

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. En cada apartado se identifica el principio químico, se escribe la relación necesaria y se sustituyen los datos con unidades.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Bromato de aluminio

El bromato es BrO_3^- y el aluminio forma Al^{3+} :



b) Tetrahidruro de silicio



c) Penta-1,3-dieno



d) KH_2PO_4

El anión H_2PO_4^- es dihidrogenofosfato:

dihidrogenofosfato de potasio.

e) CaO

óxido de calcio.

f) CH_3CHO

Es un aldehído de dos carbonos:

etanal.

Cuestión 2. Enlace, ebullición y solubilidad

a) Tipo de enlace

El fluoruro de sodio está formado por iones Na^+ y F^- , unidos en una red por atracciones electrostáticas: es un compuesto iónico.

El metano y el metanol están formados por no metales y presentan enlaces covalentes. En el metano la molécula es apolar; en el metanol el enlace O-H es polar y la molécula puede formar puentes de hidrógeno.

NaF : iónico; CH_4 : covalente apolar; CH_3OH : covalente polar.

b) Orden de los puntos de ebullición

Para hervir hay que vencer las interacciones entre partículas. La red iónica de NaF requiere más energía que las fuerzas intermoleculares. El metanol forma puentes de hidrógeno, mientras que el metano solo presenta fuerzas de dispersión débiles:



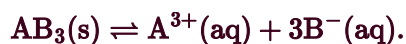
c) Solubilidad en agua

El NaF se disuelve porque los dipolos del agua hidratan y separan los iones de la red. El metanol es miscible con agua porque su grupo $-\text{OH}$ forma puentes de hidrógeno con ella. El metano es prácticamente insoluble: su molécula apolar no establece interacciones favorables suficientes con el agua polar.

NaF y CH_3OH son solubles; CH_4 es prácticamente insoluble.

Cuestión 3. Solubilidad de una sal AB_3

El equilibrio de disolución es



a) Relación entre $[A^{3+}]$ y K_{ps}

Si S es la solubilidad molar de AB_3 , entonces

$$[A^{3+}] = S, [B^{-}] = 3S.$$

El producto de solubilidad es

$$K_{ps} = [A^{3+}][B^{-}]^3 = S(3S)^3 = 27S^4.$$

Por tanto,

$$[A^{3+}] = S = \left(\frac{K_{ps}}{27} \right)^{1/4}.$$

b) Adición de CB_2

La sal soluble CB_2 aporta iones B^{-} a la disolución. Ese ion es común al equilibrio anterior, por lo que aumenta $[B^{-}]$ y el equilibrio se desplaza hacia la izquierda para mantener constante K_{ps} :

La solubilidad de AB_3 disminuye.

c) Disminución del pH si B es OH^{-}

Una disminución del pH implica añadir ácido y consumir iones OH^{-} formando agua. Al disminuir $[OH^{-}]$, el equilibrio se desplaza hacia la derecha y se disuelve más sólido:

La solubilidad aumenta.

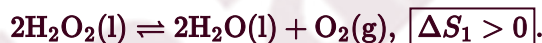
Cuestión 4. Entropía y espontaneidad

Para decidir la espontaneidad usamos

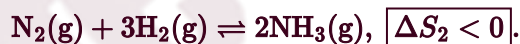
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S.$$

a) Signo de la entropía

En la reacción 1 se pasa de ningún mol gaseoso a un mol de gas. Aumenta el desorden:



En la reacción 2 se pasa de cuatro moles gaseosos a dos. Disminuye el número de partículas gaseosas:



b) Proceso siempre espontáneo

En ambas reacciones $\Delta H < 0$. Para la reacción 1, además $\Delta S > 0$, de modo que los dos términos hacen negativa a ΔG a cualquier temperatura:

La descomposición del peróxido es siempre espontánea en este modelo.

c) Proceso dependiente de la temperatura

En la formación de amoníaco, $\Delta H < 0$ y $\Delta S < 0$. A baja temperatura puede cumplirse $\Delta G < 0$, pero al aumentar la temperatura el término $-T\Delta S$ se hace positivo y puede impedir la espontaneidad:

La formación de amoníaco depende de la temperatura.

Problema 5. Obtención de permanganato

La reacción iónica en medio básico parte de



a) Ajuste por el método del ion-electrón

El manganeso pasa de $+4$ a $+7$, por lo que pierde tres electrones:



El cloro pasa de $+5$ a -1 , por lo que gana seis electrones:



Multiplicamos la primera semirreacción por 2 y sumamos:



Al incorporar los iones potasio, la ecuación molecular es



b) Riqueza de la muestra

Las masas molares necesarias son

$$M(\text{KClO}_3) = 39 + 35,5 + 3(16) = 122,5 \text{ g mol}^{-1},$$

$$M(\text{MnO}_2) = 55 + 2(16) = 87 \text{ g mol}^{-1}.$$

Los moles de clorato son

$$n(\text{KClO}_3) = \frac{0,35 \text{ g}}{122,5 \text{ g mol}^{-1}} = 2,857 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

La ecuación indica que se necesitan dos moles de MnO_2 por cada mol de KClO_3 :

$$n(\text{MnO}_2) = 2(2,857 \cdot 10^{-3}) = 5,714 \cdot 10^{-3} \text{ mol}.$$

$$m(\text{MnO}_2) = (5,714 \cdot 10^{-3})(87) = 0,497 \text{ g}.$$

En una muestra de 1 g, la riqueza es

$$\% \text{MnO}_2 = \frac{0,497}{1,000} \cdot 100 = 49,7 \% \text{ (aprox.)}.$$

Problema 6. Ácido nitroso

El equilibrio es



Partimos de $C_0 = 0,20 \text{ M}$ y llamamos x a la concentración disociada:

	HNO_2	H_3O^+	NO_2^-
Inicial	0,20	0	0
Variación	$-x$	$+x$	$+x$
Equilibrio	$0,20 - x$	x	x

a) Grado de disociación

$$K_a = \frac{x^2}{0,20 - x} = 4,5 \cdot 10^{-4}.$$

La ecuación de segundo grado es

$$x^2 + (4,5 \cdot 10^{-4})x - 9,0 \cdot 10^{-5} = 0.$$

La raíz positiva es $x = 9,26 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. El grado de disociación es

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{9,26 \cdot 10^{-3}}{0,20} = 0,0463.$$

$$\alpha \approx 0,046 \text{ (4,6 \%)}.$$

b) pH

La concentración de protones es $[\text{H}_3\text{O}^+] = x$:

$$\text{pH} = -\log(9,26 \cdot 10^{-3}) = 2,03.$$

$$\text{pH} \approx 2,03.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Ácido selenioso



b) Óxido de titanio (IV)



c) Etanamina



d) SF₆

hexafluoruro de azufre.

e) KNO₃

nitrato de potasio.

f) CH₃CH₂COCH₂CH₃

La cadena tiene cinco carbonos y el grupo carbonilo ocupa la posición 3:

pentan-3-ona.

Cuestión 2. Moléculas, átomos y densidad de gases

En las mismas condiciones de presión y temperatura, el número de moles es proporcional al volumen y la densidad de un gas ideal es proporcional a su masa molar.

a) Mayor número de moléculas

Los volúmenes son 1 L de CH₄, 2 L de N₂ y 1,5 L de O₃. Por tanto, hay más moles y moléculas en el recipiente de 2 L:



b) Mayor número de átomos

El número de átomos es proporcional al volumen multiplicado por el número de átomos de cada molécula:

$$\text{CH}_4 : 1 \times 5 = 5, \text{N}_2 : 2 \times 2 = 4, \text{O}_3 : 1,5 \times 3 = 4,5.$$

El valor mayor corresponde al metano:



c) Mayor densidad

Para gases ideales,

$$\rho = \frac{PM}{RT}.$$

Como P y T son iguales, comparamos las masas molares:

$$M(\text{CH}_4) = 16, M(\text{N}_2) = 28, M(\text{O}_3) = 48 \text{ g mol}^{-1}.$$



Cuestión 3. Números cuánticos y configuración electrónica

a) Electrón en un orbital 2p

Para $n = 2$, el valor $l = 1$ corresponde a un orbital p. Para $l = 1$, $m_l = 0$ es posible, y el espín puede ser $m_s = +1/2$ o $-1/2$:

La afirmación es verdadera.

b) Elemento semejante al carbono

Los elementos de un mismo grupo tienen la misma configuración electrónica de valencia. El carbono pertenece al grupo 14, cuya configuración general es

$$ns^2np^2.$$

La afirmación es verdadera.

c) Elemento del grupo 2 que pierde dos electrones

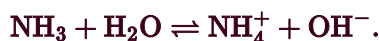
Un elemento del grupo 2 tiene configuración externa ns^2 . Al perder esos dos electrones queda con la configuración del gas noble del período anterior, que pertenece al grupo 18:

La afirmación es verdadera.

Cuestión 4. pH de disoluciones acuosas

a) NH₃

El amoníaco es una base débil y reacciona con el agua:

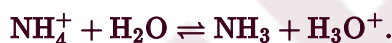


Se forman iones hidróxido:

$$\text{pH} > 7.$$

b) NH₄Cl

El cloruro de amonio se disocia en NH_4^+ y Cl^- . El amonio es el ácido conjugado de la base débil NH_3 y se hidroliza:



El cloruro, procedente de un ácido fuerte, es espectador:

$$\text{pH} < 7.$$

c) CaCl₂

Procede de una base fuerte y un ácido fuerte. Los iones Ca^{2+} y Cl^- no producen una hidrólisis apreciable en este nivel de aproximación:

$$\text{pH} \approx 7.$$

Problema 5. Equilibrio del pentacloruro de fósforo



La temperatura absoluta es

$$T = 270 + 273 = 543 \text{ K}.$$

Si x son los moles de PCl_5 que se disocian:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2
Inicial	2,5	0	0
Variación	$-x$	$+x$	$+x$
Equilibrio	$2,5 - x$	x	x

Los moles totales en el equilibrio son $n_t = 2,5 + x$. Con la ecuación de los gases ideales:

$$n_t = \frac{PV}{RT} = \frac{(15,6 \text{ atm})(10 \text{ L})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(543 \text{ K})} = 3,50 \text{ mol}.$$

Por tanto,

$$x = 3,50 - 2,50 = 1,00 \text{ mol}.$$

a) Moles en el equilibrio

$$n(\text{PCl}_5) = 1,50 \text{ mol}, \quad n(\text{PCl}_3) = n(\text{Cl}_2) = 1,00 \text{ mol}.$$

b) Constantes Kc y Kp

En 10 L,

$$[\text{PCl}_5] = 0,15 \text{ M}, [\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,10 \text{ M}.$$

$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3][\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{(0,10)(0,10)}{0,15} = 0,0667.$$

Como $\Delta n_g = 2 - 1 = 1$,

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g} = (0,0667)(0,082)(543) = 2,97.$$

$$K_c = 0,0667 \text{ M}, K_p \approx 2,97 \text{ atm}.$$

Problema 6. Energía interna y energía libre de formación de amoníaco

La reacción es



a) Calor a volumen constante

Para gases ideales,

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT.$$

En esta reacción,

$$\Delta n_g = 2 - (1 + 3) = -2.$$

Despejamos ΔU a 25 °C, es decir, $T = 298 \text{ K}$:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n_g RT = -92,4 - (-2)(8,31)(298) \cdot 10^{-3} = -87,45 \text{ kJ}.$$

A volumen constante, $q_v = \Delta U$:

$$q_v \approx -87,5 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

b) Energía libre de Gibbs

La variación de entropía estándar es

$$\Delta S^\circ = 2(192,3) - (191 + 3(130,8)) = -198,8 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$

Pasamos la entropía a kJ:

$$\Delta S^\circ = -0,1988 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}.$$

Entonces,

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -92,4 - (298)(-0,1988) = -33,2 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

$$\Delta G^\circ \approx -33,2 \text{ kJ mol}^{-1}.$$