

FACULTAD DE INGENIERIA
CARRERA INGENIERIA TELECOMUNICACIONES

Resolución de ejercicios y problemas subunidad 2.3 y 2.4

Subunidad 2.3 átomos, moléculas y moles

1. ¿Cuántos átomos hay en 2 moles de oxígeno (O)? R: 1.2044×10^{24} átomos
2. ¿Cuántos moles hay en $3,011 \times 10^{23}$ moléculas de agua (H₂O)? R: 0.5 mol
3. ¿Cuántas moléculas hay en 0.75 moles de cloro (Cl₂)? R: 4.5165×10^{23} moléculas
4. ¿Cuántos átomos hay en 3 moles de aluminio (Al)? R: 1.8066×10^{24} átomos
5. ¿Cuántos moles hay en $1,2044 \times 10^{24}$ moléculas de amoníaco (NH₃)? R: 2.0 mol.
6. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 2 moles de agua (H₂O)? R: 2.4088×10^{24} átomos
7. ¿Cuántos átomos hay en 12 gramos de carbono (C)? R: 6.022×10^{23} átomos

Cálculo de pesos moleculares y moles

8. ¿Cuántos gramos hay en 0,5 mol de dióxido de carbono (CO₂)? R: 22g
9. ¿Cuántas moléculas hay en 4,5 moles de oxígeno (O₂)? R: 2.71×10^{24} moléculas
10. ¿Cuántos moles hay en 88 g de dióxido de carbono (CO₂)? R: 2 mol
11. El ácido fosfórico (H₃PO₄) tiene una masa molar de aproximadamente 98 g/mol. ¿Cuántos moles hay en 294 gramos de H₃PO₄? R: 3 moles
12. Calcule la masa molar del dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇) y determine la masa en gramos de 0.25 moles de este compuesto. R: 73,55g
13. Una muestra contiene 0.15 moles de ácido acético (CH₃COOH). ¿Cuántos gramos hay en la muestra? R: 9,0g
14. Cuántos átomos de oxígeno en 1 mol de H₂SO₄ R: $=2.409 \times 10^{24}$ átomos

Conversión de mol a gramos: hay que considerar las siguientes relaciones: tomar en cuenta las siguientes relaciones

- **peso (g) = moles (mol) × peso molecular (g/mol)**
- **mol = peso (g) / peso molecular (g/mol)**

15. Calcular el peso en gramos de 2 moles de agua (H₂O). R: 36g
16. ¿Cuántos gramos hay en 0,75 moles de dióxido de carbono (CO₂)? R: 33g
17. ¿Cuántos gramos hay en 0,4 moles de glucosa (C₆H₁₂O₆)? R: 72g
18. ¿Cuál es el peso en gramos de 3,5 moles de ácido sulfúrico (H₂SO₄)? R: 342g
19. ¿Cuántos moles hay en 294 g de H₃PO₄ (ácido fosfórico)? R: 3 moles
20. Determine las moles de H, S y O en 1 mol de ácido sulfúrico (H₂SO₄). R: 2 mol H, 1mol S y 4mol O.
21. Determine las moles y gramos de C, H, y O en 180g de glucosa: C₆H₁₂O₆. R: 72gC, 12gH, 96gO.
22. Determine el número de moles y gramos de cada elemento (C, H, O) en 180 g de glucosa (C₆H₁₂O₆). R: moles (6molC, 12mol H, 6 mol O); (72gC, 12gH, 96gO).
23. Cuantos a) gramos de H₂S, b) moles de H y de S, c) gramos de H y S, d) moléculas de H₂S y e) átomos de H y S, contienen 0,400 moles de S. R: a) 13,63g H₂S, b) 0,800mol H y 0,400 mol S; c) 0,806 g de H y 12,63g de S; d) $2,41 \times 10^{23}$ moléculas e) $4,82 \times 10^{23}$ átomos de H y $2,41 \times 10^{23}$ átomos de S.
24. Cuántos a) gramos de K₂Cr₂O₇, b) moléculas de K₂Cr₂O₇; c) moles de K, Cr, y O, d) gramos de K, Cr, y O; e) número de átomos de K, Cr, y O, contiene 0,600 moles de dicromato de potasio K₂Cr₂O₇. R: 176,52g K₂Cr₂O₇; b) $3,613 \times 10^{23}$ moléculas de K₂Cr₂O₇, c) 1,200 moles de K, 1,200 moles de Cr y 4,200 moles de O; d) 46,92gK;

62,40gCr, 67,20 g de O; e) $7,226 \times 10^{23}$ átomos de K; $7,226 \times 10^{23}$ átomos de Cr; $2,529 \times 10^{24}$ átomos de O

Cálculo de fórmulas empíricas y de composición

- 25 Un compuesto está formado por 34.80% de azufre y 65.20% de oxígeno. Calcula la fórmula empírica. Resp: SO_4 .
- 26 Determine la fórmula empírica del compuesto (masas atómicas: Na = 23.0, Cl = 35.5 y O = 16). Resp. NaClO_3 .
- 27 Cuando se quema 1.010 g de vapor de zinc en el aire, se produce 1.257 g del óxido.
- 28 ¿Cuál es la fórmula empírica del óxido? Resp. ZnO .
- 29 Una muestra de 3.245 g de cloruro de titanio se redujo a titanio metálico al añadir sodio. Después de lavar y separar el cloruro de sodio resultante, se secó el metal residual y pesaba 0.819 g. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto original de titanio? Resp. TiCl_4 .
- 30 Se puede usar magnesio para producir aleaciones fuertes y ligeras con aluminio. a) Calcule el porcentaje de magnesio que hay en $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, la sal de Epson, y b) en $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$. Resp. a) 7.1% de Mg; b) 27.7% de Mg.
- 31 Se determinó que un compuesto orgánico contenía 47.37% de carbono y 10.59% de hidrógeno. Se supuso que el resto es oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? Resp. $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_2$.
- 32 Un borano (formado por boro e hidrógeno) contiene 88.45% de boro. ¿Cuál es su fórmula empírica? Resp. B_5H_{17} .
- 33 ¿Cuál es la fórmula empírica de un catalizador que se puede usar en la polimerización del butadieno, si su composición es: 23,3% de Co, 25.3% de Mo y 51.4% de Cl? Resp. $\text{Co}_3\text{Mo}_2\text{Cl}_{11}$
- 34 Una muestra de 1.500 g de un compuesto que sólo contenía C, H y O se quemó por completo. Los únicos productos de combustión fueron 1.738 g de CO_2 y 0.711 g de H_2O .
- 35 ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? Resp. $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3$.
- 36 Un análisis elemental demostró que un compuesto orgánico contenía C, H, N y O como únicos componentes. Se quemó por completo una muestra de 1.279 g y como resultado se obtuvieron 1.60 g de CO_2 y 0.77 g de H_2O . Una muestra aparte de 1.625 g contuvo
- 37 0.216 g de nitrógeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? Resp. $\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_3\text{N}$.
- 38 Un hidrocarburo que contiene 92.3% de C y 7.74% de H resultó tener una masa molar aproximada de 79. ¿Cuál es su fórmula molecular? Resp. C_6H_6 .
- 39 Una aleación con bajo punto de fusión se obtiene con 10.6 lb de bismuto, 6.4 lb de plomo y 3.0 lb de estaño. a) ¿Cuál es la composición porcentual de la aleación? b)
- 40 ¿Cuántos gramos de cada metal se requieren para preparar 70,0 g de la aleación? c)
- 41 ¿Cuál peso de la aleación se puede preparar con 4,2 lb de estaño? Resp. a) 53% Bi, 32% Pb, 15% Sn; b) 37.1g Bi, 22.4 g Pb, 10.5 g Sn; c) 28lb.
- 42 Calcule el porcentaje de cobre en cada uno de los minerales siguientes: a) cuprita, Cu_2O ; pirita de cobre, CuFeS_2 ; malaquita, $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$. b) ¿Cuántos kilogramos de cuprita contienen 500 kg de cobre? Resp. a) 88.82%, 34.63%, 57.48%; b) 563 kg.
- 43 ¿Cuál es el contenido de nitrógeno (grado fertilizante, que se suele expresar en composición porcentual de nitrógeno) en el NH_4NO_3 ? ¿En el $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$? ¿En el NH_3 ? Resp. 35.0% de N, 21.2% de N, 82.3% de N.
- 44 Determine la composición porcentual de a) cromato de plata, Ag_2CrO_4 ; b) pirofosfato de calcio, $\text{Ca}_2\text{P}_2\text{O}_7$. Resp. a) 65.03% Ag, 15.67% Cr, 19.29% O; b) 31.54% Ca, 24.38% P,
- 45 44.08% O.

- 46 Calcule el porcentaje de arsénico en un polímero que tenga la fórmula empírica C_2H_8AsB . Resp. 63.6% de As.
- 47 Un caso famoso de envenenamiento sucedió en la región naranjera de Florida (1988, falsificación de refrescos). El análisis de 5.000 g del posible veneno indicó que la composición química era 4.049 g de talio, 0.318 g de azufre y 0.639 g de oxígeno. Indique la fórmula química y el nombre del veneno. Resp. Tl_2SO_4 , sulfato de talio(I) (uso: veneno contra ratas y hormigas; se prohibió en 1975).
- 48 Determine qué compuesto contiene más arsénico: Na_3AsO_4 , As_2O_3 o As_2S_3 . Resp. Los porcentajes aproximados de As son: 36% en Na_3AsO_4 , 75% en As_2O_3 y 70% en As_2S_3 .
- 49 Las especificaciones de un material para transistores requieren un átomo de boro por 1010 átomos de silicio. ¿Cuál sería el contenido de boro en 1 kg de este material? Resp. 4×10^{-11} kg de B.
- 50 La forma más pura del carbono se prepara descomponiendo azúcar pura, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (por eliminación del contenido de H_2O del carbohidrato). ¿Cuál es la cantidad máxima de gramos de carbono que se puede obtener con 500 g de azúcar? Resp. 211 g de C.
- 51 La fórmula empírica del plástico vinílico (un polímero del cloruro de vinilo, PVC) que se usa en tuberías para sistemas de aspersión es CH_2CHCl . a) ¿Cuál es el porcentaje de cloro en este plástico?, y para diferenciar, b) calcule el porcentaje de cloro en la sal de mesa, $NaCl$. Resp. a) 56.7% b) La sal de mesa contiene 60.7% de cloro.
- 52 ¿Qué peso de CuO se requiere para obtener 200 kg de cobre? Resp. 250 kg de CuO
- 53 Una muestra de 10.00 g de un mineral crudo contiene 2.80 g de HgS . ¿Cuál es el porcentaje de mercurio en el mineral? Resp. 24.1% de Hg.
- 54 Determine el peso de azufre necesario para fabricar 1 tonelada métrica de H_2SO_4 , ácido sulfúrico. Resp. 327 kg de S.

Subunidad 2.4. Estequiometría de las reacciones químicas y rendimientos porcentuales.

55. El amoníaco es el principal fertilizante de nitrógeno. Se obtiene mediante la reacción entre hidrógeno y nitrógeno. $3H_2(g) + N_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$. En una reacción particular se produjeron 6.0 moles de NH_3 . Cuantos moles de H_2 y cuantos de N_2 entraron en reacción para producir esta cantidad de NH_3 .
56. La sosa cáustica, $NaOH$, suele prepararse industrialmente con la reacción de carbonato de sodio, Na_2CO_3 , con cal apagada, $Ca(OH)_2$. ¿Cuántos gramos de $NaOH$ se pueden obtener al hacer reaccionar 1 kg de Na_2CO_3 con $Ca(OH)_2$? $Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow 2NaOH + CaCO_3$. Respuesta: 755 g de $NaOH$.
57. Considere la combustión del alcohol amílico: $2C_5H_{11}OH + 15O_2 \rightarrow 10CO_2 + 12H_2O$.
 - a) ¿Cuántos moles de O_2 se requieren para la combustión completa de 1 mol de alcohol amílico?
 - b) ¿Cuántos moles de H_2O se forman por cada mol de O_2 consumido?
 - c) ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen por cada mol de alcohol amílico quemado?
 - d) ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen por cada gramo de alcohol amílico quemado?
 - e) ¿Cuántas toneladas de CO_2 se producen por cada tonelada de alcohol amílico quemado?
 Resp. a) 7.5 mol de O_2 ; b) 0.80 mol de H_2O ; c) 220 g de CO_2 ; d) 2.49 g de CO_2 ; e) 2.49 tons de CO_2 .
58. En un generador portátil de hidrógeno se lleva a cabo la reacción $CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$. ¿Cuántos gramos de H_2 se pueden producir con un cartucho de 50 g de CaH_2 ? Resp. 4.8 g H_2 .
59. El yodo se puede preparar por medio de la reacción $2NaIO_3 + 5NaHSO_4 \rightarrow 3NaHSO_4 + 2Na_2SO_4 + H_2O + I_2$. a) ¿Qué masa de $NaIO_3$ se debe usar por cada kilogramo de yodo

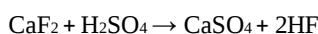
- producido? b) ¿Qué masa de NaHSO₃ se debe usar por kg de I₂? Resp. a) 1.56 kg NaIO₃; b) 2.05 kg NaHSO₃.
60. La reacción entre el aluminio y el óxido de hierro (III) puede producir temperaturas cercanas a los 3 000°C, que se utiliza para soldar metales: $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$. En un proceso se hicieron reaccionar 124 g de Al con 601 g de Fe₂O₃. a) Calcule la masa (en gramos) de Al₂O₃ que se formó. b) Que cantidad de reactivo en exceso se recuperó al completarse la reacción?
61. En la industria, el vanadio metálico, que se utiliza en aleaciones de acero, se puede obtener al hacer reaccionar óxido de vanadio(V) con calcio a temperaturas elevadas: $5\text{Ca} + \text{V}_2\text{O}_5 \rightarrow 5\text{CaO} + 2\text{V}$. En un proceso reaccionan 1.54×10^3 g de V₂O₅ con 1.96×10^3 g de Ca. a) Calcule el rendimiento teórico de V. b) Calcule el porcentaje de rendimiento si se obtienen 803 g de V.
62. Cuando el cianuro de potasio (KCN) reacciona con ácidos, se desprende un gas mortalmente venenoso, el cianuro de hidrógeno (HCN). La ecuación es la siguiente: $\text{KCN}(ac) + \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{KCl}(ac) + \text{HCN}(g)$. Calcule la cantidad de HCN en gramos que se formara si una muestra de 0.140 g de KCN se trata con un exceso de HCl.

Reactivo limitante

63. El óxido nítrico (NO) reacciona inmediatamente con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de nitrógeno (NO₂), un gas café oscuro: $2\text{NO}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2\text{NO}_2(g)$.
En un experimento se mezclaron 0.886 moles de NO con 0.503 moles de O₂. Calcule cuál de los dos reactivos es el limitante. Calcule también el número de moles de NO₂ producido.
64. La disminución del ozono (O₃) en la estratosfera ha sido 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 elevadas altitudes. La reacción es: $\text{O}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{O}_2 + \text{NO}_2$. Si 0,740 g de O₃ reaccionan con 0,670 g de NO, ¿cuántos gramos de NO₂ se producirán? ¿Cuál compuesto es el reactivo limitante? Calcule el número de moles del reactivo en exceso que se recupera al finalizar la reacción.
65. Se hacen reaccionar 5.00 g de N₂ con 3.00 g de H₂. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ (a) Determina el reactivo limitante. (b) Calcula la masa de NH₃ producida. (c) ¿Cuánto queda del reactivo en exceso? R: (a) El **reactivo limitante** 0.1785 mol N₂ (b) 6,08gNH₃; (c) 1,92 g de H en exceso.
66. Se mezclan **10.0 g de Al** con **20.0 g de Cl₂** en esta reacción $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$. Determinar a) Identifica el reactivo limitante. b) Calcula la cantidad de AlCl₃ que se forma. c) ¿Cuánta masa del reactivo en exceso queda? R: a) 0.2821 mol Cl; b) 23.08g AlCl₃ c) 4,93g Al exceso.
67. Se calientan **50.0 g de carbonato de calcio (CaCO₃)**. a) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se obtienen? b) ¿Cuál es el reactivo limitante?:
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
R: a) 21,98gCO₂; b) CaCO₃ es el reactivo limitante

Rendimiento de reacción o Rendimientos porcentuales

68. Cuando se calienta, el litio reacciona con el nitrógeno para formar nitruro de litio:
 $6\text{Li}(s) + \text{N}_2(g) \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}(s)$.
Cuál es el rendimiento teórico de Li₃N en gramos cuando 12.3 g de Li se calientan con 33.6 g de N₂? Si el rendimiento real de Li₃N es 5.89 g, ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?
69. El dicloruro de diazofre (S₂Cl₂) se utiliza en la vulcanización del caucho, un proceso que impide que las moléculas del caucho se separen cuando este se estira. Se prepara mediante el calentamiento del azufre en una atmósfera con cloro: $\text{S}_8(l) + 4\text{Cl}_2(g) \rightarrow 4\text{S}_2\text{Cl}_2(l)$.Cuál es el rendimiento teórico de S₂Cl₂ en gramos cuando 4.06 g de S₈ se calientan con 6.24 g de Cl₂? Si el rendimiento real de S₂Cl₂ es 6.55 g, ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento?
70. El fluoruro de hidrógeno se utiliza en la manufactura de los freones (los cuales destruyen el ozono de la estratosfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara a partir de la reacción:



En un proceso, se tratan 6.00 kg de CaF_2 con un exceso de H_2SO_4 y se producen 2.86 kg de HF. Calcule el porcentaje de rendimiento de HF.

71. Una mezcla de 1 tonelada de CS_2 y 2 toneladas de Cl_2 se pasa por un tubo de reacción caliente. Se efectúa la siguiente reacción: $\text{CS}_2 + 3\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{S}_2\text{Cl}_2$. a) ¿Cuánto CCl_4 , tetracloruro de carbono, puede obtenerse con la reacción completa de la materia prima que actúa como reactivo limitante? b) ¿Qué material está en exceso y cuánto queda sin reaccionar? Resp. a) 1.45 toneladas de CCl_4 ; b) 0.28 toneladas de CS_2 .
72. Se mezclan **6.50 g de Zn** y **10.0 g de HCl** y se obtienen **8.00 g de ZnCl_2** al final. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ a) Determine el reactivo limitante, b) cuanto de ZnCl_2 puede obtenerse c) cual reactivo está en exceso; d) determine el porcentaje de rendimiento de la reacción. a) 0.0994 mol Zn; b) 13.55 g ZnCl_2 ; c) 2.76 g de HCl sobrante; d) 59%.
73. Se usan **5.40 g de Al** y **24.0 g de Br_2** . Se obtienen **43.0 g de AlBr_3** . Calcular, a) el reactivo limitante, b) cantidad teórica obtenida de AlBr_3 , c) reactivo en exceso y d) % de rendimiento. R: a) 0.1502 mol Br_2 , b) 26.7 g AlBr_3 ; d) 161,0%