenosulfito de hierro(II)
KH ₂ PO ₄	dihidrogenofosfato de potasio
Li ₂ HPO ₄	hidrogenofosfato de litio
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	dihidrogenofosfato de calcio
CaHPO ₄	hidrogenofosfato de calcio

4.2 [(Di)hidrogeno] oxosales de amonio

El compuesto se nombra como: “[(di)hidrogeno] + oxoanión” de amonio

NH ₄ ClO ₃	clorato de amonio
(NH ₄) ₂ SO ₄	sulfato de amonio
NH ₄ HSO ₄	hidrogenosulfato de amonio
NH ₄ H ₂ PO ₄	dihidrogenofosfato de amonio



Constantes de acidez y basicidad a 25 °C en solución acuosa

■ 1. Constantes de acidez

Especie	Ecuación ácido-base	K_a	pK_a
	Ácido 1 + Base 2 $\rightleftharpoons$ Base 1 + Ácido 2		
ion hidrogenosulfato	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,20 \times 10^{-2}$	1,92
ácido fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$7,59 \times 10^{-3}$	2,12
ácido salicílico	$\text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_4\text{OHCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,07 \times 10^{-3}$	2,97
ácido láctico	$\text{C}_2\text{H}_4\text{OHCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_4\text{OHCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$8,40 \times 10^{-4}$	3,08
ácido fluorhídrico	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,76 \times 10^{-4}$	3,17
ácido nitroso	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,57 \times 10^{-4}$	3,34
ácido fórmico	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,78 \times 10^{-4}$	3,75
ácido ascórbico	$\text{C}_5\text{H}_7\text{O}_4\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_7\text{O}_4\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$7,94 \times 10^{-5}$	4,10
ácido benzoico	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,50 \times 10^{-5}$	4,19
ácido acético	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,78 \times 10^{-5}$	4,75
ácido propanoico	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,40 \times 10^{-5}$	4,85
ácido carbónico	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,47 \times 10^{-7}$	6,35
ácido sulfhídrico	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$9,12 \times 10^{-8}$	7,04
ion dihidrogenofosfato	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,20 \times 10^{-8}$	7,21
ácido hipocloroso	$\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$2,90 \times 10^{-8}$	7,54
ácido hipobromoso	$\text{HBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BrO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$2,50 \times 10^{-9}$	8,60
ion amonio	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$	$5,62 \times 10^{-10}$	9,25
ion hidrogenocarbonato	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,70 \times 10^{-11}$	10,33
ácido hipoiodoso	$\text{HIO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{IO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$3,98 \times 10^{-11}$	10,40
ion hidrogenofosfato	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$3,50 \times 10^{-13}$	12,46

■ 2. Constantes de basicidad

Especie	Ecuación ácido-base	K_b	pK_b
	Base 1 + Ácido 2 $\rightleftharpoons$ Ácido 1 + Base 2		
ion fosfato	$\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$	$3,16 \times 10^{-2}$	1,50
dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	$7,40 \times 10^{-4}$	3,13
dietilamina	$(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}_2^+ + \text{OH}^-$	$9,55 \times 10^{-4}$	3,02
etilamina	$\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$5,01 \times 10^{-4}$	3,30
metilamina	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4,37 \times 10^{-4}$	3,36
propilamina	$\text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_7\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$3,80 \times 10^{-4}$	3,42
ion carbonato	$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$	$2,10 \times 10^{-4}$	3,68
trimetilamina	$(\text{CH}_3)_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	$7,40 \times 10^{-5}$	4,13
amoníaco	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,78 \times 10^{-5}$	4,75
hidracina	$\text{H}_2\text{NNH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{NNH}_3^+ + \text{OH}^-$	$3,02 \times 10^{-6}$	5,52
piridina	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + \text{OH}^-$	$1,66 \times 10^{-9}$	8,78
ion acetato	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$	$5,62 \times 10^{-10}$	9,25
anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4,27 \times 10^{-10}$	9,37
ion fluoruro	$\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$	$1,48 \times 10^{-11}$	10,83

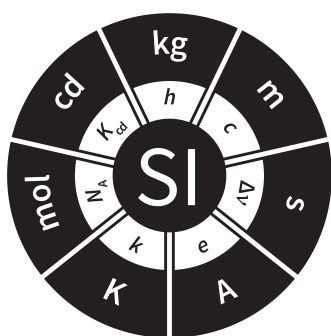
Magnitudes, unidades y equivalencias

■ 1. El Sistema Internacional de Unidades (SI)

La cantidad de sustancia (símbolo n) de un sistema es una medida del número de entidades elementales especificadas. Una entidad elemental puede ser un átomo, una molécula, un ion, un electrón o cualquier otra partícula o grupos de partículas especificadas.

Unidades básicas

tiempo	segundo
longitud	metro
masa	kilogramo
corriente eléctrica	amperio
temperatura termodinámica	kelvin
cantidad de sustancia	mol
intensidad luminosa	candela



- El **segundo** (símbolo **s**), es la unidad SI de tiempo. Se lo define tomando el valor numérico fijo de la frecuencia de transición hiperfina no perturbada del nucleido del cesio ^{133}Cs , $\Delta\nu_{\text{Cs}}$, igual a 9192631770 cuando se la expresa en la unidad Hz, la cual es igual a s^{-1} .
- El **metro** (símbolo **m**), es la unidad SI de longitud. Se lo define tomando el valor numérico fijo de la velocidad de la luz en el vacío, c , igual a 299792458 cuando se la expresa en m/s, donde el segundo se define en función de $\Delta\nu_{\text{Cs}}$.
- El **kilogramo** (símbolo **kg**) es la unidad SI de masa. Se lo define tomando el valor numérico fijo de la constante de Planck, h , igual a $6,62607015 \times 10^{-34}$ cuando se la expresa en J s, unidad igual a $\text{kg m}^2 \text{s}^{-1}$, donde el metro y el segundo se definen en función de c y $\Delta\nu_{\text{Cs}}$, respectivamente.
- El **amperio** (símbolo **A**) es la unidad SI de corriente eléctrica. Se lo define tomando el valor numérico fijo de la carga elemental, e , igual a $1,602176634 \times 10^{-19}$ cuando se la expresa en C, unidad igual a A s, donde el segundo se define en función de $\Delta\nu_{\text{Cs}}$.
- El **kelvin** (símbolo **K**) es la unidad SI de temperatura termodinámica. Se lo define tomando el valor numérico fijo de la constante de Boltzmann, k , igual a $1,380649 \times 10^{-23}$ cuando se la expresa en J K^{-1} , unidad igual a $\text{kg m}^2 \text{s}^{-2} \text{K}^{-1}$, donde el kilogramo, el metro y el segundo se definen en función de h , c y $\Delta\nu_{\text{Cs}}$, respectivamente.
- El **mol** (símbolo **mol**) es la unidad SI de cantidad de sustancia. Un mol contiene exactamente $6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementales. Este número, llamado “número de Avogadro”, es el valor numérico fijo de la constante de Avogadro, N_A , cuando se la expresa en mol^{-1} .
- La **candela** (símbolo **cd**) es la unidad SI de intensidad luminosa en una dirección dada. Se la define tomando el valor numérico fijo de la eficacia luminosa de la radiación monocromática con frecuencia 540×10^{12} Hz, K_{cd} , igual a 683 cuando se la expresa en lm W^{-1} , unidad igual a cd sr W^{-1} o bien $\text{cd sr kg}^{-1} \text{m}^{-2} \text{s}^3$, donde el kilogramo, el metro y el segundo se definen en función de h , c y $\Delta\nu_{\text{Cs}}$, respectivamente.

■ 2. Algunas unidades derivadas del SI

Magnitud	Unidad derivada SI		
	Nombre	Símbolo	Definición
frecuencia	hercio	Hz	s^{-1}
energía	julio	J	$kg\ m^2\ s^{-2}$
fuerza	newton	N	$kg\ m\ s^{-2} = J/m$
potencia	vatio	W	$kg\ m^2\ s^{-3} = J/s$
presión	pascal	Pa	$kg\ m^{-1}\ s^{-2} = N\ m^{-2} = J\ m^{-3}$
carga eléctrica	culombio	C	A s
diferencia de potencial eléctrico	voltio	V	$kg\ m^2\ s^{-3}\ A^{-1} = J\ A^{-1}\ s^{-1}$
resistencia eléctrica	ohmio	Ω	$kg\ m^2\ s^{-3} = V\ A^{-1}$
temperatura Celsius	grado Celsius	$^{\circ}C$	$t/^{\circ}C = T/K - 273,15$

■ 3. Algunas unidades no pertenecientes al SI cuyo uso es aceptable

Magnitud	Nombre	Símbolo	Valor en unidades SI
tiempo	minuto	min	60 s
	hora	h	3600 s
	día	d	$\approx 86400\ s$
volumen	litro	L, l	$10^{-3}\ m^3$
energía	electronvoltio	eV	$\stackrel{\text{def}}{=} 1,602176634 \times 10^{-19}\ J$
	caloría (termodinámica)	cal	$\stackrel{\text{def}}{=} 4,184\ J$

■ 4. Otras magnitudes físicas

Magnitud	Símbolo	Valor en unidades SI
masa del electrón	m_e	$9,1093826 \times 10^{-31}\ kg$
masa del protón	m_p	$1,67262171 \times 10^{-27}\ kg$
masa del neutrón	m_n	$1,67492728 \times 10^{-27}\ kg$
constante de masa atómica unificada	$m_u = 1\ u$ $[= \frac{1}{12} m_a(^{12}C)]$	$\approx 1,66054 \times 10^{-27}\ kg$
constante de masa molar ¹	$M^{\ominus} \approx m_u N_A$	$10^{-3}\ kg\ mol^{-1}$
constante de los gases	$R = k N_A$	$\stackrel{\text{def}}{=} 8,31446261815324\ J\ K^{-1}\ mol^{-1}$
cero de la escala Celsius ²	—	273,15 K

¹La masa molar del carbono 12, $M(^{12}C)$, es igual a $0,012\ kg\ mol^{-1}$ dentro de una incerteza relativa estándar igual a la del producto $N_A h$, $\approx 4,5 \times 10^{-10}$. Su valor será determinado experimentalmente en el futuro.

²La temperatura del punto triple del agua es igual a 273,16 K dentro de una incerteza relativa estándar cercana a la del valor recomendado de k , $3,7 \times 10^{-7}$. Su valor será determinado experimentalmente en el futuro.

■ 5. Conversión de unidades

Magnitud	Nombre	Símbolo	Valor en unidades SI
longitud	centímetro	cm	10^{-2} m
	ångström	Å	10^{-10} m
	micrón	μ	10^{-6} m
masa	gramo	g	10^{-3} kg
aceleración	aceleración estándar en caída libre	g_n	$9,80665 \text{ m s}^{-2}$
fuerza	dina	dyn	10^{-5} N
	kilogramo fuerza	kgf	9,80665 N
energía	ergio	erg	10^{-7} J
	litro atmósfera	L atm	101,325 J
presión	atmósfera	atm	101325 Pa
	bar (plural: baria)	bar	10^5 Pa
	torr	Torr	133,322 Pa
	libras por pulgada cuadrada	psi	$6,894758 \times 10^3$ Pa
constante de los gases		R	$0,08205734 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ $1,9872034 \text{ cal K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

■ 6. Símbolos, nombres y origen de los prefijos SI

Ejemplos de su uso en

* unidades de masa:

$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} = 1 \times 10^6 \text{ mg}$

* unidades de volumen:

$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3 = 1 \times 10^6 \text{ cm}^3$

$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L} = 1 \times 10^6 \text{ mL}$

* unidades de cantidad:

$1 \text{ mol} = 1000 \text{ mmol} = 1 \times 10^6 \text{ } \mu\text{mol}$

* unidades de presión:

$1 \text{ MPa} = 1000 \text{ kPa} = 1 \times 10^4 \text{ hPa}$
 $= 1 \times 10^6 \text{ Pa}$

10^{24}	Y	yotta	Latín: <i>octa</i> , 8 (i.e. 8×3)
10^{21}	Z	zetta	Latín: <i>septum</i> , 7 (i.e. 7×3)
10^{18}	E	exa	Griego: 6 (i.e. 6×3)
10^{15}	P	peta	Griego: 5 (i.e. 5×3)
10^{12}	T	tera	Griego: monstruo
10^9	G	giga	Griego: gigante
10^6	M	mega	Griego: grande
10^3	k	kilo	Griego: mil
10^2	h	hecto	Griego: cien
10^1	da	deca	Griego: diez
10^{-1}	d	deci	Latín: <i>decimus</i> , décimo
10^{-2}	c	centi	Latín: <i>centum</i> , cien
10^{-3}	m	mili	Latín: <i>milli</i> , mil
10^{-6}	μ	micro	Griego: pequeño
10^{-9}	n	nano	Griego: enano
10^{-12}	p	pico	Italiano: <i>piccolo</i> , pequeño
10^{-15}	f	femto	Danés: <i>femten</i> , quince
10^{-18}	a	atto	Danés: <i>atten</i> , dieciocho
10^{-21}	z	zepto	Latín: <i>septum</i> , 7 (i.e. 7×3)
10^{-24}	y	yocto	Latín: <i>octo</i> , 8 (i.e. 8×3)

Tabla Periódica de los Elementos

1																	
1	1 2,20 H 1s ¹ hidrógeno	2															
2	3 0,98 Li 1s ² 2s ¹ litio	4 9,012 1,57 Be 1s ² 2s ² berilio															
3	11 22,99 0,93 Na [Ne]3s ¹ sodio	12 24,31 1,31 Mg [Ne]3s ² magnesio															
			3	4	5	6	7	8	9								
4	19 39,10 0,82 K [Ar]4s ¹ potasio	20 40,08 1,00 Ca [Ar]4s ² calcio	21 44,96 1,36 Sc [Ar]3d ¹ 4s ² escandio	22 47,87 1,54 Ti [Ar]3d ² 4s ² titanio	23 50,94 1,63 V [Ar]3d ³ 4s ² vanadio	24 52,00 1,66 Cr [Ar]3d ⁵ 4s ¹ cromo	25 54,94 1,55 Mn [Ar]3d ⁵ 4s ² manganeso	26 55,85 1,83 Fe [Ar]3d ⁶ 4s ² hierro	27 58,93 1,88 Co [Ar]3d ⁷ 4s ² cobalto								
5	37 85,47 0,82 Rb [Kr]5s ¹ rubidio	38 87,62 0,95 Sr [Kr]5s ² estroncio	39 88,91 1,22 Y [Kr]4d ¹ 5s ² itrio	40 91,22 1,33 Zr [Kr]4d ² 5s ² circonio	41 92,91 1,60 Nb [Kr]4d ⁴ 5s ¹ niobio	42 95,96 2,16 Mo [Kr]4d ⁵ 5s ¹ molibdeno	43 98,91 1,90 Tc [Kr]4d ⁵ 5s ² tecnecio	44 101,1 2,20 Ru [Kr]4d ⁷ 5s ¹ rutenio	45 102,9 2,28 Rh [Kr]4d ⁸ 5s ¹ rodio								
6	55 132,9 0,79 Cs [Xe]6s ¹ cesio	56 137,3 0,89 Ba [Xe]6s ² bario	57 138,9 1,10 La [Xe]5d ¹ 6s ² lantano	72 178,5 1,30 Hf [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ² hafnio	73 180,9 1,50 Ta [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² tantalio	74 183,8 2,36 W [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² tungsteno	75 186,2 1,90 Re [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² renio	76 190,2 2,20 Os [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² osmio	77 192,2 2,20 Ir [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² iridio								
7	87 0,70 Fr [Rn]7s ¹ francio	88 0,90 Ra [Rn]7s ² radio	89 1,10 Ac [Rn]6d ¹ 7s ² actinio	104 -- Rf [Rn]5f ¹⁴ 6d ² 7s ² rutherfordio	105 -- Db [Rn]5f ¹⁴ 6d ³ 7s ² dubnio	106 -- Sg [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ² seaborgio	107 -- Bh [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ² bohrio	108 -- Hs [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁶ 7s ² hassio	109 -- Mt [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² meitnerio								
			Lantánidos	58 140,1 1,12 Ce [Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ² cerio	59 140,9 1,13 Pr [Xe]4f ³ 5d ⁰ 6s ² praseodimio	60 144,2 1,14 Nd [Xe]4f ⁴ 5d ⁰ 6s ² neodimio	61 145 1,13 Pm [Xe]4f ⁵ 5d ⁰ 6s ² prometio	62 150,4 1,17 Sm [Xe]4f ⁶ 5d ⁰ 6s ² samario	63 152,0 1,20 Eu [Xe]4f ⁷ 5d ⁰ 6s ² europio	64 157,3 1,20 Gd [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ² gadolinio	65 158,9 1,10 Tb [Xe]4f ⁹ 5d ⁰ 6s ² terbio						
			Actínidos	90 232,0 1,30 Th [Rn]6d ² 7s ² torio	91 231,0 1,50 Pa [Rn]5f ² 6d ¹ 7s ² protactinio	92 238,0 1,38 U [Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ² uranio	93 237,0 1,36 Np [Rn]5f ⁴ 6d ¹ 7s ² neptunio	94 239,0 1,28 Pu [Rn]5f ⁶ 6d ¹ 7s ² plutonio	95 238,0 1,13 Am [Rn]5f ⁷ 6d ⁰ 7s ² americio	96 244,0 1,28 Cm [Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ² curio	97 247,0 1,30 Bk [Rn]5f ⁸ 6d ¹ 7s ² berkelio						

Notación:

Número atómico	1	1,008	Masa atómica / u
Electronegatividad (Pauling revisada)	2,20		Estado de oxidación
	H		Símbolo
	1s ¹		Estructura electrónica
	hidrógeno		Nombre

										18								
										2	4,003 0							
										He	1s ² helio							
			13	14	15	16	17											
			5	6	7	8	9	10										
			2,04	2,55	3,04	3,44	3,98	--										
			10,81 3	12,01 2,±4	14,01 1,2,±3,4,5	16,00 -2	19,00 -1	20,18 0										
			B	C	N	O	F	Ne										
			1s ² 2s ² 2p ¹	1s ² 2s ² 2p ²	1s ² 2s ² 2p ³	1s ² 2s ² 2p ⁴	1s ² 2s ² 2p ⁵	1s ² 2s ² 2p ⁶										
			boro	carbono	nitrógeno	oxígeno	flúor	neón										
			13	14	15	16	17	18										
			1,61	1,90	2,19	2,58	3,16	--										
			Al	Si	P	S	Cl	Ar										
			[Ne]3s ² 3p ¹	[Ne]3s ² 3p ²	[Ne]3s ² 3p ³	[Ne]3s ² 3p ⁴	[Ne]3s ² 3p ⁵	[Ne]3s ² 3p ⁶										
			aluminio	silicio	fósforo	azufre	cloro	argón										
10	11	12																
28	58,69 2,3	29	63,55 1,2	30	65,38 2	31	69,72 3	32	72,63 2,4	33	74,92 ±3,5	34	78,96 ±2,4,6	35	79,90 ±1,3,5,7	36	83,80 0,2	
1,91		1,90		1,65		1,81		2,01		2,18		2,55		2,96		3,00		
Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr		
[Ar]3d ⁸ 4s ²		[Ar]3d ¹⁰ 4s ¹		[Ar]3d ¹⁰ 4s ²		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ²		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵		[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶		
níquel		cobre		cinc		galio		germanio		arsénico		selenio		bromo		criptón		
46	106,4 2,4	47	107,9 1	48	112,4 2	49	114,8 3	50	118,7 2,4	51	121,8 ±3,5	52	127,6 ±2,4,6	53	126,9 ±1,3,5,7	54	131,3 0,1,2,4,6,8 2,60	
2,20		1,93		1,69		1,78		1,96		2,05		2,10		2,66		2,60		
Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe		
[Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰		[Kr]4d ¹⁰ 5s ¹		[Kr]4d ¹⁰ 5s ²		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ²		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵		[Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶		
paladio		plata		cadmio		indio		estaño		antimonio		teluro		yodo		xenón		
78	195,1 2,4	79	197,0 1,3	80	200,6 1,2	81	204,4 1,3	82	207,2 2,4	83	209,0 3,5	84	2,00 4,6	85	2,20	--	86	2,20 0,2
2,28		2,54		2,00		1,62		2,33		2,02		2,00		2,20		2,20		
Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn		
[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵		[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶		
platino		oro		mercurio		talio		plomo		bismuto		polonio		astato		radón		
110	--	111	--	112	--	113	--	114	--	115	--	116	--	117	--	118	--	
--		--		--		--		--		--		--		--		--		
Ds		Rg		Cn		Nh		Fl		Mc		Lv		Ts		Og		
[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁹ 7s ¹		[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ¹		[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ²		[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ¹		[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ²		[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ³		[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁴		[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁵		[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹⁰ 7s ² 7p ⁶		
darmstadtio		roentgenio		copernicio		nihonio		flerovio		moscovio		livermorio		tenesino		oganesón		

66	67	68	69	70	71
1,22	1,23	1,24	1,25	1,10	1,27
162,5 3	164,9 3	167,3 3	168,9 2,3	173,0 2,3	175,0 3
Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
[Xe]4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹² 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹³ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ²	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ²
disprosio	holmio	erbio	tulio	iterbio	lutecio
98	99	100	101	102	103
1,30	1,30	1,30	1,30	1,30	1,30
--	--	--	--	--	--
Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
[Rn]5f ⁹ 6d ¹ 7s ²	[Rn]5f ¹¹ 7s ²	[Rn]5f ¹² 7s ²	[Rn]5f ¹³ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 7s ²	[Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
californio	einsteinio	fermio	mendelevio	nobelio	laurencio