

Ejercicios de Física y Química seleccionados(II): química general

J. F. G. H.

1. Unidades y factores de conversión

✍️Ejercicio 1. Efectuar la suma de las siguiente masas, expresando el resultado en gramos y el número correcto de cifras significativas y sin cifras significativas, explicando la diferencia: 3kg, 357 mg, 25 g, 67 dg.

✍️Ejercicio 2. Indica los cm^3 que son: a) 44 L, b) 263 dm^3 , c) 1,6 m^3 , haciendo los cambios mediante factores de conversión.

✍️Ejercicio 3. 52,5 g de plata metálica, desplazan exactamente 5,0 centímetros cúbicos de agua. Hallar la densidad de la plata en g/cm^3 y kg/m^3 .

✍️Ejercicio 4. La acetona tiene una densidad de 0.791 kg/L. Calcula la densidad de la acetona en g/mL .

✍️Ejercicio 5. Una industria del cable eléctrico necesita fabricar hilo de cobre de 1 mm de espesor. Calcula la longitud de hilo que puede fabricarse con 10 kg de cobre metálico, sabiendo que su densidad es de 8.9 g/cm^3 .

✍️Ejercicio 6. El aluminio puede ser manipulado hasta formar láminas de espesor $1,4 \cdot 10^{-3} cm$. ¿Qué superficie de lámina de aluminio puede obtenerse con 10 g de aluminio? Dato: la densidad del aluminio es igual a 2.70 g/cm^3 .

✍️ Ejercicio 7. Una disolución contiene 25 g de sulfato de sodio en medio litro de la misma. Calcular los litros de disolución necesarios para obtener, tras evaporar el agua, 2.4 gramos de esta sal.

✍️ Ejercicio 8. Un mineral de hierro contiene un 35 % de hierro. ¿Qué cantidad de mineral se necesita para obtener 1 kg de hierro?

✍️ Ejercicio 9. Un mineral contiene un 22.5 % de óxido de un metal. En el óxido hay un 10 % de metal. La purificación del metal es un proceso que se efectúa con un rendimiento del 80 %. Calcular la cantidad de metal puro que puede obtenerse a partir de 1kg del mineral.

✍️ Ejercicio 10. Efectuar los cálculos por factor de conversión siguientes:

- a) $8,0 \cdot 10^3 m$ a μm .
- b) $0,12 mg$ a kg.
- c) 8.23 L a mL.
- d) $2.0 mm^3$ a m^3 .
- e) 7.4 km a cm.
- f) $2.3 dm^3$ a L.

✍️ Ejercicio 11. Indica el número de kg que hay en:

- a) 20.0 gramos.
- b) 4,63 dg.
- c) 46 mg.
- d) 3240 ng.

✍️ Ejercicio 12. Cambia las siguientes temperaturas:

- a) $4^\circ C$ a K.
- b) $423^\circ C$ a K.
- c) 100K a $^\circ C$.
- d) 273K a $^\circ C$.

✍ Ejercicio 13. Un recipiente de vidrio esférico posee un diámetro de 22.4 cm. Calcular su volumen en litros.

✍ Ejercicio 14. El peso específico del mercurio es 13.6 g/cm^3 . ¿Qué volumen de mercurio pesa igual que 1 litro de agua?

✍ Ejercicio 15. La densidad del acetonitrilo es 0.782 g/mL , y la de la acetona 0.791 . ¿Cuánto pesará una mezcla de 100 mL de acetona y 40 de acetonitrilo?

✍ Ejercicio 16. La densidad del aire es de 1.29 g/L . ¿Cuánto pesa el aire contenido en un recipiente cúbico de un metro de lado?

✍ Ejercicio 17. ¿Cuál es el tanto por ciento en masa de una disolución que contiene 30 g de NaOH en 100 mL de disolución, si la densidad de ésta es 1.2 g/mL ?

✍ Ejercicio 18. Una gota de diclorometano ocupa 0.048 cm^3 . Si la gota se esparce uniformemente sobre una superficie, formando una capa de espesor igual a 20 \AA (ångstroms), ¿qué superficie cubrirá?

✍ Ejercicio 19. Se dispone de una disolución acuosa de nitrato de sodio del 10.5 % en masa. ¿Cuántos gramos de disolución se necesitan para obtener por evaporación 1 kg de sal?

✍ Ejercicio 20. Calcular el volumen de una molécula de agua, suponiendo que un mol de moléculas representan un volumen de 18,0 mL. Suponiendo que la molécula fuera esférica, ¿cuál sería el radio?

✍ Ejercicio 21. El cesio tiene un radio atómico de 2.62 \AA . Calcular el volumen del átomo de cesio. Determinar el espacio vacío, en tanto por ciento, del cesio, suponiendo que los átomos son esféricos y están perfectamente empaquetados, de forma cúbica, tocándose los unos con

otros.

✍Ejercicio 22. Una burbuja de jabón tiene un diámetro de 3 cm, y un espesor de película igual a 0.01 mm. Calcular la densidad de la película, sabiendo que la burbuja pesa 27.77 mg (densidad del aire 1293 mg/L).

✍Ejercicio 23. Se establece una nueva escala de temperatura, en la que 0°T corresponden al punto de fusión del mercurio (-38.9°C), y 100°T corresponden al punto de fusión del yodo (113°C). Determinar, en la nueva escala de grados $^{\circ}\text{T}$, el punto de fusión y ebullición del agua.

✍Ejercicio 24. En 18 g de agua hay del orden de $6 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua. Se establece un sistema de contaje de moléculas, en el que se cuentan 2 moléculas por segundo, durante 24 horas al día, los 365 días del año. ¿Cuánto tiempo se tardará en finalizar el contaje de las moléculas de agua que contienen 18 g de agua?

✍Ejercicio 25. Un gramo de hidrógeno contiene $6 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno. ¿Cuánta masa poseen dichos átomos?

✍Ejercicio 26. El átomo de oxígeno pesa 16 veces más que el átomo de hidrógeno. Teniendo en cuenta los datos del anterior problema, ¿cuántos átomos de oxígeno pesará 1 gramo de átomos de oxígeno?

✍Ejercicio 27. Un trozo de hielo de 5 g se halla parcialmente sumergido en un vaso de agua. Si las densidades del hielo y del agua son respectivamente 0.92 y 1 g/mL, respectivamente, ¿qué volumen de hielo aparecerá en la superficie?

✍Ejercicio 28. Un gramo de oro desplaza $4,06 \cdot 10^{-2}$ gramos de isopropanol. Si la densidad del isopropanol es 0.785 g/mL, calcular la densidad del oro.

✍Ejercicio 29. El nitinol es un material inteligente con memoria, que se usa y usará en ruedas que no se pueden pinchar, y otros instrumentos. El nitinol 60 (60NiTi) es un material con 60 % de Ni y 40 % de titanio.

- a) ¿Qué densidad tendrá el SM-100, nombre comercial del 60NiTi o nitinol comercial?
- b) ¿En qué porcentaje deben mezclarse níquel y titanio para lograr nitinol con densidad 6.7 g/cm^3 ?

✍Ejercicio 30. Calcula la densidad de los siguientes objetos:

- a) Una estrella como el sol, de masa $2 \cdot 10^{30}$, en un volumen esférico de 696000 km.
- b) Una estrella de enana blanca, que comprime una masa de 1.4 masas solares en un radio de 10000 km.
- c) Una estrella de neutrones, que comprime 2 masas solares en un radio de 10 km.
- d) Una hipotética estrella de preones, que comprime una millonésima de la masa solar en una esfera diámetro igual a 6 mm.
- e) Un agujero negro, que comprime una masa M , digamos de 3 masas solares, en 3 km de radio.
- f) El Universo, considerado esférico de radio 100 Ym (yottámetros) y de masa $2 \times 10^{53} \text{ kg}$.
- g) La densidad de Planck, calculada como el cociente entre la masa de planck $M_P = \sqrt{\hbar c / G_N}$ y el volumen de Planck $V_P = L_P^3$, donde $L_P^2 = G\hbar / c^3$. G, \hbar, c son constantes cuyos valores deberás consultar. BONUS: ¿Cuál es el valor máximo del cociente M/R para que la velocidad de escape de un objeto compacto confinado por la gravedad no supere la velocidad de la luz?(La cota de materia ordinaria es generalmente llamada límite de Buchdahl, $v_e^2 < 8c^2/9$, pero su deducción es más compleja y sofisticada, pero se anima a investigar al estudiante interesado).

2. El átomo

✍ Ejercicio 1. Cierta átomo posee un número másico igual a 31, y un número atómico de 15. Calcular el número de electrones, neutrones y protones de dicho átomo.

✍ Ejercicio 2. Un átomo de antimonio posee 51 electrones y 71 neutrones. Hallar su número atómico y su número másico.

✍ Ejercicio 3. Determinar el número de electrones, protones y neutrones de los siguientes átomos:

- a) ${}_{19}^{39}\text{K}$.
- b) ${}_{79}^{197}\text{Au}$.
- c) ${}_{11}^{24}\text{Na}$.
- d) ${}_{56}^{141}\text{Ba}$.

✍ Ejercicio 4. Escribir la configuración electrónica de un átomo cuyo número atómico es $Z=35$.

✍ Ejercicio 5. Escribir las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos: a) S ($Z=16$), b) Sr ($Z=38$), c) Cl ($Z=17$), d) Ba ($Z=56$).

✍ Ejercicio 6. El litio posee dos isótopos naturales de masas atómicas 6,015 y 7,016 u. Sus abundancias relativas son 7,98 % y 92,02 %. Hallar el peso atómico del litio.

✍ Ejercicio 7. El antimonio es una mezcla de dos isótopos, de masas 120,9 u, y 122,9 u. El peso atómico del antimonio es de 121,75 u. Determinar las abundancias relativas de los isótopos.

✍ Ejercicio 8. El nitrógeno es una mezcla de dos isótopos, cuyas masas atómicas son 14,003 u y 15,000 u. Calcular las abundancias relativas de estos dos isótopos si el peso atómico del nitrógeno es de 14,007 u.

✍ Ejercicio 9. El neón es una mezcla de 3 isótopos naturales, de masas 19.992 u, 20.994 u y 21.991 u. Sus abundancias relativas respectivas son de 90.92 %, 0.26 %, y 8.82 %. Calcular el peso atómico del neón natural.

✍ Ejercicio 10. Sabiendo que el bromo es mezcla de dos isótopos de masas 78.92 u, y 80.92 u, calcular la abundancia relativa de los mismos si el peso atómico del bromo es de 79.90 u.

✍ Ejercicio 11. Calcular el peso atómico del circonio (Zr), sabiendo que consiste en 5 isótopos naturales cuyas masas y propiedades son:

a) Zr-90: $m=89.90$ u, $A=51.56$ %.

b) Zr-91: $m=90.91$ u, $A=11.23$ %.

c) Zr-92: $m=91.90$ u, $A=17.11$ %.

d) Zr-94: $m=93.91$ u, $A=17.40$ %.

e) Zr-96: $m=95.91$ u, $A=2.80$ %.

✍ Ejercicio 12. En el laboratorio nuclear de cierta empresa, se prepara una mezcla de U-235 (masa=235.04 u) y U-238(masa=238.05 u). Hallar el peso atómico de la mezcla, sintética, si en ella hay un 60 % del isótopo más pesado.

✍ Ejercicio 13. Calcular, para una electrognética que posee 15 \AA por cada 3 longitudes de onda, la longitud de onda y la frecuencia en unidades del S.I. Hallar el período y el número de onda.

✍ Ejercicio 14. ¿Cuál es la longitud de onda, expresada en ångstroms, de un fotón de energía igual a 10 eV?

✍ Ejercicio 15. Calcular la energía de radiación que posee una frecuencia de 150 THz. Si fuera radiación electromagnética, calcular el período, la longitud de onda y el número de onda.

✍Ejercicio 16. Los pigmentos verdes de la clorofila de las plantas absorben luz, especialmente en los alrededores de 6600\AA . ¿Cuál es la energía de un fotón de luz de esta longitud de onda? ¿Y el de un mol de fotones de esta radiación?

✍Ejercicio 17. ¿Cuál es la frecuencia de cierta luz verde de longitud de onda igual a 5000\AA ?

✍Ejercicio 18. El potasio emite electrones cuando se le somete a una luz de energía igual a 3.59 eV . Si se irradia con 4100\AA , ¿emitirá el potasio electrones?

✍Ejercicio 19. Calcular la longitud de onda, la frecuencia y la energía correspondientes a las radiaciones siguientes:

a) 109678 cm^{-1} .

b) 102823 cm^{-1} .

c) 82729 cm^{-1} .

✍Ejercicio 20. Calcular el radio de la primera órbita del átomo de Bohr, y la velocidad que tendría el electrón en dicha órbita. Si en vez de el átomo de Bohr electromagnético, fuera un átomo gravitacional, determina la velocidad y radio en tal caso. Comenta los resultados.

✍Ejercicio 21. La energía del nivel fundamental del átomo de hidrógeno es de 313 kcal/mol . Calcular la diferencia de energía existente entre el nivel $n=5$ y el $n=2$ en kcal/mol y kJ/mol .

✍Ejercicio 22. Una de las líneas en el espectro de emisión del hidrógeno aparece con $\lambda = 4102\text{\AA}$. Esta línea pertenece a la llamada serie de Balmer, con $n \geq 2$. Determinar desde qué nivel se ha movido el electrón para producir dicha línea.

✍Ejercicio 23. Sabiendo que la diferencia de energías entre el nivel

5 y el nivel 2 es de 65.7 kcal/mol para el átomo de hidrógeno, calcular la longitud de onda de la línea del espectro de emisión del hidrógeno correspondiente al paso de un electrón desde el nivel $n=5$ al nivel $n=2$.

✍Ejercicio 24. La hipótesis de Louis de Broglie, que asocia una onda para cada partícula, dio impulso a las teorías posteriores al modelo de Bohr y de Bohr-Sommerfeld, pavimentando el camino a la actual Mecánica Cuántica. Calcular la longitud de onda asociada a una pelota de tenis de 150 g de peso que posee una velocidad de 15 m/s. Hacer el mismo cálculo, para el electrón considerando un electrón con las propiedades del ejercicio 20. ¿Qué sugieren?

3. Masas atómicas y moleculares

✍Ejercicio 1. Calcular la masa atómica del carbonato de sodio hidratado, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.

✍Ejercicio 2. Determinar la masa molecular de las siguientes sustancias gaseosas inorgánicas: a) XeF_6 , b) SO_2 , c) N_2O_5 , d) $COCl_2$.

✍Ejercicio 3. Calcular la masa molar de los siguientes compuestos: a) K_2CO_3 , b) $Na_2Cr_2O_7$, c) $CuCl_2 \cdot 2H_2O$, d) WO_2 .

✍Ejercicio 4. Calcular la masa molecular de los siguientes compuestos y su porcentaje en masa:

a) $C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$.

b) $C_{20}H_{24}O_2N_2$.

c) $C_{10}H_8$.

d) $C_{12}H_{22}O_{11}$.

e) $C_{55}H_{72}O_5N_4Mg$.

✍Ejercicio 5. Hallar la masa en gramos de una molécula de agua

normal, de agua pesada o deuterada, y de agua superpersada o tritada, siendo sus fórmulas respectivas H_2O , D_2O , T_2O .

✍ Ejercicio 6. ¿Cuántos moles de sulfato de magnesio están contenidos en 40 gramos de dicha sustancia? ¿Cuántos moles de cada átomo hay en esos gramos? ¿Cuántos átomos?

✍ Ejercicio 7. ¿Cuántos gramos pesan 6.3 moles de ácido acético $C_3H_4O_2$? ¿Cuántas moléculas son?

✍ Ejercicio 8. Determinar los moles que representan las siguientes sustancias inorgánicas:

- 4.6 gramos de hidróxido de sodio.
- 40.0 gramos de ácido sulfúrico.
- 3.22 gramos de fósforo.
- 4.63 gramos de fosforo de calcio.
- 60.2 gramos de permanganato de potasio.
- 1.40 kg de oxígeno molecular diatómico.


✍ Ejercicio 9. Calcular el peso en gramos de las siguientes cantidades de sustancias inorgánicas:

- 2.3 moles de cloruro de sodio.
- 40.3 moles de hidruro de litio.
- 3.02 moles de $K_3Al(SO_4)_3$.
- 44.4 moles de difosfato de calcio $Ca_2P_2O_7$.
- 3.63 moles de $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
- 0.320 moles de $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$.


✍ Ejercicio 10. Determinar los moles que representan las siguientes cantidades de sustancias orgánicas:


- 1.03 gramos de ácido oxálico $HOOC-COOH$.
- 2.06 g de ácido acético CH_3-COOH .
- 4.43 g de piridina C_5H_5N .


- d) 2.30 g de benceno C_6H_6 .
e) 60.3 g de acetona $CH_3-CO-CH_3$.

 Ejercicio 11. Calcular el peso en gramos de las siguientes sustancias orgánicas:


- a) 0.062 moles de $C_3H_5(NO_3)_2$.
b) 0.025 moles de trinitrotolueno, TNT, $CH_3C_6H_2(NO_2)_3$.
c) 4.64 moles de tiofeno C_4H_4S .
d) 60.4 moles de naftaleno $C_{10}H_8$.


 Ejercicio 12. ¿Cuántos gramos y átomos hay en 6.20 moles de ácido sulfhídrico?


 Ejercicio 13. ¿Cuántos moles y átomos hay en 12 gramos de agua?

 Ejercicio 14. Una muestra de dióxido de carbono CO_2 posee un peso de 52.6 g. Calcular:

- a) Los moles que hay en la muestra.
b) El número de moléculas.
c) El número de átomos de oxígeno.
d) La masa en gramos de la 1 y 100 moléculas de CO_2 .

 Ejercicio 15. ¿Cuántos moles hay en 5 g de SO_2 ? En la misma cantidad de sustancia, ¿cuántas moléculas hay? ¿Cuántos átomos hay de cada tipo? ¿Y en total?

 Ejercicio 16. La masa media de los átomos de cobre en el elemento natural es de $1.055 \cdot 10^{-22}$ g. ¿Cuál es el peso atómico del cobre en u(g/mol)?

 Ejercicio 17. Calcular el peso molecular de un compuesto del que se sabe que 0.124 moles del mismo pesan 28.27 gramos. ¿Podrías identificar el compuesto?

✍ Ejercicio 18. ¿Cuántos átomos de sodio hay en 5 g de Na? En la misma masa de cesio, ¿cuántos átomos hay?

✍ Ejercicio 19. Halla la masa del bosón de Higgs, expresada en g/mol, sabiendo que en gramos es $2,2 \cdot 10^{-22} \text{g}$. ¿Existen átomos con dicha masa atómica? Indícalos. Expresa la masa del bosón de Higgs en GeV/c^2 , mediante factores de conversión. Halla la frecuencia de un fotón cuya energía sea equivalente a la energía en reposo del bosón de Higgs e indica en qué banda del espectro electromagnético se encuentra. Halla su temperatura cinética equivalente.

✍ Ejercicio 20. Halla la masa del quark top o truth, expresada en g/mol, sabiendo que en gramos es $3,084 \cdot 10^{-22} \text{g}$. ¿Existen átomos con dicha masa atómica? Indícalos. Expresa la masa del quark top en GeV/c^2 , mediante factores de conversión. Halla la frecuencia de un fotón cuya energía sea equivalente a la de la energía en reposo del quark top e indica a qué región del espectro electromagnético pertenece. Halla su temperatura cinética equivalente.

4. Composición centesimal, fórmula empírica y molecular


✍ Ejercicio 1. Conociendo la fórmula del nitrato de potasio, calcula:

- La composición centesimal.
- La cantidad de nitrógeno existente en una tonelada de salitre natural, del 80 % en masa de nitrato de potasio.


✍ Ejercicio 2. Determinar el tanto por ciento en masa de las siguientes sustancias (composición centesimal):


- NaNO_3 .
- $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$
- NH_4Br


- d) FeO
- e) Fe₃O₄
- f) CH₃OH
- g) Na₂CO₃
- h) H₂S
- i) Al₂₃O₂₇N₅
- j) MgAl₂O₄
- k) AlN
- l) Hg₁₂Tl₃Ba₃₀Ca₃₀Cu₄₅O₁₂₇


 Ejercicio 3. La fórmula del sulfato de aluminio es Al₂(SO₄)₃. Calcular:


- a) La composición centesimal.
- b) Moles de átomos de oxígeno en 5 g de compuesto.
- c) Átomos de S en 10 mg de sustancia.
- d) Peso de la sal necesaria para tener 15 kg de aluminio.

 Ejercicio 4. ¿Qué cantidad de hidrógeno hay en 0.4 kg de ácido succínico C₄H₆O₄?


 Ejercicio 5. Se dispone de una mezcla del 25 % en masa de NaI, y 75 % en masa de NaNO₃. ¿Qué tanto por ciento de sodio posee la mezcla?

 Ejercicio 6. Una sustancia posee una composición centesimal igual a: 16.78 % Na, 13.16 % NH₄⁺, 0.74 % H y 69.32 % PO₄³⁻. Hallar la fórmula empírica.


 Ejercicio 7. Un compuesto posee 66.8 % Ag, un 15.9 % V, y el 17.3 % es oxígeno. Determina la fórmula empírica del compuesto.


 Ejercicio 8. A partir de los siguientes datos analíticos, determinar la fórmula empírica de los siguientes compuestos:


- a) 77.7 % Fe, 22.3 % O.
- b) 2.1 % H, 32.7 % S, 65.2 % O.
- c) 40.2 % K, 26.9 % Cr, 32.9 % O.
- d) 21.8 % Mg, 27.9 % P, 50.3 % O.
- e) 57.5 % Na, 40.0 % O. 2.5 % O.
- f) 69.5 % Ba, 34.1 % Cl.


 Ejercicio 9. Escribir la fórmula empírica de los compuestos orgánicos con siguiente composición centesimal:


- a) 92.4 % C, 7.6 % H.
- b) 52.2 % C, 13.0 % H, 34.8 % O.
- c) 75 % C, 25 % H.
- d) 40.7 % C, 8.5 % H, 23.7 % N, 27.1 % O.
- e) 57.1 % C, 4.8 % H, 38.1 % S.

 Ejercicio 10. Calcular la fórmula empírica de un complejo de hierro y estaño, que una vez analizado proporciona una composición centesimal de 52.8 % Sn, 12.4 % Fe, 18.8 % N, 16.0 % C.

 Ejercicio 11. Calcular la fórmula empírica de una sal hidratada cuyo análisis elemental proporciona 5.93 % Be, 46.65 % Cl, 47.42 % H₂O.

 Ejercicio 12. El primer compuesto de xenón fue obtenido en 1962, presentando un análisis elemental de Xe=29.8 %, Pt=44.3 %, F=25.9 %. Determina la fórmula del compuesto.

 Ejercicio 13. Un óxido de color pardo oscuro, usado como oxidante en ciertas aplicaciones industriales, contiene un 86.6 % de plomo y un 13.4 % de oxígeno. Halla su fórmula empírica.

 Ejercicio 14. En una reacción orgánica, se usa como oxidante una sustancia cuyo análisis proporciona: 33.1 % de Mn, 41.6 % de O,

25.4 % de K. Determina la fórmula empírica.

✍Ejercicio 15. Un óxido de arsénico arroja composición de 75.74 % As, 24.26 % O. Determina su fórmula empírica. A 427°C, este óxido es un gas cuya densidad es de 6.9 g/L a presión de 1 atm. Determina la fórmula molecular del compuesto.

✍Ejercicio 16. Determina la fórmula del bórax de una muestra, sabiendo que es una sal hidratada, que calentada a 200°C, pierde el 47 % de su peso, pasando a sal seca. La composición centesimal de la sal seca es 21.05 % B, 22.9 % Na y 55.6 % O.

✍Ejercicio 17. Una masa de 7.572 g de cobre se calientan con exceso de azufre S. Después de la reacción, se elimina el azufre por volatilización a alta temperatura, quedando un residuo de 9.482 g. Determinar la fórmula empírica del compuesto.

✍Ejercicio 18. El análisis elemental de un compuesto gaseoso arroja F=77.9 %, B=22.1 %. Determina la fórmula empírica del compuesto. Hallar la fórmula molecular del compuesto sabiendo que a 0°C y 1 atm, 9.74 mg de sustancia ocupan 2.24 centímetros cúbicos.

✍Ejercicio 19. Un compuesto orgánico posee la siguiente composición centesimal: C=26.7 %, H=2.2 %, O=71.1 %. Si su peso molecular es 90, determina su fórmula molecular.

✍Ejercicio 20. Un mineral que contiene aluminio, posee 20.83 % de Al_2O_3 . ¿Qué cantidad de aluminio contiene un kg de mineral?

✍Ejercicio 21. 0.104 g de un material orgánico se queman, obteniéndose 0.152 g de CO_2 , y 0.063 g de agua. Su densidad con respecto al aire es 2.0. ¿Cuál es su fórmula molecular? Peso molecular aparente del aire: 29.

✍Ejercicio 22. Una muestra industrial de cloruro amónico contiene

un 30.4 % de amoníaco. ¿Cuál es la pureza del cloruro de amonio en tanto por ciento?

✍Ejercicio 23. 1000 cm^3 de un compuesto gaseoso pesan 1.25 g. El porcentaje de uno de los elementos en el compuesto es 42.8 %. Con estos datos, calcula el peso atómico del elemento.

✍Ejercicio 24. Experimentalmente, se determina que un cierto metal forma dos cloruros. El análisis elemental muestra que uno posee 54.7 % de cloro, y el otro 64.4 %. ¿Qué valores tiene el posible peso atómico del metal?

✍Ejercicio 25. Un óxido metálico se reduce con hidrógeno para dar metal puro. Si se parte de 1.9465 g de óxido, y se obtienen 1.3816 g de metal puro, ¿cuál es el peso atómico del metal? La fórmula del compuesto es Me_2O_3 .

✍Ejercicio 26. Una muestra de 0.6843 g de cloruro de bario hidratado, $BaCl_2 \cdot nH_2O$, se somete a calefacción energética, obteniéndose 0.5835 g de sal seca o anhidra. Calcular el número de moléculas de agua de cristalización del cloruro de bario.

✍Ejercicio 27. 0.4900 g de aluminio se tratan con corriente gaseosa de $Cl_2(g)$, a alta temperatura. En el proceso se forman 2.422 g de un haluro de fórmula AlC_n . Calcular la fórmula empírica del compuesto.

✍Ejercicio 28. Cuando se reducen 33.90 g de cierto óxido de plomo con riqueza del 80 %, se obtienen 20.72 g de metal puro. Determina la fórmula empírica del compuesto.

✍Ejercicio 29. Una muestra de 2.00 g de hierro puro se oxida, formando un producto pardo de peso 2.86 g. Determina la fórmula de este óxido.

✍Ejercicio 30. Para el superconductor $\text{Bi}_2\text{Sr}_2\text{Ca}_2\text{Cu}_3\text{O}_{10}$, determina cuánta masa se necesita para hacer un hilo de sección 1 cm, y longitud igual a 26 km. Dato: densidad del superconductor=6.4 g/mL.

5. Ajuste e igualación de reacciones químicas

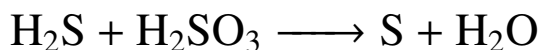
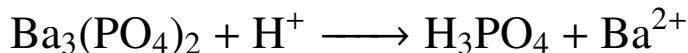
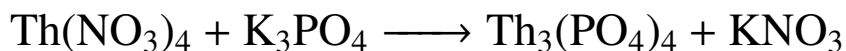
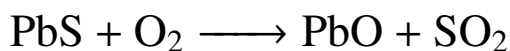
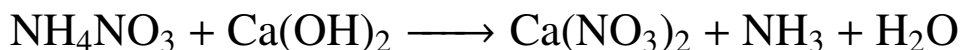
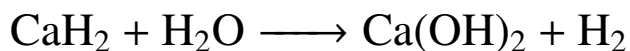
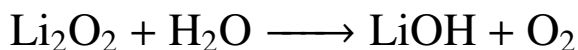
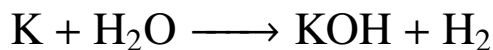
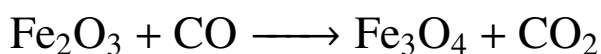
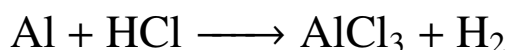
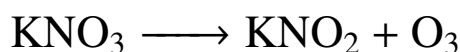
✍Ejercicio 1. Igualar la reacción siguiente:
 $\text{ZnCO}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

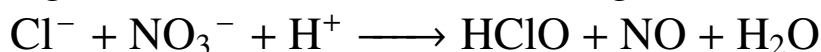
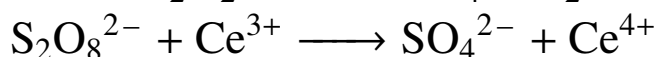
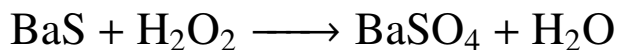
✍Ejercicio 2. Igualar la reacción:
 $\text{PBr}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HBr}$

✍Ejercicio 3. Ajustar:
 $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{AsO}_4 \longrightarrow \text{Ba}_3(\text{AsO}_4)_2 + \text{NaCl}$


✍Ejercicio 4. Ajustar:
 $\text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{S}^{2-} \longrightarrow \text{SbS}_4^{3-}$

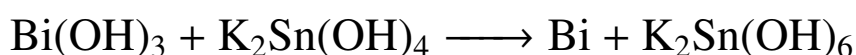
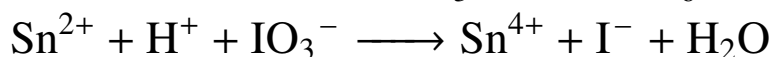
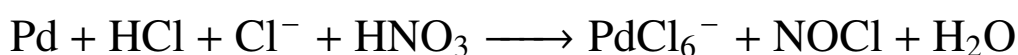
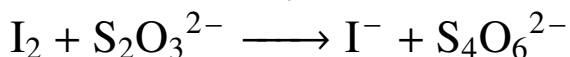
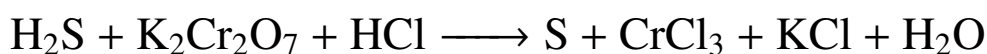
✍Ejercicio 5. Ajustar las siguientes reacciones:




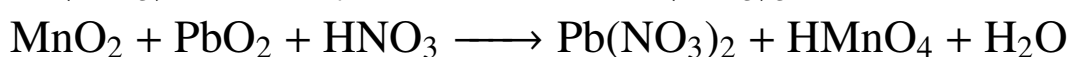
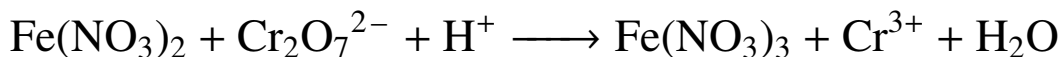
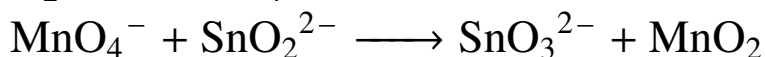
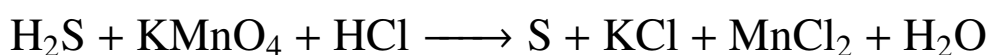
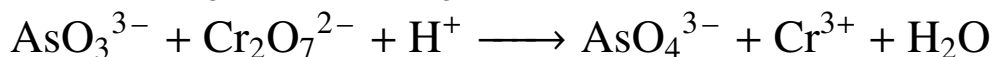
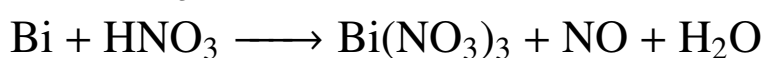
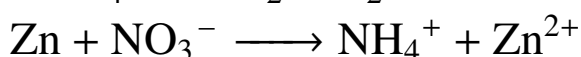
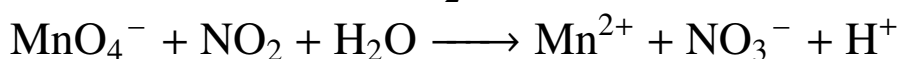
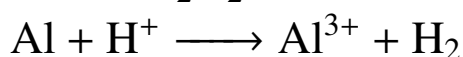
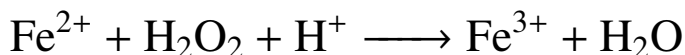
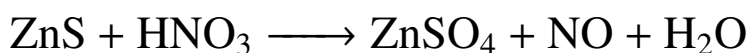


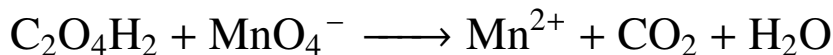
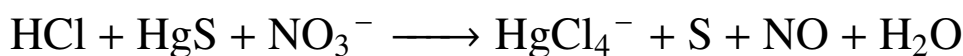
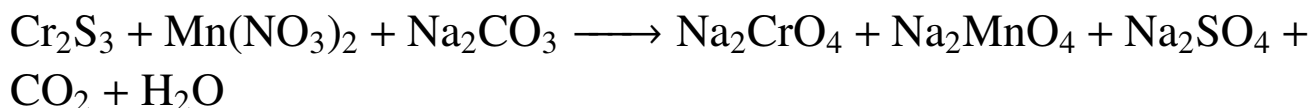
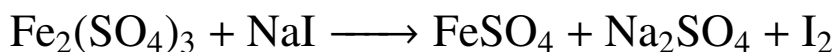
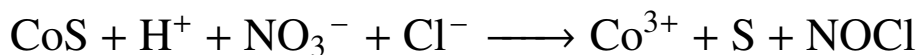
6. Ajustes por ión-electrón u otros métodos


 Ejercicio 1. Ajustar por el método del ión-electrón o número de oxidación o tanteo las siguientes reacciones:

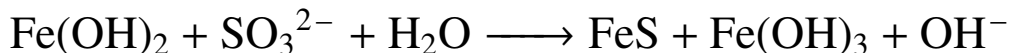
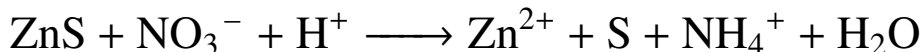
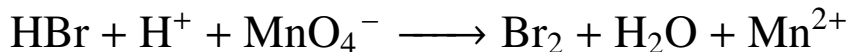
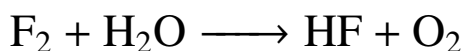
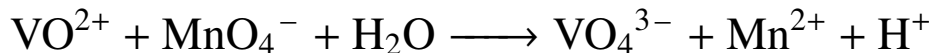
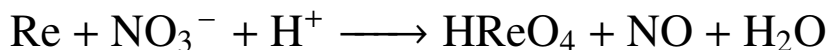
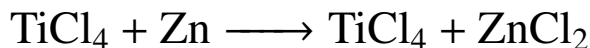
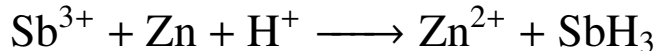
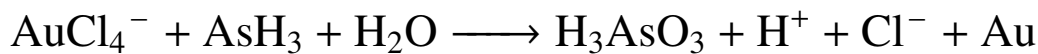
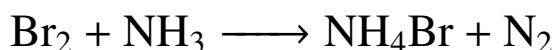
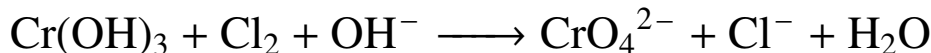
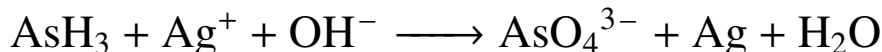
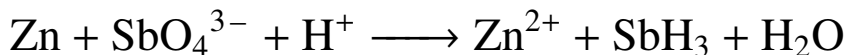
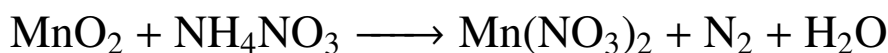
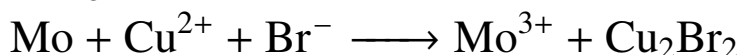
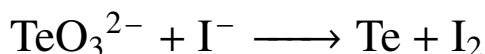
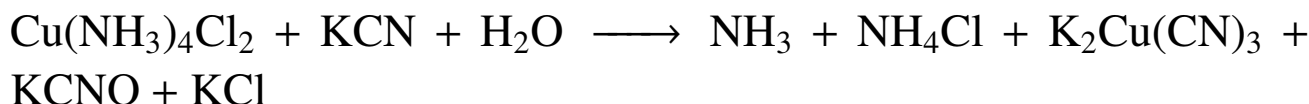
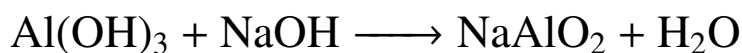
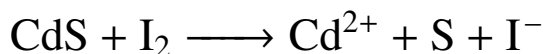
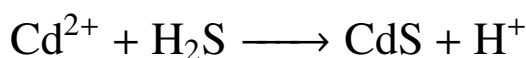


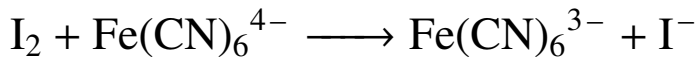
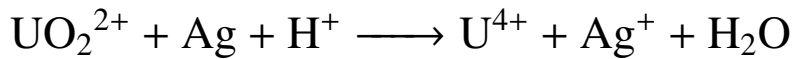
 Ejercicio 2. Ajustar por el método del ión-electrón las siguientes reacciones (o por otro conveniente):





 Ejercicio 3. Igualar las reacciones siguientes, indicando si son reacciones REDOX, por el método del ión-electrón o el más conveniente.





7. Gases y disoluciones

✍Ejercicio 1. Una vasija contiene metano $\text{CH}_4(\text{g})$, a 730 mmHg y 27°C . Se enfría hasta -78°C . Determina la presión final.

✍Ejercicio 2. Calcula la densidad del amoníaco gaseoso, gas ideal, a una presión de 800 mmHg y 67°C de temperatura.

✍Ejercicio 3. Calcula la masa molecular de un gas, sabiendo que una muestra de 0.894 g de gas ideal en un matraz aislado, de 48.8 mL, ejerce una presión de 753 mmHg a 27°C .

✍Ejercicio 4. En un recipiente se tiene vapor de acetona. Experimentalmente, puede determinarse una presión de 0.0084 mmHg con un barómetro. ¿Cuál es el número de moléculas por centímetro cúbico? La temperatura es de 0°C .

✍Ejercicio 5. En un émbolo de 2 L se introduce un gas ideal a presión y temperatura normales (1 atm, 0°C). Se aumenta la presión hasta que aparece líquido. El líquido se forma cuando la densidad del gas alcanza los 12.8 mol/L. Determinar el volumen ocupado por el mismo en el momento en el que empieza a formarse la primera gota de líquido. Hallar la presión de licuación en estas condiciones.

✍Ejercicio 6. Calcular el peso molecular de un gas desconocido que tiene una densidad igual a 1.29 g/L en condiciones normales.

✍Ejercicio 7. ¿Cuál es la densidad del propano $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$, medido a 25°C y 1 atm de presión?

✍Ejercicio 8. Se hace el vacío a un recipiente, logrando una presión de $1.2 \cdot 10^{-5}$ mmHg a 27°C . Se aumenta la temperatura en 100°C . Si el volumen del recipiente es de 0.01 L, determina:

a) el número de moléculas existentes.

b) la presión a la temperatura más elevada.

✍Ejercicio 9. El aire puede considerarse como una mezcla de 79 % N_2 y 21 % O_2 . Con estos datos, calcular la densidad del aire en g/L.

✍Ejercicio 10. Una cantidad de materia igual a 0.973 g de un cierto gas, ocupa a 14°C y 764 mmHg 625.2 cm^3 . Calcular el peso de 1000 cm^3 de este gas en c.n. (0°C , 1 atm.).

✍Ejercicio 11. Una persona de 18 años, inhala 300 mL de aire a 20°C y 750 mmHg en cada inspiración. El ritmo cardíaco es de 20 inspiraciones por minuto. Calcula el volumen de aire inhalado por día, en condiciones normales, y el peso del mismo. Supóngase que el aire es una mezcla de 21 % O_2 y 79 % N_2 en volumen.

✍Ejercicio 12. Un globo de goma que pesa 5.0 g, tiene un diámetro de 18 cm cuando se llena con hidrógeno gaseoso a 25°C y 730 mmHg. Rápidamente, se calienta el globo con su contenido hasta los 60°C . Determinar el nuevo diámetro del globo, así como el peso inicial y final del mismo, suponiendo que no varía apreciablemente la presión en el interior del globo.

✍Ejercicio 13. Una muestra de agua salada de mar contiene 25.4 g de NaCl en un litro. Hallar el tanto por ciento y la molaridad de la disolución del agua de mar. La densidad del agua salada es 1.2 g/mL.

✍Ejercicio 14. El ácido clorhídrico, HCl, concentrado comercial de una tienda posee 36 % en masa, y densidad igual a 1.18 g/cm^3 a 20°C . Calcular la molaridad y molalidad del ácido clorhídrico concentrado.

✍Ejercicio 15. Una disolución de ácido sulfúrico comercial tiene densidad 1,802 g/mL, y contiene un 88.0 % de ácido en masa. Determina la masa de ácido sulfúrico por litro de disolución y la molaridad de la misma.

✍Ejercicio 16. ¿Cuántos cm^3 de amoníaco del 25 % y densidad $\rho = 0,91g/cm^3$ son necesarios para preparar 250 g al 5 %?

✍Ejercicio 17. ¿Qué volumen de disolución 16.2 M de ácido sulfúrico se necesita para preparar 3.0 L de una disolución 6.0 M?

✍Ejercicio 18. Se mezclan 0.4 L de disolución de HCl de densidad 1,125 g/mL y 25.22 % en masa con 100 mL de disolución HCl de densidad 1,165 g/mL y 33.16 % en masa. Calcula:

- Tanto por ciento en masa del ácido resultante.
- Molaridad resultante, molalidad y fracción molar.


✍Ejercicio 19. Un óleum contiene un 20 % de SO_3 . ¿Qué cantidad de ácido sulfúrico del 80 % en masa debe agregarse para obtener ácido sulfúrico puro? Supongamos que se parte de 100 g de óleum. La reacción que tiene lugar es $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$.

✍Ejercicio 20. ¿Qué cantidad de agua debe agregarse a 40 mL de ácido nítrico del 53.41 % y densidad 1.33 g/mL para obtener una disolución 0.1M?


✍Ejercicio 21. ¿Qué cantidad de agua debe agregarse a un vaso de precipitados que contiene 50 g de $CuCl_2 \cdot 2H_2O$ para obtener una disolución 0.5 M de $CuCl_2$ seca o anhidro?


✍Ejercicio 22. Calcular las molaridades y molalidades de las siguientes disoluciones:


- a) KOH, $d=1,344 \text{ g/mL}$, 35 % en masa.
- b) HNO_3 , $d=1,334 \text{ g/mL}$, 54 % en masa.
- c) H_2SO_4 , $d=1,834 \text{ g/mL}$, 95 % en masa.
- d) $MgCl_2$, $d=1,119 \text{ g/mL}$, 29 % en masa.
- e) $Na_2Cr_2O_7$, $d=1,140 \text{ g/mL}$, 20 % en masa.
- f) $Na_2S_2O_7$, $d=1,100 \text{ g/mL}$, 12 % en masa.
- g) Na_3AsO_4 , $d=1,113 \text{ g/mL}$, 10 % en masa.
- h) $Al_2(SO_4)_3$, $d=1,253 \text{ g/mL}$, 22 % en masa.


 Ejercicio 23. Calcular el número de gramos de soluto necesarios para preparar las siguientes disoluciones:


- a) 750 mL de disolución 1 M de NaOH.
- b) 1 L de ácido acético 0.65 M.
- c) 50 mL de disolución alcohol etílico 0.25 M.
- d) 350 mL de disolución de sulfato de potasio, 0.124 M.

 Ejercicio 24. Si una disolución tiene 8.00 moles de NaCl y es 0.955 M. ¿Cuál es el volumen de la muestra?

 Ejercicio 25. ¿Cuántos gramos de permanganato de potasio son necesarios para preparar 500 mL de disolución 0.12 M de permanganato de potasio?


 Ejercicio 26. ¿Cuántos gramos de cloruro de cobre(II) dihidratado $CuCl_2 \cdot 2H_2O$ se necesitan para preparar 1 L de disolución 0.8 M de $CuCl_2$?


 Ejercicio 27. Una muestra de 4.325 g de nitrato de plata puro y seco, se diluye y disuelve a 500 mL en un matraz aforado. Luego se agita bien para que la disolución se uniforme. ¿Cuál es su molaridad?


 Ejercicio 28. Una disolución acuosa contiene 12.0 gramos de azúcar $C_{12}H_{22}O_{11}$ en 200 mL de disolución. La densidad de la disolución


es 1,022 g/mL. Calcula:


- La molaridad de la disolución.
- La molalidad de la disolución.
- El tanto por ciento en masa del azúcar.
- La fracción molar.


 Ejercicio 29. Un vinagre contiene 25 g de ácido acético CH_3COOH , en 560 mL de disolución. Halla la concentración de ácido acético en molaridad.


 Ejercicio 30. Una muestra de 100 mL de agua de mar contiene 1,076 g de catión sodio, y 1,935 de anión cloruro. Calcular la molaridad del ión sodio y del ion cloruro en el agua de mar.

 Ejercicio 31. Una disolución de ácido sulfúrico del 61.08 % en masa, posee una densidad de 1.51 g/mL. ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

 Ejercicio 32. ¿Qué volumen de disolución ácido nítrico de densidad 1.26 g/mL y 42.14 % en masa contiene 10 gramos de ácido nítrico puro?

 Ejercicio 33. Calcular la molaridad de una disolución de carbonato de sodio, del 1 % en masa y densidad 1,02 g/mL.

 Ejercicio 34. Una disolución preparada de hidróxido de sodio, posee un 41.03 % en masa, y una densidad de 1.44 g/mL. Calcula la molaridad y la fracción molar.

 Ejercicio 35. Calcula la molaridad y molalidad de una disolución de hidróxido de potasio 43.92 % en masa, y densidad 1.44 g/mL.

 Ejercicio 36. Un ácido clorhídrico de laboratorio es del 36 % en

masa y densidad igual a 1.18 g/mL. Calcula:

- a) Peso de HCl en 50 mL de HCl concentrado.
- b) Peso de HCl en 75 mL de ácido concentrado.

✍ Ejercicio 37. Se prepara una disolución 2.0 molar de amoníaco. Halla el volumen de disolución necesario para tener 0.5 moles de amoníaco.

✍ Ejercicio 38. Se dispone de 50 mL de una disolución de cloruro de sodio 4 M. ¿Qué cantidad de agua hay que agregar para obtener una disolución 3 M de NaCl?

✍ Ejercicio 39. ¿Qué volumen de HCl concentrado, 36 % en masa y densidad 1,18 g/mL, debe tomarse para preparar 100 mL de disolución HCl 2M?

✍ Ejercicio 40. Halla el volumen de ácido sulfúrico al 10 % en masa, densidad 1.07 g/mL, que se debe agregar a 6 L de disolución de ácido sulfúrico 0.99 M para obtener un ácido 1 M.

✍ Ejercicio 41. ¿Qué volumen de agua debe agregarse a una disolución de HCl, formada por 500 centímetros cúbicos de densidad 1,165 g/mL y 33.16 % en masa, para obtener ácido al 25 %?

✍ Ejercicio 42. Determina el volumen de disolución acuosa de azano del 26.67 % en masa y densidad 0.903 g/mL, para preparar 500 mL 1M de azano.

✍ Ejercicio 43. ¿Qué volumen de ácido clorhídrico del 36 % en masa y densidad 1,18 g/mL debe tomarse para preparar 250 cm^3 de disolución 1.5 M de HCl?

✍ Ejercicio 44. ¿Qué peso de disolución de NaI se debe tomar para

obtener 5.2 g de sal sólida, evaporando a sequedad, si la disolución es del 10 %?

✍Ejercicio 45. Calcula la molaridad de una disolución preparada pesando 5 kg de carbonato de potasio, y diluyendo con agua hasta que el volumen es de 5L.

✍Ejercicio 46. Se precisa preparar una disolución de ión cobre(2+) que contenga 10 mg del mismo por mL de disolución. ¿Qué masa de sulfato de cobre(2+) pentahidratado deberá usarse para preparar 2 L de disolución? ¿Cuál es la molaridad del ión cobre(2+) en la disolución?

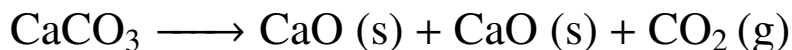
✍Ejercicio 47. La solubilidad del Hg_2Cl_2 es de $7 \cdot 10^{-4}$ g en 100 g de agua a 31°C. Suponiendo que la densidad del agua no varía apreciablemente por la presencia de la sal, determina la molaridad y la molalidad de esta disolución saturada.

✍Ejercicio 48. En un laboratorio farmacéutico se desea elaborar una preparación para uso de oral. Para ello, el principio activo se disuelve en una disolución acuosa del 0.90 % en NaCl. ¿Qué cantidades de productos se necesitarán si se desea disponer 3000 L de otra disolución conteniendo 0.1 % del principio activo? Tómese la densidad del agua al 0.9 % de NaCl como 1,005 g/mL.

8. Estequiometría


✍Ejercicio 1. Calcular la máxima cantidad de sulfato de cobre(II) pentahidratado $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ que se obtiene al tratar 2.30 g de Cu con disolución de ácido sulfúrico.

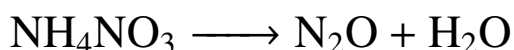
✍Ejercicio 2. El carbonato de calcio se descompone mediante la reacción:




Calcula:


- La masa de CO_2 que se formará con la descomposición de 1.50 moles de carbonato de calcio.
- La masa de carbonato de calcio del 40 % de riqueza necesaria para producir 18.0 g de CaO .
- El volumen de dióxido de carbono en c.n. que se producen a partir de 126 g de carbonato si el rendimiento es del 60 %.

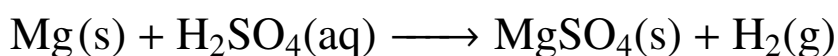
 Ejercicio 3. El nitrato de amonio se descompone mediante la reacción:





¿Qué cantidad de nitrato se necesita para producir 20 g de gas hilarante, óxido de dinitrógeno? ¿Y si el rendimiento es del 20 %?

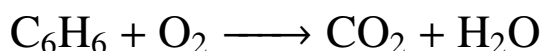
 Ejercicio 4. Una muestra que contiene un 26 % de cloruros se analiza por precipitación, obteniéndose AgCl sólido. ¿Qué masa de muestra debe usarse para obtener 1 gramo de AgCl ?

 Ejercicio 5. ¿Qué volumen de disolución ácido sulfúrico 95 % en masa y densidad 1.84 g/mL debe usarse para producir 8,3L de hidrógeno $\text{H}_2(\text{g})$, medidos a 18°C y 1 atm de presión, en la siguiente reacción?



 Ejercicio 6. Se hace reaccionar una muestra de 3,123 g de Al con gas cloro a alta temperatura, hasta que la muestra adquiere una masa de 15.44 g. Determinar la fórmula del cloruro de aluminio, y el volumen de cloro necesario, en c.n. Escribir la ecuación ajustada que tiene lugar.

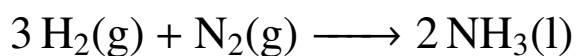
 Ejercicio 7. En la combustión del benceno, se produce $\text{CO}_2(\text{g})$ y agua. Según la reacción:



Calcular:

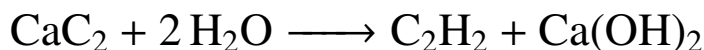
- El ajuste de la reacción.
- El número de moles de oxígeno necesarios para quemar 8 moles de benceno.
- Los moles de aire (21 % en oxígeno) necesarios en c.n.
- Los moles de productos obtenidos en c.n. al 100 % y al 80 %.
- Los gramos de benceno necesarios para producir 3.30 g de CO_2 con el rendimiento del 80 %.

✍ Ejercicio 8. El amoníaco puede obtenerse según la reacción:



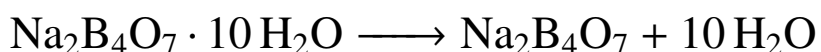
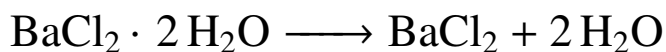
¿Qué volumen de amoníaco se formará, suponiendo que reaccionan 1500 L de $H_2(g)$? Suponer que todos los gases están a las mismas condiciones de P y T.

✍ Ejercicio 9. El carburo de calcio (acetiluro de calcio) reacciona con el agua para dar acetileno, según la reacción:




Si se parte de 5 g de carburo de calcio de riqueza del 90 %, ¿cuántos litros de acetileno se obtienen en c.n.?

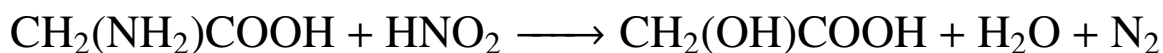
✍ Ejercicio 10. Una muestra industrial de masa 2,000 g contiene un 60 % de $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ y un 40 % de $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. La muestra se calienta a 200°C, y ambos compuestos pierden el agua de hidratación. ¿Cuál es la masa de la muestra, después de la deshidratación?




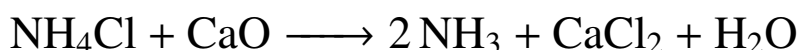
✍ Ejercicio 11. 3.17 g de una muestra de Ni-Cd industrial se disgregan con ácido nítrico comercial concentrado. Se diluye y filtra la disolución resultante, y se hace pasar una corriente de gas H_2S . Precipita un sólido amarillo canario que, una vez seco, pesa 1.47 g. Se alcaliniza la disolución y se precipita con sulfano de nuevo, obteniéndose un só-

lido negro que pesa 2.78 g. Calcula la riqueza de níquel y cadmio de la muestra.


 Ejercicio 12. Un método adecuado para la determinación de nitrógeno en amonoácidos consiste en lo siguiente: los grupos NH_2 presentes en la materia proteínica a analizar se hacen reaccionar con HNO_2 para producir N_2 gas, cuyo volumen se mide. Una muestra de 0.53 g de material biológico, que contiene glicina $CH_2(NH_2)COOH$, proporciona 37.2 mL de gas N_2 , que se recogió sobre agua a una temperatura de $27^\circ C$ y 737 mmHg de presión. Calcular el porcentaje de glicina en la muestra original. La reacción es:



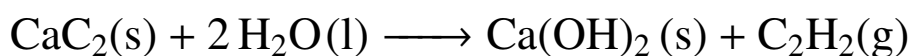
 Ejercicio 13. La reacción:



tiene lugar en medio contralado. ¿Cuántos gramos de cloruro de calcio se obtienen cuando se producen 7.04 g de amoníaco?

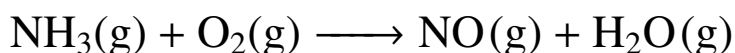
 Ejercicio 14. En la reacción entre el ácido clorhídrico y el oxígeno se produce cloro gas y agua. Si la reacción suministra 26.4 g de cloro, ¿cuántos gramos de agua se producen?

 Ejercicio 15. El acetileno puede formarse según la reacción:



¿Qué volumen de acetileno, en c.n., se forman si reaccionan 1.75 de carburo de calcio? El rendimiento de la reacción es un 20 %.

 Ejercicio 16. Ajusta la reacción:



y calcula:

- Los moles de azano necesarios para producir 30 moles de NO, al 20 %.
- Gramos de azano necesarios en a), de una disolución al 90 % en ma-

sa de amoníaco.

c) Masa de azano necesaria para reaccionar con 62 g de oxígeno molecular.

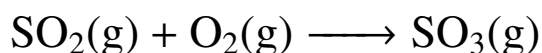
✍Ejercicio 17. Al hacer reaccionar 1.015 g de óxido metálico con ácido clorhídrico se obtienen 3.397 g de cloruro metálico. Con estos datos, calcula la masa molecular equivalente del metal, es decir, la cantidad de metal necesaria para reaccionar con 35.5 g de cloro.

✍Ejercicio 18. Los óxidos metálicos pueden reducirse con hidrógeno. El resultado es el metal correspondiente y agua. Al reducir cierta cantidad de un óxido metálico, se obtienen 0.1816 g de agua. El metal se disuelve en un ácido y se precipita con una corriente de H_2S , formándose 1.728 g de su sulfuro. Averigua con estos datos las fórmulas empíricas del óxido y del sulfuro, dando el peso equivalente del metal.

✍Ejercicio 19. El HCl reacciona con el dióxido de manganeso para dar cloro gas. ¿Qué volumen de cloro en c.n., $Cl_2(g)$, se puede obtener a partir de 100 mL de disolución HCl al 20 % en masa? Tomar la densidad de la disolución como 1g/mL.

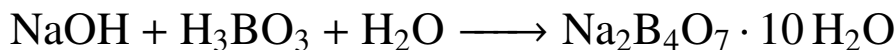
✍Ejercicio 20. El $Br_2(g)$ se desproporciona en medio básico para dar bromuro y bromato. Se agregan 50 g de Br_2 a una disolución de NaOH. ¿Qué cantidad máxima de NaBr puede formarse?

✍Ejercicio 21. El anhídrido sulfúrico (nombre antiguo del trióxido de azufre), puede obtenerse mediante oxidación con la reacción de:

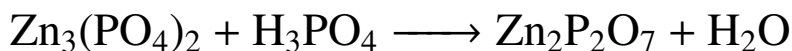
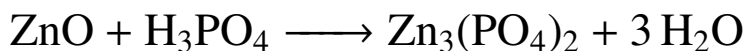


Calcula la masa de oxígeno molecular y de dióxido de azufre necesarios para producir 100 L de trióxido de azufre en c.n.

✍Ejercicio 22. ¿Cuántos moles de bórax, $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, pueden obtenerse a partir de 2.4 moles de ácido bórico? La reacción es:



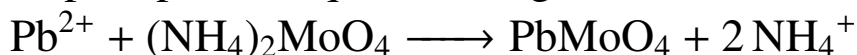
✍Ejercicio 23. Dados los procesos:



¿Cuántos gramos de óxido de cinc mineral de riqueza 40 % se necesitan para producir 1.218 g de pirofosfato (difosfato) de cinc? El rendimiento de la primera reacción es de un 40 % y la de la segunda reacción un 80 %.

✍Ejercicio 24. Una muestra de pintura comercial contiene plomo.

Una masa de 0.500 g de muestra se disuelve en ácido nítrico, obteniéndose iones plomo(2+). Se agrega molibdato amónico, $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, obteniéndose un precipitado de molibdato de plomo, que una vez seco, pesa 0.200 g. Calcula el porcentaje de plomo en la muestra. La reacción de precipitación que tiene lugar es:



✍Ejercicio 25. Para analizar la cantidad de SO_3 presente en una

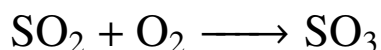
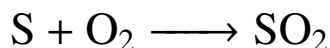
muestra analítica que contiene anión sulfato, se disuelve en agua. Los iones sulfato se precipitan en forma de sulfato de bario BaSO_4 . Se obtienen 0.0979 g sulfato de bario. Calcula el tanto por ciento de SO_3 en la muestra si ésta pesa 0.3210 g.

✍Ejercicio 26. ¿Qué volumen de disolución H_2SO_4 de densidad

1.27 g/mL y del 35 % en masa de pureza se necesitan para que su reacción con el cinc metálico produzca hidrógeno suficiente para reducir, totalmente, 0.010 moles de FeO a hierro metálico?

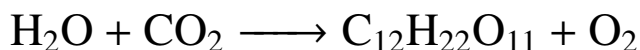
✍Ejercicio 27. En el método de contacto para la producción de ácido

sulfúrico, el azufre reacciona con el aire para producir O_2 . La mezcla de SO_2 y aire se pasa sobre un catalizador de vanadio, produciéndose SO_3 :



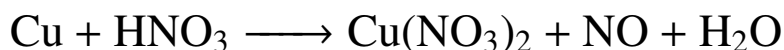
¿Qué volumen de aire (21 % oxígeno) a 27°C y 1 atm. se necesita para que la conversión de 1 tonelada de azufre en trióxido de azufre tenga lugar de forma completa?

✍ Ejercicio 28. El proceso de fotosíntesis, requiere el uso de dióxido de carbono y agua para producir sacaridos de acuerdo a la reacción:



¿Qué volumen de CO_2 a 30°C y 0.95 atm de presión debe usar una planta para producir 10 g de azúcar $C_{12}H_{22}O_{11}$? ¿Y si fuera a 20°C y 1.05 atm.?

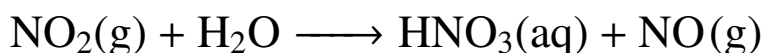
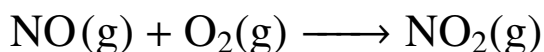
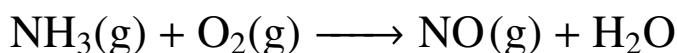
✍ Ejercicio 29. El nitrato de cobre(II) debe prepararse disolviendo una cantidad conocida de cobre metal en una disolución de ácido nítrico de acuerdo con la reacción:



¿Qué volumen de ácido nítrico 6M debe usarse para preparar 10 g de nitrato de cobre(II)?


✍ Ejercicio 30. 10 mL de un hidrocarburo gaseoso de fórmula C_xH_y reaccionan con oxígeno para dar dióxido de carbono y agua. La cantidad de oxígeno consumida es de 35.0 mL, y el volumen de los productos gaseosos es de 50 mL. Calcula la fórmula del hidrocarburo, sabiendo que los volúmenes de los gases se miden en las mismas condiciones de P y T.

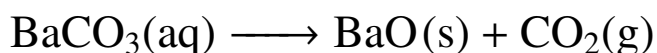
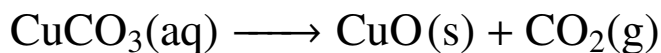
✍ Ejercicio 31. El ácido nítrico se fabrica según un proceso de 3 etapas, dado por las siguientes reacciones:




Calcula la cantidad de ácido nítrico que puede obtenerse a partir de 17


toneladas de azano, suponiendo un rendimiento global del 40 % para las tres reacciones.


 Ejercicio 32. Todos los carbonatos de metales pesados se descomponen a alta temperatura, desprendiendo dióxido de carbono. Por ejemplo:




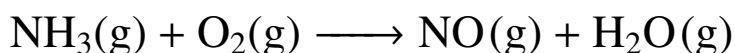
Calcular la masa de carbonato de bario que proporciona la misma cantidad que 49.4 g de carbonato de cobre(II).

 Ejercicio 33. Un litro de una disolución que contiene catión plomo(2+) y níquel(2+) se trata con una disolución de ácido sulfúrico 0.5 M. El precipitado resultante se filtra, se seca y pesa 31.3 g de sólido. El contenido en iones níquel(2+) se analiza precipitando el sulfuro en medio alcalino, obteniéndose que pesa, una vez seco, 9.07 g. Calcular las concentraciones de cada uno de los iones.

 Ejercicio 34. Calcular la concentración de iones níquel(2+) contenida en una disolución de Ni metálico con 100 mL de ácido sulfúrico 1 M. Expresar en g/L de NiSO_4 , y en moles/L.

 Ejercicio 35. Calcular la cantidad máxima de sulfato de cobre pentahidratado que se obtendrá al tratar 23.0 g de cobre con 100 mL de ácido sulfúrico 1.8 M.

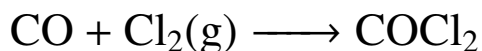
 Ejercicio 36. El azano se oxida a óxido nítrico $\text{NO}(\text{g})$, en un proceso industrial de extrema importancia, mediante la reacción:



Calcula:

- ¿Qué peso de $\text{NO}(\text{g})$ se obtiene a partir de 25 kg de azano?
- ¿Qué volumen de $\text{O}_2(\text{g})$ a 1 atm. y 600°C reaccionará con 25 kg de azano?

✍Ejercicio 37. 50 g de CO reaccionan con 35 g de cloro diatómico para dar 80 g de fosgeno $COCl_2$, según la reacción:



Calcular el rendimiento de la reacción.

✍Ejercicio 38. Se tratan 1.268 g de Zn granulado, del 95 % de pureza, con una disolución 0.685 M de ácido sulfúrico a 60°C. Calcular el volumen de hidrógeno desprendido en estas condiciones, suponiendo que la reacción es total.

✍Ejercicio 39. Si en el problema anterior se hubieran utilizado, exactamente, 10 mL de la disolución de ácido sulfúrico, ¿se desprendería el mismo volumen e hidrógeno? En caso diferente, calcular el volumen de hidrógeno.

✍Ejercicio 40. ¿Qué volumen de ácido sulfúrico 1 M se necesita para disolver 1 g de Zn metálico?