

Química — Andalucía 2008 ordinaria

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. En cada apartado se identifica la magnitud o propiedad solicitada, se plantea la ley o ecuación correspondiente antes de sustituir los datos y se termina con una conclusión explícita.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Permanganato de cobalto(II)



b) Ácido bórico



c) 2-metilpentano



d) $\text{Sr}(\text{OH})_2$

hidróxido de estroncio.

e) KH_2PO_4

dihidrogenofosfato de potasio.

f) Trimetilamina

trimetilamina.

Cuestión 2. Configuración electrónica

a) Configuraciones

N^{3-} : $7 + 3 = 10$ electrones, $1s^2 2s^2 2p^6$.

Mg^{2+} : $12 - 2 = 10$ electrones, $1s^2 2s^2 2p^6$.

Cl^- : $17 + 1 = 18$ electrones, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

K : 19 electrones, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.

Ar : 18 electrones, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

b) Especies isoelectrónicas

Son isoelectrónicas las especies con igual número de electrones:

N^{3-} y Mg^{2+} (10 electrones),

Cl^- y Ar (18 electrones).

c) Electrones desapareados

En N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- y Ar todos los electrones están apareados. El potasio termina en $4s^1$, por lo que tiene un electrón desapareado:

solo K, con 1 electrón desapareado.

Cuestión 3. Pila Ag/Ni

a) Fuerza electromotriz

El electrodo con mayor potencial de reducción funciona como cátodo. Por tanto, se reduce Ag^+ y se oxida el níquel:

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = 0,80 - (-0,25) = \boxed{1,05 \text{ V}}.$$

b) Notación y reacciones

La notación de la pila es



Ánodo, oxidación:



Cátodo, reducción:



Multiplicando la reducción por 2:



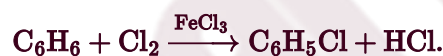
Cuestión 4. Reacciones orgánicas

a) Adición de bromo al eteno



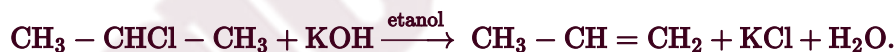
b) Cloración del benceno

En presencia de un catalizador de Lewis, el benceno sufre sustitución electrófila aromática:



c) Eliminación del 2-cloropropano

El KOH alcohólico favorece la eliminación de HCl y se forma el alqueno:



Problema 1. Tostación de la pirita



a) Entalpía estándar de reacción

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

Como $\Delta H_f^{\circ}(\text{O}_2) = 0$:

$$\Delta H_r^{\circ} = 2(-822,2) + 8(-296,8) - 4(-177,5) = \boxed{-3308,8 \text{ kJ mol}^{-1}}.$$

b) Calor desprendido por 25 g de pirita

La masa de pirita pura es

$$m(\text{FeS}_2) = 0,90(25) = 22,5 \text{ g}.$$

Su masa molar es $M(\text{FeS}_2) = 55,8 + 2(32) = 119,8 \text{ g mol}^{-1}$, luego

$$n(\text{FeS}_2) = \frac{22,5}{119,8} = 0,1878 \text{ mol}.$$

La entalpía anterior corresponde a 4 mol de pirita. Por tanto,

$$q = 0,1878 \frac{-3308,8}{4} = \boxed{-155,36 \text{ kJ}}.$$

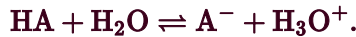
El signo negativo indica que el calor se desprende.

Problema 2. Disociación de un ácido débil

La concentración inicial del ácido es

$$C_0 = \frac{37 \text{ g}}{74 \text{ g mol}^{-1}} \frac{1}{10 \text{ L}} = 0,050 \text{ M}.$$

La disociación es



a) Grado de disociación

Si α es el grado de disociación:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha.$$

Por tanto,

$$\alpha = \frac{0,001}{0,050} = 0,020 = \boxed{2,0\%}.$$

b) Constante de acidez

En el equilibrio:

$$[\text{HA}] = 0,050 - 0,001 = 0,049 \text{ M}, [\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,001 \text{ M}.$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(0,001)^2}{0,049} = \boxed{2,04 \cdot 10^{-5}}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Ácido perclórico



b) Seleniuro de hidrógeno



c) Pent-4-en-2-ol



d) LiH



e) OsO₄



f) CH₃ - CHO



Cuestión 2. Cantidades de amoníaco gaseoso

La temperatura absoluta es $T = 27 + 273,15 = 300,15 \text{ K}$. Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(0,1 \text{ atm})(1 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(300,15 \text{ K})} = 4,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

a) Masa de NH_3

$$m = nM = (4,06 \cdot 10^{-3})(17) = \boxed{0,0691 \text{ g}}.$$

b) Moléculas

$$N = nN_A = (4,06 \cdot 10^{-3})(6,023 \cdot 10^{23}) = \boxed{2,45 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}}.$$

c) Átomos de hidrógeno y nitrógeno

Cada molécula contiene un átomo de N y tres átomos de H:

$$N_{\text{N}} = 2,45 \cdot 10^{21} \text{ átomos},$$

$$N_{\text{H}} = 3(2,45 \cdot 10^{21}) = 7,35 \cdot 10^{21} \text{ átomos}.$$

Cuestión 3. Enlaces σ y π

a) Hidrógeno, H_2

El enlace sencillo H-H se forma por solapamiento frontal:

$$\boxed{1 \text{ enlace } \sigma \text{ y } 0 \text{ enlaces } \pi}.$$

b) Nitrógeno, N_2

El triple enlace contiene un enlace σ y dos enlaces π :

$$\boxed{1 \text{ enlace } \sigma \text{ y } 2 \text{ enlaces } \pi}.$$

c) Oxígeno, O_2

En la representación de Lewis, el doble enlace contiene un enlace σ y uno π :

$$\boxed{1 \text{ enlace } \sigma \text{ y } 1 \text{ enlace } \pi}.$$

Problema 1. Valoración de HCl con NaOH

a) Volumen de NaOH

La neutralización es



Los moles de HCl son

$$n(\text{HCl}) = (0,2 \text{ mol L}^{-1})(0,010 \text{ L}) = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

La proporción es 1:1, así que se necesitan los mismos moles de NaOH:

$$V(\text{NaOH}) = \frac{2,00 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 0,020 \text{ L} = \boxed{20 \text{ mL}}.$$

b) pH en equivalencia

Se trata de un ácido fuerte y una base fuerte. En el punto de equivalencia queda una disolución de **NaCl**, cuyos iones no hidrolizan apreciablemente:

$$\boxed{\text{pH} = 7}.$$

c) Procedimiento y material

Se enjuaga la bureta con una pequeña cantidad de la disolución de NaOH, se llena, se elimina el aire de la punta y se anota la lectura inicial. Con una pipeta aforada y una propipeta se toman 10,00 mL de HCl y se pasan a un erlenmeyer; se añaden unas gotas de indicador, por ejemplo fenolftaleína. Se añade NaOH desde la bureta agitando el erlenmeyer y, cerca del punto final, gota a gota hasta el cambio persistente de color. Se anota la lectura final y se calcula el volumen gastado por diferencia.

Material: bureta, soporte y pinza, pipeta aforada, propipeta, erlenmeyer, embudo para llenar la bureta, frasco lavador e indicador.

Problema 2. Disolución acuosa de etanol

Tomamos como base de cálculo **1,00 L** de disolución. Su masa es

$$m_{\text{disolución}} = (1000 \text{ mL})(0,90 \text{ g mL}^{-1}) = 900 \text{ g}.$$

La masa de etanol es $0,95(900) = 855 \text{ g}$, y la de agua 45 g .

a) Molaridad del etanol

$$M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2(12) + 6(1) + 16 = 46 \text{ g mol}^{-1},$$

$$n_{\text{etanol}} = \frac{855}{46} = 18,587 \text{ mol.}$$

Como ocupan 1 L de disolución:

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}] = 18,59 \text{ M}.$$

b) Fracciones molares

Para el agua:

$$n_{\text{agua}} = \frac{45}{18} = 2,500 \text{ mol.}$$

El total es $n_T = 18,587 + 2,500 = 21,087 \text{ mol}$. Así,

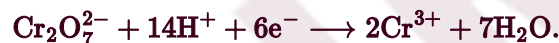
$$\chi_{\text{etanol}} = \frac{18,587}{21,087} = 0,881 \approx 0,88,$$

$$\chi_{\text{agua}} = \frac{2,500}{21,087} = 0,119 \approx 0,12.$$

Problema 3. Valoración redox con dicromato

a) Ajuste iónico y molecular

El dicromato se reduce en medio ácido:



El sulfito se oxida:



Multiplicando la oxidación por 3 y sumando:



La ecuación molecular es



b) Molaridad del sulfito

Los moles de dicromato empleados son

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = (0,060)(0,0253) = 1,518 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

La estequiometría exige tres moles de sulfito por cada mol de dicromato:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 3(1,518 \cdot 10^{-3}) = 4,554 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

En $15 \text{ mL} = 0,015 \text{ L}$:

$$C = \frac{4,554 \cdot 10^{-3}}{0,015} = 0,304 \text{ M} \approx 0,30 \text{ M}.$$