

EXAMEN de QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA-PARTE B - LIBRES. Fecha: 17/03/2026

Apellido y nombre:.....Condición:.....

Carrera..... Legajo o Nro. Documento:

ESCRIBA CON TINTA O BIROME (los exámenes en lápiz no serán corregidos).

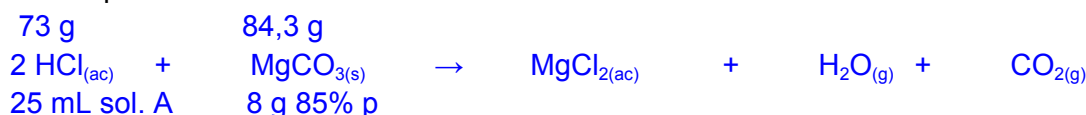
- (1) Para preparar la solución A se toman 30 mL de ácido clorhídrico concentrado (37% P/P y $d=1,184 \text{ g/mL}$) y se agrega agua hasta un volumen final de 50 mL. Se hacen reaccionar 25 mL de la solución A con una muestra de 8 g de un material que contiene carbonato de magnesio al 85% de pureza, según la siguiente reacción:

carbonato de magnesio(s) + ácido clorhídrico(ac) $\rightarrow$ cloruro de magnesio(ac) + dióxido de carbono(g) + agua(l)

- a) Indicar el número de diluciones realizadas en la preparación de la solución A.

$$n^{\circ} \text{ diluciones} = \frac{\text{Vol. final}}{\text{Vol. inicial}} = \frac{50 \text{ mL}}{30 \text{ mL}} = 1,67 \text{ diluciones}$$

- b) Calcular la concentración expresada en molaridad del reactivo en exceso después de completada la reacción.



$$\begin{array}{l} 100 \text{ g sol. conc.} \text{ ----- } 37 \text{ g HCl} \\ 1,184 \text{ " " " } \text{ ----- } x = 0,43808 \text{ g HCl} \text{ ----- } 1 \text{ cm}^3 \\ \phantom{1,184 \text{ " " " }} x = 13,142 \text{ " " } \text{ ----- } 30 \text{ cm}^3 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 50 \text{ cm}^3 \text{ sol. A} \text{ ----- } 13,142 \text{ g HCl} \\ 25 \text{ cm}^3 \text{ " " } \text{ ----- } x = 6,5712 \text{ g HCl} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g i} \text{ ----- } 85 \text{ g MgCO}_3 \\ 8 \text{ g i} \text{ ----- } x = 6,8 \text{ g " } \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 84,3 \text{ g MgCO}_3 \text{ ----- } 73 \text{ g HCl} \\ 6,8 \text{ " " } \text{ ----- } x = 5,888 \text{ g HCl} < 6,5712 \Rightarrow \text{MgCO}_3 \text{ rvo. limitante} \end{array}$$

$$m_{\text{HCl exceso}} = m_{\text{inicial}} - m_{\text{reaccionante}} = 6,5712 \text{ g} - 5,888 = 0,683 \text{ g} = 0,0187 \text{ mol}$$

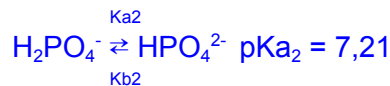
$$\begin{array}{l} 25 \text{ mL} \text{ ----- } 0,0187 \text{ mol} \\ 1000 \text{ mL} \text{ ----- } x = 0,748 \text{ mol} \Rightarrow [\text{HCl}]_{\text{exceso}} = 0,748 \text{ M} \end{array}$$

- c) Si se obtienen 0,035 moles de cloruro de magnesio ¿cuál será el rendimiento de la reacción?

$$\begin{array}{l} 84,3 \text{ g MgCO}_3 \text{ ----- } 1 \text{ mol MgCl}_2 \\ 6,8 \text{ " " } \text{ ----- } x = 0,081 \text{ mol MgCl}_2 \rightarrow \text{masa teórica} \end{array}$$

$$\% \text{ rto.} = \frac{\text{masa real}}{\text{masa teórica}} \times 100 = \frac{0,035 \text{ mol}}{0,081 \text{ mol}} = 43,21 \%$$

- (2) a) ¿Cuántos gramos de KH_2PO_4 hay que agregar a 200 mL de una solución de K_2HPO_4 0,07 M para preparar un buffer de $\text{pH} = 7,35$?



$$\text{pH} = \text{pKa}_2 + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} = 7,21 + \log \frac{0,07}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,0507 \text{ M}$$

$$\text{p/ 200 mL} \rightarrow 0,01014 \text{ mol KH}_2\text{PO}_4 \rightarrow 1,38 \text{ g KH}_2\text{PO}_4$$

- b) ¿Cuál será la variación de pH si al buffer anterior se le agregan 20 mL de NaOH 0,1 M?
 20 mL NaOH 0,1 M $\rightarrow 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$

	H_2PO_4^- (ac)	+	OH^- (ac)	$\rightarrow$	HPO_4^{2-} (ac)	+	H_2O (l)
i	0,01014 mol		$2 \times 10^{-3} \text{ mol}$		0,014 mol		
c	-2×10^{-3}		-2×10^{-3}		2×10^{-3}		
f	0,00814		-		0,016		Vol final 220 mL

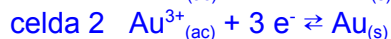
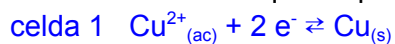
$$\Rightarrow [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,037 \text{ M} \quad [\text{HPO}_4^{2-}] = 0,072 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 7,21 + \log \frac{0,072}{0,037} = 7,5$$

$$\Rightarrow \Delta \text{pH} = 7,5 - 7,35 = 0,15$$

- (3) Una misma corriente de 4 amperios se hace circular durante 1 hora y 10 minutos a través de dos celdas electrolíticas, que contienen, respectivamente, 1 L de sulfato de cobre(II) 0,08 M y 1 L de tricloruro de oro 0,06 M.

- a) Escribir las reacciones que se producen en el cátodo de ambas celdas electrolíticas.



- b) Calcular los gramos de cobre y oro metálicos que se habrán depositado.

$$t = 1 \text{ h } 10' = 70' = 4200 \text{ s}$$

$$Q = I \times t = 4 \text{ A} \times 4200 \text{ s} = 16800 \text{ C}$$

$$2 \times 96485 \text{ C} \text{ ----- } 63,5 \text{ g Cu}$$

$$16800 \text{ C} \text{ ----- } x = 5,5283 \text{ g Cu} = 0,087 \text{ mol Cu}_{(\text{s})}$$

$$3 \times 96485 \text{ C} \text{ ----- } 197 \text{ g Au}$$

$$16800 \text{ C} \text{ ----- } x = 11,4339 \text{ g Au} = 0,058 \text{ mol Au}_{(\text{s})}$$

- c) ¿Quedarán iones metálicos en solución luego de producida la electrólisis? Respaldar la respuesta con los cálculos correspondientes.

celda 1 $\rightarrow$ masa inicial de Cu 0,08 mol $\rightarrow$ como la corriente suministrada alcanzaría para descargar una masa mayor (0,087 mol), no queda el ión Cu^{2+} en solución

celda 2 $\rightarrow$ masa inicial de Au 0,06 mol $\rightarrow$ como la corriente suministrada alcanzaría para descargar una masa menor (0,058 mol), quedan 0,002 mol del ión Au^{2+} en solución

- (4) El aire contiene aproximadamente un 21 % de oxígeno, un 78 % de nitrógeno y un 0,9 % de argón, estando estos porcentajes expresados en masa.

- a) ¿Cuántas moléculas de oxígeno habrá en 2 litros de aire?

$$m_{\text{aire}} = V \times d = 2 \text{ L} \times 1,293 \text{ g/L} = 2,586 \text{ g aire}$$

$$\Rightarrow m_{\text{O}_2} = 2,586 \text{ g} \times 0,21 = 0,54306 \text{ g O}_2 = 0,01697 \text{ mol}$$

$$32 \text{ g O}_2 \text{ ----- } 6,022 \times 10^{22} \text{ molec.}$$

$$0,54306 \text{ " ----- } x = 1,022 \times 10^{22} \text{ molec. O}_2$$

- b) ¿Cuál es la presión ejercida si se introduce el aire anterior en un recipiente de 0,5 L de capacidad a 25 °C?

$$n_T = n_{\text{O}_2} + n_{\text{N}_2} + n_{\text{Ar}} = 0,01697 + 0,07204 + 0,00058 = 0,08959 \text{ mol}$$

$$m_{\text{N}_2} = 2,586 \text{ g} \times 0,72 = 2,01708 \text{ g} = 0,07204 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Ar}} = 2,586 \times 0,009 = 0,02327 \text{ g} = 0,00058 \text{ mol}$$

$$P = \frac{0,08959 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,5 \text{ L}} = 4,38 \text{ atm}$$

Dato: La densidad del aire = 1,293 g/L.

- (5) Calcular el calor necesario para calentar 75,0 g de etanol líquido desde 20,0 °C hasta que todo se convierta en vapor a 78,0 °C.

Datos: C_e etanol: 2,44 J/g °C. ΔH° vaporización etanol: 38,56 kJ/mol. T ebullición: 78,0 °C

$$75 \text{ g EtOH} = 1,63 \text{ mol}$$

calor para calentar hasta el P.E.

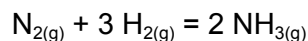
$$q = m c_e \Delta T = 75,0 \text{ g} \cdot 2,44 \text{ J/g}^\circ\text{C} \cdot 55^\circ\text{C} = 10614 \text{ J} = 10,614 \text{ kJ}$$

calor para evaporar:

$$\Delta H_{\text{vap}} = \Delta H^\circ_{\text{vap}} n = 38,56 \text{ kJ/mol} \cdot 1,63 \text{ mol} = 62,853 \text{ kJ}$$

$$\text{Calor total} = 10,614 \text{ kJ} + 62,853 \text{ kJ} = 73,467 \text{ kJ}$$

- (6) En un reactor a 500 K se colocan 2,5 atm de N₂ y 1,5 atm de H₂. Una vez logrado el equilibrio se obtiene 0,55 atm de NH₃.



Calcular:

- a) Las presiones parciales de cada gas en el equilibrio

	$\text{N}_{2(\text{g})}$	+	$3 \text{H}_{2(\text{g})}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NH}_{3(\text{g})}$
i	2,5		1,5		-
c	- x		- 3 x		2 x
eq	2,5 - x		1,5 - 3 x		2 x = 0,55 atm $\Rightarrow$ x = 0,275 atm

$$P_{\text{N}_2} = 2,225 \text{ atm} \quad P_{\text{H}_2} = 0,675 \text{ atm} \quad P_{\text{NH}_3} = 0,55 \text{ atm}$$

- b) El valor de K_p a esa temperatura.

$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3} = \frac{0,55^2}{2,225 \cdot 0,675^3} = 0,442$$

- c) El valor de K_p a 600 K

$$\Delta H_r^\circ = 2 \times -45,9 = -91,8 \text{ kJ}$$

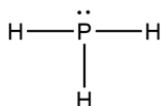
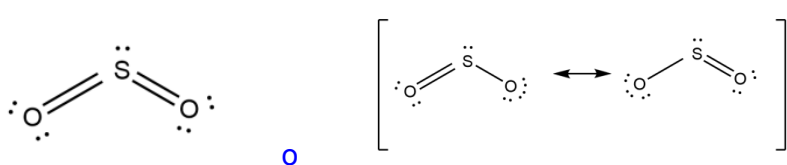
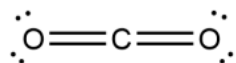
$$\ln \frac{K_{p2}}{K_{p1}} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \Rightarrow \ln \frac{K_{p2}}{0,442} = \frac{-(-91,8 \text{ kJ})}{0,008314} \left(\frac{1}{600} - \frac{1}{500} \right) \Rightarrow K_{p2} = 0,011$$

Dato: ΔH_f° NH₃ = - 45,9 kJ/mol

- (7) Dados los siguientes compuestos:



a) Escribir las estructuras de Lewis de cada uno.



b) Calcular las cargas formales para cada átomo en cada una de las estructuras.

$$\text{CO}_2 \rightarrow \text{C} : 4 - (0 + 4) = 0$$

$$\text{O} : 6 - (4 + 2) = 0$$

$\text{SO}_2 \rightarrow$ sí respondió est. de lewis con octeto expandido

$$\text{S} : 6 - (2 + 4) = 0$$

$$\text{O} : 6 - (4 + 2) = 0$$

sí respondió est. de lewis con resonancia

$$\text{S} : 6 - (2 + 3) = +1$$

$$\text{O}_{\text{simple enlace}} : 6 - (6 + 1) = -1$$

$$\text{O}_{\text{doble enlace}} : 6 - (4 + 2) = 0$$

$$\text{PH}_3 \rightarrow \text{P} : 5 - (2 + 3) = 0$$

$$\text{H} : 1 - (0 + 1) = 0$$

c) Determinar la geometría electrónica y molecular (forma) para cada una de los compuestos.

	CO_2	SO_2	PH_3
G. E	lineal	plana trigonal	tetrahédrica
G. M	lineal	angular	pirámide trigonal
polaridad	apolar	polar	polar
fuerzas interparticulares	-London	-dipolo - dipolo -London	-dipolo - dipolo -London

d) Indicar cuál/es de estas moléculas serán polar/es y la densidad de carga sobre sus átomos.

e) Indicar las fuerzas interparticulares responsables de que el punto de ebullición del SO_2 sea -10°C mientras que el CO_2 ebulle a -57°C .

Por ser las dipolo-dipolo predominantes en SO_2 fuerzas más fuertes que las de London del CO_2 , el P.E. de SO_2 es mayor que el de CO_2

FÓRMULAS ÚTILES

$$E_c = \frac{1}{2} mv^2$$

$$E_p = m g h$$

$$E_{el} = \frac{KQ_1Q_2}{d} \quad K = 8,99 \cdot 10^9 \text{ Jm/C}^2$$

$$\Delta H = \Delta E + P \Delta V$$

$$q = C_e m \Delta T$$

Colores del espectro

$$\Delta H_r^\circ = \sum n_p \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum n_R \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n_p S^\circ (\text{productos}) - \sum n_R S^\circ (\text{reactivos})$$

$$P V = n R T \quad P_1 = X_1 \cdot P_T \quad \mu = \sqrt{\frac{3RT}{MM}}$$

Valores de R	Unidades
0,082	L atm/ mol K
8,314	J/ mol K
8,314	Kg m ² /s ² mol K

rojo	620-750 nm
anaranjado	590-620 nm
amarillo	570-590 nm
verde	495-570 nm
cian o celeste	475-495 nm
azul	450-475 nm
violeta	380-450 nm

$$E_n = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{n^2} \right) \quad c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$$

$$c = \lambda \nu$$

$$\Delta E = h \nu$$

$$= \frac{h}{m \nu}$$

$$\Delta E = -2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 1,10 \cdot 10^7 \text{ m}^{-1} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad n_1 < n_2$$

$$P + \frac{an^2}{V^2} - \frac{a}{V} = nRT$$

$$\ln \ln \left(\frac{P_1}{P_2} \right) = \frac{\Delta H_{vap}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$[A]_t = [A]_0 - k t$$

$$\ln[A]_t = \ln[A]_0 - k t$$

$$\frac{1}{[A]_t} = \frac{1}{[A]_0} + k t$$

$$\ln \ln \left(\frac{k_1}{k_2} \right) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\ln \ln \left(\frac{K_2}{K_1} \right) = \frac{\Delta H_{reac}}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

$$\Delta H_{red} = U_o = 120000 \text{ v} \cdot Z^+ \cdot Z^- \cdot \frac{1 - \frac{34,5}{r_o}}{r_o} \text{ kJ/mol}$$

(Las unidades de r_o deben ser pm)

$$\Delta H_{red} = U_o = 138900 \cdot \frac{A \cdot Z^+ \cdot Z^-}{r_o} \cdot \left(1 - \frac{1}{n} \right) \text{ kJ/mol}$$