

Química — Andalucía 2011 extraordinaria

Indicaciones de resolución

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

Opción A

Cuestión 1. Formulaci3n y nomenclatura

a) 3xido de calcio



b) 3cido b3rico



c) Hepta-2,4-dieno



d) Na_2SO_4



e) SnS_2

El azufre aporta -4 en total, por lo que el esta3o presenta estado de oxidaci3n $+4$:



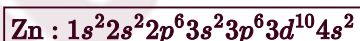
f) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHOH}$

Numerando desde el carbono del grupo hidroxilo:



Cuesti3n 2. Configuraci3n electr3nica de Be, O, Zn y Ar

a) Configuraciones electr3nicas



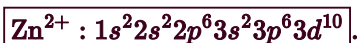
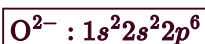
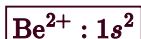
b) Electrones desapareados

En el 3xgeno, los cuatro electrones del subnivel $2p$ ocupan primero los tres orbitales por separado y despu3s se aparea uno; quedan dos desapareados. Los dem3s 3tomos tienen sus subniveles ocupados por pares:



c) Iones m3s estables

El berilio pierde dos electrones, el 3xgeno gana dos y el zinc pierde los dos electrones $4s$. El arg3n ya tiene configuraci3n de gas noble:



Cuesti3n 3. Poder oxidante y espontaneidad

Se dan los potenciales est3ndar de reducci3n:

$$E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}, E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,07 \text{ V}, E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}.$$

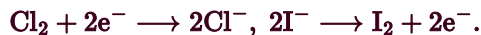
a) Especie más oxidante

La especie oxidada del par con mayor potencial de reducción es la que gana electrones con mayor facilidad:



b) Reacción entre Cl_2 e I^-

El cloro se reduce y el yoduro se oxida:



$$E^\circ_{\text{celda}} = 1,36 - 0,54 = +0,82 \text{ V}.$$

La reacción es espontánea.

c) Reacción entre I_2 y Br^-

$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) - E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 0,54 - 1,07 = -0,53 \text{ V}.$$

La reacción no es espontánea en el sentido propuesto.

Cuestión 4. Grupos funcionales

a) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$

Fórmula desarrollada:

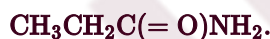


Es el propanal y contiene un grupo aldehído, $-\text{CHO}$:

aldehído.

b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CONH}_2$

Fórmula desarrollada:

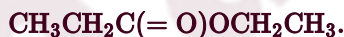


Es la propanamida y contiene un grupo amida, $-\text{CONH}_2$:

amida.

c) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$

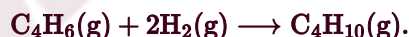
Fórmula desarrollada:



Es el propanoato de etilo y contiene un grupo éster, $-\text{COO}-$:

éster.

Problema 1. Hidrogenación del buta-1,3-dieno

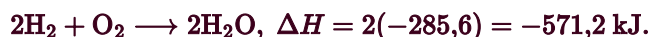


a) Cálculo mediante entalpías de combustión

Las combustiones son



Invertimos la segunda combustión y añadimos la formación de dos moles de agua a partir de hidrógeno:



Por la ley de Hess,

$$\Delta H_r = -2540,2 + 2877,6 - 571,2 = -233,8 \text{ kJ mol}^{-1}.$$

$$\boxed{\Delta H_r \approx -233,8 \text{ kJ mol}^{-1}}.$$

b) Cálculo mediante energías de enlace

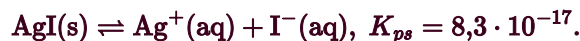
En los reactivos se rompen dos enlaces $\text{C}=\text{C}$, un enlace $\text{C}-\text{C}$, seis enlaces $\text{C}-\text{H}$ y dos enlaces $\text{H}-\text{H}$. En el butano se forman tres enlaces $\text{C}-\text{C}$ y diez enlaces $\text{C}-\text{H}$:

$$\Delta H = [2(612,9) + 348,2 + 6(415,3) + 2(436,4)] - [3(348,2) + 10(415,3)].$$

$$\Delta H_r = -259,0 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ con las energías de enlace suministradas.}$$

Las energías de enlace son valores medios y no tienen por qué reproducir exactamente la entalpía calculada por Hess.

Problema 2. Solubilidad del yoduro de plata



a) Disolución 0,1 M en AgNO₃

El ion plata procedente de la sal soluble fija aproximadamente $[\text{Ag}^+] = 0,1 \text{ M}$. Si S es la solubilidad de AgI, $[\text{I}^-] = S$:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = (0,1)S.$$

$$S = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{0,1} = 8,3 \cdot 10^{-16} \text{ M}.$$

$$S = 8,3 \cdot 10^{-16} \text{ M}.$$

b) Disolución de HI de pH 2

El HI es un ácido fuerte, así que $\text{pH} = 2$ implica aproximadamente $[\text{I}^-] = 10^{-2} \text{ M}$. Por tanto,

$$K_{ps} = S(10^{-2}), S = \frac{8,3 \cdot 10^{-17}}{10^{-2}} = 8,3 \cdot 10^{-15} \text{ M}.$$

$$S = 8,3 \cdot 10^{-15} \text{ M}.$$

Opción B

Cuestión 1. Formulación y nomenclatura

a) Sulfuro de manganeso

Tomando el estado de oxidación más habitual +2:



b) Hidrogenocarbonato de cadmio



c) Ácido benzoico



d) K₂Cr₂O₇

dicromato de potasio.

e) Rb₂O₂

peróxido de rubidio.

f) CH₃CH=CCOOH

Numerando desde el carbono del grupo carboxilo:

ácido prop-2-inoico (ácido propiólico).

Cuestión 2. Benceno y acetileno

a) Fórmula empírica



Verdadera: ambos tienen fórmula empírica CH.

b) Fórmula molecular

Las fórmulas moleculares son distintas, C₆H₆ y C₂H₂:

Falsa.

c) Composición centesimal

Ambas proporciones contienen un átomo de carbono por cada átomo de hidrógeno. Por eso, en los dos casos:

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

Verdadera.

Cuestión 3. Lewis, geometría e hibridación

a) BF₃

El boro aporta tres electrones de valencia y forma tres enlaces sencillos con el flúor. Cada F conserva tres pares libres y el B queda sin pares libres:



Hay tres regiones electrónicas alrededor del boro. La geometría es trigonal plana, con ángulos de aproximadamente 120°, y la hibridación es sp^2 :



b) BeCl₂

El berilio forma dos enlaces sencillos y no conserva pares libres. Hay dos regiones electrónicas, por lo que la molécula es lineal, con ángulo de 180° y hibridación sp :



c) H₂O

El oxígeno forma dos enlaces O-H y conserva dos pares libres. Las cuatro regiones electrónicas presentan disposición tetraédrica, pero la geometría molecular es angular. La hibridación es sp^3 y el ángulo H-O-H es aproximadamente 104,5°:



Cuestión 4. Ácidos y bases

a) Dos ácidos con pH 2

El pH fija la concentración de oxonio, no directamente la concentración inicial del ácido. Un ácido fuerte y uno débil pueden necesitar concentraciones iniciales distintas para alcanzar el mismo pH:

Falsa.

b) Base débil y dilución

La fortaleza depende del grado de ionización o de K_b , no de que la disolución esté más o menos diluida. Una base débil puede estar en una disolución concentrada:

Falsa.

c) Ácido fuerte

En agua, un ácido fuerte se ioniza prácticamente por completo:

Verdadera.

Problema 1. Disolución de ácido clorhídrico concentrado

La disolución contiene 36 % en masa de HCl y tiene densidad $1,18 \text{ g mL}^{-1}$. Tomamos como base 1 L de disolución.

a) Molaridad y fracción molar

La masa de 1 L de disolución es

$$m_{\text{disolución}} = 1000 \text{ mL}(1,18 \text{ g mL}^{-1}) = 1180 \text{ g}.$$

La masa de HCl es $0,36(1180) = 424,8 \text{ g}$. Con $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ g mol}^{-1}$:

$$n(\text{HCl}) = \frac{424,8}{36,5} = 11,638 \text{ mol}.$$

Por tanto,

$$[\text{HCl}] = 11,64 \text{ M}.$$

La masa de agua es $1180 - 424,8 = 755,2 \text{ g}$, de donde

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{755,2}{18} = 41,96 \text{ mol}.$$

La fracción molar del HCl es

$$\chi(\text{HCl}) = \frac{11,638}{11,638 + 41,96} = 0,217 \approx 0,22.$$

$$\chi(\text{HCl}) \approx 0,22.$$

b) Volumen para preparar 1 L 2 M

La disolución final necesita 2 moles de HCl. El volumen de concentrado es

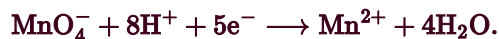
$$V = \frac{2 \text{ mol}}{11,638 \text{ mol L}^{-1}} = 0,1718 \text{ L.}$$

$$\boxed{V = 171,8 \text{ mL.}}$$

Problema 2. Valoración de FeSO₄ con permanganato

a) Ajuste iónico y molecular

En medio ácido, el permanganato se reduce a manganeso(II):



El hierro(II) se oxida:



Multiplicando la segunda por 5 y sumando:



La ecuación molecular ajustada es



b) Concentración de FeSO₄

Los moles de permanganato consumidos son

$$n(\text{KMnO}_4) = (0,020 \text{ mol L}^{-1})(0,0223 \text{ L}) = 4,46 \cdot 10^{-4} \text{ mol.}$$

La relación iónica es 1 mol de permanganato por 5 moles de hierro(II):

$$n(\text{Fe}^{2+}) = 5(4,46 \cdot 10^{-4}) = 2,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

En 100 mL de disolución,

$$[\text{FeSO}_4] = \frac{2,23 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 0,0223 \text{ M.}$$

$$\boxed{[\text{FeSO}_4] = 0,0223 \text{ M.}}$$