

Química — Andalucía — extraordinaria de julio de 2020 — modelo V1

Indicaciones de resolución

Se resuelven todas las cuestiones y problemas. En cada apartado se identifica primero el concepto aplicado, se muestran las ecuaciones y unidades necesarias y se termina con una conclusión explícita.

Cuestión A1 · Formulación y nomenclatura

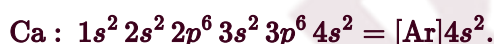
- a) Bromuro de hidrógeno: HBr . - b) Óxido de plomo (IV): PbO_2 . - c) Hidruro de bario: BaH_2 . - d) V_2O_5 : óxido de vanadio(V). - e) CaHPO_4 : hidrogenofosfato de calcio. - f) H_2SO_3 : ácido sulfuroso.

Cuestión A2 · Formulación y nomenclatura

- a) Permanganato de bario: $\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$. - b) Hidróxido de cesio: CsOH . - c) Pent-2-ino: $\text{CH}_3\text{C}\equiv\text{CCH}_2\text{CH}_3$. - d) Hg_2SO_4 : sulfato de mercurio(I). - e) CoBr_2 : bromuro de cobalto(II). - f) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OCH}_3$: 1-metoxipropano.

Cuestión B1 · Elemento de número atómico 20

El elemento es el calcio, porque $Z = 20$ significa que el átomo neutro tiene 20 electrones:



a) Números cuánticos de la capa de valencia

La capa de valencia es $n = 4$ y contiene dos electrones en el orbital $4s$. Para un orbital s , $l = 0$ y, por tanto, $m_l = 0$. Los dos electrones tienen espines opuestos:

$$(n, l, m_l, m_s) = (4, 0, 0, +\frac{1}{2}) \text{ y } (4, 0, 0, -\frac{1}{2}).$$

b) Orbitales y electrones del subnivel $3p$

Para p , $l = 1$, de modo que $m_l = -1, 0, +1$. Hay tres valores posibles de m_l , es decir, tres orbitales $3p$. Cada orbital admite dos electrones de espines opuestos:

el subnivel $3p$ tiene 3 orbitales y puede alojar 6 electrones.

c) Ion más estable

El calcio pierde con facilidad sus dos electrones $4s$ y alcanza la configuración estable del argón:



El ion más estable es Ca^{2+} .

Cuestión B2 · Equilibrios y principio de Le Châtelier

a) Relación entre K_p y K_c

Para una reacción gaseosa:

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g},$$

donde Δn_g es la diferencia entre moles gaseosos de productos y reactivos. Si $\Delta n_g < 0$, el factor $(RT)^{\Delta n_g}$ puede ser menor que uno. Por tanto, no es cierto que K_p nunca pueda ser menor que K_c .

Falsa. K_p puede ser menor, igual o mayor que K_c según Δn_g .

b) Calentar el equilibrio del NO_2



La reacción directa es endotérmica. Al calentar, el sistema consume parte del calor añadido y se desplaza hacia la derecha, formando más NO_2 :

Verdadera: calentar aumenta la concentración de NO_2 .

c) Efecto de la presión sobre la formación de metano



El sólido no entra en el recuento gaseoso. Hay dos moles gaseosos a cada lado, por lo que $\Delta n_g = 0$. Un aumento de presión no favorece ningún sentido:

Falsa: la presión no desplaza este equilibrio y no aumenta el metano.

Cuestión B3 · Geometría, hibridación y polaridad

a) Geometría mediante la TRPECV

En NH_3 , el nitrógeno aporta cinco electrones de valencia. Forma tres enlaces N-H y conserva un par libre: hay cuatro dominios electrónicos. La disposición electrónica es tetraédrica y, al ocupar un dominio el par libre, la geometría molecular es trigonal piramidal.



En BeCl_2 , el berilio forma dos enlaces y no conserva pares libres en el átomo central. Hay dos dominios electrónicos, separados al máximo:



b) Hibridación

Cuatro dominios en el nitrógeno implican sp^3 en NH_3 . Dos dominios en el berilio implican sp en BeCl_2 .

c) Polaridad

En NH_3 , la forma piramidal impide que los tres dipolos N-H se compensen; la molécula es polar. En BeCl_2 , los dos dipolos Be-Cl son iguales y opuestos en una molécula lineal, por lo que se anulan:

NH_3 es polar y BeCl_2 es apolar.

Cuestión B4 · Tendencias periódicas

Elemento	Z	Configuración abreviada
A	9	$[\text{He}]2s^22p^5$
B	17	$[\text{Ne}]3s^23p^5$
C	19	$[\text{Ar}]4s^1$
D	20	$[\text{Ar}]4s^2$

a) Metal alcalino

El elemento **C** tiene un solo electrón $4s$, configuración característica del grupo 1:

C es el potasio, un metal alcalino.

b) Mayor electronegatividad

La electronegatividad aumenta hacia la derecha y hacia arriba. Entre los elementos dados, el flúor es el más próximo a esa posición:

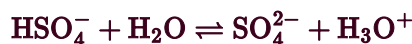
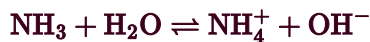
A, el flúor, es el más electronegativo.

c) Menor energía de ionización

Los metales alcalinos retienen peor el electrón de valencia que los alcalinotérreos del mismo periodo. Por ello el potasio, **C**, tiene la menor primera energía de ionización: **C presenta la menor energía de ionización.**

Cuestión B5 · Ácidos y bases de Brønsted–Lowry

Un ácido dona protones y una base los acepta. Las reacciones representativas son:



Por tanto:

Sólo ácidos:	$\text{HNO}_3, \text{H}_3\text{O}^+.$
Sólo bases:	$\text{S}^{2-}, \text{NH}_3.$
Ácidos y bases:	$\text{HSO}_4^-, \text{H}_2\text{O}.$

Cuestión B6 · Isomería y deshidratación

El compuesto es pentan-2-ol:



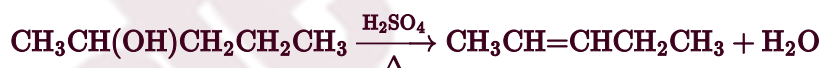
a) Isómero de cadena

Sí. Al cambiar el esqueleto lineal por uno ramificado se mantiene la fórmula molecular $\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$. Un ejemplo es el 3-metilbutan-2-ol:



b) Deshidratación

En medio ácido y con calor se elimina agua. Predomina el alqueno más sustituido, pent-2-eno, aunque también puede formarse pent-1-eno:



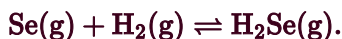
producto minoritario: $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3.$

c) Isomería óptica

El carbono 2 está unido a cuatro grupos distintos: H , OH , CH_3 y $\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$. Es un centro quiral y existen dos enantiómeros:

Sí presenta isomería óptica, porque C-2 es asimétrico.

Problema C1 · Equilibrio de formación de H_2Se



La temperatura es $T = 727 + 273 = 1000 \text{ K}$. Si x son los moles de H_2Se formados:

	Se	H_2	H_2Se
inicial	1	1	0
variación	$-x$	$-x$	$+x$
equilibrio	$1 - x$	$1 - x$	x

La presión total permite hallar los moles totales:

$$n_{\text{tot}} = \frac{PV}{RT} = \frac{(18,1)(5)}{(0,082)(1000)} = 1,1037 \text{ mol.}$$

Como $n_{\text{tot}} = 2 - x$, resulta $x = 0,8963 \text{ mol}$. En $V = 5 \text{ L}$:

$$[\text{Se}] = [\text{H}_2] = \frac{0,1037}{5} = \boxed{0,0207 \text{ M}},$$

$$[\text{H}_2\text{Se}] = \frac{0,8963}{5} = \boxed{0,1793 \text{ M}}.$$

Para la reacción, $\Delta n_g = 1 - 2 = -1$:

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{Se}]}{[\text{Se}][\text{H}_2]} = \frac{0,1793}{(0,0207)^2} = \boxed{4,17 \times 10^2}.$$

$$K_p = K_c(RT)^{-1} = \frac{4,17 \times 10^2}{(0,082)(1000)} = \boxed{5,09 \text{ atm}^{-1}}.$$

Problema C2 · Solubilidad del fluoruro de calcio



a) Agua pura

Si la solubilidad molar es s , entonces $[\text{Ca}^{2+}] = s$ y $[\text{F}^{-}] = 2s$:

$$K_{ps} = s(2s)^2 = 4s^3.$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{3,5 \times 10^{-11}}{4}} = \boxed{2,06 \times 10^{-4} \text{ M}}.$$

b) Disolución de NaF 0,2 M

El fluoruro de sodio aporta el ion común F^{-} . Si se disuelven s moles por litro de CaF_2 :

$$K_{ps} = s(0,2 + 2s)^2.$$

Como $s \ll 0,2$, se puede aproximar $0,2 + 2s \simeq 0,2$:

$$s \simeq \frac{3,5 \times 10^{-11}}{(0,2)^2} = \boxed{8,75 \times 10^{-10} \text{ M}}.$$

La presencia del ion común reduce fuertemente la solubilidad.

Problema C3 · Disolución de amoníaco

a) Volumen de amoníaco comercial

La cantidad necesaria en 500 mL de disolución 0,1 M es:

$$n(\text{NH}_3) = CV = (0,1)(0,500) = 0,0500 \text{ mol}.$$

Con $M(\text{NH}_3) = 14 + 3(1) = 17 \text{ g mol}^{-1}$:

$$m(\text{NH}_3) = (0,0500)(17) = 0,850 \text{ g}.$$

La disolución comercial contiene un 25 % en masa, por lo que su masa es

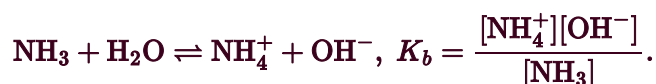
$$m_{\text{comercial}} = \frac{0,850}{0,25} = 3,40 \text{ g}.$$

Usando $\rho = 0,9 \text{ g mL}^{-1}$:

$$V_{\text{comercial}} = \frac{3,40}{0,9} = \boxed{3,78 \text{ mL} \simeq 3,8 \text{ mL}}.$$

b) pH y grado de disociación

El amoníaco es una base débil:



Si $x = [\text{OH}^-]$, la tabla de concentraciones es

	NH_3	NH_4^+	OH^-
inicial	0,1	0	0
variación	$-x$	$+x$	$+x$
equilibrio	$0,1 - x$	x	x

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x}.$$

La raíz física es $x = 1,33 \times 10^{-3} \text{ M}$. Así,

$$pOH = -\log x = 2,88, \quad pH = 14 - pOH = \boxed{11,12 \simeq 11,13}.$$

El grado de disociación es

$$\alpha = \frac{x}{0,1} = 1,33 \times 10^{-2} = \boxed{1,33\%}.$$

Problema C4 · Obtención de dicloro

a) Ajuste por el método del ion-electrón

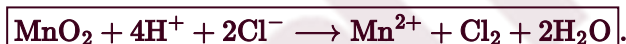
El manganeso se reduce de $+4$ a $+2$:



El ion cloruro se oxida a dicloro:



Al sumar y cancelar los electrones:



En forma molecular, los cuatro protones y dos cloruros restantes proceden de cuatro moléculas de HCl:



b) Reactivos para obtener 42,6 g de Cl_2

$$M(\text{Cl}_2) = 2(35,5) = 71 \text{ g mol}^{-1}, \quad n(\text{Cl}_2) = \frac{42,6}{71} = 0,600 \text{ mol}.$$

La ecuación indica que se necesitan 4 mol de HCl y 1 mol de MnO_2 por cada mol de Cl_2 :

$$n(\text{HCl}) = 4(0,600) = 2,40 \text{ mol}, \quad V = \frac{n}{C} = \frac{2,40}{5} = \boxed{0,480 \text{ L}}.$$

$$M(\text{MnO}_2) = 55 + 2(16) = 87 \text{ g mol}^{-1}, \quad m = (0,600)(87) = \boxed{52,2 \text{ g}}.$$