

Ejercicios de Entrenamiento

Nivel 1 - Serie 1

Aclaración para esta y para futuras series de ejercitación:

Utiliza tu tabla periódica (o la provista por la OAQ accesible desde el sitio web www.oaq.uba.ar) para obtener las masas atómicas que pudieras necesitar para resolver los ejercicios. A menos que se indique lo contrario, puedes considerar que las sustancias gaseosas se comportan idealmente.

Ejercicio 1. Una plantación de maíz que ocupa una superficie de 0,4 hectáreas remueve del suelo aproximadamente 35 kg de nitrógeno, 5,5 kg de fósforo y 6,8 kg de potasio. ¿Qué masa de los fertilizantes NH_4NO_3 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ y KCl deberán agregarse respectivamente para reponer los nutrientes removidos?

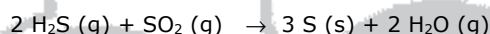
R.: 100, 21 y 13 kg respectivamente.

Ejercicio 2. Uno de los materiales descubiertos recientemente que son superconductores a aproximadamente 90 K es llamado "compuesto 123" debido a que su fórmula es $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_{9-x}$. ¿Cuál es la relación de masas en el compuesto entre los elementos Y, Ba y Cu?

R.: 1:3,089:2,144

Ejercicio 3. La L-Dopa es una droga utilizada para tratar el mal de Parkinson. Contiene 54,8 % de carbono, 5,62 % de hidrógeno, 7,10 % de nitrógeno y 32,6 % de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Ejercicio 4. Un proceso industrial para remover ácido sulfhídrico del gas natural consiste en hacerlo reaccionar con dióxido de azufre:

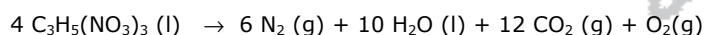


a) ¿Qué volumen de dióxido de azufre medido a 273,15 K y 1 atm se necesita para producir 1,00 kg de azufre sólido?

b) ¿Qué volumen de dióxido de azufre se necesita en a) si éste es provisto a 5,0 atm y 250 °C?

R.: a) 233 L de SO_2 , b) 89,3 L de SO_2 .

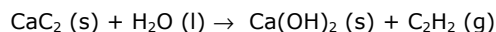
Ejercicio 5. La nitroglicerina es un líquido sensible a los golpes que detona como consecuencia de la reacción:



Calcula el volumen total de los gases producidos 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 6. Cuando se agregó una gran cantidad de agua sobre 100 g de carburo de calcio se produjeron 28,3 g de acetileno, según la reacción (no balanceada):

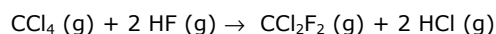


a) Balancea la ecuación anterior y calcula el porcentaje de rendimiento de la reacción.

b) ¿Cuál es el reactivo limitante si 100 g de carburo de calcio reaccionan con 100 g de agua?

R.: a) $\text{CaC}_2 (\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 (\text{s}) + \text{C}_2\text{H}_2 (\text{g})$, % rend. = 69,7; b) el carburo de calcio.

Ejercicio 7. En la reacción:



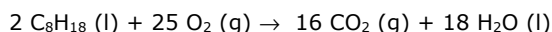
utilizada para la fabricación del compuesto CCl_2F_2 (conocido comercialmente como Freon-12), se mezclan 100,0 g de CCl_4 con 30,00 g de HF. ¿Qué masa de Freon-12 puede producirse y qué masa de reactivo en exceso permanece al final de la reacción?

R.: se producen 78,62 g de Freon-12 y quedan sin reaccionar 3,99 g de HF.

Ejercicio 8. Cuando se quema un hidrocarburo se producen 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 (C_8H_{18}) y que tiene una densidad de $0,79 \text{ g mL}^{-1}$, calcula qué masa de agua se produce a partir de la combustión de $1,0 \text{ L}$ de nafta. La reacción de combustión es la siguiente:



R.: $1,1 \text{ kg}$ de agua.

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

R.: $C_2H_3NO_5$

Ejercicio 10. Se sospecha que el glutamato monosódico (MSG), saborizante de alimentos, es el causante del "síndrome del restaurante chino", ya que puede causar dolores de cabeza y del pecho. El MSG tiene la siguiente composición porcentual en masa: $35,51\%$ de C, $4,77\%$ de H, $37,85\%$ de O, $8,29\%$ de N y $13,60\%$ de Na. Si su masa molar es 169 g mol^{-1} , ¿cuál es su fórmula molecular?

R.: $C_5H_8O_4NNa$

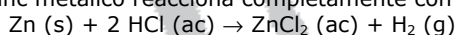
Ejercicio 11. Un método común para la preparación de oxígeno gaseoso en el laboratorio utiliza la descomposición térmica de clorato de potasio ($KClO_3$). Considerando que: a) los productos son KCl y O_2 y b) la descomposición es completa, escribe la ecuación química balanceada de la reacción y calcula la masa de O_2 (expresada en gramos) gaseoso que se obtendrá a partir de $46,0 \text{ g}$ de $KClO_3$.

R.: $2 KClO_3 \rightarrow 2 KCl + 3 O_2$; $18,0 \text{ g}$ de $O_2 (g)$.

Ejercicio 12. Un cierto hidrato tiene la fórmula $MgSO_4 \cdot x H_2O$. Se calienta en un horno una masa de $54,2 \text{ g}$ del compuesto con el fin de secarlo. Calcula x si el vapor generado ejerce una presión de $24,9 \text{ atm}$ en un recipiente de $2,00 \text{ L}$ a $120 \text{ }^\circ\text{C}$.

R.: $x = 7$.

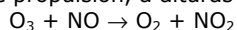
Ejercicio 13. Una muestra de zinc metálico reacciona completamente con un exceso de ácido clorhídrico:



El gas hidrógeno generado se recoge sobre agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$. El volumen del gas es $7,80 \text{ L}$ y la presión total es $0,980 \text{ atm}$. Calcula la masa de zinc metálico (expresada en gramos) consumida en la reacción. (La presión de vapor del agua a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ es $23,8 \text{ Torr}$).

R.: $m (Zn) = 19,8 \text{ g}$.

Ejercicio 14. La disminución del ozono (O_3) en la estratosfera ha sido un tema de gran preocupación entre los científicos en los últimos años. Se cree que 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



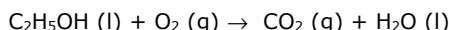
Si $0,740 \text{ g}$ de O_3 reaccionan con $0,670 \text{ g}$ de NO , ¿qué masa (expresada en gramos) de NO_2 se producirá? ¿Cuál es el reactivo limitante? Calcula la cantidad de reactivo (expresada en moles) en exceso que se recupera al finalizar la reacción.

R.: $0,709 \text{ g}$ de NO_2 ; $6,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$ de NO .

Ejercicio 15. Cierta óxido metálico tiene la fórmula MO , en donde M representa al metal. Una muestra de $39,46 \text{ g}$ del compuesto se calienta fuertemente bajo una atmósfera de hidrógeno, a efectos de eliminar el oxígeno en forma de moléculas de agua. Al final, quedan $31,70 \text{ g}$ del metal. Si $A_r (O) = 16,00$, calcula la masa atómica de M e identifica al elemento.

R.: $A_r (M) = 65,4$. Se trata del zinc.

Ejercicio 16. El etanol (C_2H_5OH) se quema en el aire:



Balancea la ecuación y determina el volumen de aire en litros a $35,0 \text{ }^\circ\text{C}$ y 790 Torr que se requieren para quemar 287 mL de etanol ($\delta = 0,791 \text{ g mL}^{-1}$). Supón que el aire contiene $21,0 \%$ V/V de O_2 .

R.: $C_2H_5OH (l) + 3 O_2 (g) \rightarrow 2 CO_2 (g) + 3 H_2O (l)$; $1,71 \times 10^3 \text{ L}$ de aire.

Ejercicio 17. El nitrógeno forma varios óxidos gaseosos. Uno de ellos tiene una densidad de $1,33 \text{ g L}^{-1}$ medida a 764 Torr y $150 \text{ }^\circ\text{C}$. Escribe la fórmula del compuesto.



R.: NO₂.

Ejercicio 18. Un compuesto X contiene 63,3% de manganeso y 36,7% de oxígeno en masa. Cuando X es calentado desprende oxígeno gaseoso y se obtiene un nuevo compuesto Y que contiene 72,0% de manganeso y 28,0% de oxígeno.

- a) Determina la fórmula empírica de X y de Y;
b) Escribe una ecuación balanceada para la conversión de X en Y.

R.: a) X = MnO₂ e Y = Mn₃O₄; b) 3 MnO₂ → Mn₃O₄ + O₂.

Ejercicio 19. En la industria, el hidrógeno gaseoso se prepara por la reacción del propano (C₃H₈) con vapor de agua a aproximadamente 400°C. Los productos son monóxido de carbono e hidrógeno gaseoso.

- a) Escribe una ecuación balanceada para la reacción;
b) ¿Qué masa (expresada en kilogramos) de hidrógeno se pueden obtener a partir de 2840 kg de propano?

R.: b) 903,6 kg de H₂ (g).

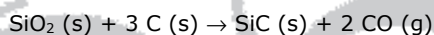
Ejercicio 20. Los carbohidratos son compuestos que contienen carbono, hidrógeno y oxígeno, en los que la relación entre el hidrógeno y el oxígeno es 2:1. Cierta carbohidrato contiene 40,0% en masa de carbono. Calcula la fórmula empírica y la fórmula molecular del compuesto si su masa molar aproximada es de 178 g.

R.: C₆H₁₂O₆.

Ejercicio 21. Una muestra que contiene NaCl, Na₂SO₄ y NaNO₃ muestra el siguiente análisis elemental: Na: 32,08%; O: 36,01%; Cl: 19,51%. Calcula el porcentaje en masa de cada compuesto en la mezcla.

R.: NaCl: 32,17%; Na₂SO₄: 20,96% y NaNO₃: 47,05%.

Ejercicio 22. 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 porcentaje de 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 %.

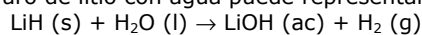
Ejercicio 23. El ácido acético (C₂H₄O₂) puro, conocido como ácido acético *glacial* (¿por qué recibe este nombre?), es un líquido con una densidad de 1,049 g mL⁻¹ a 298 K. Calcula la concentración (expresada en mol L⁻¹) de una solución de ácido acético preparada disolviendo 10,00 mL de ácido acético glacial a 298 K en suficiente agua para obtener 100,0 mL de solución.

R.: 1,747 M.

Ejercicio 24. Al disolver 3,00 g de una muestra impura de carbonato de calcio en ácido clorhídrico se formaron 0,656 L de dióxido de carbono (medido a 20 °C y 792 Torr). Calcula el porcentaje en masa de carbonato de calcio en la muestra.

R.: 94,7 %.

Ejercicio 25. La reacción del hidruro de litio con agua puede representarse con la ecuación siguiente:



Durante la Segunda Guerra Mundial, los pilotos de EEUU llevaban consigo tabletas de LiH. En caso de un inesperado accidente en el mar, las tabletas de LiH reaccionarían con el agua del mar y se llenarían sus chalecos y botes salvavidas con hidrógeno gaseoso. ¿Qué masa, expresada en gramos, de LiH se necesitarían para llenar un salvavidas de 4,1 L a 0,97 atm y 12 °C?

R.: 1,35 g.

Ejercicio 26. Una muestra de 2,0000 g de una sustancia elemental X reaccionó con oxígeno y se formaron 2,5392 g del compuesto XO₂. ¿Cuál es la identidad de la sustancia X?

R.: Se trata del estaño.



Ejercicio 27. El carburo de boro (B_4C) se prepara a partir de la reacción de B_2O_3 con carbono en un horno eléctrico y se desprende CO (g) como subproducto. ¿Cuál es el peso mínimo de carbono necesario para preparar 150 g de B_4C ?

Datos: $M_r(B_4C) = 55,25$; $M_r(B_2O_3) = 69,6$.

R.: 228 g

Ejercicio 28. Una sal de cobre (carbonato básico) cuya fórmula puede expresarse como $[Cu(OH)_2 \cdot x CuCO_3]$ reacciona completamente con ácido clorhídrico, produciendo como únicos productos $CuCl_2$ (ac), CO_2 (g) y H_2O (l).

Si 2,000 g de la sal de cobre reaccionaron con 34,82 mL de HCl 1,000 mol L^{-1} , ¿cuál es el valor de x ?

Datos: $M_r(Cu(OH)_2) = 97,56$; $M_r(CuCO_3) = 123,55$

R.: $x = 2$.

Ejercicio 29. 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:

$AgNO_3$ (ac) + KCl (ac) \rightarrow $AgCl$ (s) + KNO_3 (ac) y que como consecuencia de la misma se obtienen 0,958 g de precipitado, ¿qué porcentaje en peso de la mezcla original era nitrato de potasio?

R.: 75 %.

Ejercicio 30. El compuesto $NH_4V_3O_8$ se prepara a partir de la siguiente secuencia de reacciones:

Paso 1: $N_2 + 3 H_2 \rightarrow 2 NH_3$

Paso 2: $2 NH_3 + V_2O_5 + H_2O \rightarrow 2 NH_4VO_3$

Paso 3: $3 NH_4VO_3 + 2 HCl \rightarrow NH_4V_3O_8 + 2 NH_4Cl + H_2O$

Suponiendo que hay abundancia de los otros reactivos, ¿qué cantidad de $NH_4V_3O_8$ (expresado en moles) podría prepararse a partir de 1 mol de N_2 y 1 mol de H_2 ?

R.: 0,22 moles

Ejercicio 31. a) Un gramo (1,00 g) de "crémor tártaro" ($KHC_4H_4O_6$, $M_r = 188,2$) se disuelve en 8820 mL de alcohol, teniendo este último una densidad a temperatura ambiente de 0,810 g mL^{-1} . ¿Cuál es el porcentaje en peso del "crémor tártaro" en esta solución alcohólica saturada?

b) Un kilogramo (1,00 kg) de "tártaro emético" ($KSbC_4H_4O_7 \cdot \frac{1}{2} H_2O$, $M_r = 333,93$) se disuelve en agua para producir 12,0 L de solución. ¿Qué volumen de dicha solución contendrán 30,0 g de antimonio?

R.: a) 0,0140 %; b) 987 mL

Ejercicio 32. ¿Qué volumen (expresado en litros) de nitrógeno obtendrías a 600°C y 1000 torr por la descomposición de 50,0 g de dicromato de amonio en Cr_2O_3 , N_2 y H_2O ?

Datos: $R = 8,314 J K^{-1} mol^{-1}$; 1 atm = 760 torr = 101325 Pa

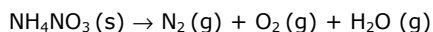
Supón que la ecuación de los gases ideales describe adecuadamente el estado del nitrógeno en la reacción aludida.

R.: 10,8 L de N_2 .

Ejercicio 33. Imagina que vives en una cabaña con un volumen interior de 150 m^3 . La temperatura interior del aire (supón que se comporta idealmente) 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 (supón que la presión se mantiene constante durante el día). ¿Qué volumen (expresado en litros) de aire será expulsado de la cabaña por el calentamiento del Sol?

R.: aprox. 4200 L

Ejercicio 34. El nitrato de amonio, un componente de los fertilizantes, puede descomponerse explosivamente. La ecuación química no balanceada que representa dicha descomposición es:



- ¿Qué masa de cada uno de los productos se obtendrá por la descomposición de 160,1 g de NH_4NO_3 ?
- ¿Qué cantidad de NH_4NO_3 debe descomponerse para obtener 180,0 g de H_2O ?
- ¿Qué volumen de gas se obtiene de la descomposición completa de un gramo de nitrato de amonio a 25 °C y 1 atm?

R: a) 32,00 g O_2 ; 56,04 g N_2 ; 72,08 g H_2O ; b) 5,000 mol de NH_4NO_3 ; (c) 1,069 L.



Ejercicio 35. Se tiene una muestra de 2,011 g de pirita (FeS_2) impura. La reacción de ésta con oxígeno produce 0,242 g de óxido férrico.

- Escribe una ecuación química balanceada para la reacción descrita.
- Calcula qué porcentaje de la muestra impura es FeS_2 .

R.: a) $2 \text{FeS}_2(\text{s}) + 11/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$; b) 18,1 % FeS_2

Ejercicio 36. Una ampolla de vidrio pesa 108,11 g después de haber extraído todo el aire de su interior. Llena con O_2 a presión atmosférica y temperatura ambiente, la ampolla pesa 109,56 g.

Si en cambio se la llena a la misma presión y temperatura con gas captado en el cráter de un volcán la ampolla pesa 111,01 g.

El gas volcánico (cuyo comportamiento puede considerarse ideal) podría estar constituido de manera excluyente por: a) CO_2 , b) OCS , c) Si_2H_6 , d) SO_2 , e) SO_3 , f) S_8 o g) una mezcla equimolar de CO_2 y Kr. En base a las mediciones realizadas, indica cuál de las anteriores sustancias constituye posiblemente el gas volcánico.

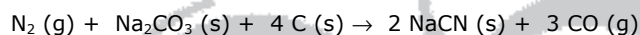
R.: Tanto el SO_2 como la mezcla CO_2 -Kr son consistentes con las mediciones efectuadas.

Ejercicio 37. ¿Cuál es el volumen molar del agua en las siguientes condiciones?

- Sólida, 0°C , 1 bar, $\rho = 0,920 \text{ g mL}^{-1}$
- Líquida, 0°C , 1 bar, $\rho = 1,000 \text{ g mL}^{-1}$
- Gas, 100°C , 1 bar, $\rho = 5,88 \times 10^{-4} \text{ g mL}^{-1}$ (¿dirías que el estado del agua gaseosa puede describirse correctamente por el modelo de gases ideales? Da razones que justifiquen su respuesta.

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

Ejercicio 38. A temperatura elevada se produce la siguiente reacción:

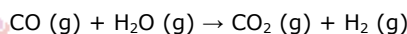


Se hacen reaccionar 68,24 g de un mineral que contiene 85% de Na_2CO_3 , con exceso de N_2 y 40 g de C (s). Se forman 40,21 g de NaCN.

- Calcula el rendimiento de la reacción.
- 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 39. 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:

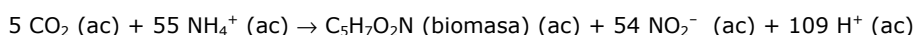


Si el flujo de alimentación del reactor es de 30 moles de CO, 12 moles de CO_2 y 35 moles de H_2O por hora y se producen 18 moles de H_2 en el mismo lapso, responde:

- ¿cuál es el reactivo limitante?
- ¿cuál es la fracción porcentual de agua que se convierte en hidrógeno?
- ¿cuál es la fracción porcentual de CO que se convierte en CO_2 ?
- ¿cuál es la composición de la mezcla de gases que salen del reactor cada hora?

R.: (a) es el CO; (b) 51,4 % en moles; (c) 60 % en moles; (d) expresada, por ejemplo, en fracciones molares, la composición de salida del reactor 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 40. 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 ($\rho = 1,008 \text{ g mL}^{-1}$) que contienen un 4,5% p/p de iones amonio y se consume el 90% de dichos iones,

- ¿qué masa (expresada en kilogramos) de biomasa se producirá?
- ¿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.

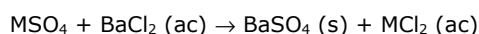
Ejercicio 41. Por reacción de soda Solvay, que contiene 91% de carbonato de sodio, con exceso de solución acuosa de ácido clorhídrico 2 mol L⁻¹, se obtuvieron con un rendimiento del 86%, 49,2 L de CO₂ (g) a 29 °C y 1 atm, agua, iones sodio e iones cloruro.

Calcula:

- La masa de soda Solvay utilizada.
- El volumen mínimo de solución de HCl que debió utilizarse para obtener el mismo resultado.
- La masa de agua formada.
- El número de iones sodio producidos.

R.: a) 270,9 g; b) 2,31 L; c) 36,0 g; d) 2,408×10²⁴ iones sodio.

Ejercicio 42. Una muestra de un compuesto MSO₄ que pesa 0,1131g reacciona completamente con cloruro de bario acuoso produciendo 0,2193 g de BaSO₄:



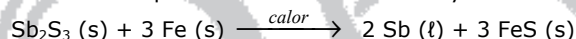
Sabiendo que la única fuente de iones sulfato es el compuesto MSO₄, ¿cuál debe ser la masa atómica de M? ¿De qué elemento se trata?

R.: la masa atómica es de 24,3 g mol⁻¹ (se trata del magnesio).

Ejercicio 43. Una muestra de agua de mar tiene una densidad de 1,03 g mL⁻¹ y 2,8 % en peso de NaCl. Una solución saturada de NaCl en agua es 5,45 M. ¿Qué volumen de agua debería evaporarse de 1,00×10⁶ L de agua de mar para que comience a cristalizar el NaCl? (Una solución saturada contiene disuelta la máxima cantidad posible de soluto).

R.: 9,1×10⁵ L.

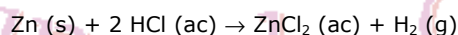
Ejercicio 44. El antimonio metálico se obtiene calentando estibina, Sb₂S₃, en forma de polvo con chatarra de hierro; el antimonio líquido se obtiene extrayéndolo del fondo del recipiente de reacción. La ecuación química siguiente representa la reacción que ocurre entre la estibina y el hierro:



Si se calientan 800 g de estibina con 200 g de limaduras de hierro y se obtienen 150 g de antimonio metálico, determina: (a) 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%.

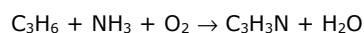
Ejercicio 45. Cierta empresa industrial compró 5000 kg de cinc con el fin de usarlo para galvanizar una partida de hierro y evitar así su corrosión. Para determinar la pureza del cinc se tomó una muestra de 50,00 g del mismo y se la hizo reaccionar con ácido clorhídrico 37% p/p y densidad 1,180 g mL⁻¹. Se necesitaron 126,0 mL de ácido para completar la reacción que se representa con la ecuación química siguiente:



Calcula: (a) el porcentaje de cinc en la muestra; (b) la concentración del HCl (ac) utilizado, expresada en mol L⁻¹.

R.: (a) 98,8 %; (b) 12,0 mol L⁻¹.

Ejercicio 46. El acrilonitrilo (C₃H₃N) se utiliza en la producción de fibras sintéticas, plásticas y objetos de goma. Se puede obtener a partir de propeno (C₃H₆), amoníaco y oxígeno, según la ecuación química **no** balanceada siguiente:



(a) Balancea la ecuación química anterior.

(b) El rendimiento real de la reacción es de 0,730 kg de acrilonitrilo por kilogramo de propeno. ¿Qué masa de amoníaco se necesita, como mínimo, para producir 907 kg de acrilonitrilo?

R.: (a) 2 C₃H₆ + 2 NH₃ + 3 O₂ → 2 C₃H₃N + 6 H₂O; (b) 503 kg.

Ejercicio 47. Cuando se calienta un hidrato de sulfato cúprico sufre una serie de cambios. Una muestra de CuSO₄·xH₂O 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 centesimal 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 .

Ejercicio 48. 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. Calcula: (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 49. 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 de 28 m³, contiene aire húmedo (es decir, una mezcla gaseosa de aire y vapor de agua) a 740 Torr y 30°C. 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 sin variar la presión total, y parte del vapor de agua se separa de la mezcla gaseosa por condensación. La presión del vapor de agua es, a esta nueva temperatura, de 12,7 Torr. Calcula:

- (a) el volumen del recipiente luego de enfriarlo;
(b) la masa de agua condensada.

R.: (a) 26,3 m³; (b) 252,2 g.

Ejercicio 50. La abundancia natural de los dos isótopos estables del hidrógeno es ¹H: 99,985 % y ²H: 0,015 %. El isótopo ²H recibe el nombre de deuterio, D. Supón que el agua puede existir como H₂O y como D₂O. Calcula el número de moléculas de D₂O que están presentes en 400 mL de agua ($\rho = 1,00 \text{ g/mL}$).

R: $2,01 \times 10^{21}$ moléculas.

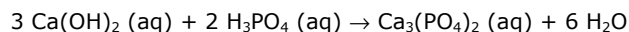
Ejercicio 51. Se preparó una solución acuosa de bromuro de sodio pesando 3,952 g de la sal anhidra y disolviéndola en agua hasta obtener 1,000 L de solución. Se tomó una alícuota de 10,00 mL y se diluyó hasta un volumen de 250,0 mL. Calcula la concentración (en mol/L) de bromuro de sodio en la solución diluida.

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

Ejercicio 52. 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. El laboratorista que llevó a cabo estas reacciones obtuvo 20,021 g del sulfato cúprico pentahidratado. ¿Cuál fue el rendimiento porcentual global del proceso?

R.: 93,3 %.

Ejercicio 53. El hidróxido de calcio reacciona con el ácido ortofosfórico (H_3PO_4), según se describe con la ecuación química **no** balanceada siguiente:

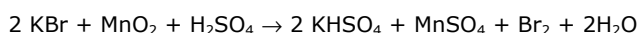


- (a) Balancea la ecuación anterior.

Si 7,4 g del hidróxido reaccionaron con 9,8 g del ácido produciendo 6,2 g de ortofosfato de calcio, (b) ¿cuál fue el rendimiento de la reacción?

R.: (a) $3 \text{Ca(OH)}_2 (\text{aq}) + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 (\text{aq}) \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 (\text{aq}) + 6 \text{H}_2\text{O}$; (b) 61 %.

Ejercicio 54. El bromo se puede obtener en el laboratorio por reacción entre el bromuro de potasio, el ácido sulfúrico y el dióxido de manganeso, de acuerdo con la reacción representada por la ecuación siguiente:





Calcula las masas de KBr, MnO₂ (92,5 % de pureza) y el volumen de H₂SO₄ (aq, 60 % en masa, ρ = 1,5 g/mL) necesarios para producir 60,0 g de Br₂.

R.: 89,4 g de KBr, 35,6 g de MnO₂ y 122,5 mL de H₂SO₄(aq).

Ejercicio 55. El espacio interestelar contiene principalmente átomos de hidrógeno con una concentración numérica aproximada de 1 átomo/mL. Si la temperatura es de 3 K, (a) calcula la presión ejercida por los átomos de hidrógeno; (b) calcula el volumen (en litros) que contiene 1,0 g de átomos de hidrógeno.

R.: (a) 5×10^{-22} atm; (b) 5×10^{20} L.

Ejercicio 56. Una muestra de 2,500 g de un carbonato anhidro, M(CO₃)_n, reaccionó con un exceso de ácido clorhídrico, liberando 0,314 L de CO₂ medidos a 298 K y 1 bar. ¿Quién es el metal M? Justifica brevemente.

R.: se trata del bario.

Ejercicio 57. Para realizar un experimento se requieren 250 cm³ de solución acuosa de HCl 2,15 mol/L (ρ = 1,02 g/cm³).

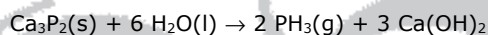
- (a) ¿Cuáles son las masas de soluto y solvente necesarios?
(b) ¿Cuál será la molalidad de la solución?

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

Ejercicio 58. En un laboratorio se prepararon dos soluciones acuosas, una de sulfato de sodio y otra de nitrato de sodio, disolviendo 9,00 g de soluto para obtener 100 cm³ de solución. Una de ellas tiene una concentración igual a 1,059 mol/dm³. ¿De cuál solución se trata?

R.: nitrato de sodio acuoso.

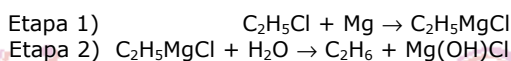
Ejercicio 59. El Ca₃P₂ reacciona con agua según:



- (a) Calcula las masas iniciales teóricas de los reactivos, sabiendo que se desprendieron 100 dm³ de PH₃ medidos a 35 °C y 0,98 atm.
(b) ¿De qué volumen de agua habría que partir para tener a todo el hidróxido de calcio producido disuelto? (solubilidad Ca(OH)₂ a 35 °C = 0,928 g/dm³)

R.: (a) $m(\text{Ca}_3\text{P}_2) = 353$ g, $m(\text{H}_2\text{O}) = 210$ g. (b) 464 dm³ de agua.

Ejercicio 60. La reacción de Grignard se desarrolla en dos etapas y es utilizada para preparar hidrocarburos puros. Considera por ejemplo la preparación de etano, C₂H₆, a partir de cloruro de etilo, C₂H₅Cl:

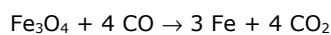


Reaccionaron 27,2 g de C₂H₅Cl con magnesio en exceso, obteniéndose C₂H₅MgCl con 79,5 % de rendimiento. En la segunda etapa el rendimiento fue del 78,8 %. ¿Qué masa de etano se obtiene?

R.: (a) 7,93 g.

Ejercicio 61. 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?

La reducción de la magnetita es un proceso complejo que puede representarse en forma simplificada como:



R.: 539 g.

Ejercicio 62. Reaccionaron 3,00 dm³ de solución acuosa de HCl 5,00 mol/dm³ con 120 g de Mg (80,0 % de pureza) y exceso de Na₃AsO₃ según



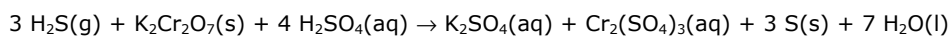
con un 70,0 % de rendimiento.

- (a) ¿Qué volumen de AsH₃(g) se obtiene a 293 K y 2,03 bar?
(b) Si se separa el MgCl₂ y se disuelve en 1400 cm³ de agua, ¿cuál será la molalidad de la solución que resulta?



R.: (a) 11,1 dm³; (b) 1,98 mol/kg.

Ejercicio 63. Un recipiente rígido de 75 dm³ contiene sulfuro de hidrógeno, H₂S(g) a 1,00 atm y 0 °C. Se introducen 500 cm³ de H₂SO₄(aq) 7,50 mol/dm³ y exceso de dicromato de potasio, K₂Cr₂O₇(s) (considera despreciable el volumen de este sólido). Se produce la reacción siguiente a 35 °C:



obteniéndose 103 g de H₂O.

- (a) Calcula 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 64. Se dispone de una solución de CaCl₂ 8,00 % en masa, cuya densidad es 1,21 g/cm³. Calcular:

- (a) la concentración de la solución expresada en mol/L;
(b) la masa de soluto disuelto en 0,750 dm³ de solución;
(c) el volumen (expresado en cm³) de solución 0,330 mol/L que puede prepararse a partir de 150 cm³ de la solución original.

R.: (a) 0,872 mol/L; (b) 72,6 g; (c) 396 cm³.

Ejercicio 65. Se mezclan 250 mL de una solución de KOH 0,300 mol/L con 400 mL de una solución del mismo soluto de concentración desconocida. La solución resultante es 1,20 mol/L. Calcular la concentración de la segunda solución de KOH, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

R.: 1,76 mol/L.

Ejercicio 66. Se dispone de un recipiente cerrado con tapa móvil, cuyo volumen inicial es de 2,00 dm³ y que contiene CO₂(g) a 2,00 atm de presión y a una temperatura de 50,0 °C.

Si se duplicase el volumen del sistema inicial, manteniendo constante la presión:

- (a) calcular la temperatura final del sistema;
(b) calcular la variación de temperatura en kelvins y en grados Celsius;
(c) ¿Podría haberse realizado el cálculo de a) sin conocer el volumen inicial? Justificar.

R.: (a) 646 K; (b) $\Delta t = 323$ °C, $\Delta T = 323$ K; (c) sí.

Ejercicio 67. Calcular la densidad del oxígeno a 25,0 °C y 1,00 bar.

R.: 1,291 g/L.

Ejercicio 68. (a) En la reacción $2 \text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l}) + 25 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 16 \text{CO}_2(\text{g}) + 18 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, ¿cuál es la relación volumétrica del O₂ respecto del CO₂?

(b) Si reaccionó una masa de 27,3 g de C₈H₁₈, ¿qué masa de agua se produjo?

(c) ¿Cuántas moléculas de CO₂ se produjeron?

(d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 2 moles de C₈H₁₈?

(e) ¿Cuál es la fracción másica porcentual del hidrógeno en los 2 moles de C₈H₁₈?

R.: (a) 25:16; (b) 37,8 g; (c) $1,15 \times 10^{24}$; (d) $2,2 \times 10^{25}$; (e) 16 % .

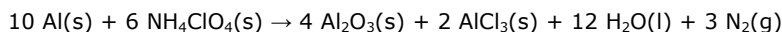
Ejercicio 69. Para lanzar un transbordador espacial se utilizan dos sistemas de propulsión. La mayor parte de la propulsión correspondiente a los dos primeros minutos luego del lanzamiento, proviene de dos tanques reutilizables que cargan combustible sólido. Éstos utilizan principalmente una mezcla de polvo de aluminio y de perclorato de amonio, NH₄ClO₄. 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 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.

La ecuación química que representa la reacción del combustible sólido puede resumirse así:



(d) 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 70. Cuando se hace reaccionar 0,619 g de fósforo con oxígeno, se obtiene 1,419 g del óxido correspondiente ¿Cuál es la fórmula de este compuesto?

R.: P₂O₅

Ejercicio 71. Para producir oxígeno en el laboratorio se descompone clorato de potasio (KClO₃).

- ¿Cuál es la masa mínima de este compuesto que será necesaria para obtener 0,5 litros de O₂ (g), medidos a 30°C y 800 torr?
- En estas condiciones, ¿Qué masa de cloruro de potasio se obtendrá?

Datos: M_r (KClO₃) = 122,6; M_r (KCl) = 74,6; R = 0,082 l atm K⁻¹ mol⁻¹; 1 atm = 760 torr = 101325 Pa

R.: a) 1,73 g; b) 1,05 g

Ejercicio 72. A una muestra de 0,617 g de sulfuro ferroso (FeS) que contiene impurezas se le añadió ácido clorhídrico (HCl) y el ácido sulfhídrico (H₂S) producido se recogió sobre nitrato de plata (AgNO₃). El precipitado de sulfuro de plata (Ag₂S) seco pesó 1,322 g, ¿Cuál es la pureza del sulfuro ferroso?

Datos: M_r (H₂S) = 34,082; M_r (Ag₂S) = 247,826; M_r (FeS) = 87,916

R.: 76%

Ejercicio 73. Calcular el contenido en gramos por cm³ y la molaridad de un ácido clorhídrico concentrado de peso específico 1,18 g/cm³ que contiene un 35,4 % de HCl

Datos: M_r (HCl) = 36,5

R.: 0,42 g/cm³; 11,4 M

Ejercicio 74. Se disuelven 3,000 g de una muestra que contiene una mezcla de sulfato de níquel (NiSO₄) y sulfato de sodio (Na₂SO₄) en 100 ml de solución de fosfato de sodio (Na₃PO₄) 0,5 M. Si el peso seco del precipitado amarillo-verdoso de fosfato de níquel Ni₃(PO₄)₂ fue 1,209 g, ¿Cuál es el porcentaje de NiSO₄ en la muestra original?

Datos: M_r (NiSO₄) = 154,75; M_r (Na₂SO₄) = 142,05; M_r (Ni₃(PO₄)₂) = 366,01

R.: 51,1%

Ejercicio 75. Cuando se mezclan 50,0 ml de solución de sulfato de cobre (II), CuSO₄, con 25,0 ml de amoníaco, NH₃, 0,5 M se obtiene 0,643 g de un precipitado celeste-verdoso de sulfato básico de cobre, Cu₂(OH)₂SO₄.

Si se considera que la reacción es completa, ¿cuál es la concentración de la solución de CuSO₄ utilizada?

Datos: M_r (Cu₂(OH)₂SO₄) = 257,2

R.: 0,10 M

Ejercicio 76. La humedad relativa es la relación entre la presión de vapor de agua en el aire y la presión de vapor de agua en aire que está saturado con vapor de agua a la misma temperatura. A menudo esta cantidad se multiplica por 100 para expresar la humedad relativa en porcentaje.

En una casa con un volumen de 245 m³ la humedad relativa es del 80,0 % a 33°C. Luego 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/cm³; presión de vapor de agua (sat) a 25°C: 23,756 torr, y a 33°C: 37,729 torr.

R.: 15 %

Ejercicio 77. El metamizol sódico se denomina químicamente [N-(2,3-dihidro-1,5 dimetil-3-oxo-2-fenil-4-pirazolil)-N-metilamino] ácido metanosulfónico, sal sódica monohidrato. Su fórmula química es: C₁₃H₁₆N₃NaO₄S.H₂O y su peso molecular es 351,4 mol/L. Comúnmente es conocido como Metamizol sódico o Dipirona. Es una droga con acción analgésica y antifebril, ampliamente utilizada en la industria farmacéutica. ¿Cuál es la relación de masas en el compuesto entre los elementos H, C, y N?

R: 3:26:7

Ejercicio 78. El óxido de plomo (IV) u óxido plúmbico, libera oxígeno por calentamiento según la siguiente reacción (no balanceada!): PbO₂ (s) → PbO (s) + O₂ (g)

(a) Balancea la ecuación que representa a la reacción de descomposición térmica del óxido.



(b) Si se parte de 3,20 g de PbO_2 y se obtienen $155,3 \text{ cm}^3$ de oxígeno, medidos a $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atmósfera de presión, ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

R: (a) $2 \text{ PbO}_2 (\text{s}) \longrightarrow 2 \text{ PbO} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$; (b) 95%

Ejercicio 79. El sulfato de magnesio anhidro (MgSO_4) forma con agua un hidrato con siete moléculas de agua ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$). ¿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 mmHg a 15°C ?

R: 1,9 g

