

Nivel 1 - Serie 1

Propiedades y transformaciones de la materia.

Aclaración para ésta y para las próximas series de ejercitación:

Utilizá tu tabla periódica (o la provista por la OAQ accesible desde el sitio web www.oaq.uba.ar) para obtener los datos atómicos que consideres necesarios. A menos que se indique lo contrario, podés considerar que las sustancias gaseosas se comportan idealmente. En los casos en que se soliciten ecuaciones químicas balanceadas, no olvides indicar los estados de agregación de los compuestos.

TEMARIO

Temario completo de nivel inicial.

Propiedades de la materia.

Teoría atómica. Concepto de mol; masa molar. Conceptos de masa, volumen, densidad, volumen molar, presión, temperatura; unidades de las distintas variables. Estados de agregación de la materia; conceptos de sólido, líquido, gas; transformaciones de fase de la materia. Concepto de presión de vapor de sólidos y líquidos.

Compuestos y reacciones químicas.

Concepto de compuesto químico; composición elemental; composición porcentual; fórmula mínima y fórmula molecular. Concepto de reacción química; conservación de la masa. Ecuaciones químicas; balanceo. Cálculos estequiométricos a partir de ecuaciones químicas y de situaciones experimentales; conceptos de rendimiento, pureza, reactivo limitante y reactivo en exceso.

Gases.

Concepto de gas ideal. Ecuación de estado del gas ideal. Relaciones de Boyle, Charles y Gay-Lussac: representación gráfica (cualitativa). Mezclas de gases ideales; definición y concepto de presión parcial y de volumen parcial; suma de presiones parciales y de volúmenes parciales. Cálculos que involucren todas estas ecuaciones.

Mezclas homogéneas.

Concepto de concentración. Unidades de concentración: molaridad, molalidad, porcentaje en masa y en volumen, parte por millón, fracción molar. Concepto de dilución. Cálculos que involucren preparación, mezcla y dilución de soluciones. Concepto de solubilidad; concepto de solución saturada. Dependencia de la solubilidad de gases con su presión (representaciones cualitativa y cuantitativa - Ley de Henry).

SOLUCIONES

Ejercicio 1. Se preparó una solución acuosa de bromuro de sodio (NaBr) pesando 3,952 g de la sal anhidra (esto significa que el compuesto no contiene moléculas de agua incorporadas en su estructura) y disolviéndola en agua hasta obtener 1,000 L de solución. Se tomó una alícuota de 10,0 mL y se diluyó hasta un volumen de 250,0 mL. Calcular la concentración (en mol L⁻¹) de bromuro de sodio en la solución diluida.

R: $C(\text{NaBr}) = 1,536 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$.

Ejercicio 2. Se mezclan 250 mL de una solución de KOH 0,30 M con 400 mL de una solución del mismo soluto de concentración desconocida. La solución resultante es 1,20 M. Calcular la concentración de la segunda solución, suponiendo que el volumen de la solución resultante es igual a la suma de los volúmenes de las soluciones que se mezclaron.

R: 1,76 M.

Ejercicio 3. Para realizar un experimento se requieren 250 cm³ de solución acuosa de HCl 2,15 M ($\delta = 1,02 \text{ g/cm}^{-3}$).

- (a) ¿Cuáles son las masas de soluto y solvente necesarias?
(b) ¿Cuál será la molalidad de la solución?

R: (a) $m(\text{HCl}) = 19,6 \text{ g}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 235 \text{ g}$ (b) $2,29 \text{ mol kg}^{-1}$.

Ejercicio 4. Calcular el contenido en gramos por cm³ y la molaridad de una solución de ácido clorhídrico concentrado de densidad $1,18 \text{ g cm}^{-3}$ que contiene un 35,4 % en masa de HCl.

R: $0,42 \text{ g cm}^{-3}$; 11,4 M.

Ejercicio 5. Se dispone de una solución de CaCl₂ 8,00 % en masa, cuya densidad es $1,21 \text{ g cm}^{-3}$. Calcular:

- (a) La concentración de la solución expresada en mol L⁻¹.
(b) La masa de soluto disuelto en $0,750 \text{ dm}^3$ de solución.
(c) El volumen (expresado en cm³) de solución 0,330 M que puede prepararse a partir de 150 cm^3 de la solución original.

R: (a) $0,872 \text{ mol L}^{-1}$; (b) 72,6 g; (c) 396 cm^3 .

Ejercicio 6.

(a) Un gramo de "crémor tártaro" (KHC₄H₄O₆) se disuelve en 8820 mL de alcohol, teniendo este último una densidad a temperatura ambiente de $0,810 \text{ g mL}^{-1}$. ¿Cuál es el porcentaje en masa del "crémor tártaro" en esta solución alcohólica saturada?

(b) Un kilogramo de "tártaro emético" (KSbC₄H₄O₇ · ½ H₂O) se disuelve en agua para producir 12,0 L de solución. ¿Qué volumen de dicha solución contendrán 30,0 g de antimonio?

R: (a) 0,014 %; (b) 987 mL.

CÁLCULOS CON MASAS MOLARES, PORCENTAJES EN MASA, ANÁLISIS ELEMENTAL, FÓRMULA MOLECULAR

Ejercicio 7. Una plantación de maíz que ocupa una superficie de 0,4 hectáreas remueve del suelo en cada cosecha aproximadamente 35 kg de nitrógeno, 5,5 kg de fósforo y 6,8 kg de potasio. ¿Qué masa de los fertilizantes NH₄NO₃, Ca(H₂PO₄)₂ y KCl deberán agregarse para reponer los nutrientes removidos?

R: 100, 21 y 13 kg respectivamente.

Ejercicio 8. Una muestra que contiene exclusivamente CaCO_3 , MgCO_3 y Na_2CO_3 presenta el siguiente análisis elemental: Na: 10,35 %; Ca: 10,35 %; Mg: 14,50 %; C: 12,96 %; O: 51,83 % (porcentajes en masa). Calcular el porcentaje en masa de cada uno de los compuestos en la mezcla.

R: CaCO_3 : 25,84 %; MgCO_3 : 50,30 %; Na_2CO_3 : 23,86 %.

Ejercicio 9. El nitrato de peroxiacilo (PAN) es uno de los componentes del smog. Está formado por C, H, N y O. Determinar la fórmula empírica del compuesto a partir de la siguiente composición porcentual en masa: 19,8 % de C, 2,50 % de H y 11,6 % de N.

R: $\text{C}_2\text{H}_3\text{NO}_5$.

Ejercicio 10. Los carbohidratos son compuestos que contienen carbono, hidrógeno y oxígeno, en los que la relación molar entre el hidrógeno y el oxígeno es 2:1. Cierta carbohidrato contiene 40,0 % en masa de carbono. Calcular la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto si su masa molar aproximada es de 178 g.

R: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Ejercicio 11. El Ibuprofeno es un antiinflamatorio utilizado frecuentemente para controlar procesos febriles y para el alivio sintomático del dolor. Generalmente la dosis recomendada para adultos es de unos 1200 mg diarios.

Sabiendo que el Ibuprofeno contiene 75,62 % de carbono y 8,80 % de hidrógeno, que contiene 2 átomos de oxígeno en su fórmula molecular, y que su masa molar es $206,29 \text{ g mol}^{-1}$, contestar las siguientes preguntas:

(a) ¿Está compuesto exclusivamente por C, H y O?

(b) ¿Cuál es su fórmula molecular?

(c) Calcular la dosis recomendada para adultos expresada como cantidad de Ibuprofeno (en moles) por día.

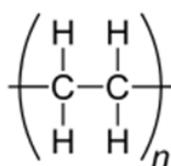
R: (a) Sí. (b) $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2$; (c) $5,82 \cdot 10^{-3}$ moles por día.

Ejercicio 12. Una muestra de 2,0000 g de una sustancia elemental M reaccionó con oxígeno y se formaron 2,5392 g del compuesto MO_2 . ¿Cuál es la identidad de la sustancia X?

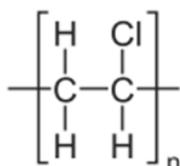
R: Se trata del estaño.

Ejercicio 13. Los polímeros son moléculas de gran tamaño o "macromoléculas" formadas por la asociación repetitiva de unidades a las que se denomina "monómeros", los cuales pueden ser todos iguales o diferentes.

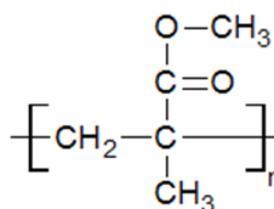
Ejemplos de polímeros formados por un solo tipo de monómeros son el polietileno, el policloruro de vinilo (PVC) y el polimetacrilato de metilo (acrílico).



Polietileno



Policloruro de vinilo



Polimetacrilato de metilo

En todos los casos, se especifica la fórmula molecular del monómero, siendo el subíndice "n" el número de monómeros que forma la cadena del polímero. En los extremos de la cadena, en lugar de un monómero se encuentra un átomo de hidrógeno.

- (a) Calcular el número promedio de monómeros presentes por polímero sabiendo que la masa molar promedio del polietileno empleado en tuberías es 400.000.
 (b) Calcular el porcentaje de cloro (en masa) en el policloruro de vinilo o PVC.
 (c) Calcular la composición elemental (% de O, % de C y % de H, en masa) del poliacrilato de metilo.

R: (a) 14255; (b) 56,7 %; (c) 32,0 % O, 60,0 % C y 8,1 % H.

Ejercicio 14. Cuando se calienta un hidrato de sulfato cúprico sufre una serie de cambios. Una muestra de $\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ de 2,574 g se calienta a 140 °C, se enfría y se pesa. El producto sólido resultante se calienta a 400 °C, se enfría y se pesa. Finalmente este sólido se calienta a 1000 °C, se enfría y se pesa por última vez. Se obtuvieron los siguientes registros de las pesadas efectuadas:

Muestra original:	2,574 g
Después de calentar a 140 °C:	1,833 g
Después de calentar a 400 °C:	1,647 g
Después de calentar a 1000 °C:	0,812 g

- (a) Suponiendo que toda el agua de hidratación se elimina a 400 °C, ¿cuál es la fórmula del hidrato original?
 (b) ¿Cuál es la fórmula del hidrato obtenido cuando el original se calienta sólo hasta 140 °C?
 (c) El residuo que se obtiene a 1000 °C es un óxido de cobre. ¿Cuál es su composición porcentual en masa y su fórmula empírica?

R: (a) $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$; (b) $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$; (c) 80,5 % Cu y 19,5 % O, CuO .

ESTEQUIOMETRÍA Y BALANCEO

Ejercicio 15. Cuando reaccionan 0,619 g de fósforo con oxígeno, se obtienen 1,419 g del óxido correspondiente.

- (a) ¿Cuál es la fórmula mínima de este compuesto?
 (b) Escribir una ecuación balanceada para esta conversión.

R: (a) P_2O_5 .

Ejercicio 16. Un compuesto A contiene 63,3 % de manganeso y 36,7 % de oxígeno en masa. Cuando A es calentado desprende oxígeno gaseoso y se obtiene un nuevo compuesto B, que contiene 72,0 % de manganeso y 28,0 % de oxígeno.

- (a) Determinar la fórmula empírica de A y de B.
 (b) Escribir una ecuación balanceada para la conversión de A en B.

R: (a) $A = \text{MnO}_2$ y $B = \text{Mn}_3\text{O}_4$; (b) $3 \text{MnO}_2 (\text{s}) \longrightarrow \text{Mn}_3\text{O}_4 (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$.

Ejercicio 17. Cierta óxido metálico tiene la fórmula MO , en donde M representa al metal. Una muestra de 39,46 g del compuesto se calienta bajo una atmósfera de hidrógeno, a efectos de eliminar el oxígeno en forma de moléculas de agua. Al final, quedan 31,70 g del metal.

- (a) Calcular la masa atómica de M e identificar al elemento.
 (b) Escribir una ecuación balanceada para la reacción.

R: $A_r (\text{M}) = 65,4$; se trata del zinc.

Ejercicio 18. En la industria, el hidrógeno gaseoso se prepara por la reacción del propano (C_3H_8) con vapor de agua a aproximadamente 400 °C. Los productos son monóxido de carbono (CO) e hidrógeno gaseoso (H_2).

- (a) Escribir una ecuación balanceada para la reacción.

(b) ¿Qué masa de hidrógeno se puede obtener a partir de 2840 kg de propano?

R: (b) 903,6 kg de H₂.

Ejercicio 19. Cuando se quema un hidrocarburo se generan agua y dióxido de carbono (por esta razón en días fríos pueden verse salir de los caños de escape de los automóviles nubes de gotitas de agua condensada). Suponiendo que la nafta común está compuesta solamente por octano (C₈H₁₈) y que tiene una densidad de 0,79 g mL⁻¹, calcular qué masa de agua se obtiene a partir de la combustión de 1,0 L de nafta. La reacción de combustión (no balanceada) es:



R: 1,1 kg de agua.

RENDIMIENTO, PUREZA, REACTIVO LIMITANTE

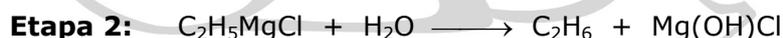
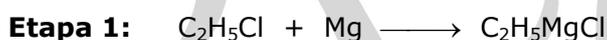
Ejercicio 20. La obtención de hierro a partir de materias primas minerales es un proceso complejo que puede representarse en forma simplificada como:



Si puede recuperarse el 86,3 % del hierro de una mena que contiene 43,2 % de magnetita, Fe₃O₄, ¿qué masa de hierro podrá recuperarse de 2,00 kg de esta mena?

R: 539 g.

Ejercicio 21. La reacción de Grignard se desarrolla en dos etapas y es utilizada para preparar hidrocarburos puros. Considerar por ejemplo la preparación de etano, C₂H₆, a partir de cloruro de etilo, C₂H₅Cl:



Reaccionaron 27,2 g de C₂H₅Cl con magnesio en exceso, obteniéndose C₂H₅MgCl con 79,5 % de rendimiento. En la segunda etapa el rendimiento fue del 78,8 %. ¿Qué masa de etano se obtiene?

R: 7,93 g.

Ejercicio 22. A una muestra de 0,617 g que consta de sulfuro ferroso (FeS) y ciertas impurezas se le añadió cantidad en exceso de ácido clorhídrico (HCl), desprendiéndose sulfuro de hidrógeno (H₂S). Este gas se absorbió en una solución de nitrato de plata (AgNO₃), formando un precipitado de sulfuro de plata (Ag₂S). Este sólido se secó y se pesó, resultando en una masa de 1,322 g. ¿Cuál es la pureza del sulfuro ferroso?

R: 76 %.

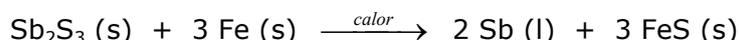
Ejercicio 23. La disminución del ozono (O₃) en la estratósfera ha sido un tema de gran preocupación durante muchos años. El ozono puede reaccionar con el óxido nítrico (NO) que proviene de las emisiones de los aviones de propulsión a alturas elevadas. La reacción es



Si 0,740 g de O₃ reaccionan con 0,670 g de NO, ¿qué masa (expresada en gramos) de NO₂ se producirá? ¿Cuál es el reactivo limitante? Calcular la cantidad de reactivo (expresada en moles) en exceso que se recupera al finalizar la reacción.

R: 0,709 g de NO₂; 6,9×10⁻³ mol de NO.

Ejercicio 24. El antimonio metálico se obtiene calentando estibina, Sb₂S₃, en polvo, con chatarra de hierro. El antimonio líquido se obtiene extrayéndolo del fondo del recipiente de reacción. La siguiente ecuación química representa la reacción que ocurre:

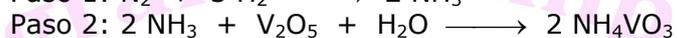
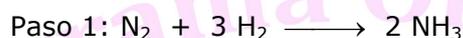


Se calientan 800 g de estibina con 200 g de limaduras de hierro y se obtienen 150 g de antimonio metálico. Determinar:

- (a) Cuál es el reactivo limitante.
- (b) El porcentaje de conversión del hierro (es decir, qué porcentaje de los 200 g de limaduras se convirtió en FeS).
- (c) El porcentaje de conversión de la estibina.

R: (a) el hierro; (b) 51,5 %; (c) 26,1 %.

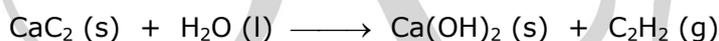
Ejercicio 25. El compuesto NH₄V₃O₈ se prepara a partir de la siguiente secuencia de reacciones:



Suponiendo que hay abundancia de los otros reactivos, ¿qué cantidad de NH₄V₃O₈ (expresado en moles) podría prepararse a partir de 1 mol de N₂ y 1 mol de H₂?

R: 0,22 moles.

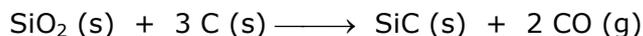
Ejercicio 26. Cuando se agregó una cantidad en exceso de agua sobre 100 g de carburo de calcio se produjeron 28,3 g de acetileno, según la reacción:



- (a) Balancear la ecuación anterior y calcular el rendimiento de la reacción.
- (b) ¿Cuál es el reactivo limitante si 100 g de carburo de calcio reaccionan con 100 g de agua?

R: (a) CaC₂ (s) + 2 H₂O (l) → Ca(OH)₂ (s) + C₂H₂ (g), rendimiento = 69,7 %; (b) CaC₂.

Ejercicio 27. El carburo de silicio, SiC, se conoce comúnmente como carborundum. Esta sustancia dura, empleada comercialmente como abrasivo, se fabrica calentando SiO₂ y C a altas temperaturas:



- (a) ¿Qué masa (expresada en gramos) de SiC puede formarse si se permite que reaccionen 3,00 g de SiO₂ y 4,50 g de C?
- (b) ¿Cuál reactivo es el limitante y cuánto queda del reactivo en exceso suponiendo que la reacción procede hasta consumir todo el reactivo limitante?
- (c) Si se hubieran obtenido 1,32 g de SiC a partir de las masas de reactivos indicadas en a), ¿cuál hubiera sido el rendimiento de la reacción?

R: (a) 2,00 g de SiC; (b) limitante: SiO₂ y quedan 2,70 g de C sin reaccionar; (c) 66 %.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS QUE INVOLUCRAN GASES Y SOLUCIONES

Ejercicio 28. Un método común para la preparación de oxígeno gaseoso en el laboratorio utiliza la descomposición térmica de clorato de potasio (KClO_3). Considerando que los productos son KCl y O_2 y que la descomposición es completa:

- (a) Escribir la ecuación química balanceada de la reacción.
 (b) ¿Cuál es la masa mínima de este compuesto que será necesaria para obtener 0,5 litros de O_2 (g), medidos a 30 °C y 800 torr?
 (c) En estas condiciones, ¿Qué masa de cloruro de potasio se obtendrá?

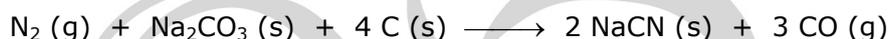
R: (a) $2 \text{KClO}_3 \longrightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$; (b) 1,73 g; (c) 1,05 g.

Ejercicio 29.

- (a) Un cierto hidrato de magnesio tiene la fórmula $\text{MgSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$. Se calienta en un horno una masa de 54,2 g del compuesto con el fin de secarlo. Calcular x si el vapor generado ejerce una presión de 24,9 atm en un recipiente de 2,00 L a 120 °C.
 (b) ¿Cuál es la mínima masa de sulfato de magnesio anhidro que se requiere para secar una cámara de 200 litros que tiene vapor de agua a una presión parcial de 10 mm Hg a 15 °C? Considerar que se forma el mismo hidrato del ítem anterior.

R: (a) $x = 7$; (b) 1,9 g.

Ejercicio 30. A temperatura elevada se produce la siguiente reacción:



Se hacen reaccionar 68,24 g de un mineral que contiene 85 % de Na_2CO_3 , con exceso de N_2 y 40 g de $\text{C} (\text{s})$. Se forman 40,21 g de NaCN .

- (a) Calcular el rendimiento de la reacción.
 (b) Si el CO formado se recibe en un recipiente de 50 L y la temperatura es 0 °C ¿cuál será la presión de este gas?

R: (a) 75 %; (b) 0,55 atm.

Ejercicio 31. Cuando se introducen 20,45 g de carbonato de calcio en un recipiente cerrado y previamente evacuado (esto es, donde previamente se hizo vacío) de 15,5 litros a 900 °C, éste se descompone parcialmente.

- (a) Sabiendo que uno de los productos de descomposición es un sólido blanco de masa molar 56,08 g mol^{-1} , escribir la ecuación química que representa a la reacción de descomposición del carbonato de calcio.
 (b) Sabiendo que la presión final en el recipiente es de 1,040 atm, calcular el porcentaje de carbonato de calcio que quedó sin reaccionar.
 (c) Calcular la masa total de sólido que se encontrará dentro del recipiente.

R: (a) $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \longrightarrow \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$; (b) 18,0 %; (c) 13,08 g.

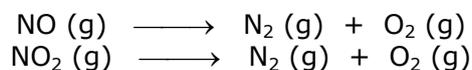
Ejercicio 32. Mediante una serie de reacciones catalizadas por enzimas, las plantas colectan dióxido de carbono y agua del medio ambiente y producen glucosa que utilizan para su supervivencia, y oxígeno molecular que es liberado al entorno. Este proceso, denominado fotosíntesis, puede resumirse en la siguiente reacción (no balanceada):



Considerando que la presión parcial de CO_2 en la tropósfera es de 0,26 torr y que la temperatura es 25 °C, calcular el volumen de aire necesario para producir 10 g de glucosa.

R: $2,4 \cdot 10^4$ L

Ejercicio 33. Para reducir las emisiones de gases contaminantes a la atmósfera, en los automóviles se incorporaron convertidores catalíticos en el caño de escape. Estos están compuestos por una malla cerámica de canales revestidos con paladio, platino o rodio. Los catalizadores permiten la conversión de óxidos de nitrógeno (NO_x) a nitrógeno y oxígeno:



(a) Si se parte de 0,5 moles de una mezcla en relación 1:4 de óxido nítrico (NO) y dióxido de nitrógeno (NO_2), calcular el volumen de nitrógeno (N_2) formado en el convertidor catalítico, en donde la temperatura es de 500°C , la presión de 1 atm y el rendimiento de la conversión es del 80 %.

(b) El óxido nítrico es dañino para el medio ambiente porque puede consumir el ozono atmosférico según la siguiente reacción:



Sabiendo que en el motor del auto se producen 0,56 g de NO antes de pasar por el convertidor catalítico, calcular el volumen de O_3 que se podría descomponer en la atmósfera (medido en CNPT).

R: (a) $V(\text{N}_2) = 15,85$ L; (b) $V(\text{O}_3) = 0,418$ L.

Ejercicio 34. Un método muy económico para obtener hidrógeno consiste en hacer pasar "gas de agua" (mezcla de CO y H_2O) a través de sustancias (óxidos de hierro y cromo) que facilitan la siguiente reacción en fase gaseosa:



Si el flujo de alimentación del reactor es de 30 moles de CO, 12 moles de CO_2 y 35 moles de H_2O por hora, y se producen 18 moles de H_2 en el mismo lapso, responder:

- (a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- (b) ¿Cuál es la fracción porcentual de agua que se convierte en hidrógeno?
- (c) ¿Cuál es la fracción porcentual de CO que se convierte en CO_2 ?
- (d) ¿Cuál es la composición de la mezcla de gases que salen del reactor cada hora?

R: (a) el CO; (b) 51,4 % en moles; (c) 60 % en moles; (d) expresada en fracciones molares, es $x(\text{CO}) = 0,156$, $x(\text{H}_2\text{O}) = 0,221$, $x(\text{CO}_2) = 0,390$, $x(\text{H}_2) = 0,234$.

Ejercicio 35. Cuando se mezclan 50,0 ml de solución de sulfato de cobre (II), CuSO_4 , con 25,0 ml de amoníaco, NH_3 , 0,5 M se obtiene 0,643 g de un precipitado celeste-verdoso de sulfato básico de cobre, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{SO}_4$. Si se considera que la reacción es completa, ¿cuál es la concentración de la solución de CuSO_4 utilizada?

R: 0,10 M.

Ejercicio 36. El bromo se puede obtener en el laboratorio por reacción entre bromuro de potasio, ácido sulfúrico y dióxido de manganeso, de acuerdo con la reacción representada por la siguiente ecuación:



Calcular las masas de KBr, MnO_2 (92,5 % de pureza) y el volumen de H_2SO_4 (ac, 60 % en masa, $\delta = 1,5$ g mL^{-1}) necesarios para producir 60,0 g de Br_2 .

R: 89,4 g de KBr, 35,6 g de MnO_2 y 122,5 mL de H_2SO_4 (ac).

Ejercicio 37. Se disuelven 2,00 g de una mezcla de nitrato de potasio y cloruro de potasio en 25,0 mL de agua. A continuación se añaden 100 mL de una solución acuosa de AgNO_3 0,500 mol L^{-1} . Considerando que la reacción que tiene lugar es la siguiente:



y que como consecuencia de la misma se obtienen 0,958 g de precipitado, ¿qué porcentaje en masa de la mezcla original era nitrato de potasio?

R: 75 %.

Ejercicio 38. Cierta empresa industrial compró 5000 kg de zinc con el fin de usarlo para galvanizar una partida de hierro y evitar así su corrosión. Para determinar la pureza del zinc se tomó una muestra de 50,00 g del mismo y se la hizo reaccionar con ácido clorhídrico 37 % en masa y densidad 1,180 g mL^{-1} . Se necesitaron 126,0 mL de ácido para completar la reacción que se representa con la ecuación química siguiente:



Calcular:

- (a) La concentración del HCl (ac) utilizado, expresada en mol L^{-1} .
(b) El porcentaje de zinc en la muestra.

R: (a) 12,0 mol L^{-1} ; (b) 98,8 %.

Ejercicio 39. Uno de los métodos de tratamiento de aguas residuales es el de digestión bacteriana. En una primera fase del mismo actúan las bacterias nitrosomonas que metabolizan la conversión del amoníaco a nitritos produciéndose al mismo tiempo biomasa en una reacción global que se puede representar por la siguiente ecuación química:



Si en un tanque de tratamiento de residuos inoculado con bacterias hay 100.000 L de aguas residuales ($\delta = 1,008 \text{ g mL}^{-1}$) que contienen un 4,5 % en masa de iones amonio y se consume el 90 % de dichos iones:

- (a) ¿Qué masa (expresada en kilogramos) de biomasa se producirá?
(b) ¿Cuál será su concentración (expresada en mol L^{-1}) suponiendo que el volumen inicial no cambia por efecto de la reacción?

R: (a) 466,0 kg; (b) 0,0412 mol L^{-1} .

Ejercicio 40. Un recipiente rígido de 75 dm^3 contiene sulfuro de hidrógeno, H_2S (g), a 1,00 atm y 0 °C. Se introducen 500 cm^3 de H_2SO_4 (ac) 7,50 M, y exceso de dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (s) (considerará despreciable el volumen de este sólido). Se produce la siguiente reacción a 35 °C, obteniéndose 78,6 g de azufre:



- (a) Calcular el rendimiento de la reacción.
(b) ¿Cuál es la presión dentro del recipiente luego de la reacción?

R: (a) 87,2 %; (b) 0,184 atm.

Ejercicio 41. Un trozo de cable de cobre cuya masa era de 5,463 g se disolvió en un exceso de ácido nítrico, se precipitó como carbonato cúprico con exceso de solución acuosa de carbonato de sodio, y se convirtió luego en $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ con exceso de ácido sulfúrico. Al final del procedimiento, se obtuvieron 20,021 g de sulfato cúprico pentahidrato. ¿Cuál fue el rendimiento porcentual global del proceso?

R: 93,3 %.

GASES

Ejercicio 42: Unidades de presión.

Los diamantes y el grafito son distintas variedades alotrópicas (¿qué significa esto?) del elemento carbono. Es posible obtener diamantes a partir de grafito a temperaturas cercanas a la ambiente aplicando una presión de 8×10^4 atm. Expresá esta presión en: (i) Pa (ii) hPa (iii) torr (iv) mm Hg (v) kbar.

R: (i) 8×10^9 Pa (ii) 8×10^7 hPa (iii) 6×10^7 torr (iv) 6×10^7 mm Hg (v) 80 kbar.

Ejercicio 43: Leyes de los gases ideales.

Una muestra de 35,5 mL de xenón gaseoso ejerce una presión de 0,255 atm a -45 °C.

(a) ¿Qué volumen ocupa la muestra a 1,00 atm y 298 K?

(b) ¿Qué presión ejerce la muestra cuando se traslada a un recipiente de 12,0 mL a 20 °C?

(c) Calcular la temperatura necesaria para que la muestra ejerza una presión de 5×10^2 torr en ese recipiente.

R: (a) 11,8 mL (b) 0,969 atm (c) 199 K.

Ejercicio 44. Imaginá que vivís en una cabaña con un volumen de 150 m^3 . La temperatura interior del aire es de 10 °C durante la mañana, alcanzando un máximo de 18 °C por la tarde gracias al calentamiento producido por el Sol. Naturalmente, la cabaña no está sellada y por lo tanto, la presión interior es igual a la presión exterior (considerá que la presión se mantiene constante e igual a 1 atm durante el día). ¿Qué volumen (expresado en litros) de aire será expulsado de la cabaña por el calentamiento del Sol?

R: aproximadamente 4200 L.

Ejercicio 45: Densidad de gases.

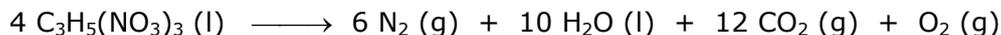
(a) Ordená los siguientes gases en orden creciente de densidad a una determinada presión y temperatura: CO, CO₂, H₂S.

(b) Un derivado fluorado del metano (CH₄) presenta una densidad de $8,0 \text{ g L}^{-1}$ en fase gaseosa a 2,81 atm y 300 K. (i) ¿Cuál es la masa molar del compuesto? (ii) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto si el mismo está formado solamente por C, H y F? (iii) ¿Cuál es la densidad del gas a 1,00 atm y 298 K?

R: (a) CO < H₂S < CO₂; (b) (i) 70 g mol^{-1} (ii) CHF₃ (iii) $2,9 \text{ g L}^{-1}$.

Ejercicio 46: Volúmenes parciales.

La nitroglicerina es un líquido sensible a los golpes que detona como consecuencia de la reacción:



Calcular el volumen total y los volúmenes parciales de los gases generados a 150 kPa y 100 °C a partir de la detonación de 1,0 g de nitroglicerina.

R: $V_{\text{total}} = 0,44 \text{ L}$ ($V(\text{N}_2) = 0,14 \text{ L}$, $V(\text{CO}_2) = 0,28 \text{ L}$, $V(\text{O}_2) = 0,023 \text{ L}$).

Ejercicio 47: Porcentaje en volumen.

En la fabricación de ácido clorhídrico se obtiene una mezcla gaseosa que contiene 25 % de cloruro de hidrógeno y 75 % de aire, en volumen. La mezcla se pasa a través de un sistema de absorción en el cual se retiene el 98 % del HCl. La mezcla entra en el sistema de absorción a 88 °C y 743 Torr y sale a 48 °C y 738 Torr.

Calcular:

(a) El volumen de gas que sale del sistema de absorción por cada 100 L de gas entrante.

(b) El porcentaje en volumen de HCl y de aire que salen del sistema de absorción.

R: (a) Salen 67,6 L de gas por cada 100 L que entran; (b) 0,66 % de HCl y 99,34 % de aire.

Ejercicio 48: Composición de mezclas.

Un recipiente de 1,00 L contiene gas nitrógeno a una temperatura de 15 °C y una presión de 0,500 bar. Se agregan 0,10 mol de oxígeno gaseoso manteniendo la temperatura constante, y se deja mezclar. A continuación, se abre una válvula lateral dejando escapar gas hasta una presión de 2,413 bar. Calcular la composición de la mezcla que permanece en el interior del recipiente. Expresá tus resultados en (i) presión parcial (ii) fracción molar (iii) porcentaje en masa (iv) porcentaje en volumen.

R: (i) $P_{O_2} = 1,996$ bar, $P_{N_2} = 0,417$ bar (ii) $x_{O_2} = 0,827$, $x_{N_2} = 0,173$ (iii) % $O_2 = 84,57$, % $N_2 = 15,43$ (iv) % $O_2 = 82,66$, % $N_2 = 17,25$.

TRANSICIONES DE FASE Y SOLUBILIDAD

Ejercicio 49: Transiciones de fase.

Elegir algún compuesto químico de interés y representar mediante ecuaciones químicas los procesos de interconversión entre las fases sólido, líquido y gas del mismo. Investigar en bibliografía los nombres de cada uno de esos procesos.

Ejercicio 50: Volúmenes molares.

¿Cuál es el volumen molar del agua en las siguientes condiciones?

(a) Sólida, 0 °C, 1 bar, $\delta = 0,920$ g mL⁻¹.

(b) Líquida, 0 °C, 1 bar, $\delta = 1,000$ g mL⁻¹.

(c) Gas, 100 °C, 1 bar, $\delta = 5,88 \times 10^{-4}$ g mL⁻¹. ¿Puede el estado del agua gaseosa describirse correctamente por el modelo de gases ideales en estas condiciones? ¿Por qué?

R: (a) 19,6 mL mol⁻¹; (b) 18,0 mL mol⁻¹; (c) $3,06 \times 10^4$ mL mol⁻¹.

Ejercicio 51. A temperatura ambiente, el formaldehído o metanal (CH₂O) es un gas incoloro de olor picante e irritante. Es un importante precursor en la síntesis de muchos compuestos (por ejemplo, el glifosato mencionado en los ejercicios integradores de esta Serie). A presión atmosférica, su punto de fusión es -92 °C y su punto de ebullición es -19 °C. Calcular el volumen de formaldehído gaseoso (medido a 300 °C y 250 kPa) que se generará a partir de 20 L de formaldehído líquido, mantenido inicialmente a -20 °C.

Dato: la densidad de formaldehído líquido a -20 °C es 0,8153 g cm⁻³.

R: A 300 °C y 250 kPa, el formaldehído ocupará un volumen de 10338 L.

Ejercicio 52: Presión de vapor del agua y humedad relativa.

La humedad relativa es el cociente entre la presión de vapor de agua presente en el aire y la presión de vapor del agua pura a la misma temperatura. A menudo esta cantidad se multiplica por 100 para expresar la humedad relativa como porcentaje.

En una casa con un volumen de 245 m³, la humedad relativa es del 80,0 % a 33 °C. Se pone en funcionamiento un equipo de aire acondicionado. Debido a la condensación del vapor de agua sobre la espiral fría del aparato, también se elimina agua a medida que desciende la temperatura ambiente. Si finalmente se alcanza una temperatura de 25 °C y condensan 6,15 litros de agua, asumiendo que no hubo intercambio gaseoso con el exterior, ¿cuál será la humedad relativa ambiente dentro de la casa?

Datos: Densidad del agua líquida a 25 °C = 0,997 g cm⁻³; Presión de vapor del agua pura a 25 °C = 23,756 torr; Presión de vapor del agua pura a 33 °C = 37,729 torr.

R: 15 %.

Ejercicio 53.

Una muestra de zinc metálico reacciona completamente con un exceso de ácido clorhídrico:



El gas hidrógeno generado se recoge en un recipiente cerrado en contacto con un reservorio de agua a 25 °C. El volumen del gas es 7,80 L y la presión total es 0,980 atm. Calcular la masa de zinc metálico (expresada en gramos) consumida en la reacción.

Dato: La presión de vapor del agua a 25 °C es 23,8 Torr.

R: m (Zn) = 19,8 g.

Ejercicio 54.

Un recipiente cerrado cuya tapa es un pistón móvil (es decir que el volumen del recipiente puede modificarse subiendo o bajando dicho pistón) y cuyo volumen inicial es 28 m³, contiene aire húmedo a 740 Torr y 30 °C, y nada de líquido. La presión del vapor de agua contenido en el recipiente en dichas condiciones es de 22,0 Torr.

Se reduce luego la temperatura del recipiente hasta 15 °C y se ajusta el volumen de forma tal que no varía la presión total. Como consecuencia, parte del vapor de agua se separa de la mezcla gaseosa por condensación. Calcular:

(a) El volumen del recipiente luego de enfriarlo.

(b) La masa de agua condensada.

Dato: La presión de vapor del agua pura a 15 °C es 12,7 Torr.

R: (a) 26,3 m³; (b) 252,2 g.

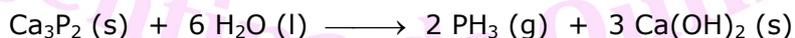
Ejercicio 55: Solubilidad de sólidos iónicos en agua.

La solubilidad del NaCl en agua a temperatura ambiente es 5,45 M. Se tiene una muestra de agua de mar de densidad de 1,03 g mL⁻¹ y 2,8 % en masa de NaCl.

(a) ¿Qué volumen de agua debería evaporarse de 1,00 × 10⁶ L de agua de mar para que comience a precipitar el NaCl?

(b) Si se quisiera lograr el mismo efecto modificando la temperatura, ¿habría que aumentarla o disminuirla?

R: (a) 9,1 × 10⁵ L.

Ejercicio 56. Se llevó a cabo la siguiente reacción:

(a) Calcular las masas utilizadas de cada reactivo, sabiendo que se desprendieron 100 dm³ de PH₃ medidos a 35 °C y 0,98 atm.

(b) ¿Qué volumen debe tener la solución final para que todo el hidróxido de calcio producido esté disuelto? Dato: la solubilidad del Ca(OH)₂ a 35 °C es 0,928 g dm⁻³.

R: (a) m(Ca₃P₂) = 353 g, m(H₂O) = 210 g (b) 464 dm³.

Ejercicio 57: Solubilidad de gases en líquidos.

Una bebida gaseosa se prepara disolviendo CO₂ gaseoso a 3,60 atm en una solución azucarada saborizada y sellando herméticamente la solución en latas de aluminio llenas hasta el tope a 20 °C. ¿Qué cantidad de CO₂ contiene una lata de 420 mL de bebida? Dato: A 20 °C, la constante de Henry para el CO₂ es de 2,3 × 10⁻² mol L⁻¹ atm⁻¹.

R: 1,5 g.

EJERCICIOS INTEGRADORES

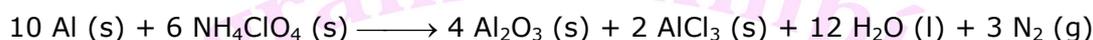
Ejercicio 58. Para lanzar un transbordador espacial se utilizan dos sistemas de propulsión. La mayor parte de la propulsión correspondiente a los dos primeros minutos luego del lanzamiento, proviene de dos tanques reutilizables que cargan combustible sólido. Éstos utilizan principalmente una mezcla de polvo de aluminio y perclorato de amonio, NH_4ClO_4 . Un tercer tanque ("tanque externo") provee la propulsión adicional que necesita el transbordador para ponerse en órbita terrestre; éste se llena con hidrógeno y oxígeno líquidos, que reaccionan para formar agua.

(a) Escribir la ecuación para la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno.

(b) El tanque externo tiene una masa de 27,0 toneladas cuando está vacío y de 745 toneladas cuando está lleno. Suponiendo que las sustancias están presentes en las proporciones estequiométricas correctas, calcular las masas de hidrógeno y de oxígeno en el tanque externo.

(c) En la práctica, las masas realmente usadas de hidrógeno y de oxígeno son 104 y 614 toneladas, respectivamente. Sabiendo que las densidades del hidrógeno y del oxígeno líquidos son 0,0708 y 1,141 g/cm³, respectivamente, calcular los volúmenes necesarios de estos líquidos y por ende la capacidad total del tanque externo, en m³.

(d) La ecuación química que representa la reacción del combustible sólido es:



Sabiendo que en total se usan 450 toneladas de propelente sólido en los tanques, que el aluminio está presente en un 16 % en masa y que el rendimiento es del 93 %, calcular el volumen de nitrógeno que se produce, medido a 500 °C y 1,20 atm.

R: (b) 79,8 ton H₂ y 638,2 ton O₂; (c) 2007 m³; (d) 39239 m³.

Ejercicio 59. El glifosato (N-fosfonometilglicina) es un herbicida no selectivo de amplio espectro, desarrollado para la eliminación de hierbas y arbustos. Es el principio activo del herbicida Roundup®, producto comercial de la empresa Monsanto®. Dicha empresa desarrolló una semilla de soja transgénica que presenta resistencia al glifosato. Muchas tierras en las que crecen malezas son cultivadas mediante la utilización de la soja resistente al glifosato en forma conjunta con la administración de este herbicida. Sin embargo, existen numerosos estudios que muestran que este herbicida es sumamente perjudicial para la salud.

(a) Un análisis elemental del compuesto glifosato arroja los siguientes resultados: 21,3 % C, 8,3 % N, 47,3 % O y 18,3 % P. Si se conoce que además de estos elementos sólo contiene H, calcular el porcentaje en masa de H que contiene en su fórmula molecular.

(b) ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto si su masa molar es aproximadamente 169 g.mol⁻¹?

(c) Según un estudio reciente, la concentración máxima de glifosato que puede considerarse "segura" en agua para consumo humano es 4 µM (µM se lee "micromolar" y refiere a una concentración 4 × 10⁻⁶ mol L⁻¹). El producto comercial Roundup® tiene un contenido de 72 de glifosato en masa y se comercializa en bolsas de 15 Kg. Estimar el volumen de agua potable que se contamina con una bolsa de producto.

R: (a) 4,8 %; (b) C₃H₈NO₅P; (c) aproximadamente 16 millones de litros de agua potable.

Ejercicio 60. Cuando se calienta óxido de zinc en una atmósfera de hidrógeno, este compuesto puede eliminar oxígeno en forma de moléculas de agua. Se parte de una muestra de ZnO (s) de 55,05 g de masa y se obtiene una masa final de 49,23 g.

(a) Escribir la ecuación química que representa la reacción que tiene lugar en este proceso.

(b) Calcular la presión del vapor de agua al finalizar el proceso, sabiendo que el horno donde se efectuó la reacción tiene un volumen de 20 L y que la temperatura final es 180 °C.

(c) Volver a efectuar el cálculo del ítem (b), considerando que inicialmente el horno se encontraba a 25 °C, lleno de aire con una humedad relativa ambiente del 80 %.

(d) Si el horno se mantiene herméticamente cerrado y luego del calentamiento se espera hasta que llegue a temperatura ambiente (25 °C), ¿Cuál será la presión del vapor de agua?

(e) Si se hubiera eliminado todo el oxígeno del óxido, ¿qué masa de zinc metálico se habría obtenido finalmente?

(f) ¿Cuál es la composición porcentual de la muestra sólida al final del proceso?

Datos: Presión de vapor del agua pura a 25 °C = 23,756 mm Hg.

R: (a) $\text{ZnO (s)} + \text{H}_2 \text{(g)} \longrightarrow \text{Zn (s)} + \text{H}_2\text{O (g)}$; (b) 0,676 atm; (c) 0,701 atm; (d) 0,025 atm; (e) 44,23 g; (f) 89,84 % de Zn y 11,31 % de O.

Ejercicio 61. A comienzos del siglo pasado los sistemas de refrigeración utilizaban amoníaco y dióxido de azufre como refrigerantes. Los escapes de estos gases causaban accidentes graves, ya que son tóxicos por inhalación. Por otra parte, también resultan corrosivos para las cañerías. El amoníaco, NH_3 , es un gas incoloro a temperatura ambiente.

(a) Calcular la densidad relativa del amoníaco gaseoso respecto del aire (podés suponer que el aire se compone de un 20 % de oxígeno y un 80 % de nitrógeno en volumen).

(b) Sabiendo que la densidad del amoníaco líquido presente en una cañería del equipo refrigerante es $0,682 \text{ g mL}^{-1}$, calcular qué volumen ocuparía a 22,5 de 5,00 mL de NH_3 líquido.

Por supuesto, en el momento en que se produce la fuga el NH_3 se mezcla con los gases presentes en el ambiente. Considerando que el equipo se encuentra en una habitación de 4,5 m x 5,0 m, y el techo de la misma se encuentra a una altura de 3,2 m:

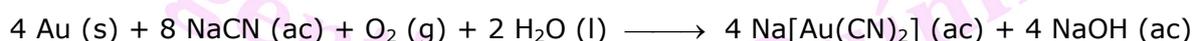
(c) Calcular la presión parcial de NH_3 en el ambiente.

(d) Calcular el contenido de NH_3 en el aire, expresado como porcentaje en masa.

(e) Una forma de expresar una relación de masas para concentraciones muy bajas es como "partes por millón" o ppm. Así, 1 ppm corresponde a 1 mg del compuesto de interés en una muestra de 1 kg. Expresar el resultado del ítem (d) como ppm de NH_3 en el aire. Podés suponer que las condiciones del ambiente son 22,5 °C de temperatura, 1012 hPa de presión y que el aire antes de producirse la fuga se compone de un 80 % de O_2 y un 20 % de N_2 .

R: (a) 0,591; (b) 4,85 L; (c) $6,7 \cdot 10^{-5}$ atm; (d) 0,00398 %; (e) 39,8 ppm.

Ejercicio 62. En la minería del oro se emplean a menudo compuestos de cianuro (CN^-) para lograr la extracción del metal (que se encuentra en muy baja proporción) del mineral rocoso que lo contiene. En estos procedimientos, la roca finamente pulverizada se pone en contacto con soluciones que contienen compuestos de cianuro. La idea consiste en solubilizar al metal por la acción conjunta del oxígeno atmosférico y del cianuro, que forma con el oro iones solubles como el dicianoaurato ($[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$):



Este tipo de procedimientos resultan peligrosos para el medio ambiente, dado que muchas veces se efectúan "a cielo abierto", en las inmediaciones de áreas naturales protegidas o en las cercanías de valiosos cursos de agua, con peligro de derrames de cianuro y sus compuestos derivados al ambiente. Estos compuestos son sumamente tóxicos y por lo tanto representan un importante riesgo para la biodiversidad y el entorno natural circundantes. En efecto, se han registrado en nuestro país episodios de este tipo, como el que ocurrió en el año 2015 en la mina Veladero, en el norte de la provincia de San Juan, explotado por la compañía multinacional Barrick gold. Los informes posteriores estimaron que en este incidente se vertieron a los cursos de agua aledaños un millón de litros de agua contaminada con cianuro (<https://www.pagina12.com.ar/107917-procesados-por-el-derrame-de-la-barrick>).

(a) Calcular la concentración (expresada en M) de una solución de cianuro de sodio preparada disolviendo 300 mg de la sal en un litro de agua. Considerar que la densidad de esta solución es $1,0033 \text{ g cm}^{-3}$.

(b) Se mezclan 500 mL de la solución detallada en el ítem (a) con mineral rocoso que contiene 0,050 g de oro en presencia de exceso de O_2 . Calcular la masa de dicianoaurato de sodio (expresada en mg) que se obtendrá si el rendimiento del proceso de extracción es del 99,5 %.

(c) Calcular el mínimo volumen de aire (medido a 20 °C y 760 Torr) que será necesario burbujear para extraer 1,00 g de oro a partir del mineral. Considerará que el aire contiene 21,0 % en volumen de oxígeno.

(d) Considerando que existe una pequeña cantidad de oxígeno gaseoso disuelto en el agua, calcular el volumen de agua que sería necesario emplear para aportar la cantidad de O₂ correspondiente al ítem (c).

Datos: considerará que el aire circundante contiene un 21 % en volumen de O₂, que la presión total es 1,000 atm y que la constante de Henry medida a 35 °C es 770 atm L mol⁻¹.

Nota: La constante de Henry indica la solubilidad del O₂ en agua. Dado que relaciona la presión parcial del gas en el ambiente (p) y la concentración del gas disuelto en el agua (C_{ac}), dicha constante puede expresarse en distintas unidades, según se exprese como p/C_{ac} o bien como C_{ac}/p. En este caso, se expresa como p/C_{ac}.

R: (a) $6,14 \times 10^{-3}$ M; (b) 68,7 mg (c) 140 cm³ (d) 4,5 L.

