

Química — Andalucía 2011 ordinaria

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. En cada apartado se identifica el principio químico, se plantea la ecuación o fórmula y se muestran las sustituciones con unidades.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Óxido de níquel (III)



b) Hidróxido de estroncio



c) Nitrobenzeno



d) PbBr_2

bromuro de plomo (II).

e) $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$

nitrito de zinc.

f) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

pent-1-eno.

Cuestión 2. Configuración y energías de ionización

a) Configuraciones electrónicas

El sodio tiene número atómico 11 y el magnesio 12:



b) Primera energía de ionización

La primera ionización arranca el electrón de la capa $3s$. En Mg esa capa está completa y el electrón está más fuertemente atraído por el núcleo que el único electrón externo de Na, cuya carga nuclear efectiva es menor:

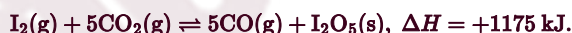


c) Segunda energía de ionización

Tras perder un electrón, Na^+ queda con configuración de gas noble, $1s^2 2s^2 2p^6$. La segunda ionización tendría que arrancar un electrón interno muy estable. En cambio, Mg^+ aún conserva un electrón $3s$, más fácil de extraer:



Cuestión 3. Desplazamiento de un equilibrio



En K_c no aparece el sólido I_2O_5 ; solo intervienen las especies gaseosas.

a) Disminución del volumen

La constante de equilibrio solo cambia con la temperatura. Disminuir el volumen puede desplazar el equilibrio, pero no cambia el valor de K_c :

K_c permanece constante.

Como hay seis moles gaseosos a la izquierda y cinco a la derecha, el desplazamiento sería hacia la derecha, aunque no afecta al valor de la constante.

b) Adición de I_2

Al aumentar la concentración de un reactivo, el sistema lo consume para recuperar el equilibrio. La reacción avanza hacia la derecha y forma más monóxido de carbono:

La cantidad de CO aumenta.

c) Reducción de la temperatura

La reacción directa es endotérmica. Al disminuir la temperatura se favorece el sentido exotérmico, el inverso, que produce dióxido de carbono:

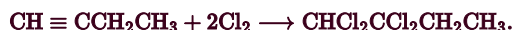
La cantidad de CO_2 aumenta.

Cuestión 4. Adiciones al but-1-ino

El hidrocarburo de partida es $\text{CH} \equiv \text{CCH}_2\text{CH}_3$.

a) Dos moles de Cl_2

La adición de dos moles de cloro satura el triple enlace:

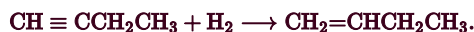


El producto no tiene doble enlace, por lo que no presenta isomería geométrica:

Falsa.

b) Un mol de H_2

La hidrogenación parcial da un alqueno terminal:



El carbono terminal del doble enlace tiene dos hidrógenos iguales, de modo que no puede existir isomería geométrica:

Falsa.

c) Un mol de Br₂

La adición de un mol de bromo produce 1,2-dibromobut-1-eno:

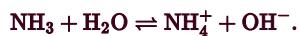


Cada carbono del doble enlace está unido a dos sustituyentes diferentes. Hay formas cis y trans:

Verdadera.

Problema 1. Disolución de amoníaco

El equilibrio básico es



La concentración inicial de amoníaco es

$$C_0 = \frac{0,17 \text{ g L}^{-1}}{17 \text{ g mol}^{-1}} = 0,010 \text{ M}.$$

El grado de disociación es $\alpha = 0,043$, así que la concentración que reacciona es

$$x = \alpha C_0 = (0,043)(0,010) = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}.$$

a) Concentraciones iónicas

La estequiometría del equilibrio es 1:1:1:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ M}.$$

b) Constante básica

La concentración de amoníaco sin disociar es

$$[\text{NH}_3] = 0,010 - 0,00043 = 0,00957 \text{ M}.$$

Por tanto,

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(4,3 \cdot 10^{-4})^2}{0,00957} = 1,93 \cdot 10^{-5}.$$

$$K_b = 1,93 \cdot 10^{-5}.$$

Problema 2. Precipitación de sulfato de bario

La reacción es



a) Volumen de ácido sulfúrico concentrado

La masa molar del cloruro de bario es

$$M(\text{BaCl}_2) = 137,4 + 2(35,5) = 208,4 \text{ g mol}^{-1}.$$

Los moles de **BaCl₂**, y por tanto los moles de ácido necesarios, son

$$n(\text{BaCl}_2) = \frac{21,6 \text{ g}}{208,4 \text{ g mol}^{-1}} = 0,10365 \text{ mol}.$$

En 1 L de disolución concentrada hay 1840 g de disolución. La masa de ácido puro y su molaridad son

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = (0,96)(1840) = 1766,4 \text{ g},$$

$$M_{\text{disolución}} = \frac{1766,4 \text{ g}}{98 \text{ g mol}^{-1}} = 18,024 \text{ mol L}^{-1}.$$

El volumen requerido es

$$V = \frac{0,10365 \text{ mol}}{18,024 \text{ mol L}^{-1}} = 5,75 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5,75 \text{ mL}.$$

$$V \approx 5,8 \text{ mL}.$$

b) Masa de sulfato de bario

La masa molar del precipitado es

$$M(\text{BaSO}_4) = 137,4 + 32 + 4(16) = 233,4 \text{ g mol}^{-1}.$$

La relación es 1:1, por lo que

$$m(\text{BaSO}_4) = (0,10365)(233,4) = 24,19 \text{ g}.$$

$$m(\text{BaSO}_4) \approx 24,2 \text{ g}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Ácido hipobromoso



b) Hidróxido de cobre (II)



c) Ácido 2-aminopropanoico



d) CaO_2

peróxido de calcio.

e) NaHCO_3

hidrogenocarbonato de sodio (bicarbonato de sodio).

f) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CHO}$

Numerando desde el aldehído, el doble enlace empieza en el carbono 3:

but-3-enal.

Cuestión 2. Partículas y masa

a) Masa de un átomo de calcio

Una unidad de masa atómica equivale a $1,6605 \cdot 10^{-24}$ g. Por tanto,

$$m(\text{átomo Ca}) = 40 \text{ u} \left(1,6605 \cdot 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{u}} \right) = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}.$$

$$m(\text{átomo Ca}) = 6,64 \cdot 10^{-23} \text{ g}.$$

b) Átomos de cobre en 2,5 g

$$n(\text{Cu}) = \frac{2,5 \text{ g}}{63,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,03937 \text{ mol}.$$

$$N = 0,03937(6,022 \cdot 10^{23}) = 2,37 \cdot 10^{22} \text{ átomos}.$$

$$N = 2,37 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu}.$$

c) Moléculas de tetracloruro de carbono

$$M(\text{CCl}_4) = 12 + 4(35,5) = 154 \text{ g mol}^{-1}.$$

$$N = \frac{20 \text{ g}}{154 \text{ g mol}^{-1}}(6,022 \cdot 10^{23}) = 7,82 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}.$$

$$N = 7,82 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de CCl}_4.$$

Cuestión 3. Pilas y potenciales estándar

a) Especie más oxidante y más reductora

Cuanto más positivo es el potencial estándar de reducción, mayor tendencia tiene la especie oxidada a ganar electrones. El mayor valor es el de Ag^+/Ag :

Especie más oxidante: Ag^+ .

La forma reducida del par con potencial más negativo es la que cede electrones con mayor facilidad. Ese par es Mg^{2+}/Mg :

Especie más reductora: Mg(s) .

b) Depósitos sobre una barra de plomo

La barra de plomo se oxida y el catión disuelto se reduce si

$$E_{\text{celda}}^{\circ} = E_{\text{reducción del catión}}^{\circ} - E_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}}^{\circ} > 0.$$

Para plata y cobre:

$$E^{\circ}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = 0,80 - 0,14 = +0,66 \text{ V},$$

$$E^{\circ}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^{\circ}(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = 0,34 - 0,14 = +0,20 \text{ V}.$$

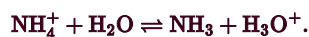
En cambio, para hierro y magnesio los valores son negativos. Se depositan plata y cobre:



Cuestión 4. Hidrólisis de sales

a) Disolución ácida: NH_4NO_3

El nitrato procede de un ácido fuerte y no se hidroliza. El amonio es el ácido conjugado del amoníaco:

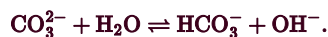


Se forman iones oxonio:

NH_4NO_3 produce una disolución ácida.

b) Disolución básica: Na_2CO_3

El sodio no se hidroliza, pero el carbonato, base conjugada de un ácido débil, sí:



Na_2CO_3 produce una disolución básica.

c) Disolución neutra: KCl

Los iones K^+ y Cl^- proceden de una base fuerte y un ácido fuerte, no hidrolizan apreciablemente y dejan una disolución neutra.

Problema 1. Soldadura aluminotérmica



a) Calores a presión y volumen constantes

La entalpía de reacción se obtiene sumando entalpías de formación de productos y restando las de reactivos. Los elementos en estado estándar tienen entalpía de formación cero:

$$\Delta H^\circ = (-1675,7) - (-824,2) = -851,5 \text{ kJ}.$$

Por tanto, a presión constante,

$$q_p = \Delta H^\circ = -851,5 \text{ kJ}.$$

Como todos los participantes son sólidos, $\Delta n_g = 0$. Usando $\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$,

$$\Delta U = \Delta H = -851,5 \text{ kJ}.$$

$$q_v = -851,5 \text{ kJ}.$$

b) Masa de óxido de aluminio

La reacción desprende 851,5 kJ y produce una mol de Al_2O_3 . Para 10000 kJ,

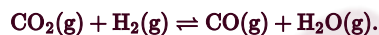
$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{10000}{851,5} = 11,744 \text{ mol}.$$

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2(27) + 3(16) = 102 \text{ g mol}^{-1}.$$

$$m = (11,744)(102) = 1,198 \cdot 10^3 \text{ g}.$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) \approx 1198 \text{ g}.$$

Problema 2. Equilibrio entre CO2 y H2



Inicialmente hay 2,1 mol de CO_2 y 1,6 mol de H_2 . Como en el equilibrio quedan 0,9 mol de CO_2 , han reaccionado

$$x = 2,1 - 0,9 = 1,2 \text{ mol}.$$

La tabla de moles es

	CO_2	H_2	CO	H_2O
Inicial	2,1	1,6	0	0
Variación	-x	-x	+x	+x
Equilibrio	0,9	0,4	1,2	1,2

a) Concentraciones de equilibrio

En un volumen de 2 L:

$$[\text{CO}_2] = \frac{0,9}{2} = 0,45 \text{ M}, \quad [\text{H}_2] = \frac{0,4}{2} = 0,20 \text{ M},$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = \frac{1,2}{2} = 0,60 \text{ M}.$$

b) Constantes Kc y Kp

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{(0,60)(0,60)}{(0,45)(0,20)} = 4,0.$$

Como $\Delta n_g = (1 + 1) - (1 + 1) = 0$,

$$K_p = K_c(RT)^0 = K_c.$$

$$K_c = K_p = 4,0.$$