

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.

- ¿Qué densidad tendrá el SM-100, nombre comercial del 60NiTi o nitinol comercial?
- ¿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:

- Una estrella como el sol, de masa $2 \cdot 10^{30}$, en un volumen esférico de 696000 km.
- Una estrella de enana blanca, que comprime una masa de 1.4 masas solares en un radio de 10000 km.
- Una estrella de neutrones, que comprime 2 masas solares en un radio de 10 km.
- Una hipotética estrella de preones, que comprime una millonésima de la masa solar en una esfera diámetro igual a 6 mm.
- Un agujero negro, que comprime una masa M , digamos de 3 masas solares, en 3 km de radio.
- El Universo, considerado esférico de radio 100 Ym (yottámetros) y de masa $2 \times 10^{53} \text{ kg}$.
- 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 15Å 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 ångströms, 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

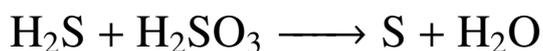
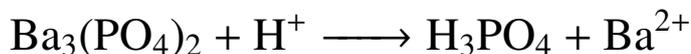
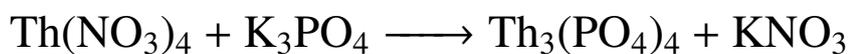
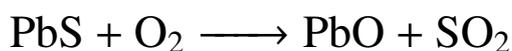
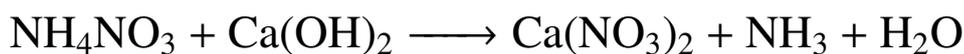
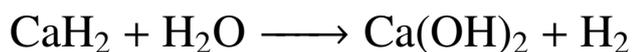
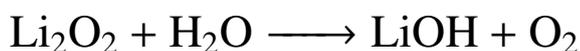
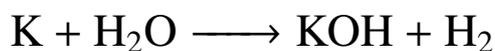
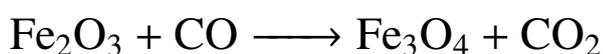
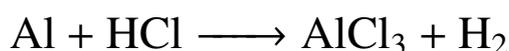
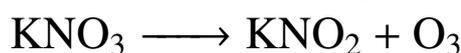
✍Ejercicio 1. Igualar la reacción siguiente:
 $\text{ZnCO}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

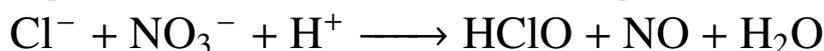
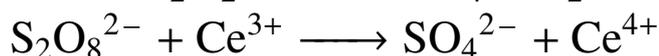
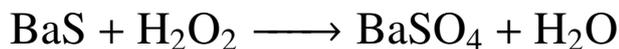
✍Ejercicio 2. Igualar la reacción:
 $\text{PBr}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HBr}$

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

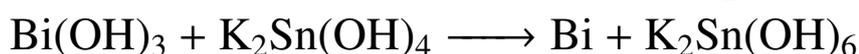
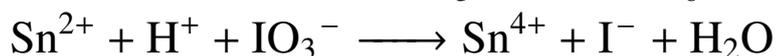
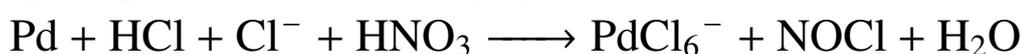
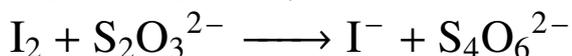
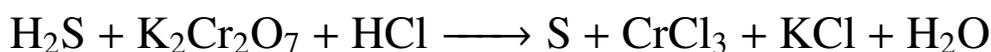
✍Ejercicio 5. Ajustar las siguientes reacciones:



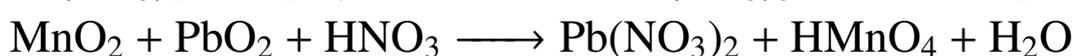
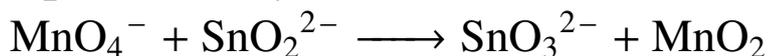
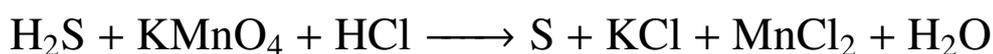
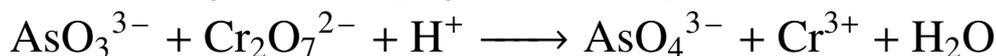
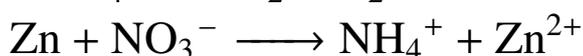
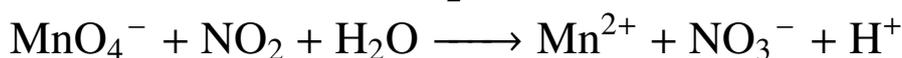
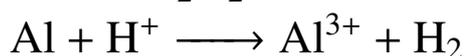
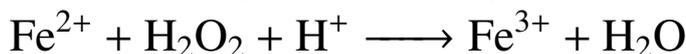


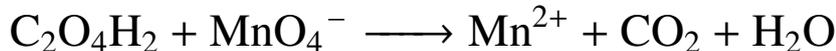
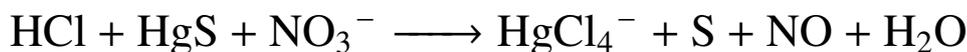
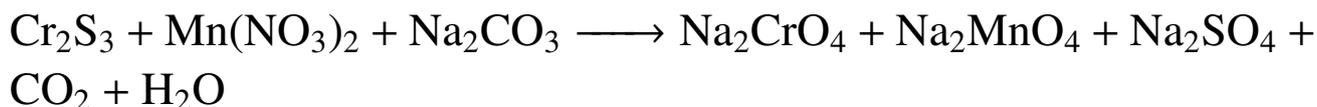
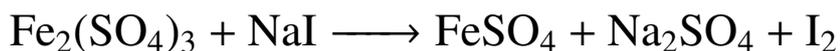
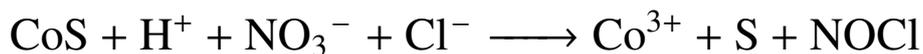
6. Ajustes por ión-electrón u otros métodos

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

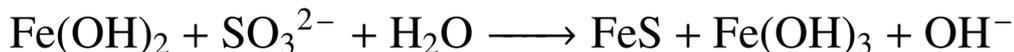
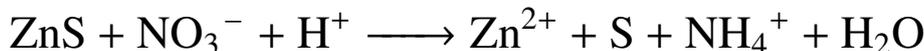
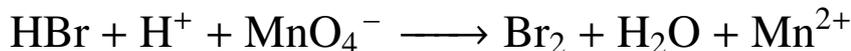
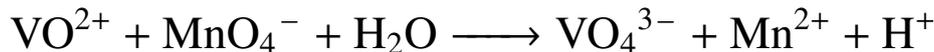
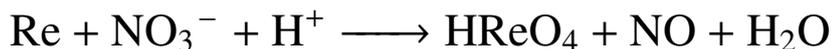
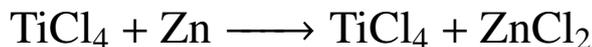
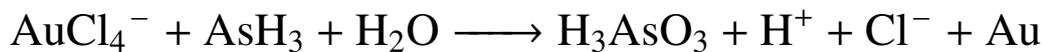
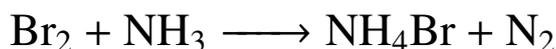
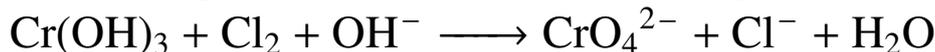
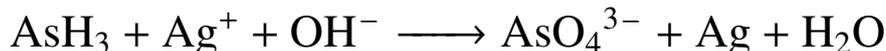
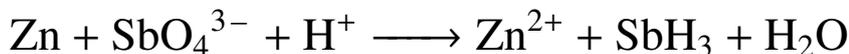
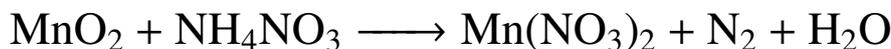
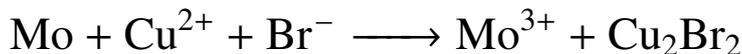
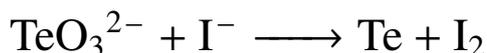
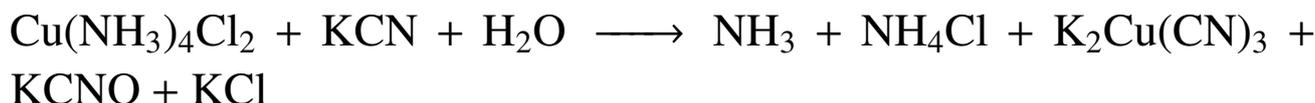
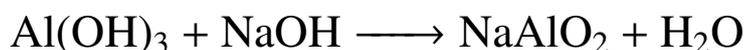
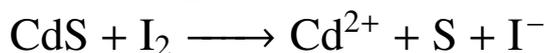


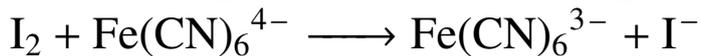
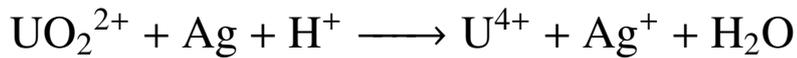
 Ejercicio 2. Ajustar por el método del ión-electrón las siguientes reacciones (o por otro conveniente):





✍ 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:

- a) La molaridad de la disolución.
- b) La molalidad de la disolución.
- c) El tanto por ciento en masa del azúcar.
- d) 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?

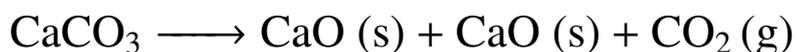
✍Ejercicio 47. La solubilidad del Hg_2Cl_2 es de $7 \cdot 10^{-4}$ g en 100 g de agua a 31°C. Suponiendo que la densidad del agua no varía apreciablemente por la presencia de la sal, determina la molaridad y la molalidad de esta disolución saturada.

✍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.

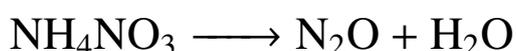
✍Ejercicio 2. El carbonato de calcio se descompone mediante la reacción:



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 %.

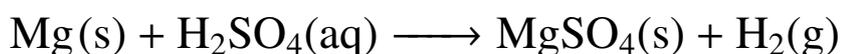
 Ejercicio 3. El nitrato de amonio se descompone mediante la reacción:



¿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.

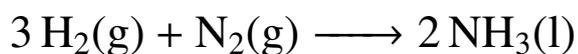
 Ejercicio 7. En la combustión del benceno, se produce $\text{CO}_2(\text{g})$ y agua. Según la reacción:



Calcular:

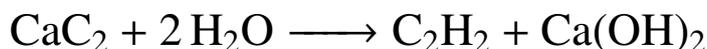
- El ajuste de la reacción.
- El número de moles de oxígeno necesarios para quemar 8 moles de benceno.
- Los moles de aire (21 % en oxígeno) necesarios en c.n.
- Los moles de productos obtenidos en c.n. al 100 % y al 80 %.
- Los gramos de benceno necesarios para producir 3.30 g de CO_2 con el rendimiento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

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



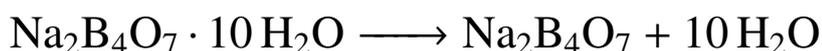
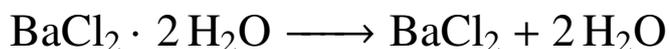
¿Qué volumen de amoníaco se formará, suponiendo que reaccionan 1500 L de $H_2(g)$? Suponer que todos los gases están a las mismas condiciones de P y T.

✍ 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.?

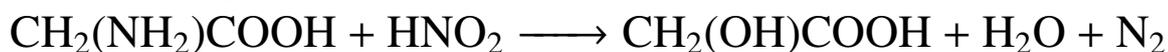
✍ Ejercicio 10. Una muestra industrial de masa 2,000 g contiene un 60 % de $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ y un 40 % de $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. La muestra se calienta a 200°C, y ambos compuestos pierden el agua de hidratación. ¿Cuál es la masa de la muestra, después de la deshidratación?



✍ 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:



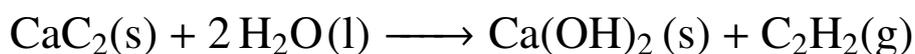
 Ejercicio 13. La reacción:



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

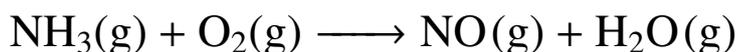
 Ejercicio 14. En la reacción entre el ácido clorhídrico y el oxígeno se produce cloro gas y agua. Si la reacción suministra 26.4 g de cloro, ¿cuántos gramos de agua se producen?

 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.

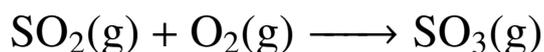
✍Ejercicio 17. Al hacer reaccionar 1.015 g de óxido metálico con ácido clorhídrico se obtienen 3.397 g de cloruro metálico. Con estos datos, calcula la masa molecular equivalente del metal, es decir, la cantidad de metal necesaria para reaccionar con 35.5 g de cloro.

✍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.

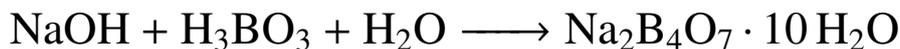
✍Ejercicio 20. El $Br_2(g)$ se desproporciona en medio básico para dar bromuro y bromato. Se agregan 50 g de Br_2 a una disolución de NaOH. ¿Qué cantidad máxima de NaBr puede formarse?

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

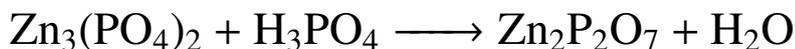
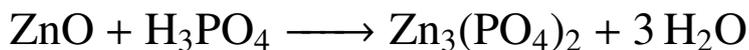


Calcula la masa de oxígeno molecular y de dióxido de azufre necesarios para producir 100 L de trióxido de azufre en c.n.

✍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:



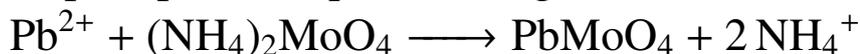
✍ Ejercicio 23. Dados los procesos:



¿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

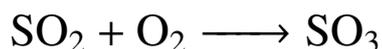
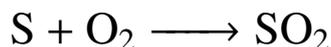
muestra analítica que contiene anión sulfato, se disuelve en agua. Los iones sulfato se precipitan en forma de sulfato de bario BaSO_4 . Se obtienen 0.0979 g sulfato de bario. Calcula el tanto por ciento de SO_3 en la muestra si ésta pesa 0.3210 g.

✍ 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?

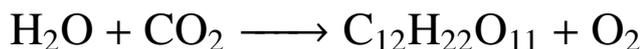
✍ Ejercicio 27. En el método de contacto para la producción de ácido

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.?

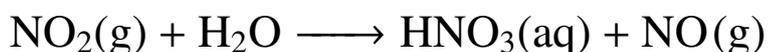
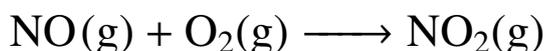
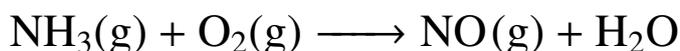
✍ Ejercicio 29. El nitrato de cobre(II) debe prepararse disolviendo una cantidad conocida de cobre metal en una disolución de ácido nítrico de acuerdo con la reacción:



¿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.

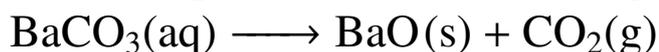
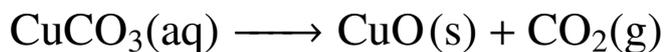
✍ Ejercicio 31. El ácido nítrico se fabrica según un proceso de 3 etapas, dado por las siguientes reacciones:



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:



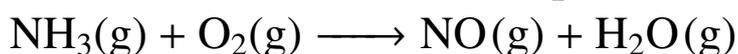
Calcular la masa de carbonato de bario que proporciona la misma cantidad que 49.4 g de carbonato de cobre(II).

✍ 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.

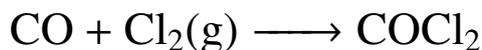
✍ Ejercicio 36. El azano se oxida a óxido nítrico $\text{NO}(\text{g})$, en un proceso industrial de extrema importancia, mediante la reacción:



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?

9. Termoquímica

✍Ejercicio 1. ¿Cuántas calorías se necesitan para calentar 200 g de cobre desde 5°C hasta 50°C? El calor específico del cobre es $c_e(Cu) = 0,093 cal/(g \cdot ^\circ C)$.

✍Ejercicio 2. Una cantidad idéntica de calor se suministra a dos muestras de 50 g cada una, siendo una Al y otra de Cu. ¿Cuál de las dos muestras metálicas se calentará más?

Datos: $c_e(Cu) = 0,093 cal/(g \cdot ^\circ C)$, $c_e(Al) = 0,217 cal/(g \cdot ^\circ C)$.

✍Ejercicio 3. En un calorímetro de cobre se queman 6 g de carbón, produciendo dióxido de carbono. La masa del calorímetro es de 2000

g, y la masa del agua que contiene 2500 g. La temperatura inicial es de 15°C y la final de 32°C. Calcular el poder calorífico del carbón en kcal/mol y kcal/g.

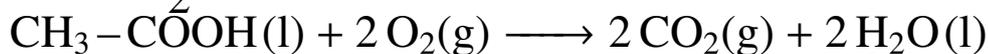
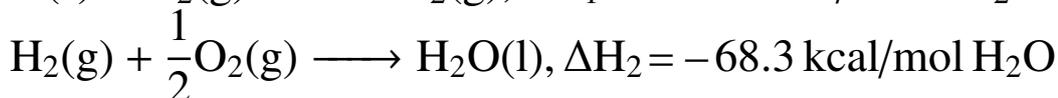
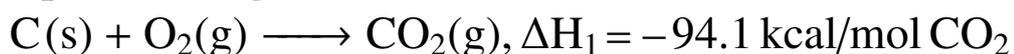
✍Ejercicio 4. ¿Cuál será la cantidad de calor desprendida cuando 10 g de vapor de agua a 100°C se condensan y refrigeran hasta 5°C? El calor de vaporización del agua es $\Delta H_v = 9710 \text{ cal/mol}$.

✍Ejercicio 5. 36 g de hielo a 0°C se vierten sobre 300 g de agua a 25°C. Calcular la temperatura final resultante. Calor de fusión del hielo: $\Delta H_f = 1435 \text{ cal/mol}$.

✍Ejercicio 6. Un calorímetro contiene 75 mL de agua. El sistema se halla a la temperatura de 20.8°C. Se agregan rápidamente al calorímetro 50 mL de agua hirviendo a 100°C. La temperatura final resulta ser de 39.2°C. Con estos datos, determina la capacidad calorífica del calorímetro en cal/°C.

✍Ejercicio 7. El calorímetro del problema anterior, con $C = 90,22 \text{ cal/}^\circ\text{C}$, se usa para el determinar el calor específico de una aleación metálica. Para ello, se colocan en el calorímetro 50 g de agua, adquiriendo el sistema una temperatura de 23.9°C. Una muestra de 22.62 g de aleación se sumerge en agua a 100°C, y se introduce rápidamente en el calorímetro, alcanzando una temperatura final de 26.5°C. Calcular el calor específico de la aleación.

✍Ejercicio 8. Determinar la entalpía de formación del ácido acético, a partir las siguientes reacciones:



✍ Ejercicio 9. Hallar el calor de formación del n-butano, C_4H_{10} , sabiendo que su calor de combustión es de -687kcal/mol , que el calor de formación del dióxido de carbono es -94.05kcal/mol , y que el calor de formación del agua es de -68.32kcal/mol .

✍ Ejercicio 10. A partir de las energías de enlace dadas, calcular a 25°C el calor de hidrogenación del acetileno C_2H_2 a etileno C_2H_4 .

$$\Delta H(\text{C}=\text{C}) = 145,8 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H(\text{C} \equiv \text{C}) = 199.6 \text{ kcal/mol}$$

$$\Delta H(\text{C}-\text{H}) = 98,8 \text{ kcal/mol}$$

✍ Ejercicio 11. A 20°C , los calores de combustión del grafito C , H_2 y CH_4 son, respectivamente, -94.20 , -68.35 , y -212.98 kcal/mol . Entre 0°C y 600°C , los calores molares de las sustancias en $\text{cal} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot ^\circ\text{C}^{-1}$ pueden expresarse por las ecuaciones siguientes:

$$C_p(\text{C}) = 1,10 + 4,8 \cdot 10^{-3}T - 1,2 \cdot 10^{-6}T^2$$

$$C_p(\text{H}_2) = 6,50 + 0,9 \cdot 10^{-3}T$$

$$C_p(\text{CH}_4) = 5,34 + 11,5 \cdot 10^{-3}T$$

Hallar el calor de formación del metano a P constante y a 500°C .

$$\text{Ayuda: } \Delta H(T_2) = \Delta H(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} C_p(T) dT$$

✍ Ejercicio 12. Calcular la temperatura resultante al mezclar 150 g de agua a 75°C con 75 g de agua a 20°C .

✍ Ejercicio 13. Cincuenta gramos de plata metálica, a 150°C , se mezclan con 50 g de agua a 20°C . Determinar la temperatura final de la mezcla. Calor específico de la plata $= 0,056 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$.

✍ Ejercicio 14. Calcular la temperatura resultante del equilibrio térmico al mezclar 150 mL de agua a 50°C , con 25 g de hielo a 0°C y 100 g de Cu a 100°C . Calor específico del Cu es $0.093 \text{ cal}/(\text{g} \cdot ^\circ\text{C})$.

✍ Ejercicio 15. Se introducen 150 mL de agua en un calorímetro, a una temperatura de 21.3°C . Se agregan a continuación 35 mL de agua

a 99.5°C. La temperatura final es de 35.6°C. Con estos datos, averigua la constante del calorímetro.

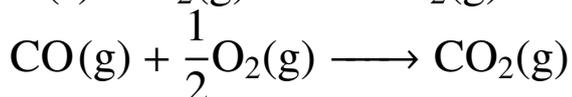
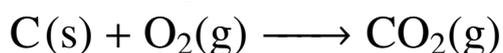
✍Ejercicio 16. En el calorímetro del problema anterior, se colocan 150 mL de agua a 22.7°C. Una muestra de 50.3 g de metal, a 99.5°C, se añade al sistema anterior, alcanzando el sistema una temperatura final de 24.3°C. Determinar el calor específico de dicho metal.

✍Ejercicio 17. Calcular la entalpía de reacción de disociación del PCl_5 en PCl_3 y Cl_2 , sabiendo que las entalpías de formación son -95.35 kcal/mol para el PCl_5 y -73,22 kcal/mol para el PCl_3 .

✍Ejercicio 18. A fin de conocer el calor de combustión molar del metano, una muestra de 100 mL de dicho gas, medida a 25°C y 740 mmHg, se quema con $O_2(g)$, produciéndose dióxido de carbono y agua. La reacción tiene lugar en un calorímetro de presión constante, cuya constante es $K = 1260 cal/°C$. Se observa al final de la combustión un aumento de la temperatura de 0.667°C. Calcular el calor de combustión del metano.

✍Ejercicio 19. La entalpía de combustión del azufre rómbico es de -70.96 kcal/mol. Para la versión monoclinica es -70.88 kcal/mol. A partir de estos datos, calcular la entalpía de la transición entre azufre rómbico y monoclinico.

✍Ejercicio 20. Determinar el calor de formación del monóxido de carbono, a partir de sus elementos, conociendo las entalpías de reacción a 25°C siguientes:



La primera reacción tiene entalpía -94.05 kcal/mol, la segunda -67.63 kcal/mol.

✍Ejercicio 21. El calor de formación del $NO_2(g)$, a partir de sus elementos, a 25°C, es de +8.09 kcal/mol. Por otra parte, el calor de formación del $N_2O_4(g)$ a partir de sus elementos es +2.31 kcal/mol. Calcular

la entalpía de reacción de disociación del tetraóxido de dinitrógeno en dióxido de nitrógeno.

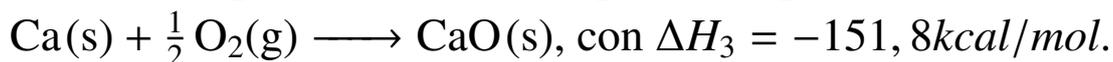
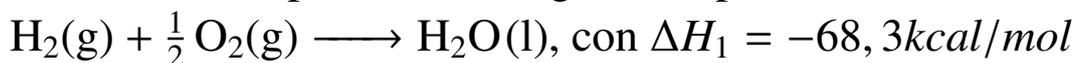
✍Ejercicio 22. La entalpía de formación del metanol, en estado líquido, es de -57.02 kcal/mol . Si el metanol queda en estado vapor, la entalpía de formación es entonces -48.08 kcal/mol . Con estos datos, calcular la entalpía de vaporización del metanol a 25°C .

✍Ejercicio 23. El etanol puede ser oxidado en atmósfera de oxígeno, para dar ácido acético y agua. Calcular la entalpía de dicha reacción, sabiendo que en la combustión de 10 g de etanol se desprenden 71.3 kcal , mientras que en la combustión de 10 g de ácido acético se desprenden 34.7 kcal .

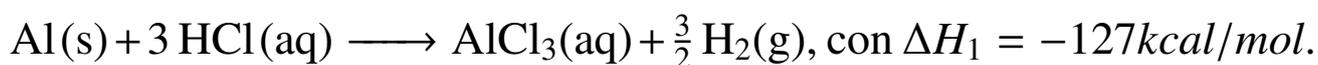
✍Ejercicio 24. Hallar el calor latente de vaporización del agua a 25°C , sabiendo que a esta temperatura el calor de formación del agua en estado vapor es de $-57,8 \text{ kcal/mol}$, mientras que si el agua queda en estado líquido, el calor de formación es de -68.3 kcal/mol .

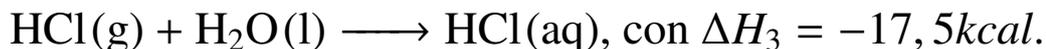
✍Ejercicio 25. Determinar la entalpía de reacción del proceso:
 $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$
conociendo los calores de formación del NO $\Delta H_f = -21,6 \text{ kcal/mol}$, y del NO_2 $\Delta H_f = -8,03 \text{ kcal/mol}$.

✍Ejercicio 26. Calcular la entalpía de formación molar del hidróxido de calcio, a partir de los siguientes procesos:



✍Ejercicio 27. Calcular la entalpía de formación del $\text{AlCl}_3(\text{s})$, sabiendo:

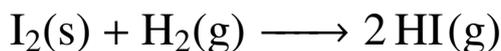
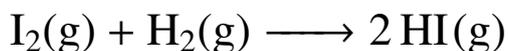
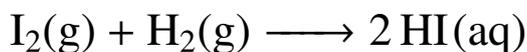




Calcula la elevación de temperatura al disolver 1 g de $\text{AlCl}_3\text{(s)}$ en 50cm^3 de agua.

 Ejercicio 28. Hallar el calor de vaporización del azano, sabiendo que su calor de formación vale 11.0 kcal/mol, cuando queda en estado gaseoso, y de -16.07 kcal/mol, cuando queda en estado líquido.

 Ejercicio 29. Se conocen las siguientes entalpías de reacción (-26,8 kcal, -0,8 kcal y 12,0 cal), de las reacciones respectivas:

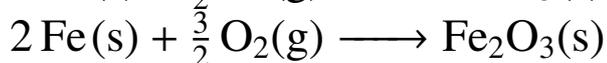
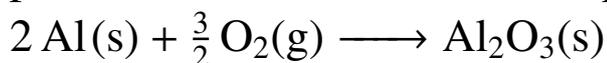


A partir de los datos, determina:

- El calor de la disolución del HI.
- El calor de sublimación del $\text{I}_2\text{(g)}$.

 Ejercicio 30. En una serie de experimentos se determina que el n-octano posee un calor de formación de 60.3 kcal/mol, que este parámetro para el dióxido de carbono vale 94.0 kcal/mol, y que para el vapor de agua es 57.8 kcal/mol. A partir de estos datos experimentales, determinar la entalpía de reacción de combustión completa de dicho hidrocarburo, y el volumen de $\text{O}_2\text{(g)}$ medido en c.n., necesario para la reacción.

 Ejercicio 31. En una aluminoterminación, se trata el Fe_2O_3 con aluminio, para obtener hierro metálico puro, y el óxido de aluminio correspondiente. Conociendo las entalpías de combustión siguientes:



y de valores respectivos -399 kcal, y -192 kcal, determinar el calor desprendido en la reacción de la aluminoterminación.

✍Ejercicio 32. La molécula de nitrógeno es particularmente estable. Conociendo la energía en kcal/mol del enlace $N \equiv N$ (225), del enlace $N - H$ (93), y del enlace $N - N$ (38), determina la entalpía de la hipotética reacción de hidrogenación del N_2 para dar $H_2N - NH_2$. Determina la entalpía de la reacción para formar N_8 en forma de cubo (octazocubano) a partir de la deshidrogenación del $H_2N - NH_2$ y a partir de la polimerización del N_2 a alta presión. Comenta los resultados.

✍Ejercicio 33. Determina la entalpía de combustión del n-octano, conociendo las energías de enlace siguientes (en kcal/mol):

$$\Delta H(C - C) = 83$$

$$\Delta H(C - H) = 99$$

$$\Delta H(C = O) = 173$$

$$\Delta H(O - H) = 111$$

$$\Delta H(O = O) = 117$$

Comparar el valor obtenido con el hallado experimentalmente, de valor 1301 kcal/mol. ¿Existe mucha diferencia? ¿A qué puede deberse? Observar que en los cálculos con energía de enlace, se debe suponer que tales energías de enlace son aditivas.

10. Equilibrio químico

✍Ejercicio 1. El calor específico del CO es una función de la temperatura, dada por la ecuación:

$$C_p = 6,34 + 1,8 \cdot 10^{-3} T \text{ cal}/(\text{mol} \cdot ^\circ \text{C}).$$

✍Ejercicio 2. La constante de equilibrio de la reacción:



es, a 25°C , $5,5 \cdot 10^{-13}$, y el valor de $\Delta H^0 = 22,06 \text{ kcal/mol}$. Calcular el valor de ΔS^0 para esta reacción. Ayuda: $\Delta G^0 = -RT \ln K$.

✍ Ejercicio 3. Las energías de Gibbs estándar de formación del dióxido de nitrógeno gaseoso y del tetraóxido de nitrógeno gaseoso son 12.39 y 23.59 kcal/mol respectivamente. Calcular el valor de K , correspondiente a la disociación del tetraóxido de dinitrógeno a esta temperatura.

✍ Ejercicio 4. Sea la reacción de disociación:



Se calienta una cantidad de pentacloruro en un recipiente de 12 L a 250°C. En el equilibrio, el recipiente contiene 0.21 moles de pentacloruro, 0.32 moles de tricloruro y 0.32 de dicloro. Halla la constante de equilibrio para la disociación del pentacloruro.

✍ Ejercicio 5. A 400°C y 1000 atm de presión la síntesis del amoníaco a partir de cantidades estequiométricas de dinitrógeno y dihidrógeno conduce, en el equilibrio, a un porcentaje de amoníaco disociado del 40 %. Determina:

- Composición volumétrica en el equilibrio.
- Presiones parciales de cada componente en el equilibrio.
- Los valores de K_c , K_p , K_X a esta temperatura de 400°C.

✍ Ejercicio 6. Si un mol de alcohol etílico puro se mezcla con 1 mol de ácido acético a la temperatura ambiente, la mezcla contiene 2/3 de mol de éster y 2/3 de mol de agua. Calcula:

- La constante de equilibrio K_c .
- Los moles de éster que hay en el equilibrio cuando se mezclan 3 moles de alcohol con 1 mol de ácido.

✍ Ejercicio 7. La constante de equilibrio de la descomposición del gas fosgeno es, a 1000 K, $K_c = 3,29 \cdot 10^{-1}$. Si se introduce un mol de fosgeno en un recipiente de 100 L, determina la cantidad de fosgeno COCl_2 , que quedará sin descomponer al alcanzarse el equilibrio.

✍Ejercicio 8. A 448°C se mezclan en un recipiente de 10 L, 0.5 moles de H_2 y 0.5 moles de I_2 , ambos gaseosos. Para la reacción de equilibrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, determina:

- Valor de K_p .
- Presión total en el recipiente.
- El número de moles de I_2 que quedan sin descomponer (sin reaccionar) en el recipiente.
- Las presiones parciales de los componentes de la mezcla en el equilibrio. A esta temperatura, $K_c = 50$.

✍Ejercicio 9. A partir de las funciones de Gibbs estándar del PCl_5 y del PCl_3 , que son $-77,59\text{kcal/mol}$, $-68,42\text{kcal/mol}$, calcula la entalpía libre estándar del proceso de disociación del pentacloruro.

✍Ejercicio 10. A partir del dato obtenido en el problema anterior ($+9.17\text{kcal/mol}$), calcular la constante de equilibrio de dicha reacción, y el cambio entrópico de la disociación a 25°C .

✍Ejercicio 11. Calcular la entropía de vaporización del alcohol etílico $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, sabiendo que la entalpía de formación del etanol líquido es de $-66,36\text{ kcal/mol}$, mientras que la del etanol vapor es de -56.24 kcal/mol , las dos a 25°C .

✍Ejercicio 12. A una determinada temperatura, se agregan a un recipiente 746 gramos de $\text{I}_2(\text{g})$, y 16.2 g de H_2 . Se deja alcanzar el equilibrio, y entonces que se han formado 721 g de HI. Calcular la constante de equilibrio K_c y K_p para la formación de HI.

✍Ejercicio 13. Se introducen 0.02 moles de CaCO_3 en un recipiente de 1 L, y éste se calienta hasta 1170K . Determinar la composición de equilibrio, sabiendo que la reacción del carbonato es:



y que posee una $K_p = 1,0\text{atm}$.

✍ Ejercicio 14. Determinaciones experimentales han permitido conocer que si se calienta amoníaco puro a 673 K y 0.934 atm, éste se halla disociado en un 40 % en dinitrógeno y dihidrógeno. Determina:

- La presión parcial de cada uno de los gases, cuando se ha alcanzado el equilibrio.
- Los moles de cada gas en el equilibrio (peso final de la mezcla es de 100g).
- Volumen de la mezcla.
- Valor de K_p a 673K.

✍ Ejercicio 15. La constante K_p para la reacción de descomposición del $N_2O_4(g)$ en $NO_2(g)$ es 0.32 a 308 K. Calcular la presión a la cual el N_2O_4 se halla disociado un 25 por ciento.

✍ Ejercicio 16. La constante K_c para la reacción del etanol con el ácido acético vale 4. ¿Cuántos gramos de acetato de etilo se formarán al mezclar 1.30 moles de etanol con 1.33 moles de ácido acético?

✍ Ejercicio 17. A 630°C y 1 atm. de presión, la densidad del SO_3 es de 0.927 g/L. Calcular el grado de disociación, y las constantes K_c , K_p para la reacción:



✍ Ejercicio 18. En un recipiente de 250 c.c. (mL), se mezclan 16 g de azufre con la cantidad necesaria de hidrógeno, a 25°C. A esta temperatura, la constante de equilibrio para $H_2(g) + \frac{1}{2} S(s) \rightleftharpoons H_2S$ tiene el valor de $K_p = 6.32 \cdot 10^{-5}$. Determinar la cantidad de ácido sulfhídrico formada.

✍ Ejercicio 19. En la síntesis de Haber, una mezcla de N_2 y H_2 en la proporción 1 : 3, tiene, a 723 K, una composición igual a 9.6 % azano, 22.6 % nitrógeno, y 67.2 % hidrógeno. Determinar K_p a partir de estos datos, sabiendo que la presión total es de 50 atm.

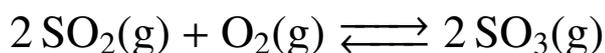
✍Ejercicio 20. En la reacción de disociación del HI en yodo e hidrógeno, sabiendo que $K_p = 54,4$ a 355°C , determinar el porcentaje de diyodo que se convertirá en HI al mezclar 0.2 moles de diyodo y 0.2 moles de dihidrógeno, a la temperatura indicada.

✍Ejercicio 21. Si en el problema anterior, la cantidad de hidrógeno se aumenta hasta 2.0 moles, ¿cuál será el nuevo valor del porcentaje de diyodo reaccionado? ¿Puede predecirse a priori si será mayor o menor?

✍Ejercicio 22. A 248°C y 1 atm, se determina que si se usa una muestra inicial de 0.5 moles de $SbCl_5$, la mezcla de equilibrio contiene un 42.8 % en volumen de Cl_2 . Calcular K_p para esta reacción.

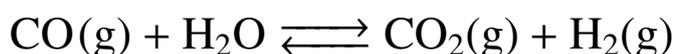
✍Ejercicio 23. El anhídrido carbónico se disocia parcialmente a 2000K, de acuerdo a la reacción $2\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{CO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$. Experimentalmente se encuentra que reacciona solamente un 1.60 % del CO_2 presente inicialmente. Calcular K_p , suponiendo una presión parcial en el equilibrio de dióxido de carbono igual a 1 atm, así como la presión total en dichas condiciones.

✍Ejercicio 24. Para la reacción:



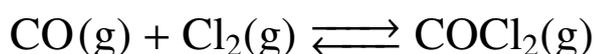
se tiene una constante $K_p = 3,4\text{atm}^{-1}$ a 1000 K. Se introduce trióxido en un recipiente de 2 L a 1000 K. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión de trióxido respecto a la de SO_2 es de 1,25 (adimensional). Calcular las presiones parciales de los gases de la mezcla, y la presión total en el equilibrio.

✍Ejercicio 25. La combustión de una materia orgánica en defecto de oxígeno, rinde $\text{CO}(\text{g})$ y agua. Al mismo tiempo, se produce el equilibrio:



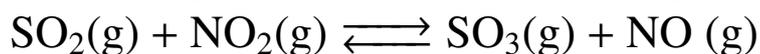
del que se sabe que tiene una constante de equilibrio $K_p = 0,63$ a 986°C . Determinar las presiones parciales de cada gas, si una mezcla que contiene 12 % moles de CO, 22 % moles de agua, 30 % moles de dióxido de carbono y 36 % de moles de hidrógeno gas se calientan hasta 986°C . La presión total es de 1 atm.

✍Ejercicio 26. Nueve moles de CO y 15 moles de dicloro se colocan en un reactor de 3 L de volumen y una cierta temperatura. Para la reacción:



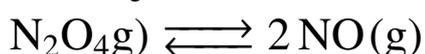
se encuentra que hay 6.3 g de dicloro en la mezcla. Determinar la constante de equilibrio a esta temperatura desconocida.

✍Ejercicio 27. Doce moles de SO_2 y 8 moles de NO_2 se colocan en un recipiente vacío. Se llega al equilibrio:



Se determina que la concentración de dióxido de nitrógeno es de 1.0 mol/L . Calcular la constante de equilibrio K_c a esta temperatura.

✍Ejercicio 28. Considerar la reacción:



con $K_c = 2,0$. Un mol de tetraóxido se introduce en un recipiente de 1 L, y se deja alcanzar el equilibrio. Comparar este dato con el que se obtendría si el volumen fuera de 10 L.

✍Ejercicio 29. Se introducen en un recipiente de 5 L de capacidad 0.158 moles de I_2 , y 4.89 moles de H_2 . Se calienta la mezcla hasta 400°C . Determinar la cantidad de HI formado, si $K_c = 50$ a dicha temperatura.

✍Ejercicio 30. La reacción:

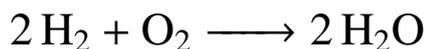


posee a 1023 K, una constante $K_p = 0,447$. Calcular la presión que se

alcanzará en un recipiente de 2 L, cuando se introducen 0.0244 moles de peróxido, y se calienta hasta 1023 K.

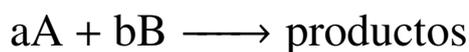
11. Cinética química

 Ejercicio 1. La reacción química:



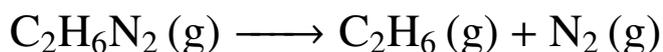
posee una velocidad de reacción igual a $v = k [\text{H}_2]^2 [\text{O}_2]$, en ciertas condiciones. Indica el orden total y los órdenes parciales de la reacción, las unidades de la constante de velocidad y de velocidad de reacción.

 Ejercicio 2. Una reacción:



es tal que se observa: a) al triplicar la concentración de A, manteniendo la de B constante, triplica la velocidad de reacción, b) si manteniendo constante la concentración de A, se duplica la concentración de B, la velocidad de reacción se cuadruplica. Escribir la ecuación de velocidad, e indicar los órdenes parciales y total de reacción, junto a las unidades de la constante de velocidad.

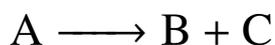
 Ejercicio 3. Dada la reacción de primer orden:



cuya constante de velocidad a 560.2 K es $1,006 \cdot 10^{-4} \text{s}^{-1}$, determina:

- Presión total a $3 \cdot 10^4$ s del inicio de la reacción de descomposición, sabiendo que inicialmente el recipiente está a una presión de $3,38 \cdot 10^4 \text{N/m}^2$ y se introduce una cantidad a de presión parcial de gas.
- Escribir la ecuación de velocidad.

 Ejercicio 4. Sea una reacción de primer orden:



Si al cabo de 30 s se ha consumido la mitad de la concentración inicial de A, determinar cuál será la fracción consumida al cabo de 1 minuto.

✍Ejercicio 5. La descomposición de una sustancia A es una reacción de segundo orden. A 500 K, el valor de la constante es de $0,476 L \cdot mol^{-1} s^{-1}$. Determina la velocidad de descomposición a esta temperatura, si la concentración inicial es $0.0025 mol/L$.

✍Ejercicio 6. Determinar la energía de activación de una reacción, sabiendo que los valores de la constante de velocidad a diferentes temperatura es como sigue:

- a) A 620 K, $k = 1,356$.
- b) A 638 K, $k = 2,424$.
- c) A 655 K, $k = 4,074$.
- d) A 687 K, $k = 10,096$.

La constante se da en unidades de $L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$.

✍Ejercicio 7. Calcular la energía de activación E_a de una reacción cuya velocidad se duplica en el intervalo ($25^\circ C$, $35^\circ C$). Si la energía de activación fuese la mitad, ¿cuál sería la razón de velocidades en los extremos de dicho intervalo?

✍Ejercicio 8. La reacción de saponificación del butirato de etilo en medio básico es una reacción cinéticamente de segundo orden. Establece la ecuación de velocidad con las concentraciones de los productos iniciales y las unidades de la constante de velocidad k .

✍Ejercicio 9. En una reacción de descomposición de un alcohol se determina que la cinética de la reacción es de primer orden. Calcula la constante de velocidad, sabiendo que al cabo de 5 minutos, una muestra inicial de 1,27 moles de alcohol se ha reducido a 0.41 moles.

✍Ejercicio 10. A $500^\circ C$, el ciclopropano se transforma en propeno, en fase gaseosa. En una primera experiencia, la presión inicial del ciclopropano es de 200 mmHg. Al cabo de 100 y 20 segundos, la presión

desciende a 186 y 173 mmHg, respectivamente. En una segunda experiencia, la presión inicial es de 400 mmHg, descendiendo ésta a 375 mmHg y 347 mmHg, en tiempos idénticos a la primera experiencia. Indicar el orden de la reacción y estimar el valor de la constante de velocidad.

✍ Ejercicio 11. En la hidrólisis de un éster, se mide la concentración de protones H^+ en función del tiempo a intervalos regulares, muestras que se valoran con NaOH 0.1 N. Los resultados obtenidos se expresan a continuación:

- a) $t=0$ h, 35.8 mL NaOH.
- b) $t=1.9$ h, 37.6 mL NaOH.
- c) $t=2.8$ h, 38.4 mL NaOH.
- d) $t=5.0$ h, 40.0 mL NaOH.
- e) $t=7.0$ h, 41.3 mL NaOH.
- f) $t=9.4$ h, 42.7 mL NaOH.
- g) $t=\infty$ h, 49.5 mL NaOH.

Determina el orden de reacción y la constante de velocidad.

✍ Ejercicio 12. En un experimento de descomposición térmica del acetaldehído a 518°C , se introduce una muestra de gas a 363 mmHg, y se sigue la cinética de la reacción, proporcionando los siguientes datos:

- a) $t=0$ s, 363 mmHg.
- b) $t=42$ s, 397 mmHg.
- c) $t=105$ s, 437 mmHg.
- d) $t=242$ s, 497 mmHg.
- e) $t=480$ s, 557 mmHg.
- f) $t=840$ s, 607 mmHg.

Suponiendo que el acetaldehído se descompone dando metano y monóxido de carbono, determina el orden de reacción para el proceso, y la constante k de velocidad.

✍ Ejercicio 13. Se mide la constante de velocidad en función de la temperatura para una descomposición térmica de una sustancia gaseosa:

a) $T=560^{\circ}\text{C}$, $k=0.0011$.

b) $T=696^{\circ}\text{C}$, $k=0.136$.

c) $T=780^{\circ}\text{C}$, $k=1.67$.

donde la constante tiene unidades de $L/(\text{mol} \cdot \text{s})$. Determina la energía de activación de la reacción y la constante de Arrhenius.

✍ Ejercicio 14. En una reacción de primer orden, la energía de activación es de 9.63 kcal/mol , a 500°C . Usando un catalizador, la energía de activación disminuye hasta un 50% de su valor. ¿En qué factor aumentará la velocidad de reacción a la misma temperatura?

✍ Ejercicio 15. Calcular la energía de activación de la descomposición del HI en sus elementos, a partir de los siguientes datos:

a) A $T=393^{\circ}\text{C}$, $k = 2,23 \cdot 10^{-4} L/(\text{mol} \cdot \text{s})$.

b) A $T=427^{\circ}\text{C}$, $k = 1,16 \cdot 10^{-4} L/(\text{mol} \cdot \text{s})$.

✍ Ejercicio 16. Para la descomposición del pentaóxido de dinitrógeno, se realizan unas medidas cinéticas a distintas temperaturas. La reacción resulta ser de primer orden, y los valores obtenidos de la constante son:

a) A $T=0^{\circ}\text{C}$, $7,87 \cdot 10^3$.

b) A $T=25^{\circ}\text{C}$, $3,46 \cdot 10^5$.

c) A $T=45^{\circ}\text{C}$, $4,98 \cdot 10^6$.

d) A $T=65^{\circ}\text{C}$, $4,87 \cdot 10^7$.

donde las unidades de la k son s^{-1} . Determina la energía de activación y la constante de Arrhenius.

12. Ácidos y bases. pH y pOH

✍Ejercicio 1. Se hacen reaccionar 200 mL de ácido nítrico 0.5 M y 300 mL de hidróxido de sodio 0.5 M. Calcular el pH y POH de las disoluciones separadas, y de la resultante de la mezcla.

✍Ejercicio 2. Calcular el pH de una disolución de ácido sulfúrico que contiene 2.5 g/L.

✍Ejercicio 3. Una disolución de HCl posee un $\text{pH}=0.52$. Determinar las concentraciones de protones en la misma, así como la concentración de ácido en g/L.

✍Ejercicio 4. Calcular el pH de una disolución de H_3BO_3 , si la constante $K_a = 5,8 \cdot 10^{-10}$ y sabiendo que contiene 0.12 moles del mismo en 1 L de disolución.

✍Ejercicio 5. Se dispone de una disolución de ácido acético 0.02 M. Calcular la concentración de protones y de acetato, incluyendo el porcentaje de ionización del ácido, si $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

✍Ejercicio 6. Calcular la constante de ionización de un ácido mono-prótico débil, si una disolución 0.04 M del mismo se encuentra ionizada un 2.1 %.

✍Ejercicio 7. Se disuelven 0.2 moles de ácido butírico en 500 mL de agua, obteniéndose una disolución de $\text{pH}=2.60$. Determinar la constante K_a .

✍Ejercicio 8. Calcular la constante K_a del ácido clórico, sabiendo que una disolución 0.1M tiene $\text{pH}=1.15$.

✍Ejercicio 9. El ácido nítrico es un ácido fuerte, y en sus disolucio-

nes se considera totalmente ionizado. Demostrar que en una disolución 0.1 M afirmación se cumple suficientemente.

✍ Ejercicio 10. 0.2 moles de acetato de sodio CH_3COONa , se disuelve en 1 L de agua. Calcula el pH de la disolución resultante, sabiendo que la constante $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ y que el productor iónico del agua es $k_w = 1 \cdot 10^{-14}$.

✍ Ejercicio 11. Calcular el pH de una disolución reguladora que contiene 0.15 moles de NaH_2PO_4 y 0.05 moles de Na_2HPO_4 en un litro. $K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 3,6 \cdot 10^{-13}$.

✍ Ejercicio 12. Calcular el pH de una disolución obtenida al disolver 34.8 g de acetato de sodio $CH_3COONa \cdot 3H_2O$, en 1 L de disolución 0.1 M de ácido acético. $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

✍ Ejercicio 13. Para neutralizar una disolución de 0.186 g de KOH puro, en 100 mL de agua, se necesitan 40.40 mL de disolución HCl. ¿Cuál es la normalidad y molaridad de la disolución?

✍ Ejercicio 14. Calcular la concentración de hidróxido de la disolución resultante de agregar 35 mL de azano 1.0 M a 15 mL de disolución HCl 1.0 M. $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

✍ Ejercicio 15. Calcular el pH de equivalencia para una valoración de 35 mL de ácido tricloroacético 0.1N y constante ácida 0.13, con KOH 0.1N.

✍ Ejercicio 16. Un vinagre comercial se valora con sosa 0.127 N, gastándose 50,0 mL para neutralizar 10.1 mL de muestra. Calcular:
a) La normalidad del ácido en el vinagre.
b) La acidez del vinagre es debida al ácido acético. Calcular el tanto por ciento de acético en el vinagre, si éste tiene densidad de 1g/mL.

✍Ejercicio 17. Calcular el pH de una disolución de ácido sulfúrico 0.5g/L.

✍Ejercicio 18. Calcular el pH de una disolución de ácido nítrico 0.05 M.

✍Ejercicio 19. Calcular el pH de una disolución obtenida disolviendo 0.387 g de NaOH en 400 mL de agua.

✍Ejercicio 20. Calcular el pH de las disoluciones siguientes, cuyas concentraciones en protones o hidronio/oxonio en moles por litro son las indicadas:

a) 0.01

b) $3,3 \cdot 10^{-13}$

c) $4 \cdot 10^{-7}$

d) 0.04

✍Ejercicio 21. Se agregan 0.05 mL de disolución de HCl 0.1 N a 500 mL de agua. Hallar el pH de la disolución.

✍Ejercicio 22. Hallar el pH de una disolución de HCl $10^{-8} M$.

✍Ejercicio 23. Calcular el pH de la disolución que contiene 0.1 moles de sulfano en un litro $K_1 = 5,7 \cdot 10^{-8}$.

✍Ejercicio 24. Medidas experimentales demuestran que una disolución de HCN 0.1 M está disociada en un 0.0085 %. Determina la constante de ionización del ácido, con dicho dato.

✍Ejercicio 25. Se prepara una disolución, disolviendo 0.5 moles de ácido fórmico $HCOOH$ en un poco de agua, y agregando agua hasta enrasar un litro. ¿Cuál es el pH del ácido fórmico disuelto? Dato: $K_a = 0,00017$

✍Ejercicio 26. ¿Qué pH tendrá una disolución de ácido acético 0.3 M disociada en un 3.2 %?

✍Ejercicio 27. La constante de ionización del ácido acético es 0.000018. Calcular el grado de ionización de una disolución:

a) 0.05 M

b) 0.15 M

Comprobar que el grado de disociación aumenta al disminuir la concentración.

✍Ejercicio 28. Un ácido monoprótico débil posee una constante de disociación $2,3 \cdot 10^{-6}$ a 18°C . ¿Cuál es el pH de una disolución de 0.01 moles por litro de este ácido?

✍Ejercicio 29. Se preparan 250 mL de una disolución 0.3 M de cierto ácido. Experimentalmente se determina que en este mismo volumen de disolución hay $8,37 \cdot 10^{-3}$ moles de protones. Calcular:

a) La constante de ionización del ácido.

b) Si el pH es 2.0, ¿qué concentración deberá poseer una disolución de dicho ácido?

c) El grado de disociación en los casos a) y b).

✍Ejercicio 30. Hallar el pH de una disolución de azano 0.15 M, que se halla disociada en un 4.7 %.

✍Ejercicio 31. Calcular el pH y grado de disociación del azano, $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$, de concentración 0.1M. ¿Qué pH tendría la disolución si la concentración fuera 0.01 M?

✍Ejercicio 32. Hallar el pH y la concentración de HCN ($K_a = 4,93 \cdot 10^{-10}$) en una disolución preparada disolviendo 0.45 moles de NaCN en 1 litro de agua.

✍ Ejercicio 33. Calcular las concentraciones de protones, ácido acético y de ión acetato, en una disolución preparada con 0.2 moles de HCl, 0.2 moles de ácido acético y agua en cantidad suficiente para tener un litro de disolución. El HCl está totalmente disociado y la $K_a(CH_3COOH) = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

✍ Ejercicio 34. Calcular el pH de una disolución 0.1 M de acetato de sodio, tomando $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

✍ Ejercicio 35. Se desea obtener una disolución de pH 4.4. Para ello, calcular cuántos gramos de acetato monosódico trihidratado $NaC_2H_3O_2 \cdot 3H_2O$ deberán agregarse a 250 mL de ácido acético 0.2 M. Tomar la constante $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

✍ Ejercicio 36. Se disuelven 0.4 moles de NH_4Cl en un litro de agua, ¿cuál es el pH de la disolución? $K_b = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

✍ Ejercicio 37. Calcular el pH de una disolución, obtenida disolviendo 20,0 g de NaF en un litro de HF al 1 % en masa. Suponer que la disolución no experimenta aumento de volumen apreciable. Dato: $pK_a(HF) = 3,14$

✍ Ejercicio 38. Se quiere preparar una disolución amortiguadora de pH=5.52 con acetato de sodio y ácido acético 1 N. ¿Qué cantidad de acetato de sodio se necesita para preparar 1 L de disolución?

✍ Ejercicio 39. Cuando se trata el carbonato de sodio Na_2CO_3 con HCl, se desprende dióxido de carbono y se forma cloruro de sodio y agua. ¿Qué volumen de HCl 0.500 N se necesita para descomponer una muestra de 3.18 gramos de carbonato de sodio? Escribe la reacción que tiene lugar.

✍ Ejercicio 40. Para neutralizar 40 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0.05 M, se precisan 10.23 mL de disolución NaOH de concentración desconocida. ¿Qué cantidad de agua debe añadirse a 500 c.c. de NaOH para obtener NaOH 0.05 M?

✍ Ejercicio 41. Se valoran 25 mL de piridina 0.1 N ($K_b = 1,4 \cdot 10^{-9}$) con disolución de HCl 0.1 N. Calcular el pH de la disolución de piridina.

✍ Ejercicio 42. Se diluyen 25 mL de ácido acético 0.5 N, hasta 100 mL, y la disolución resultante se valora con NaOH 0.5 N. Calcular el pH de la disolución cuando se haya calorado la mitad del ácido acético. $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

✍ Ejercicio 43. Una disolución de 50 mL de HCl posee pH=3.5. Calcular los mL de NaOH 0.010 N que deberán gastarse para neutralizarla. Con la misma disolución alcalina, se pretende neutralizar una disolución de 50 c.c. de ácido acético, que posee también pH=3.5. ¿Se gastará más o menos volumen de disolución básica 0.01 N? Determinar esos volúmenes.

✍ Ejercicio 44. Se pretende seguir con algo de detalle la valoración de 50 mL de ácido acético 0.1 M ($K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$), con 50 mL de NaOH 0.1 M. Calcular el PH de la disolución cuando:

- Se han agregado 25 mL de disolución NaOH.
- Se ha neutralizado exactamente el ácido.
- Se han agregado 5 mL en exceso de NaOH 0.1 M.

✍ Ejercicio 45. Si f es la fracción de base valorada (moles valorados/moles iniciales), calcular el pH de la disolución en una valoración de 10 mL de HCl 0.5 N con 10 mL KOH 0.5 M, cuando f vale 0.1, 0.25, 0.5, 0.75, 1.0, 2.0.

✍ Ejercicio 46. A fin de valorar la pureza de una muestra de níquel, que no contiene impurezas reductoras, una muestra de 1.496 g se trata con 24.0 mL de ácido sulfúrico 2.0 N. El exceso de ácido se valora con NaOH 0.1, usándose anaranjado de metilo como indicador. Se consumen 42.0 mL del reactivo. Calcular la pureza de la muestra de níquel, expresada en porcentaje.

✍ Ejercicio 47. El ácido barbitúrico es un ácido monoprótico débil, cuyo peso molecular vale 128,1, y su $K_a = 9,8 \cdot 10^{-5}$. Para comprobar que se trata de un ácido barbitúrico, un químico analiza 0.500 g de una muestra sólida previamente disuelta, neutralizándola con 0.100 M, gastando 39.1 mL de disolución de base. ¿Puede deducirse con estos datos si la muestra analizada es ácido barbitúrico? Determina el pH y pOH del ácido barbitúrico.

✍ Ejercicio 48. Se prepara una disolución mezclando 23.1 g de potasa cáustica pura y 13.8 g de NaOH igualmente puro, y agregando agua hasta 1 L. ¿Cuántos mL de disolución 0.5 N de HCl son necesarios para neutralizar 15 mL de la disolución alcalina antes preparada?

✍ Ejercicio 49. El hidróxido de bario cristaliza con 8 moléculas de agua. 3,15 g de hidróxido hidratado pueden neutralizarse, previa disolución, con 50 mL de disolución de ácido sulfúrico. Calcular:

- La normalidad del ácido y su molaridad.
- Al final de la valoración, se ha formado un precipitado de sulfato de bario. ¿Qué peso o masa tiene el precipitado salino de bario?

✍ Ejercicio 50. 50 mL de una disolución $NaHCO_3$ se analizan, agregando un exceso de HCl 0.1 N (25 mL), hirviendo para eliminar el dióxido de carbono, y valorando el exceso de ácido con una disolución 0.2 N, gastando 35.0 mL. ¿Cuántos moles de bicarbonato (hidrogenocarbonato) había en la disolución?

13. Procesos REDOX y electroquímica

 Ejercicio 1. Dada la semirreacción:



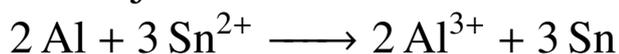
- Ajustarla.
- Calcular los equivalentes por mol de permanganato.
- Calcular el peso equivalente del permanganato, expresado como KMnO_4 .

 Ejercicio 2. Calcular el potencial de reducción del electrodo de Ni, para una concentración de níquel(2+) igual a 0.3 M, si el potencial de reducción del níquel es 0.25V.

 Ejercicio 3. Calcular el potencial de reducción del electrodo del cloro gaseoso, para una concentración de cloruro igual a 2.5 M, y presión del cloro gaseoso de 0.01 atm. El potencial de reducción del cloro gaseoso vale +1.36V.

 Ejercicio 4. Se construye una pila sumergiendo una barra de Fe en una disolución 0.01 M de sulfato de hierro(II), y conectando el electrodo formado a otra barra de Co, sumergida en una disolución 0.50 M de CoSO_4 . Las disoluciones se unen mediante un puente salino. Indicar el sentido de la espontaneidad de la reacción, a través del signo de la diferencia de potencial. El potencial de reducción del hierro es -0.44 V y el potencial de reducción del cobalto es -0.277V.

 Ejercicio 5. Determinar el sentido de la siguiente reacción:

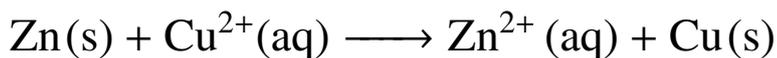


siendo las concentraciones de catión aluminio 0.020 M, la de catión estaño 0.1M. Los potenciales de reducción del aluminio y del estaño, estándares, son -1.66 V y -0.136V.

 Ejercicio 6. Para hallar la concentración de una disolución de níquel(2+) se construye con ella un electrodo de níquel, que se conecta a un electrodo normal de hidrógeno. Si un voltímetro intercalado

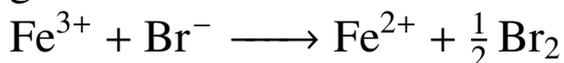
entre los dos electrodos mide 0.255 V, ¿cuál es la concentración en iones níquel(2+) de la disolución problema? El potencial de reducción estándar del níquel(2+) es -0.25V. El sentido de la reacción es $Ni + 2H^+ \rightarrow Ni^{2+} + H_2$.

✍Ejercicio 7. Una pila de Daniell puede representarse mediante la reacción:



Si durante una hora pasa una corriente de 0.15 A, ¿cuál es el cambio de masa en los electrodos?

✍Ejercicio 8. Calcular la constante de equilibrio de la reacción siguiente:



El potencial de reducción del hierro es 0.771V y el del bromo es 1.06 V. Ayuda: usar la ecuación de Nernst.

✍Ejercicio 9. Calcular la intensidad de la corriente que se necesita para electrodepositar todo el oro de una disolución que contiene 6.07 g de $AuCl_3$ en 3 h.

✍Ejercicio 10. Al efectuar la electrólisis de una disolución de HCl se desprende cloro gaseoso en el ánodo. ¿Qué cantidad de cloro en litros a 1 atm y 25°C se desprenderá al pasar 70000 C de carga?

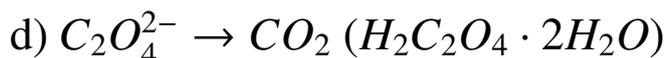
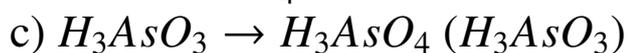
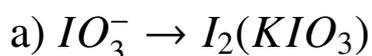
✍Ejercicio 11. ¿Cuánto tiempo ha de pasar una corriente de 4 A a través de una disolución de nitrato de níquel(II) para depositar 1 g de dicho material?

✍Ejercicio 12. Para calcular la normalidad de una disolución de diyodo se disuelven 2.00 g de tiosulfato sódico pentahidratado $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$, en 50 mL de agua, y sobre esta disolución se va agregando diyodo consumiendo en la valoración 40.3 mL de reactivo. ¿Cuál es la

normalidad de la disolución de diyodo?

✍Ejercicio 13. Una disolución muy antigua de peróxido de hidrógeno al 3 % en masa, debe ser usada de nuevo, pero antes debe comprobarse su concentración. Para ello, 50.0 mL de la misma se valoran con permanganato de potasio 1N, consumiendo 80.0 mL. ¿Cuál es la concentración en % en masa del agua oxigenada?

✍Ejercicio 14. Dadas las siguientes semirreacciones, calcular los equivalentes por mol y peso equivalente de la sustancia indicada al margen.



✍Ejercicio 15. El ión permanganato oxida al ión oxalato, en medio ácido, formando dióxido de carbono y reduciendo el permanganato a ion manganeso. Escribir la reacción ajustada y calcular los moles de dióxido de carbono que se obtienen con 3 moles de permanganato.

✍Ejercicio 16. Calcular le potencial de electrodo del níquel para una concentración de iones níquel(2+) de 0.1M y de 0.0003 M. El potencial de reducción del níquel(II) vale -0.25 V.

✍Ejercicio 17. El potencial normal o estándar del electrodo de cinc vale -0.763 V. Calcular el potencial del electrodo de Zn sumergido en una disolución 0.01 M de sulfato de cinc.

✍Ejercicio 18. Calcular la diferencia de potencial de la pila que consiste en metal sumergido de iones níquel(2+) con concentración de 0.80 M y de plata(1+) con 0.10 M. Indicar el sentido espontáneo de la pila.

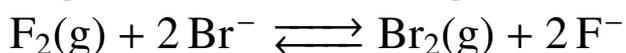
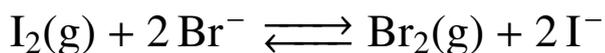
✍Ejercicio 19. Una barra de cobre se sumerge en una disolución de sulfato de cobre(II) 0.005 M, y se conecta a un electrodo de estaño(II) de concentración 0.001M. Calcular la diferencia de potencial de la pila formada. El potencial de reducción normal del cobre(II) es 0.34V y el del estaño(II) es -0.136V.

✍Ejercicio 20. Se monta una pila de concentración, usando dos disoluciones de sulfato de cobre $CuSO_4$ $1 \cdot 10^{-5}M$ y 1 M. Calcular la diferencia de potencial de las barras en cada disolución si el potencial de reducción del cobre es 0.34V.

✍Ejercicio 21. Hallar la diferencia de potencial de una pila construida con un electrodo de Zn y otro de Cu, suponiendo que las concentraciones de iones en las disoluciones son 0.2 M de cinc y 0.045 de cobre, ambos iones(2+). Si se diluye la concentración de cinc a la mitad, y se sustituye la disolución de Cu por otra de concentración $10^{-4}M$, ¿cuál será la nueva diferencia de potencial? Los potenciales normales estándar del cobre y el cinc son -0.763V para el cinc y 0.34V para el cobre.

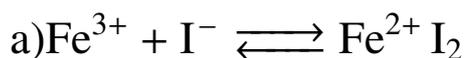
✍Ejercicio 22. Se sumerge una barra de Ag en una disolución de níquel(2+). Calcular la constante de equilibrio de la reacción que tiene lugar, y determinar si será posible guardar disoluciones de níquel(2+) en recipientes de plata. Los potenciales de reducción de la plata y el níquel(2+) son respectivamente 0.799V y -0.25V.

✍Ejercicio 23. Comparar las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones:

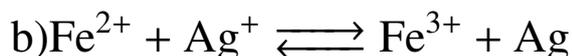


Determinar cuál de los dos halógenos será más fácilmente oxidado por el bromuro, si el potencial de reducción del bromo es 1.06V, el del yodo es 0.536V y el del flúor 2.65V.

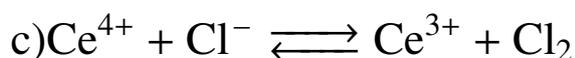
✍ Ejercicio 24. Calcular las constantes de equilibrio de las siguientes reacciones:



Dato: potencial de reducción del hierro(III) a hierro(II)=0.771V, potencial de reducción del yodo=0.536V.



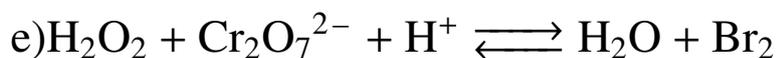
Dato: potencial de reducción del hierro(III) a hierro(II)=0.771V, potencial de reducción de la plata=0.799V.



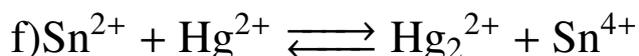
Dato: potencial de reducción del cerio(IV) al cerio(III)=1.61V, potencial de reducción del Cl_2 al Cl^- =1.36V.



Dato: potencial de reducción del peróxido de hidrógeno a agua=1.77V, potencial de reducción del bromo Br_2 a Br^- =1.06V.



Dato: potencial de reducción del dicromato a cromo(III)=1.33V, potencial de reducción del oxígeno O_2 a peróxido de hidrógeno H_2O_2 =0.682V



Dato: potencial de reducción del estaño(II) a estaño(0+)=-0.136V, potencial de reducción del mercurio Hg^{2+} a dimercurio(2+) Hg_2^{2+} =0.920V.

✍ Ejercicio 25. ¿Qué volumen de dihidrógeno a 20°C y 740 mmHg se libera cuando una corriente de 0.25 A se hace pasar por electrodos de platino, sumergidos en disolución acuosa diluida de H_2SO_4 durante 2h?

✍ Ejercicio 26. Se efectúa la electrólisis de NaCl fundido. ¿Qué cantidad de sodio metálico se deposita en el cátodo en 1.5 h si se pasa una corriente de 45A?

✍Ejercicio 27. Si en el problema anterior, se efectuara la electrólisis en disolución acuosa, ¿qué sucedería? ¿Sería posible la electrodeposición del Na?

✍Ejercicio 28. En la electrólisis de una sal de cobre se deposita cobre en el cátodo. ¿Cuánto tiempo ha de pasarse una corriente de 8.80A para depositar 63.8 g de metal?

✍Ejercicio 29. En la electrólisis del agua se desprende $O_2(g)$ en el ánodo, e hidrógeno en el cátodo. Calcular el volumen de cada gas que se obtendrá a 1 atm de presión y $25^\circ C$, al pasar 5A durante 3 h.

✍Ejercicio 30. ¿Cuánto tiempo se necesita para electrodepositar 0.100 g de plata en una disolución de nitrato de plata, mediante una corriente de 0.200A?

✍Ejercicio 31. Calcular la masa de cobre y volumen de oxígeno, en c.n. y seco, que se producen al hacer pasar una corriente de 0.5A por una disolución de $CuSO_4$ entre electrodos de platino, durante un tiempo de 2 horas.

✍Ejercicio 32. Se agregan 20 mL de una disolución ácida 0.1 M de $K_2Cr_2O_7$ a 10 mL de una disolución 1.5 M de $FeCl_2$. ¿Qué tanto por ciento de catión hierro(II) se ha oxidado?

✍Ejercicio 33. Determinar la cantidad de yodo, liberada por la acción de 10 mL de $FeCl_3$ 2 M sobre un exceso de disolución KI.

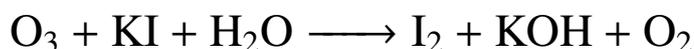
✍Ejercicio 34. ¿Cuál es la normalidad y molaridad de una disolución de permanganato de potasio si 90 cm^3 de la misma reacciona con una disolución que contiene 0.35 g de $KH_3(C_2O_4)_2 \cdot 2H_2O$?

✍ Ejercicio 35. Determinar el peso de I_2 liberado por mediación de 40 mL de disolución K_2CrO_4 0.3N.

✍ Ejercicio 36. Determinar la concentración normal y molar de una disolución de $KMnO_4$ de la que se sabe que 40 mL oxidan 1.2 g de $FeSO_4 \cdot 7H_2O$.

✍ Ejercicio 37. Calcular la masa de nitrato de cerio(IV) amónico, de fórmula $Ce(NH_4)_2(NO_3)_6$, necesario para preparar 250 mL de disolución 0.15 N, que ha de ser usada como agente oxidante en medio ácido.

✍ Ejercicio 38. 10 gramos de O_2 se someten a descarga eléctrica durante un período de tiempo determinado. El O_3 desprendido se hace pasar por una disolución acuosa de KI, y el yodo molecular I_2 formado se valora con $Na_2S_2O_3$ 1 N, consumiéndose 20.0 mL de reactivo. Calcular los gramos de ozono formado y el rendimiento del proceso de descarga eléctrica. La reacción es:



✍ Ejercicio 39. Se tienen 283 mg de una sustancia reductora. Para hallar su peso equivalente, se valora con disolución 0.1074 N de $KMnO_4$, gastando 37.8 mL. Sabiendo que el permanganato se reduce a ión manganeso (manganeso(3+)), calcular el peso equivalente del agente reductor problema.

✍ Ejercicio 40. Diez gramos de muestra de $FeCl_3$ se disuelven en 100 mL de agua. A 10 mL de esta disolución, se agrega KI. El I_2 liberado se valora con tiosulfato de sodio 0.1 M, gastando 40.6 mL. Halla el tanto por ciento de tricloruro de hierro en la muestra.

14. Solubilidad

✍ Ejercicio 1. Calcular la solubilidad del bromuro de plata, sabiendo que su producto de solubilidad a 25°C vale $K_s = 4,8 \cdot 10^{-13}$.

✍ Ejercicio 2. Calcular la solubilidad en g/L del $Pb_3(PO_4)_2$, sabiendo que su producto de solubilidad vale $K_s = 1,5 \cdot 10^{-32}$.

✍ Ejercicio 3. Sabiendo que la solubilidad en g/L del CdS es de $1,3 \cdot 10^{-11}$, calcular el producto de solubilidad.

✍ Ejercicio 4. Sabiendo que la solubilidad del SrF_2 en agua, a 25°C, es 0.23g/L, determina el producto de solubilidad.

✍ Ejercicio 5. Accidentalmente, 0.01 mg de NaCl caen dentro de un frasco con 200 mL de disolución $2 \cdot 10^{-5} M$ de nitrato de plata. ¿Precipitará cloruro de plata? El producto de solubilidad del cloruro de plata vale $K_s = 1,0 \cdot 10^{-10}$.

✍ Ejercicio 6. Una muestra contiene KCl y NaCl. Cuando 0.5 g de muestra son tratados con nitrato de plata, se obtiene un precipitado en el que hay 0.2600 g de cloruro. Calcular los pesos de cloruro de potasio y de cloruro de sodio presentes en la muestra.

✍ Ejercicio 7. Se ha preparado una disolución de 10 g de nitrato de plata y 5 g de nitrato de plomo(II), en 100 mL de agua. Poco a poco se agrega una disolución de KCl, hasta que aparece un precipitado. ¿Quién precipita primero? ¿Cuál será su concentración cuando el segundo empiece a precipitar? Datos: producto de solubilidad del cloruro de plata = $1,0 \cdot 10^{-10}$, producto de solubilidad del $PbCl_2 = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

✍ Ejercicio 8. Una muestra de CuS se trata con disolución 1 M de HCl. Calcular el volumen de disolución necesario para disolver 1 g de la muestra, si la solubilidad del CuS vale $K_s = 1,0 \cdot 10^{-40}$, $K_a(H_2S) =$

$1,3 \cdot 10^{-20}$ (global).

✍Ejercicio 9. A temperatura de 25°C , la solubilidad del CaF_2 es de $0,22 \text{ g/L}$. Calcular:

- La molaridad de disolución acuosa saturada de CaF_2 .
- El producto de solubilidad.
- La solubilidad en g/L del CaF_2 , en una disolución 1 M de CaCl_2 .

✍Ejercicio 10. El producto de solubilidad del $\text{Al}(\text{OH})_3$ es de $K_s = 2,0 \cdot 10^{-33}$. Calcular la solubilidad de dicho compuesto a $\text{pH}=5$ y a $\text{pH}=9$.

✍Ejercicio 11. Dado el producto de solubilidad de las siguientes sustancias, hallar su solubilidad en g/L :

- CaF_2 , $K_s = 8,9 \cdot 10^{-11}$
- $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $K_s = 4 \cdot 10^{-17}$
- BaSO_4 , $K_s = 9,7 \cdot 10^{-11}$
- $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $K_s = 1,0 \cdot 10^{-8}$

✍Ejercicio 12. Calcular el producto de solubilidad de las siguientes sustancias, dadas sus solubilidades en g/L a 25°C :

- Yoduro de plomo, $s=0,68 \text{ g/L}$.
- Cromato de estroncio, $s=0,065 \text{ g/L}$.
- Yodato de cobre(II), $s=0,0033 \text{ g/L}$.
- Sulfuro de bismuto(III), $s = 4,1 \cdot 10^{-17}$.

✍Ejercicio 13. Calcular y comparar las solubilidades de las siguientes sales de plata, a 25°C :

- AgCl , $K_s = 4,39 \cdot 10^{-9}$.
- AgI , $K_s = 1,63 \cdot 10^{-16}$.
- Ag_2CrO_4 , $K_s = 8,0 \cdot 10^{-11}$.
- Ag_2S , $K_s = 1,6 \cdot 10^{-49}$.

✍ Ejercicio 14. El producto de solubilidad del AgCl a una determinada temperatura es $1,44 \cdot 10^{-10}$. Determinar su solubilidad a dicha temperatura en g/L. En esta temperatura, ¿es mayor o menor que a 25°C ?

✍ Ejercicio 15. La solubilidad en g/L del cromato de plomo(II) es inferior a la del fosfato de plata, a la misma temperatura. Sin embargo, el $K_s(\text{PbCrO}_4) = 1,8 \cdot 10^{-14}$, superior a la del segundo $K_s = 1,0 \cdot 10^{-29}$. Calcular las solubilidades y justificar este hecho.

✍ Ejercicio 16. El producto de solubilidad del sulfuro de mercurio HgS es $2,0 \cdot 10^{-52}$. Calcular el volumen de agua necesario, en litros, para disolver completamente 1 gramo de este sulfuro.

✍ Ejercicio 17. Hallar el producto de solubilidad del BaSO_4 , sabiendo que una disolución saturada del mismo contiene 42 mg/L.

✍ Ejercicio 18. El producto de solubilidad del AgCl es a 10°C , $1,44 \cdot 10^{-10}$, y a 100°C $2,2 \cdot 10^{-8}$. Calcular las solubilidades a estas temperaturas. Con el dato del ejercicio 13, representar la solubilidad del cloruro de plata frente a la temperatura en un gráfico.

✍ Ejercicio 19. Se prepara una disolución saturada, agitando un exceso de PbCl_2 puro en agua. Se filtran, se toman 100 mL de disolución transparente y se evapora a sequedad. El residuo seco pesa 990.2 mg. Halla la solubilidad y el producto de solubilidad del dicloruro de plomo.

✍ Ejercicio 20. Se saturan 200 mL de agua con 244 mg de cromato de estroncio, consiguiendo una disolución turbia. Calcular la solubilidad aproximada del cromato de estroncio.

✍ Ejercicio 21. Se disuelve 1 gramo de hidróxido desconocido de fórmula $\text{Me}(\text{OH})_2$ en 1 litro de agua a 25°C . Se filtra el sólido no disuelto, y el filtrado se evapora a sequedad. El residuo seco es de 0.00901

g de masa. Determina el producto de solubilidad del hidróxido metálico. Busca en tablas qué hidróxido podría ser.

✍Ejercicio 22. Calcula la cantidad de NaCl que hay que agregar a una disolución 0.14 M de nitrato de plata para obtener 1 gramo de cloruro de plata.

✍Ejercicio 23. Una muestra contiene un 25 % de sulfato. Calcula los gramos de nitrato de bario que deben usarse para precipitar totalmente 1 gramo de la muestra anterior. ¿Qué cantidad de sulfato de bario se obtiene?

✍Ejercicio 24. Calcular la solubilidad molar y en g/L del sulfato de calcio, a 25°C, sabiendo que a esta temperatura el producto de solubilidad de dicho compuesto vale $K_s = 2,0 \cdot 10^{-4}$. Si se agregan 4.76 g de sulfato de sodio a una disolución saturada de sulfato de calcio (500 mL de la misma), ¿qué peso de precipitado se formará?

✍Ejercicio 25. El producto de solubilidad del cromato de plata es $K_s = 3,3 \cdot 10^{-12}$. ¿Qué cantidad de ion plata puede agregarse a una disolución 0.015 M de cromato de potasio, sin que se inicie la precipitación de la sal?

✍Ejercicio 26. Se dispone de una disolución 0.02 M de nitrato de plomo(II) y 0.02 M de nitrato de bario, a la que agrega cromato de potasio. ¿Qué ión precipita primero? ¿Cuál será su concentración cuando el segundo empiece a precipitar? Datos: producto de solubilidad del cromato de bario = $2,0 \cdot 10^{-10}$, producto de solubilidad del cromato de plomo(II) = $2,0 \cdot 10^{-14}$.

✍Ejercicio 27. Se dispone de una disolución 0.500 g de iones plata(1+), y 0.005 g de iones Pb^{2+} . Al agregarse cromato de potasio, ¿qué ión precipita primero? $K_s(PbCrO_4) = 2,0 \cdot 10^{-14}$, $K_s(Ag_2CrO_4) =$

$3,0 \cdot 10^{-12}$.

✍Ejercicio 28. Se satura con H_2S (sulfano), una disolución de iones Mn^{2+} y Cd^{2+} , y que es 0.2 M en ácido clorhídrico. Calcular las concentraciones de los iones en el equilibrio. $K_s(CdS) = 10^{-28}$, $K_s(MnS) = 10^{-18}$.

✍Ejercicio 29. El producto de solubilidad del sulfato de plomo es, a $25^\circ C$, $K_s = 1,8 \cdot 10^{-8}$. Calcular:

- La solubilidad en g/L y molar en agua de la sal.
- La solubilidad en una disolución 0.025 M de sulfato de sodio.

✍Ejercicio 30. Calcular la solubilidad del cromato de plata $K_s = 1,2 \cdot 10^{-12}$ en las siguientes condiciones:

- En agua pura.
- En una disolución 0.01 M de nitrato de plata.
- En una disolución 0.01 M de cromato de plata.

✍Ejercicio 31. El hidróxido de manganeso posee una solubilidad en agua de $2,2 \cdot 10^{-5} mol/L$. ¿Cuál es su solubilidad en una disolución de $pH=12$?

✍Ejercicio 32. Calcular la solubilidad del trihidróxido de hierro en g/L, en una disolución de pH :

- Igual a 4.
- Igual a 7.
- Igual a 10.

Comentar los resultados.

15. Propiedades coligativas

✍Ejercicio 1. La presión de vapor sobre el agua pura a $120^\circ C$ es

1480 mmHg. Si se sigue la Ley de Raoult ¿Que fracción de etilenglicol debe agregarse al agua para reducir la presión de vapor de este disolvente a 760 mmHg?

✍Ejercicio 2. Calcular la reducción en la presión de vapor causada por la adición de 100 g de sacarosa (masa molar = 342) a 1000 g de agua. La presión de vapor de agua pura a 25°C es 23,69 mmHg.

✍Ejercicio 3. La presión de vapor del agua pura a una temperatura de 25°C es de 23,69 mmHg. Una disolución preparada con 5,5 g de glucosa en 50 g de agua tiene una presión de vapor de 23,42 mmHg. Suponiendo que la Ley de Raoult es válida para esta disolución, determine la masa molar de glucosa.

✍Ejercicio 4. A una temperatura de 26°C, la presión de vapor del agua es 25,21 mmHg. Si a esta temperatura se prepara una disolución 2,32 molal de un compuesto no electrolito, no volátil. Determinar la presión de vapor de esta solución suponiendo comportamiento ideal.

✍Ejercicio 5. Una disolución de cloruro de calcio $CaCl_2$ fue preparada disolviendo 25 g de esta sal en 500 g de agua. Cuál será la presión de vapor de la solución a 80°C, sabiendo que a esta temperatura el cloruro de calcio se comporta como un electrolito fuerte y que la presión de vapor del agua es 355,10 mmHg (masa molar de cloruro de sodio es 111 g/mol y del agua es 18 g/mol).

✍Ejercicio 6. La presión de vapor del metanol puro es 159,76 mmHg. Determinar la fracción molar de glicerol (soluta no electrólito y no volátil) necesario para disminuir la presión de vapor a 129,76 mmHg. (Respuesta = 0,188).

✍Ejercicio 7. Una disolución contiene 8,3 g de una sustancia no electrolito y no volátil, disuelta en un mol de cloroformo $CHCl_3$, esta

disolución tiene una presión de vapor de 510,79 mmHg. La presión de vapor del cloroformo a esta temperatura es 525,79 mmHg. En base a esta información determine:

a) La fracción molar de soluto.

(Respuesta = 0,0285)

b) El número de moles de soluto disueltos. (Respuesta = 0,0294 moles)

c) La masa molar de soluto.

(Respuesta = 272,42 g/mol)

✍ Ejercicio 8. La presión de vapor del benceno C_6H_6 a $25^\circ C$ es 93,76 mmHg. Determine la presión de vapor de una disolución preparada disolviendo 56,4 g de un soluto no volátil ($C_{20}H_{42}$) en un kilogramo de benceno. (Respuesta = 92,32 mmHg)

✍ Ejercicio 9. La presión de vapor del agua a $60^\circ C$ es 149,4 mmHg. Si Ud. desea preparar una disolución donde la presión de vapor disminuya a 140 mmHg. Determine la masa de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) que debe disolverse en 150 g de agua para lograr dicho efecto. (Respuesta = 95,76 g)

✍ Ejercicio 10. Se disuelven 0,3 moles de sulfato de sodio (Na_2SO_4), electrolito fuerte y no volátil, en 2 kg de agua a $60^\circ C$. Si la presión de vapor del agua a esta temperatura es 149,4 mmHg. Determine la presión de vapor de la disolución resultante.

(Respuesta 148,20 mmHg)

✍ Ejercicio 11. Calcular el punto de ebullición de una disolución de 100 g de anticongelante etilenglicol ($C_2H_6O_2$) en 900 g de agua ($K_{(eb)} = 0,52^\circ C/m$).

✍ Ejercicio 12. Qué concentración molal de sacarosa en agua se necesita para elevar su punto de ebullición en $1,3^\circ C$ ($K_{(eb)} = 0,52^\circ C/m$ y temperatura de ebullición del agua $100^\circ C$).

✍Ejercicio 13. Se disuelven 0,572 g de resorcina en 19,31 g de agua y la disolución hierve a $100,14^{\circ}\text{C}$. Calcular la masa molar de resorcina, K_{eb} del agua es $0,52^{\circ}\text{C}/\text{m}$.

✍Ejercicio 14. Si se disuelven 5,65 g de $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$ en 100 g de bencol, se observa una elevación en el punto de ebullición del bencol de $0,66^{\circ}\text{C}$. En base a estos datos calcule K_{eb} del bencol.

✍Ejercicio 15. Calcular el punto de congelación de una disolución de 100g de anticongelante etilenglicol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$), en 900 g de agua ($K_c = 1,86^{\circ}\text{C}/\text{molal}$).

✍Ejercicio 16. Se disuelven 10 g de naftaleno en 50 mL de benceno ($d = 0,88 \text{ g}/\text{mL}$) ¿Cual es el punto de congelación de esta disolución, sabiendo que la masa molar de naftaleno es $128 \text{ g}/\text{mol}$? (benceno: $K_c = 5,12^{\circ}\text{C}/\text{molal}$ y $T^{\circ}\text{c} = 5,5^{\circ}\text{C}$).

✍Ejercicio 17. Una disolución acuosa contiene el aminoácido glicina ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$). Suponiendo que este aminoácido no ioniza, calcule la molalidad de la disolución si se congela a $-1,1^{\circ}\text{C}$. (agua: constante crioscópica $1,86^{\circ}\text{C}/\text{molal}$; punto de congelación 0°C)

✍Ejercicio 18. ¿Cual será el punto de congelación de una disolución que contiene 17,25 g de ácido cítrico ($\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$) disueltos en 250 g de agua. (Agua: temperatura de congelación 0°C y constante crioscópica $1,86^{\circ}\text{C}/\text{molal}$) (Respuesta = $-0,668^{\circ}\text{C}$)

✍Ejercicio 19. Si se disuelven 3,96 g de ácido benzoico en 80,6 g de benceno y la solución se congela a $-4,47^{\circ}\text{C}$. Hallar el peso molecular aproximado del ácido benzoico. (Benceno: temperatura de congelación $5,5^{\circ}\text{C}$ y constante crioscópica $5,12^{\circ}\text{C}/\text{molal}$) (Respuesta = $244,3 \text{ g}/\text{mol}$)

✍Ejercicio 20. 100 mL de agua se agregan 50 mL de alcohol (masa molar 46 y densidad 0,7 g/mL) ¿Cual será el punto de congelación de esta mezcla. (Agua: temperatura de congelación 0°C y constante crioscópica 1,86°C/molal) (Respuesta = 14,13°C)

✍Ejercicio 21. Calcular el valor de la presión osmótica que corresponde a una disolución que contiene 2 moles de soluto en un litro de disolución a una temperatura de 17°C.

✍Ejercicio 22. ¿Qué masa de anilina habría que disolver en agua para tener 200 mL de una disolución cuya presión osmótica, a 18°C, es de 750 mmHg; sabiendo que la masa molar de la anilina es 93,12 g/mol?

✍Ejercicio 23. Se midió la presión osmótica de una disolución acuosa de cierta proteína a fin de determinar su masa molar. La disolución contenía 3,50 mg de proteína disueltos en agua suficiente para formar 500 mL de disolución. Se encontró que la presión osmótica de la disolución a 25°C es 1,54 mmHg. Calcular la masa molar de la proteína.

✍Ejercicio 24. ¿Cual es la presión osmótica a 20°C de una disolución de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), 0,0020 M? (Respuesta = 0,048 atm)

✍Ejercicio 25. Disolviendo 6,73 g de sacarosa (masa molar 342 g/mol) hasta formar 1500 mL de disolución a 20°C. ¿Cual es la presión osmótica que teóricamente corresponderá? (Respuesta = 0,315 atm)

✍Ejercicio 26. ¿Que presión osmótica ejercerá una disolución de urea en agua al 1 % a 20°C(masa molar de urea 60 g/mol)? (Respuesta = 4 atm)

✍Ejercicio 27. Calcular la masa molar aproximada del pineno sa-

biendo que al disolver 2,8 g en alcohol hasta un volumen de 500 mL se midió una presión osmótica de 1,2 atm a 20 °C. (Respuesta = 112 g/mol)

✍Ejercicio 28. Calcular la masa molar aproximada del tiofeno sabiendo que una disolución de 100 mL que contiene 0,32 g de ese compuesto en alcohol dio una presión osmótica de 510 mmHg a 20°C. (Respuesta = 114,7 g/mol)

✍Ejercicio 29. ¿Que presión osmótica en atm ejercerá cualquier disolución 0,1 M de una sustancia no ionizable a 20°C? (Respuesta = 2,40 atm)

✍Ejercicio 30. ¿Cuántos gramos de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ deberán disolverse por litro de agua para obtener una disolución isoosmótica con otra de urea $CO(NH_2)_2$ que contiene 80 g de soluto por litro de solución a 25°C.