

Indicaciones de resolución

Se resuelven las dos opciones completas. En cada apartado se identifica lo que se pregunta, se escribe primero la ley o la reacción y después se sustituyen los datos con sus unidades.

Opción A

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Peróxido de bario

El anión peróxido es O_2^{2-} y el catión bario es Ba^{2+} :



b) Sulfuro de galio (III)

La neutralidad entre Ga^{3+} y S^{2-} exige seis cargas:



c) Butan-2-ol

El grupo hidroxilo está en el carbono 2 de una cadena de cuatro carbonos:



d) WO_3

Cada oxígeno tiene número de oxidación -2 , de modo que el wolframio está en $+6$:

$\boxed{\text{óxido de wolframio (VI)}}.$

e) H_2SeO_3

$\boxed{\text{ácido selenioso}}.$

f) $\text{CH}_3\text{CHICH}_3$

El yodo está unido al carbono 2:

$\boxed{2\text{-yodopropano}}.$

Cuestión 2. Números cuánticos

Para un electrón deben cumplirse

$$n = 1, 2, 3, \dots, l = 0, 1, \dots, n - 1, m_l = -l, \dots, +l, m_s = \pm \frac{1}{2}.$$

a) Combinaciones posibles

Combinación	Comprobación	Conclusión
$(0, 0, 0, +\frac{1}{2})$	$n = 0$ no está permitido	Imposible
$(1, 1, 0, +\frac{1}{2})$	para $n = 1$ solo puede ser $l = 0$	Imposible
$(2, 1, -1, +\frac{1}{2})$	$0 \leq 1 < 2, -1 \leq -1 \leq 1$	Posible
$(3, 2, 1, +\frac{1}{2})$	$0 \leq 2 < 3, -2 \leq 1 \leq 2$	Posible

$\boxed{\text{Son posibles } (2, 1, -1, +\frac{1}{2}) \text{ y } (3, 2, 1, +\frac{1}{2})}.$

b) Orbital correspondiente

Para $\backslash(2, 1, -1, +\frac{1}{2})\backslash$, $n = 2$ y $l = 1$, por lo que se trata de un orbital $2p$. Para $\backslash(3, 2, 1, +\frac{1}{2})\backslash$, $n = 3$ y $l = 2$, por lo que se trata de un orbital $3d$:

$\boxed{(2, 1, -1, +\frac{1}{2}) \longrightarrow 2p, (3, 2, 1, +\frac{1}{2}) \longrightarrow 3d}.$

c) Combinación de mayor energía

En el átomo de hidrógeno la energía depende de n ; en átomos polielectrónicos, además, el orbital **3d** se encuentra por encima de **2p** según el orden energético habitual. Como **3 > 2**:

El electrón del orbital 3d tiene mayor energía.

Cuestión 3. Espontaneidad de procesos redox

Para una reacción escrita como reducción en el cátodo y oxidación en el ánodo:

$$E_{\text{reacción}}^{\circ} = E_{\text{reducción}}^{\circ} + E_{\text{oxidación}}^{\circ}$$

El proceso es espontáneo si $E_{\text{reacción}}^{\circ} > 0$.

a) Reducción de Fe^{3+} a Fe por Cu

Reducción:



El cobre se oxida:



Al ajustar electrones:



$$E_{\text{r}}^{\circ} = -0,04 - 0,34 = -0,38 \text{ V.}$$

No es espontánea.

b) Reducción de Fe^{2+} a Fe por Ni



La reacción global es

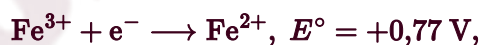


y

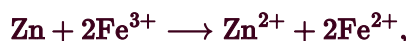
$$E_{\text{r}}^{\circ} = -0,41 + 0,23 = -0,18 \text{ V.}$$

No es espontánea.

c) Reducción de Fe^{3+} a Fe^{2+} por Zn



La reacción ajustada es



con

$$E_{\text{r}}^{\circ} = 0,77 + 0,76 = +1,53 \text{ V.}$$

Es espontánea.

Cuestión 4. Reacciones orgánicas

Se comparan el 1-bromopropano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$, y el but-1-eno, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2$.

a) Reacción con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$

El ácido cataliza la hidratación del doble enlace. Se aplica la regla de Markovnikov y se obtiene principalmente butan-2-ol:



Reacciona el but-1-eno y se forma butan-2-ol.

b) Reacción con NaOH/H₂O

El ion hidróxido sustituye al bromuro en el halogenuro de alquilo primario:



Reacciona el 1-bromopropano y se forma propan-1-ol.

c) Reacción con HCl para formar 2-clorobutano

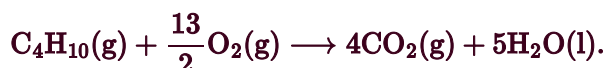
El HCl se adiciona al doble enlace del but-1-eno. El cloro queda en el carbono 2:



Reacciona el but-1-eno y se forma 2-clorobutano.

Problema 1. Combustión del butano

La combustión completa es



a) Calor a presión constante

A presión constante, el calor de reacción coincide con la entalpía:

$$\Delta H_{\text{r}}^{\circ} = \sum \nu \Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{productos}) - \sum \nu \Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{reactivos}).$$

Con $\Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{O}_2=0)$:

$$\begin{aligned}\Delta H_{\text{r}}^{\circ} &= 4(-393,5) + 5(-285,8) - (-125,7) \\ &= -2877,3 \text{ kJ mol}^{-1}.\end{aligned}$$

$$q_{\text{p}} = \Delta H_{\text{r}}^{\circ} = -2877,3 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

El signo negativo indica que la combustión desprende calor.

b) Calor a volumen constante

A volumen constante, $q_{\text{v}} = \Delta U$. La relación entre entalpía y energía interna es

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_{\text{g}}RT \implies \Delta U = \Delta H - \Delta n_{\text{g}}RT.$$

Solo se cuentan los gases:

$$\Delta n_{\text{g}} = 4 - \left(1 + \frac{13}{2}\right) = 4 - 7,5 = -3,5.$$

Con $T = 298 \text{ K}$ y $R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$:

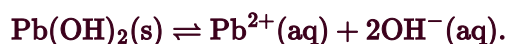
$$\begin{aligned}\Delta U &= -2877,3 - (-3,5)(8,31 \cdot 10^{-3})(298) \\ &= -2868,6 \text{ kJ mol}^{-1}.\end{aligned}$$

$$q_{\text{v}} = \Delta U \approx -2868,6 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

Problema 2. Solubilidad y precipitación

a) Concentración de Pb^{2+} en una disolución saturada de $\text{Pb}(\text{OH})_2$

El equilibrio es



Si s es la solubilidad molar:

$$[\text{Pb}^{2+}] = s, [\text{OH}^{-}] = 2s.$$

Por tanto:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Pb}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2 = s(2s)^2 = 4s^3.$$

Con $K_{ps} = 4 \cdot 10^{-15}$:

$$4s^3 = 4 \cdot 10^{-15} \Rightarrow s^3 = 10^{-15} \Rightarrow s = 10^{-5} \text{ M.}$$

$$\boxed{[\text{Pb}^{2+}] = 10^{-5} \text{ M.}}$$

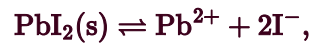
b) Precipitación de PbI_2

Al mezclar **100 mL** de cada disolución, el volumen total es **0,200 L**. Antes de precipitar:

$$[\text{Pb}^{2+}] = \frac{(0,010)(0,100)}{0,200} = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ M,}$$

$$[\text{I}^-] = \frac{(0,020)(0,100)}{0,200} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ M.}$$

Para



el cociente iónico es

$$Q_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = (5,0 \cdot 10^{-3})(1,0 \cdot 10^{-2})^2 = 5,0 \cdot 10^{-7}.$$

Como

$$Q_{ps} = 5,0 \cdot 10^{-7} > K_{ps} = 7,1 \cdot 10^{-9},$$

la disolución está sobresaturada:

Sí se forma precipitado de PbI_2 .

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Arseniato de cobalto (II)

El arseniato es AsO_4^{3-} y el cobalto (II) es Co^{2+} :



b) Hidróxido de magnesio



c) Tetracloruro de carbono



d) NaH

hidruro de sodio.

e) Sal de mercurio y clorito

El anión clorito es ClO_2^- , así que el mercurio está en estado +2:

clorito de mercurio (II).

f) CH_3CONH_2

etanamida (acetamida).

Cuestión 2. Gases en las mismas condiciones

Los recipientes contienen:



Como P y T son iguales, la ecuación $PV = nRT$ indica que el número de moles, y por tanto el número de moléculas, es proporcional al volumen.

a) Mayor número de moléculas

$$V_C > V_B > V_A \implies \text{El recipiente C contiene más moléculas.}$$

b) Mayor número de átomos

Hay que multiplicar el volumen relativo por el número de átomos de cada molécula:

$$A : 1 \cdot 5 = 5, B : 2 \cdot 2 = 4, C : 3 \cdot 3 = 9.$$

El recipiente C contiene más átomos.

c) Mayor densidad

Para un gas ideal:

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

A igual P y T , la densidad es proporcional a la masa molar:

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

El ozono del recipiente C tiene mayor densidad.

Cuestión 3. RPECV e hibridación

a) Geometría del amoníaco

El nitrógeno de NH_3 tiene tres pares enlazantes y un par libre. Hay cuatro regiones electrónicas, por lo que la geometría electrónica es tetraédrica, pero la geometría molecular es piramidal trigonal:

Falsa: la geometría molecular de NH_3 es piramidal trigonal.

b) Hibridación de SiH_4 y H_2S

En SiH_4 , el silicio tiene cuatro pares enlazantes. En H_2S , el azufre tiene dos pares enlazantes y dos pares libres. En ambos casos hay cuatro regiones electrónicas y la hibridación se describe como sp^3 :

Verdadera: el átomo central es sp^3 en ambos casos.

c) Geometría de BCl_3

El boro tiene tres pares enlazantes y ningún par libre. Las tres regiones se separan 120° en un plano:

Verdadera: BCl_3 es plana trigonal.

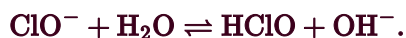
Cuestión 4. Ácido-base

a) Carácter de la lejía

El hipoclorito sódico se disocia:



El ion hipoclorito es la base conjugada del ácido débil HClO y se hidroliza:



La formación de OH^- determina el carácter de la disolución:

La lejía es básica.

b) Concentraciones en sangre de pH 7,4

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7,4} = 3,98 \cdot 10^{-8} \text{ M.}$$

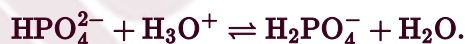
Con $K_w = 10^{-14}$:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{3,98 \cdot 10^{-8}} = 2,51 \cdot 10^{-7} \text{ M.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,98 \cdot 10^{-8} \text{ M}, \quad [\text{OH}^-] = 2,51 \cdot 10^{-7} \text{ M.}$$

c) Ácido conjugado de HPO_4^{2-}

Si HPO_4^{2-} acepta un protón, se transforma en H_2PO_4^- :



Por tanto:

El ácido conjugado de HPO_4^{2-} es H_2PO_4^- .

Problema 1. Preparación y neutralización de HCl

a) Volumen de HCl concentrado

La masa de la disolución que se desea preparar es

$$m_{\text{final}} = \rho V = (1,05 \text{ g mL}^{-1})(50 \text{ mL}) = 52,5 \text{ g.}$$

La masa de HCl necesaria al 12 % es

$$m(\text{HCl}) = 0,12(52,5) = 6,30 \text{ g.}$$

Para obtenerla a partir de una disolución al 36 %:

$$m_{\text{concentrada}} = \frac{6,30}{0,36} = 17,5 \text{ g.}$$

Con densidad $1,17 \text{ g mL}^{-1}$:

$$V_{\text{concentrada}} = \frac{17,5}{1,17} = 14,96 \text{ mL.}$$

$$V_{\text{HCl al 36\%}} \approx 15,0 \text{ mL}.$$

b) Volumen de $\text{Mg}(\text{OH})_2$

En **25 mL** de la disolución de HCl al 12 %:

$$m_{\text{disolución}} = (1,05)(25) = 26,25 \text{ g},$$

$$m(\text{HCl}) = 0,12(26,25) = 3,15 \text{ g}.$$

Con masa molar del HCl igual a $36,5 \text{ g mol}^{-1}$:

$$n(\text{HCl}) = \frac{3,15}{36,5} = 0,0863 \text{ mol}.$$

La neutralización es



Por tanto:

$$n(\text{Mg}(\text{OH})_2) = \frac{0,0863}{2} = 0,0432 \text{ mol}.$$

Con $C = 0,5 \text{ mol L}^{-1}$:

$$V = \frac{n}{C} = \frac{0,0432}{0,5} = 0,0863 \text{ L} = 86,3 \text{ mL}.$$

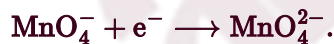
$$V(\text{Mg}(\text{OH})_2) \approx 86,0\text{--}86,3 \text{ mL}.$$

Problema 2. Reacción redox en medio básico



a) Ajuste por el método del ion-electrón

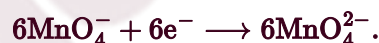
El manganeso pasa de **+7** a **+6**:



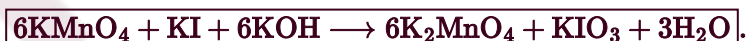
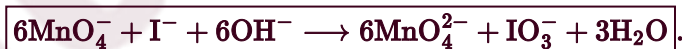
El yodo pasa de **-1** a **+5**. En medio básico:



Multiplicamos la reducción por 6:



Al sumar:



b) Masa de KI

$$n(\text{KMnO}_4) = CV = (0,67 \text{ mol L}^{-1})(0,120 \text{ L}) = 0,0804 \text{ mol}.$$

La proporción estequiométrica es **6** moles de permanganato por cada mol de KI:

$$n(\text{KI}) = \frac{0,0804}{6} = 0,0134 \text{ mol}.$$

$$M(\text{KI}) = 39 + 129 = 168 \text{ g mol}^{-1},$$

$$m(\text{KI}) = (0,0134)(168) = 2,25 \text{ g}.$$