

Química — Andalucía 2007 extraordinaria

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. Se plantean las ecuaciones y leyes antes de sustituir los datos, se justifican los criterios químicos y se termina cada apartado con una conclusión explícita.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

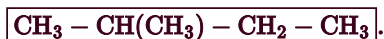
a) Ácido sulfúrico



b) Hipoclorito de sodio



c) Metilbutano



d) Bi_2O_3

El oxígeno aporta -6 , de modo que cada bismuto está en $+3$:



e) PH_3



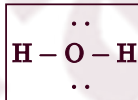
f) CH_3NH_2



Cuestión 2. Molécula de agua

a) Estructura de Lewis

El oxígeno aporta seis electrones de valencia y cada hidrógeno aporta uno. El oxígeno forma dos enlaces sencillos O-H y conserva dos pares libres:



b) Geometría mediante RPECV

Alrededor del oxígeno hay cuatro pares electrónicos: dos enlazantes y dos libres. Se orientan aproximadamente hacia los vértices de un tetraedro para minimizar las repulsiones. Como los dos pares libres repelen más que los enlazantes, el ángulo se comprime:



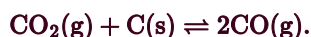
La geometría de dominios electrónicos es tetraédrica, pero la geometría molecular es angular.

c) Estado físico del agua y del sulfuro de hidrógeno

El agua es polar y sus moléculas forman enlaces de hidrógeno porque el H está unido a un átomo pequeño y muy electronegativo, el oxígeno. En H_2S no se establecen enlaces de hidrógeno apreciables; predominan fuerzas intermoleculares más débiles. Por eso, pese a tener menor masa molar, el agua presenta mayor cohesión:



Cuestión 3. Equilibrio $\text{CO}_2/\text{C}/\text{CO}$



a) Constantes de equilibrio

El carbono sólido es una fase pura y no aparece en las expresiones:

$$K_c = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}, \quad K_p = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}}.$$

b) Relación entre K_p y K_c

En la reacción gaseosa $\Delta n = 2 - 1 = 1$. Aplicando la relación general:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = K_c RT.$$

Cuestión 4. Termodinámica

a) La entalpía no es una función de estado

La afirmación es falsa. La entalpía depende únicamente de los estados inicial y final, no del camino seguido:

la entalpía sí es una función de estado.

b) Si un sistema realiza trabajo aumenta su energía interna

La afirmación es falsa. Con el convenio de trabajo realizado por el sistema, la primera ley se escribe

$$\Delta U = Q - W.$$

Si el sistema realiza trabajo y no recibe suficiente calor, $W > 0$ contribuye a disminuir ΔU ; no se puede afirmar que siempre aumente:

la afirmación es falsa.

c) $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

Para $T > 0$, $\Delta H < 0$ y $-T\Delta S < 0$, luego $\Delta G < 0$ a cualquier temperatura:

la reacción es espontánea a cualquier temperatura.

Problema 1. Reacción del ácido nítrico con sulfuro de hidrógeno



a) Ajuste por el método del ion-electrón

El azufre pasa de -2 a $+4$, por lo que se oxida:



El nitrato se reduce de $+5$ a $+2$:



Multiplicando la reducción por 2 y sumando:



La ecuación molecular ajustada es



b) Volumen de H_2S

Los moles de ácido nítrico son

$$n(\text{HNO}_3) = (0,500 \text{ mol L}^{-1})(0,500 \text{ L}) = 0,250 \text{ mol}.$$

La estequiometría requiere un mol de H_2S por cada dos moles de HNO_3 :

$$n(\text{H}_2\text{S}) = \frac{0,250}{2} = 0,125 \text{ mol}.$$

La presión es $P = 700/760 = 0,9211 \text{ atm}$ y la temperatura $T = 60 + 273,15 = 333,15 \text{ K}$. Por la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0,125)(0,082)(333,15)}{0,9211} = \boxed{3,71 \text{ L}}.$$

Problema 2. Hidróxido de sodio y neutralización

a) Masa y pH de la disolución de NaOH

Los moles necesarios son

$$n(\text{NaOH}) = CV = (0,025)(0,250) = 6,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

Con $M(\text{NaOH}) = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g mol}^{-1}$, la masa pura sería

$$m_{\text{puro}} = (6,25 \cdot 10^{-3})(40) = 0,250 \text{ g}.$$

Como el sólido tiene una riqueza del 80 %:

$$m_{\text{sólido}} = \frac{0,250}{0,80} = \boxed{0,3125 \text{ g}}.$$

El NaOH es una base fuerte:



$$\text{pOH} = -\log(0,025) = 1,602, \text{ pH} = 14 - 1,602 = \boxed{12,4}.$$

b) Volumen para neutralizar el ácido sulfúrico

La reacción es



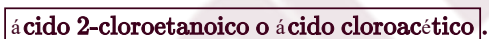
Los moles de ácido son

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,005)(0,020) = 1,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol}.$$

Se necesitan $2,00 \cdot 10^{-4}$ mol de NaOH. Por tanto:

$$V = \frac{2,00 \cdot 10^{-4}}{0,025} = 0,0080 \text{ L} = \boxed{8,0 \text{ mL}}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura**a) Dicromato de hierro(III)****b) Sulfato de manganeso(II)****c) Etanal****d) CaH_2** **e) HClO_3** **f) ClCH_2COOH** **Cuestión 2. Fórmulas y composición****a) Misma fórmula empírica****b) Misma fórmula molecular**

C_6H_6 y C_2H_2 indican diferente número de átomos por molécula:

**c) Misma composición centesimal**

En ambos casos la proporción C:H es 1:1. Para un mol de unidades empíricas, la masa de C es 12 y la de H es 1:

$$\% \text{C} = \frac{12}{13}(100) = \boxed{92,31\%}, \quad \% \text{H} = \frac{1}{13}(100) = \boxed{7,69\%}.$$

**Cuestión 3. Identificación de elementos**

Los números de electrones corresponden a átomos neutros y, por tanto, a sus números atómicos:

$$A : Z = 2, B : Z = 9, C : Z = 11, D : Z = 12, E : Z = 13.$$

$$A : \text{He}, B : \text{F}, C : \text{Na}, D : \text{Mg}, E : \text{Al}.$$

a) Gas noble

He tiene la capa $1s^2$ completa:

**b) Metal alcalino**

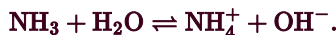
Na tiene un electrón de valencia $3s^1$:

**c) Elemento más electronegativo**

El flúor es el más electronegativo de los elementos indicados:

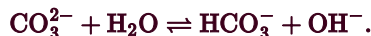
Cuestión 4. Ácido-base y valoración**a) Carácter de las disoluciones**

El amoníaco acepta un protón del agua:



NH_3 : disolución básica.

El carbonato también acepta protones:



CO_3^{2-} : disolución básica.

El ácido nitroso cede un protón al agua:

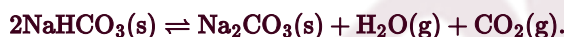


HNO_2 : disolución ácida.

b) Valoración de HCl con NaOH

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

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

Problema 1. Descomposición del bicarbonato de sodio**a) Constante K_p**

Los sólidos puros no aparecen en K_p . Como se forman un mol de agua y un mol de dióxido de carbono, sus presiones parciales son iguales:

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = P_{\text{CO}_2} = \frac{0,962}{2} = 0,481 \text{ atm.}$$

$$K_p = P_{\text{H}_2\text{O}} P_{\text{CO}_2} = (0,481)(0,481) = \boxed{0,231 \text{ atm}^2}.$$

b) Masa de bicarbonato descompuesto

Con $T = 100 + 273,15 = 373,15 \text{ K}$, los moles de cada gas son

$$n(\text{CO}_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{(0,481)(2,00)}{(0,082)(373,15)} = 0,0314 \text{ mol.}$$

La estequiometría indica que dos moles de NaHCO_3 producen un mol de CO_2 :

$$n(\text{NaHCO}_3) = 2(0,0314) = 0,0628 \text{ mol.}$$

Con $M(\text{NaHCO}_3) = 23 + 1 + 12 + 3(16) = 84 \text{ g mol}^{-1}$:

$$m = (0,0628)(84) = \boxed{5,28 \text{ g}}.$$

Problema 2. Combustión del etanol**a) Entalpía estándar de combustión**

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

Como el oxígeno elemental tiene $\Delta H_f^\circ = 0$:

$$\Delta H_c^\circ = 2(-394) + 3(-286) - (-228) = \boxed{-1418 \text{ kJ mol}^{-1}}.$$

b) Calor desprendido por 100 g

La masa molar del etanol es 46 g mol^{-1} :

$$n = \frac{100}{46} = 2,174 \text{ mol.}$$

$$Q = n\Delta H_c^\circ = (2,174)(-1418) = \boxed{-3082,6 \text{ kJ}}.$$

El signo negativo indica que el calor se desprende.