EJERCICIOS DEL CURSO CERO DE QUÍMICA

UNIDAD 1.

1.1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Ej. 1. Un anión tiene carga -3 siendo su número total de electrones 36 y su número másico 75. Calcular su número de protones y neutrones.

Ej. 2. Sabiendo que los números atómicos del argón y del potasio son 18 y 19, respectivamente, razonar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) El número de electrones de los iones $^{39}K^+$ es igual al de los átomos neutros del ^{40}Ar.
b) El número de protones de los iones $^{39}K^+$ es igual al de los átomos ^{40}Ar.
c) Los iones K^+ y los átomos de gas argón no son isótopos.
d) El potasio y el argón tienen propiedades químicas distintas.

Ej. 3. Dados los siguientes datos:

Átomos	Protones	Neutrones	Electrones
X	40	40	40
Y	42	38	42

Los átomos X e Y:
a) ¿Son isótopos?
b) ¿Pertenecen al mismo elemento?
c) ¿Tienen el mismo número atómico? ¿Y másico?

Ej. 4. Justificar si es posible o no que existan electrones con los siguientes números cuánticos: a) (3, -1, 1, -1/2); b) (3, 2, 0, 1/2); c) (2, 1, 2, 1/2); d) (1, 1, 0, -1/2)

Ej. 5. Indicar los posibles valores de los tres primeros números cuánticos correspondientes a los orbitales 2p y 4d.

Ej. 6. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justificar la respuesta en cada caso:
a) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde al estado fundamental de un átomo.
b) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^7 3s^1$ es imposible.
c) Las configuraciones electrónicas $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^1$ y $1s^2 2s^2 2p^5 2d^1 3s^2$ corresponden a dos estados posibles del mismo átomo.
d) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ corresponde a un elemento alcalinotérreo.

Ej. 7. La configuración electrónica del último nivel energético de un elemento es $4s^2 4p^3$. De acuerdo con este dato, escribir los valores posibles de los números cuánticos para su último electrón.

Ej. 8. Se tiene un elemento alcalinotérreo del tercer periodo y el segundo elemento del grupo de los halógenos:
a) Escribir sus configuraciones electrónicas.
b) Escribir los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.

Ej. 9. Dados los elementos X, Y y Z de números atómicos 6, 11 y 17, respectivamente, indicar:
a) La configuración electrónica de cada uno de ellos.
b) La posición que ocupan en la tabla periódica.
c) La fórmula de los compuestos que forma el elemento Z cuando se combina con X o con Y.

Ej. 10. La configuración electrónica del ión X^{3-} es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
a) ¿Cuál es el número atómico del símbolo X?
b) ¿A qué grupo y periodo pertenece ese elemento?
c) Razonar si el elemento X posee electrones desapareados.

Ej. 11. Dada la siguiente tabla:

Elemento	Configuración electrónica
A	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
B	$1s^2 2s^2 2p^4$
C	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
D	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
E	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y razonar la respuesta:
a) El elemento C es un gas noble y el B un halógeno.
b) Los elementos A y C se sitúan en el tercer y cuarto periodo, respectivamente.
c) El elemento E es un anfígeno y se sitúa en el quinto periodo.
d) El elemento B es un halógeno del segundo periodo y el elemento D se sitúa en el sexto periodo.
e) El elemento A es un metal alcalinotérreo.
Solución: a) Falsa; b) Verdadera; c) Falsa; d) Falsa; e) Falsa.

Ej. 12. Ordenar razonadamente los siguientes elementos: Fe, Cs, F, N y Si de menor a mayor a) radio atómico, b) electronegatividad y c) energía de ionización.

Ej. 13. Dadas las siguientes configuraciones electrónicas pertenecientes a elementos neutros:

X ($1s^2 2s^2 2p^5$) Y ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$) Z ($1s^2 2s^2 2p^4$)

a) Indicar el grupo y periodo al que pertenece cada elemento.
b) Indicar el elemento de menor energía de ionización y el de mayor valor.
c) Ordenar los elementos de menor a mayor radio atómico.

Ej. 14. Dos elementos presentan las siguientes configuraciones electrónicas: X: $1s^2 2s^2 2p^6$ e Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

a) Si los valores de las energías de ionización son 2073 y 8695 kJ mol^{-1}, justificar cual será el valor asociado a cada elemento.
b) ¿Por qué el radio atómico y la energía de ionización presentan tendencias periódicas opuestas?

Ej. 15. Las tres primeras energías de ionización de un elemento químico son 738, 1450 y 7730 kJ mol^{-1}. Si se trata de un elemento perteneciente al tercer periodo del sistema periódico, indicar razonadamente a qué grupo pertenece y su configuración electrónica.

Ej. 16. Dados los elementos X e Y cuyos números atómicos son 20 y 35, respectivamente ¿cuál tendrá mayor afinidad electrónica?

1.2. ENLACE QUÍMICO

Ej. 1. Las siguientes configuraciones electrónicas corresponden a elementos neutros: A ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$), B ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$) y C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$). Indicar las fórmulas y justificar el tipo de enlace predominante de los posibles compuestos que puedan formarse cuando se combinan: a) A y C; b) B y C; c) C y C

Ej. 2. Dadas las siguientes especies químicas: HCl, Mg, KI, F_2, $CH_3(CH_2)_2CH_3$ y CH_3OH, indicar:
a) ¿Cuáles conducirán la corriente eléctrica en estado sólido o fundido?
b) Indicar si a 25 ºC y a 1 atm de presión se encontrarán en estado sólido, líquido o gaseoso.
c) ¿Cuáles serán solubles en agua?

Ej. 3. Indicar razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
a) El Ca y el O forman un enlace covalente polar.
b) El cloruro de rubidio presenta un mayor carácter iónico que el óxido de magnesio.
c) El cloro y el hidrógeno forman un enlace covalente apolar.
d) El K y el F forman un enlace iónico.
Solución: a) Falsa; b) Verdadera; c) Falsa; d) Verdadera.

Ej. 4. Dibujar las estructuras de Lewis de los compuestos: F_2, O_2 y N_2.

Ej. 5. ¿Qué estructuras de Lewis presentan las moléculas HCN, $CHCl_3$ y CO_2?

Ej. 6. Dibujar las estructuras de Lewis de los siguientes hidrocarburos: etano, eteno y etino.

Ej. 7. Dadas las siguientes moléculas: I_2, NO_3^-, SO_4^{2-}; O_3
a) Dibujar las estructuras de Lewis. ¿Se pueden dibujar estructuras resonantes?
b) Determinar la carga formal de cada uno de los átomos.

Ej. 8. Para las moléculas SiF_4 y $CHCl_3$:
a) Escribir sus estructuras de Lewis.
b) Determinar su geometría molecular.

c) ¿Se trata de moléculas polares? Razonar la respuesta.

Ej. 9. Predecir la geometría de las siguientes moléculas:
a) BeH_2; b) SiH_4; c) BF_3; d) $XeCl_6^{2+}$; e) $BaCl_2$; f) PF_5; g) CO_2; h) CBr_4

Ej. 10. ¿Qué geometría presentan las moléculas de CH_4, NH_3 y H_2O?

Ej. 11. Predecir la geometría de las siguientes moléculas:
a) NF_3; b) H_2S; c) $XeCl_4$; d) BrF_5; e) PCl_3; f) SF_4; g) BeF_2; h) BrF_3

Ej. 12. Justificar las siguientes afirmaciones:
a) El H_2 y el I_2 no son solubles en agua y el HI sí lo es.
b) Los enlaces en la molécula BF_3 están polarizados y sin embargo es apolar.
c) El NH_3 tiene un punto de ebullición más alto que el CH_4.

Ej. 13. Dadas las sustancias: cloruro de potasio, agua, cloro y sodio.
a) Indicar el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.
b) Escribir las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes.
c) Justificar la polaridad de enlace en las covalentes.
d) Justificar la geometría y el momento dipolar de la molécula de agua.

Ej. 14. Indicar si las siguientes moléculas son polares o no. Razonar la respuesta.
a) BBr_3; b) CCl_4; c) SeH_2; d) AsH_3; e) $XeCl_4$; f) SiH_4

UNIDAD 2.

2.1. CONCEPTOS BÁSICOS

Ej. 1. ¿Dónde habrá mayor número de átomos, en 1 mol de metanol o en 1 mol de ácido metanoico (ácido fórmico)?
Solución: Metanol.

Ej. 2. ¿En cuál de los tres recipientes siguientes hay mayor número de átomos de oxígeno?
a) Una probeta con 8 mol de ácido sulfúrico.
b) Un reactor con un kilogramo y medio de dicromato de potasio.
c) Un globo con $1{,}059 \cdot 10^{26}$ átomos de dióxido de carbono.
Datos: Masas atómicas: K = 39; Cr = 52; O = 16.
Solución: En el CO_2.

Ej. 3. El tetrahidrocannabinol (THC) es una sustancia tóxica. Con muy poca cantidad ($2{,}5 \cdot 10^{-5}$ g) se produce una intoxicación. La fórmula molecular del mismo es $C_{21}H_{33}O_2$.
a) ¿Cuántos moles de THC representan esos $2{,}5 \cdot 10^{-5}$ g?
b) ¿Cuántas moléculas representan?
Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.
Solución: a) $7{,}9 \cdot 10^{-8}$ mol THC; b) $4{,}7 \cdot 10^{16}$ moléculas.

Ej. 4. ¿Cuántos iones hay en $1{,}5 \cdot 10^{22}$ átomos de hierro?
Solución: 0.025.

2.2. MEZCLAS Y DISOLUCIONES

Ej. 1. Una muestra de 7,33 gramos de $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$ se disuelve en agua, y se le añade una disolución de ácido sulfúrico con una riqueza del 60 % en peso y una densidad de 1,5 g mL^{-1}. Si la reacción que tiene lugar es: $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + HCl + H_2O$, calcular:
a) La molaridad de la disolución de ácido sulfúrico.
b) El volumen, en mL, de la disolución de ácido sulfúrico que es necesario añadir para que reaccione todo el bario contenido en la muestra.
Datos: Masas atómicas: H = 1; S = 32; Ba = 137; Cl = 35,5; O = 16.
Solución: a) 9,18 M; b) 3,27 mL.

Ej. 2. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,05 g mL^{-1} a 20 °C y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcular:
a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.
b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0,5 M del citado ácido?
Datos: Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16.
Solución: a) X_{H2SO4}= 0,018; X_{H2O}= 0,98; b) 250 mL.

Ej. 3. La etiqueta de una botella de ácido nítrico señala como datos del mismo: densidad, 1,40 kg L^{-1}, y riqueza, 65 % en peso, además de indicar sus características de peligrosidad.
a) ¿Qué volumen de la misma se necesitará para preparar 250 cm^3 de una disolución 0,5 M?
b) Explicar el procedimiento seguido en el laboratorio y dibujar y nombrar el material necesario para su preparación.
Datos: Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16.
Solución: a) 8,65 mL.

Ej. 4. ¿Cuántos centímetros cúbicos de disolución concentrada de HCl, de 40 % de riqueza en peso y densidad 1,20 g cm^{-3} hacen falta para preparar dos litros de disolución 0,1 M de dicho ácido?.
Una vez preparada dicha disolución, se toman 100 cm^3 y se valoran con una disolución de 0,4 M de NaOH, gastándose hasta llegar al viraje del indicador, 25,5 cm^3 de esta última disolución. ¿Cuál será la molaridad de la disolución de ácido clorhídrico?
Datos: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.
Solución: 15,2 cm^3; 0,102 M.

Ej. 5. Calcular la molaridad y la molalidad de una disolución acuosa que contiene 27 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en cada 200 mL de disolución. La densidad de la disolución es 1,050 g mL^{-1}.
Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.
Solución: 0,39 M; 0,43 m.

Ej. 6. Calcular la molaridad de un anticongelante comercial formado por una disolución de etilenglicol (CH_2OH-CH_2OH) al 30 % en peso de agua, sabiendo que la densidad de la mezcla es de 1,024 g mL^{-1}.
Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.
Solución: 4,9 M.

2.3. REACCIONES QUÍMICAS

Ej. 1. Si se somete al hidrocarburo $C_{10}H_{18}$ a combustión completa:
a) Formular y ajustar la reacción que se produce.
b) Calcular el número de moles de O_2 que se consumen en la combustión completa de 276 g de hidrocarburo.
c) Determinar el volumen de aire, a 25 °C y 1 atm, necesario para la combustión completa de dicha cantidad de hidrocarburo (O_2 al 20 % en el aire).
Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12. R = 0.082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: b) 29 mol O_2; c) 3543,2 L aire.

Ej. 2. El carburo cálcico, CaC_2, es un compuesto sólido que reacciona con el agua líquida para dar el gas inflamable acetileno y el sólido hidróxido cálcico. Calcular:
a) El volumen de gas medido en condiciones estándar que se obtendrá cuando 80 g de CaC_2 reaccionan con 80 g de agua.
b) La cantidad de reactivo que queda sin reaccionar.
Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; Ca = 40; O = 16. R = 0.082 at L mol^{-1} K^{-1}.

Solución: a) 28 L C_2H_2; b) 34,9 g H_2O sobran.

Ej. 3. Se mezclan 20 g de Zn puro con 200 mL de HCl 6 M. Cuando termine el desprendimiento de hidrógeno, ¿qué habrá quedado sin reaccionar cinc o ácido?, ¿qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y 760 mm Hg, se habrá desprendido?
Datos: Masas atómicas: Zn = 65,37. R = 0.082 at L mol^{-1} K^{-1}. 1 atm = 760 mmHg.
Solución: 0,59 mol HCl; 7,53 L H_2.

Ej. 4. El clorato de potasio ($KClO_3$) se descompone a alta temperatura para dar cloruro de potasio y oxígeno molecular.
a) Escribir y ajustar la reacción.
b) ¿Qué cantidad de clorato de potasio puro debe descomponerse para obtener 5 L de oxígeno medidos a 20 ºC y 2 atm de presión?
c) ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se obtendrá al descomponer 60 g de clorato de potasio del 83 % de pureza?
Datos: Masas atómicas: K = 39; Cl = 35,5; O = 16. R = 0.082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: b) 33,9 g $KClO_3$; c) 30,25 g KCl.

Ej. 5. A un vaso de precipitados que contiene 7,6 g de aluminio se le añaden 100 mL de un ácido clorhídrico comercial del 36 % y de densidad 1,18 g cm^{-3}, obteniéndose tricloruro de aluminio e hidrógeno. Indicar cuál es el reactivo limitante y calcular qué volumen de hidrógeno se obtiene si las condiciones en las que se realiza el proceso son 25 ºC y 750 mmHg.
Datos: Masas atómicas: Al = 27; Cl = 35,5; H = 1. R = 0.082 at L mol^{-1} K^{-1}. 1 atm = 760 mmHg.
Solución: El aluminio; 10,4 L H_2.

Ej. 6. Una muestra de 15 g de calcita, que contiene un 98 % en peso de carbonato de calcio puro, se hace reaccionar con ácido sulfúrico del 96 % y densidad 1,84 g cm^{-3}, formándose sulfato de calcio y desprendiéndose dióxido de carbono y agua.
a) Formular y ajustar la reacción que ocurre.
b) ¿Qué volumen de ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente la muestra de calcita?
c) ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se producirán en la reacción?
Datos: Masas atómicas: Ca = 40; S = 32; C = 12; H = 1; O = 16. R = 0.082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: b) 8,16 mL H_2SO_4; c) 3,59 L CO_2; d) 20,4 g $CaSO_4$.

Ej. 7. Se tratan 6 g de aluminio en polvo con 50 mL de disolución 0,6 M de H_2SO_4. Calcular:
a) El volumen de hidrógeno gaseoso que se obtendrá en la reacción, medido en condiciones estándar.
b) La cantidad en gramos de $Al_2(SO_4)_3$ que se obtendrá por evaporación de la disolución resultante de la reacción.
c) El reactivo que se halla en exceso y el valor de este exceso en gramos.
Datos: Masas atómicas: Al = 27; S = 32; O = 16. R = 0.082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: a) 0,67 L H_2; b) 3,42 g $Al_2(SO_4)_3$; c) 5,4 g Al.

Ej. 8. El cloro se obtiene en el laboratorio según la siguiente reacción:

$$MnO_2 + 4\ HCl \rightarrow MnCl_2 + 2\ H_2O + Cl_2$$

Calcular:

a) La cantidad de reactivos necesarios para obtener 10 L de cloro en condiciones estándar.

b) El volumen de HCl 0,5 M que habrá que utilizar.

Datos: Masas atómicas: Mn = 55; H = 1; Cl = 35,5; O = 16. R = 0.082 at L mol^{-1} K^{-1}.

Solución: a) 39,15 g MnO_2 y 65,7 g HCl; b) 3,6 L HCl.

Ej. 9. Una muestra impura de óxido de hierro (III) (sólido) reacciona con un ácido clorhídrico comercial de densidad 1,19 g cm^{-3}, que contiene el 35 % en peso del ácido puro.

a) Escribir y ajustar la reacción que se produce, si se obtiene cloruro de hierro (III) y agua.

b) Calcular la pureza del óxido de hierro (III) si 5 gramos de este compuesto reaccionan exactamente con 10 cm^3 del ácido.

c) ¿Qué masa de cloruro de hierro (III) se obtendrá?

Datos: Masas atómicas: Fe = 55,8; H = 1; Cl = 35,5; O = 16.

Solución: b) 60,6% Fe_2O_3; c) 6,17 g $FeCl_3$.

Ej. 10. El ácido clorhídrico se obtiene industrialmente calentando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado.

a) Formular y ajustar la reacción que tiene lugar.

b) ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico de una concentración del 90 % en peso se necesitará para producir 100 kg de ácido clorhídrico concentrado al 35 % en peso?

c) ¿Cuántos kilogramos de cloruro de sodio se emplean por cada tonelada de sulfato de sodio obtenido como subproducto?

Datos: Masas atómicas: Na = 23; S = 32; H = 1; Cl = 35,5; O = 16.

Solución: b) 52,2 kg H_2SO_4; c) 824 kg NaCl.

UNIDAD 3.

3.1. TERMOQUÍMICA

Ej. 1. Considerar los procesos de licuación del hidrógeno: H_2 (g) → H_2 (l), ΔH_l = -1,0 kJ mol^{-1}; y de combustión del mismo gas: H_2 (g) + ½ O_2 (g) → H_2O (g), ΔH_c = -242 kJ mol^{-1}. Justificar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) En ambos procesos $\Delta S < 0$.
b) Ambos procesos son espontáneos a cualquier temperatura.
c) Para la combustión H_2 (l) + ½ O_2 (g) → H_2O (g) se tiene $\Delta H'_c$ = -241 kJ mol^{-1}.
d) La energía de cada enlace O-H es 242/2 kJ mol^{-1}.

Solución: a) Verdadero; b) Falso; c) Verdadero; d) Falso.

Ej. 2. Sabiendo que se desprenden 890,0 kJ por cada mol de CO_2 producido según la siguiente reacción:

$$CH_4 (g) + 2\ O_2 (g) \rightarrow CO_2 (g) + 2\ H_2O (l)$$

Calcular:

a) La entalpía de formación del metano.
b) El calor desprendido en la combustión completa de 1 kg de metano.
c) El volumen de CO_2, medido a 25 °C y 1 atm, que se produce en la combustión completa de 1 kg de metano.

Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1. R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}; $\Delta H^0_f(CO_2)$ = -393.5 kJ/mol; $\Delta H^0_f(H_2O)$ = -285.8 kJ/mol

Solución: a) -75,1 kJ mol^{-1}; b) 55625 kJ; c) 1527,25 L CO_2.

Ej. 3. Para la reacción $PCl_5 \leftrightarrow PCl_3 + Cl_2$, calcular:

a) La entalpía y la energía de Gibbs de reacción estándar a 298 K.
b) La entropía de reacción estándar a 298 K.
c) La temperatura a partir de la cuál la reacción es espontánea en condiciones estándar.
d) ¿Cuál es el valor de la entropía molar del Cl_2?

Datos a 298 K:

	ΔH^0_f / kJ mol^{-1}	ΔG^0_f / kJ mol^{-1}	S^0 / J mol^{-1} K^{-1}
PCl_5	-374,9	-305,0	365
PCl_3	-287,0	-267,8	312

Solución: a) ΔH^0_f = 87,9 kJ mol^{-1}; ΔG^0_f = 37,2 kJ mol^{-1}.; b) ΔS^0 = 170,1 J mol^{-1} K^{-1}; c) T > 516,7 K; d) $S^0(Cl_2)$ = 223,1 J mol^{-1} K^{-1}.

Ej. 4. Uno de los métodos de propulsión de misiles se basa en la reacción de la hidracina, N_2H_4 (l), y el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 (l), para dar nitrógeno molecular y agua líquida, siendo la variación de entalpía del proceso -643 kJ mol^{-1}.

a) Formular y ajustar la reacción que tiene lugar.
b) ¿Cuántos litros de nitrógeno medidos a 20 °C y 55 mmHg se producirán si reaccionan 128 g de N_2H_4 (l)?
c) ¿Qué cantidad de calor se liberará en el proceso?

d) Calcular la entalpía de formación de la hidracina, N_2H_4 (l).

Datos: Masas atómicas: N = 14; H = 1. R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}. $\Delta H_f^0(H_2O_2, l)$ = -187,8 kJ mol^{-1}; $\Delta H_f^0(H_2O, l)$ = -241,8 kJ mol^{-1}. 1 atm = 760 mmHg.

Solución: b) 1460,8 L N_2; c) ΔQ = -2572 kJ; d) $\Delta H_f^0(N_2H_4, l)$ = 51,4 kJ mol^{-1}.

Ej. 5. En un acuario es necesario que haya una cierta cantidad de CO_2 disuelto en el agua para que las plantas sumergidas puedan realizar la fotosíntesis, en la que se libera oxígeno que ayuda a su vez a la respiración de los peces. Si suponemos que en la fotosíntesis el CO_2 se transforma en glucosa ($C_6H_{12}O_6$):

a) Formular y ajustar la reacción global del proceso de la fotosíntesis.

b) Calcular cuántos gramos de CO_2 hay que aportar al acuario en un día, para mantener una población de peces que consume en ese periodo 10 L de O_2, medidos a 700 mmHg y 22 °C.

c) Calcular cuántos gramos de glucosa se producen en las plantas del acuario en un día.

d) Determinar la entalpía de reacción del proceso de la fotosíntesis.

Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16. R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}. 1 atm = 760 mmHg. $\Delta H_f^0(CO_2, g)$ = -394 kJ mol^{-1}; $\Delta H_f^0(H_2O, l)$ = -286 kJ mol^{-1}.; $\Delta H_f^0(C_6H_{12}O_6, s)$ = -1271 kJ mol^{-1}.

Solución: b) 16,76 g CO_2/día c) 11,43 g $C_6H_{12}O_6$/día; d) ΔH_r = 2809 kJ mol^{-1}.

Ej. 6. Se hacen reaccionar 12,2 L de cloruro de hidrógeno medidos a 25 °C y 1 atm, con un exceso de 1-buteno para dar lugar al 2-clorobutano.

a) Determinar la energía libre de Gibbs estándar de reacción y justifique que la reacción es espontánea.

b) Calcular el valor de la entalpía estándar de reacción.

c) Determinar la cantidad de calor que se desprende al reaccionar los 12,2 L de HCl.

Datos: R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}.

	ΔH^0_f / kJ mol^{-1}	ΔG^0_f / kJ mol^{-1}
1-buteno	-0,54	70,4
HCl	-92,3	-95,2
2-clorobutano	-165,7	-55,1

Solución: a) ΔG^0_f = -30,3 kJ mol^{-1}.; b) ΔH^0_r = -72,86 kJ mol^{-1}; c) 36,4 kJ.

Ej. 7. La entalpía de combustión de un hidrocarburo gaseoso C_nH_{2n+2} es de -2220 kJ mol^{-1}. Calcular:

a) La fórmula molecular de este hidrocarburo.

b) La energía desprendida en la combustión de 50 L de este gas, medidos a 25 °C y 1 atm.

c) La masa de H_2O (l) que se obtendrá en la combustión anterior.

Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16. R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}. $\Delta H_f^0(CO_2, g)$ = -393 kJ mol^{-1}; $\Delta H_f^0(H_2O, l)$ = -286 kJ mol^{-1}.; $\Delta H_f^0(C_nH_{2n+2}, g)$ = -106 kJ mol^{-1}.

Solución: a) C_3H_8; b) 4542 kJ; c) 147,3 g H_2O.

Ej. 8. El acetileno o etino se hidrogena para producir etano. Calcular a 298 K:

a) La entalpía estándar de la reacción.

b) La energía de Gibbs estándar de reacción.

c) La entropía estándar de reacción.
d) La entropía molar del hidrógeno.
Datos a 298 K:

	ΔH^0_f / kJ mol^{-1}	ΔG^0_f / kJ mol^{-1}	S^0 / J mol^{-1} K^{-1}
Etino	227	209	200
Etano	-85	-33	230

Solución: a) -312 kJ mol^{-1}.; b) -242 kJ mol^{-1}; c) -235 J mol^{-1} K^{-1}; d) 132,5 J mol^{-1} K^{-1}.

Ej. 9. El etanol se utiliza como alternativa a la gasolina en algunos motores de vehículos.
a) Escribir la reacción ajustada de combustión del etanol para dar dióxido de carbono y agua, y calcular la energía liberada cuando se quema una cantidad de etanol suficiente para producir 100 L de dióxido de carbono, medido a 1 atm y 25 °C.
b) Calcular la energía necesaria para romper todos los enlaces de una molécula de etanol, expresando el resultado en eV.
Datos: N_a = 6,022·10^{23} átomo mol^{-1}; eV = 1,6·10^{-19} J; R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}. $\Delta H_f^0(CO_2, g)$ = -393,5 kJ mol^{-1}; $\Delta H_f^0(H_2O, l)$ = -285,8 kJ mol^{-1}.; ΔH_f^0(etanol, l) = -277,6 kJ mol^{-1}. Energías de enlace (kJ mol^{-1}): C-C: 347; C-O: 351; C-H: 414; O-H: 460.
Solución: a) -2796,7 kJ; b) 33,5 eV.

Ej. 10. A partir de los siguientes datos termoquímicos: calor de formación del metano (g) partiendo del carbono (grafito), -17,89; calor de combustión del carbono (grafito), -94,05; calor de formación del agua (l), -68,32, todos ellos expresados en Kcal mol^{-1} y a 298 K. Calcular:
a) El calor de combustión del metano.
b) ¿Cuántos gramos de metano harían falta para calentar 30 litros de agua de densidad 1 g cm^{-3} desde la temperatura de 15 °C hasta 80 °C. Para ello considere que la caloría es el calor necesario para elevar un grado a un gramo de agua en el intervalo del problema.
Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16. $C_p(H_2O, l)$ = 4,18 J g^{-1}K^{-1}. 1 cal = 4,18 J.
Solución: a) -212,8 Kcal mol^{-1}; b) 146,6 g CH_4.

3.2. EQUILIBRIO QUÍMICO

Ej. 1. La siguiente descomposición: 2 $NaHCO_3$ (s) ↔ Na_2CO_3 (s) + H_2O (g) + CO_2 (g), es un proceso endotérmico.
a) Escribir la expresión para la constante de equilibrio K_p de la reacción indicada.
b) Razonar cómo afecta al equilibrio un aumento de la temperatura.
c) Razonar cómo afecta a la cantidad de CO_2 desprendido un aumento de la cantidad de $NaHCO_3$.
d) Justificar cómo afecta al equilibrio la eliminación del CO_2 del medio.

Ej. 2. En un recipiente cerrado y vacío de 200 mL se introducen 2,56 g de yoduro de hidrógeno. Se eleva la temperatura a 400 °C y se alcanza el equilibrio:

$$2\ HI\ (g) \leftrightarrow I_2\ (g) + H_2\ (g)$$

El valor de K_c para este equilibrio a 400 ºC es 0,017. Calcular:

a) La presión total en el equilibrio.
b) Los gramos de yoduro de hidrógeno en el equilibrio.
Datos: Masas atómicas: H = 1; I = 127. R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: a) 5,5 atm; b) 2,03 g HI.

Ej. 3. En un recipiente de 15 litros se introducen 3 mol de compuesto A y 2 mol de compuesto B. Cuando se calienta el recipiente a 400 K se establece el siguiente equilibrio:

$$2\ A\ (g) + B\ (g) \leftrightarrow 3\ C\ (g)$$

Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio las presiones parciales de B y C son iguales, calcular:
a) Las concentraciones de A, B y C en el equilibrio.
b) La presión total en el equilibrio.
c) El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p a 400 K.
Dato: R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: a) [A] = 0,13 M, [B] = 0,1 M y [C] = 0,1 M; b) 10,9 atm; c) K_c = 0,59 y K_p = 0,59.

Ej. 4. Se introducen 0,5 moles de pentacloruro de antimonio en un recipiente de 2 litros. Se calienta a 200 °C y una vez alcanzado el equilibrio, hay presentes 0,436 moles del compuesto. Todas las especies son gases a esa temperatura.
a) Escribir la reacción de descomposición del pentacloruro de antimonio en cloro molecular y en tricloruro de antimonio.
b) Calcular K_c para la reacción anterior.
c) Calcular la presión total de la mezcla en el equilibrio.
Dato: R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: b) $K_c = 4{,}7 \cdot 10^{-3}$; c) P_T = 10,94 atm.

Ej. 5. En un recipiente de 5 L se introducen 3,2 g de $COCl_2$ a 300 K. Cuando se alcanza el equilibrio $COCl_2 \leftrightarrow CO + Cl_2$, la presión final es de 180 mmHg. Calcular:
a) Las presiones parciales de $COCl_2$, CO y Cl_2 en el equilibrio.
b) Las constantes de equilibrio K_p y K_c.
Datos: Masa atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5. R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}. 1 atm = 760 mmHg.
Solución: a) P_{Cl2} = 0,08 atm, P_{CO} = 0,08 atm y P_{COCl2} = 0,08 atm; b) K_p = 0,08, $K_c = 3{,}2 \cdot 10^{-3}$.

Ej. 6. En un matraz de 5 litros se introduce una mezcla de 0,92 moles de N_2 y 0,51 mol de O_2. Se calienta la mezcla hasta 2200 K, estableciéndose el equilibrio: $N_2\ (g) + O_2\ (g) \leftrightarrow 2\ NO\ (g)$. Teniendo en cuenta que en estas condiciones reacciona el 1,09 % del nitrógeno inicial (con el oxígeno correspondiente), calcular:
a) La concentración de todos los compuestos en el equilibrio a 2200 K.
b) El valor de la constante de equilibrio K_c.
Solución: a) $[N_2]$ = 0,182 M, $[O_2]$ = 0,1 M y [NO] = $4{,}01 \cdot 10^{-3}$ M; b) $K_c = 8{,}8 \cdot 10^{-4}$.

Ej. 7. Una muestra de 0,10 moles de BrF_5 se introduce en un recipiente de 10 litros que, una vez cerrado, se calienta a 1500 °C estableciéndose el siguiente equilibrio:

$$BrF_5\ (g) \leftrightarrow ½\ Br_2\ (g) + 5/2\ F_2\ (g)$$

Cuando se alcanza el equilibrio la presión total es de 2,46 atm. Calcular:

a) El grado de disociación del BrF_5.
b) El valor de la constante de equilibrio K_c.
Dato: R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: a) α = 0,345; b) $K_c = 4{,}4 \cdot 10^{-5}$.

Ej. 8. En un recipiente de 5 L se introducen 2,0 mol de PCl_5 (g) y 1,0 mol de PCl_3 (g). La temperatura se eleva a 250 ºC, estableciéndose el siguiente equilibrio (K_c = 0,042):

$$PCl_5\ (g) \leftrightarrow PCl_3\ (g) + Cl_2\ (g)$$

a) Calcular la concentración de Cl_2 en el equilibrio.
b) Calcular el valor de K_p a esa misma temperatura.
c) Calcular el porcentaje de disociación alcanzado por el PCl_5.
Dato: R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: a) $[Cl_2]$ = 0,056 M; b) K_p = 1,8; c) 14 %.

Ej. 9. En un recipiente cerrado de volumen constante igual a 22 L y a la temperatura de 305 K se introduce 1 mol de N_2O_4 (g). Este gas se descompone parcialmente según la reacción:

$$N_2O_4\ (g) \leftrightarrow 2\ NO_2\ (g)$$

Cuya constante de equilibrio K_p vale 0,249 a dicha temperatura.
a) Calcular el valor de la constante de equilibrio, K_c.
b) Determinar las fracciones molares de los componentes de la mezcla en el equilibrio.
c) ¿Cuál es la presión total cuando se ha alcanzado el equilibrio?
Dato: R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}.
Solución: a) K_c = 9,96·10-3; b) X_{N2O4} = 0,63, X_{NO2} = 0,37; c) 1,4 atm.

Ej. 10. A 400 °C el amoniaco se encuentra disociado un 40% en nitrógeno e hidrógeno cuando la presión del sistema es de 710 mmHg. Calcular para el equilibrio:

$$2\ NH_3\ (g) \leftrightarrow N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g)$$

a) Las presiones parciales de cada especie en el equilibrio, cuando la cantidad inicial de NH_3 es de 4 mol.
b) Determinar la K_p.
Datos: R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}. 1 atm = 760 mmHg.
Solución: a) P_{NH3} = 0,10 atm, P_{N2} = 0,21 atm y P_{H2} = 0,62 atm; K_p = 4,8.

UNIDAD 4.

EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE. Transferencia de Protones.

Ej. 1. Se tienen dos disoluciones acuosas de la misma concentración, una de ácido acético ($K_a = 1,8\cdot10^{-5}$) y otra de ácido salicílico ($K_a = 1,0\cdot10^{-3}$). Contestar razonadamente a las siguientes cuestiones:
a) Cuál de los dos ácidos es más débil.
b) Cuál de los dos tiene mayor grado de disociación.
c) Cuál de las dos disoluciones tiene menor pH.

Ej. 2. La aspirina es un medicamento cuyo compuesto activo, el ácido acetilsalicílico ($HC_9H_7O_4$), es un ácido débil con $K_a = 3,27\cdot10^{-4}$.
a) ¿Cuál es la concentración inicial de una disolución formada por una tableta de aspirina de 650 mg disuelta en 250 mL de agua?
b) ¿Qué pH tiene?
Datos: Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.
Solución: a) 0,014 M; b) pH = 2,7.

Ej. 3. Una disolución 10^{-2} M de cianuro de hidrógeno (HCN) tiene un pH de 5,6. Calcular:
a) El grado de disociación del HCN.
b) La constante de disociación del ácido (K_a).
c) La constante de basicidad del ión CN^- (K_b).
d) El pH de la disolución resultante al mezclar 100 mL de esta disolución de HCN con 100 mL de una disolución $2\cdot10^{-2}$ M de hidróxido de sodio.
Solución: a) $\alpha = 2,5\cdot10^{-4}$; b) $K_a = 6,25\cdot10^{-10}$; c) $K_b = 1,6\cdot10^{-5}$; d) pH = 11,7.

Ej. 4. Una disolución acuosa 1 M de ácido nitroso (HNO_2) tiene un 2 % de ácido disociado. Calcular:
a) La concentración de cada una de las especies presentes en el equilibrio.
b) El pH de la disolución.
c) El valor de K_a del ácido nitroso.
d) Si la disolución se diluye 10 veces, ¿cuál será el nuevo grado de disociación?
Solución: a) $[NO_2^-] = 0,02$ M, $[H_3O^+] = 0,02$ M y $[HNO_2] = 0,98$ M; b) pH = 1,7; c) $K_a = 4,08\cdot10^{-4}$; d) $\alpha = 0,062$.

Ej. 5. 5 Litros de amoniaco (gas), medidos en condiciones estándar, se hacen pasar por agua destilada hasta obtener 500 mL de disolución. Sabiendo que $K_b = 1,8\cdot10^{-5}$, calcular:
a) La concentración inicial de amoniaco.
b) La concentración de iones OH^- en el equilibrio y el pH de la disolución.
Solución: a) $[NH_3]$ =0,45 M; b) pH =11,45.

Ej. 6. Una disolución de ácido nitroso tiene un pH de 2,5. Calcular:
a) La concentración de ácido nitroso inicial.

b) La concentración de ácido nitroso en el equilibrio.
c) El grado de disociación del ácido nitroso en estas condiciones, expresado en porcentaje.
d) Si a 10 mL de la disolución anterior se le añaden 5 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,10 M, razone si la disolución resultante será ácida, neutra o básica.
Dato: $K_a(HNO_2) = 4{,}5\cdot10^{-4}$.
Solución: a) $[HNO_2]_0$ =0.025 M; b) $[HNO_2]_{eq}$ =0.022 M; c) α = 12,6 %; d) pH =12,2.

Ej. 7. Determinar el pH de una disolución acuosa que es 0,4 M en cloruro amónico.
Dato: $K_b(NH_3) = 1{,}8\cdot10^{-5}$.
Solución: pH =4,83.

Ej. 8. El ácido butanoico es un ácido débil de $K_a = 1{,}85\cdot10^{-5}$. Calcular:
a) El grado de disociación de una disolución 0,02 M del ácido butanoico.
b) El pH de la disolución 0,02 M.
c) El pH de la disolución que resulta de añadir 0,05 moles de HCl a 250 mL de una disolución 0,02 M de ácido butanoico.
Suponga que no hay variación de volumen.
Solución: a) α = 0,03; b) pH =3,22; c) pH = 0,69.

Ej. 9. Una disolución acuosa de amoniaco de uso doméstico tiene de densidad 0,85 g cm^{-3} y el 8 % de NH_3 en masa.
a) Calcular la concentración molar de amoniaco en dicha disolución.
b) Si la disolución anterior se diluye 10 veces, calcular el pH de la disolución resultante.
c) Determinar las concentraciones de todas las especies (NH_3, NH_4^+, OH^-, H_3O^+) en la disolución diluida 10 veces.
Datos: Masas atómicas: H = 1; N = 14. $K_b(NH_3) = 1{,}8\cdot10^{-5}$.
Solución: a) 4 M; b) pH =11,43; c) $[NH_3]$=0,397 M, $[OH^-]=[NH_4^+]=2{,}68\cdot10^{-3}$ M y $[H_3O^+]=3{,}73\cdot10^{-12}$ M.

Ej. 10. Se dispone de una disolución acuosa de KOH de concentración 0,04 M y una disolución acuosa de HCl de concentración 0,025 M. Calcular:
a) El pH de las dos disoluciones.
b) El pH de la disolución que se obtiene si se mezclan 50 mL de la disolución de KOH y 20 mL de la disolución de HCl.
c) El volumen de agua que habría que añadir a 50 mL de la disolución de KOH para obtener una disolución de pH 12.
Solución: a) pH = 1,6; b) pH = 12,32; c) 150 mL.

UNIDAD 5.

ELECTROQUÍMICA. Transferencia de Electrones.

Ej. 1. Ajustar las siguientes reacciones en medio ácido e indicar en cada caso las semirreacciones redox y cuáles son los agentes oxidantes y reductores.

a) $K_2Cr_2O_7 + HI + HClO_4 \rightarrow Cr(ClO_4)_3 + KClO_4 + I_2 + H_2O$

b) $KIO_3 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + K_2SO_4 + H_2O$

Ej. 2. Se sabe que el ion permanganato oxida el hierro (II) a hierro (III), en presencia de ácido sulfúrico, reduciéndose él a Mn (II).

a) Escribir y ajustar las semirreacciones de oxidación y reducción y la ecuación iónica global.

b) ¿Qué volumen de permanganato de potasio 0,02 M se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0,1 M de sulfato de hierro (II) en disolución de ácido sulfúrico?

Solución: b) 40 mL.

Ej. 3. El sulfato de cobre, $CuSO_4$, se utilizó hace años como aditivo en piscinas para la eliminación de las algas. Este compuesto se puede preparar tratando el cobre metálico con ácido sulfúrico en caliente, según la reacción (no ajustada):

$$Cu\ (s) + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow CuSO_4\ (ac) + SO_2\ (g) + H_2O\ (l)$$

a) Ajustar la reacción en forma molecular.

b) Calcular los mL de ácido sulfúrico de densidad 1,98 g mL^{-1} y riqueza 95 % (en peso) necesarios para reaccionar con 10 g de cobre metálico.

Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cu = 63,5.

Solución: b) 16,41 mL.

Ej. 4. A 50 mL de una disolución ácida de MnO_4^- 1,2 M se le añade un trozo de 14,7 g de Ni (s), obteniéndose Mn^{2+} y Ni^{2+}.

a) Escribir y ajustar las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica global.

b) Justificar cuantitativamente que el MnO_4^- sea el reactivo limitante.

c) Calcular la concentración final de iones Ni^{2+} y Mn^{2+} en disolución, suponiendo que el volumen no ha variado.

d) Determinar la masa de Ni que queda sin reaccionar.

Datos: Masas atómicas: Ni = 58,7.

Solución: c) $[Mn^{2+}]$ = 1,2 M y $[Ni^{2+}]$ = 3 M; d) 5,87 g.

Ej. 5. Se requieren 2 g de una disolución acuosa comercial de peróxido de hidrógeno para reaccionar totalmente con 15 mL de una disolución de permanganato de potasio ($KMnO_4$) 0,2 M, en presencia de cantidad suficiente de ácido sulfúrico, observándose el desprendimiento de oxígeno molecular, a la vez que se forma sulfato de manganeso (II).

a) Escribir las semirreacciones de oxidación y reducción y la reacción molecular global del proceso.

b) Calcular la riqueza en peso de la disolución comercial de peróxido de hidrógeno, y el volumen de oxígeno desprendido, medido a 27 ºC y una presión de 700 mmHg.

Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16. R = 0,082 at L mol^{-1} K^{-1}. 1 atm = 760 mmHg.
Solución: b) 12,75 % H_2O_2 y 0,2 L O_2.

Ej. 6. El sulfuro de cobre (II) reacciona con ácido nítrico, en un proceso en el que se obtiene azufre sólido, monóxido de nitrógeno, nitrato de cobre (II) y agua.
a) Formular y ajustar las semirreacciones de oxidación y reducción, indicando cuáles son los reactivos oxidante y reductor.
b) Formular y ajustar la reacción molecular global.
c) Calcular la molaridad de una disolución de ácido nítrico del 65 % de riqueza en peso y densidad 1,4 g cm^{-3}.
d) Calcular qué masa de sulfuro de cobre (II) se necesitará para que reaccione completamente con 90 mL de la disolución de ácido nítrico del apartado anterior.
Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14: S = 32; Cu =63,5.
Solución: c) 14,4 M HNO_3; d) 46,56 g CuS.

Ej. 7. Dados los siguientes pares redox: Mg^{2+}/Mg; Cl_2/Cl^-; Al^{3+}/Al; Ag^+/Ag.
a) Escribir y ajustar las semirreacciones de reducción de cada uno de ellos.
b) ¿Qué especie sería el oxidante más fuerte? Justificar su respuesta.
c) ¿Qué especie sería el reductor más fuerte? Justificar su respuesta.
d) ¿Podría el Cl_2 oxidar al Al^{3+}? Justificar su respuesta.
Datos: E^0 (Mg^{2+}/Mg) = -2,37 V; E^0 (Cl_2/Cl^-) = 1,36 V; E^0 (Al^{3+}/Al) = -1,66 V; E^0 (Ag^+/Ag) = 0,80 V.

Ej. 8. Dados los potenciales estándar de reducción:

$$E^0\ (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0{,}77\ V \text{ y } E^0\ (Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}) = 1{,}33\ V$$

a) Justificar en qué sentido se producirá la reacción:

$$Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O + K_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4$$

b) Indicar qué especie actúa como agente oxidante y cuál como agente reductor.
c) Ajustar la reacción, en forma molecular, por el método del ion-electrón.

Ej. 9. Responder a las siguientes preguntas, justificando la respuesta:
a) ¿Se puede guardar una disolución de nitrato de cobre (II) en un recipiente de aluminio?, y ¿en un recipiente de cinc metálico?, y ¿en uno de plata?
b) ¿Se puede guardar una disolución de cloruro de hierro (II) en un recipiente de aluminio?, y ¿en un recipiente de cinc metálico?, y ¿en uno de cobre metálico?
Datos: $E^0(Cu^{2+}/Cu)$ = 0,34 V; $E^0(Ag^+/Ag)$ = 0,80 V; $E^0(Al^{3+}/Al)$ = -1,67 V; $E^0(Fe^{2+}/Fe)$ = -0,44 V; $E^0(Zn^{2+}/Zn)$ = -0,74 V.

Ej. 10. El estaño metálico reacciona con el ácido nítrico concentrado y forma óxido de estaño (IV), dióxido de nitrógeno y agua.
a) Ajustar la reacción por el método del ion-electrón.
b) Calcular el volumen de una disolución de ácido nítrico del 16,0 % en masa y densidad 1,09 g mL^{-1} que reaccionará estequiométricamente con 2,00 g de estaño.

Datos: Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14; Sn = 118,7.
Solución: b) 24,2 mL HNO_3.