

## SÈRIE 4

Com a norma general, tingueu en compte que un error no s'ha de penalitzar dues vegades. Si un apartat necessita un resultat anterior i aquest és erroni, cal valorar la resposta independentment del valor numèric, fixant-se en el procediment de resolució (sempre que, evidentment, els valors emprats i/o els resultats no siguin absurds)

1. Problema de l'hidròxid de calci

- a) A partir del valor del pH es pot calcular el pOH ( $14 - 12,35 = 1,65$ ) i la  $[OH^-]$  ( $10^{-1,65}$  M).  
D'aquesta manera s'obté:  $[OH^-] = 2,24 \cdot 10^{-2}$  M [0,3 punts]  
La solubilitat del  $Ca(OH)_2$  és la meitat de la  $[OH^-]$ . Així: solubilitat = s =  $1,12 \cdot 10^{-2}$  M [0,4 punts]  
Fent servir factors de conversió, expressem la solubilitat en  $g L^{-1}$ . s =  $0,83 g L^{-1}$  [0,3 punts]
- b)  $K_{ps} = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 1,12 \cdot 10^{-2} \cdot (2,24 \cdot 10^{-2})^2 = 5,62 \cdot 10^{-6}$  [0,6 punts]
- c) Els precipitats de  $Ca(OH)_2$  es poden solubilitzar per addició d'un àcid com ara el HCl,  $HNO_3$ , àcid acètic, ... que donin lloc a una sal soluble (no és el cas del  $H_2SO_4$ ) o bé per l'addició d'un agent complexant (com ara l'àcid EDTA o la seva sal sòdica). Qualsevol dels dos procediments és correcte. [0,4 punts]

2. Equilibri del iodur d'hidrogen

- a) Reacció:  $2 HI (g) \rightleftharpoons H_2 (g) + I_2 (g)$  [0,25 punts]
- b) Càlcul de la pressió parcial a  $25^\circ C$  del HI.  
Aplicant l'equació d'estat del gas ideal s'obté:  $p = 4,264 \cdot 10^4$  Pa.  
Es considerarà correcte el càlcul de la pressió en atmosferes. [0,4 punts]
- c) quantitat d' HI en l'equilibri =  $1,345 \cdot 10^{-2}$  mol ; [0,25 punts]  
quantitat de  $I_2$  = quantitat d'  $H_2$  =  $1,875 \cdot 10^{-3}$  mol. [0,5 punts]
- d) Càlcul de  $K_c = 1,94 \cdot 10^{-2}$

$$K_c = \frac{(1,875 \cdot 10^{-3})^2}{(1,345 \cdot 10^{-2})^2} = 1,94 \cdot 10^{-2}$$

[0,6 punts]

3- Equilibri àcid base. Àcid acètic.

- a)  $[H^+] = c\alpha = 0,100 \cdot 0,013 = 1,3 \cdot 10^{-3}$  M.  
 $pH = -\text{Log} [H^+] = -\text{Log} 1,3 \cdot 10^{-3} = 2,89$ ;  $pH = 2,89$ . [0,4 punts]
- b) Càlcul de la  $K_a$

$$K_a = \frac{1,3 \cdot 10^{-3} \cdot 1,3 \cdot 10^{-3}}{0,1 (1 - 0,013)} = 1,71 \cdot 10^{-5}$$

[0,4 punts]

- c) Càlcul del volum de dissolució  $0,250$  M de KOH.  $V = 0,020$  L. [0,4 punts]
- d) Procediment de valoració:

Material: bureta de 25 mL, pipeta aforada (o de doble aforament) de 50 mL, erlenmeyer de 250 mL. Material auxiliar: pera d'aspiració (o estri semblant), vas de precipitats de 100 mL (per prendre una petita quantitat de la dissolució d'àcid abans de pipetejar els 50 mL), embut petit, pipeta Pasteur o comptagotes, flascó rentador amb aigua destil·lada.

Reactius: dissolució de fenolftaleïna, dissolució de KOH  $0,250$  M i aigua destil·lada.

Procediment: Es carrega una bureta de 25 mL amb la dissolució de KOH (amb l'ajuda d'un petit embut, sense deixar bombolles d'aire a dins de la bureta, amb compte amb els vessaments, ...). Amb una pipeta aforada (o de doble aforament) de 50 mL pipetegem la dissolució d' àcid acètic  $0,100$  M amb l'ajut d'una pera o un altre estri d'aspiració i els disposem (caiguda per gravetat) dins d'un matràs erlenmeyer de 250 mL (podem rentar les parets amb un xic d'aigua procedent d'una flascó rentador). Dins del matràs erlenmeyer disposem també dues gotes d'un indicador que, com ara la fenolftaleïna amb un canvi de color d'incolòr a rosa intens, permet la visualització

del canvi de color en la regió alcalina (pH 8,0 – 9,0). Obrim la clau de la bureta i deixem caure la dissolució de KOH sobre la d'àcid agitant contínuament el contingut de l'erlenmeyer. Quan veiem que l'indicador fa intenció de canviar de color, adicionem la dissolució alcalina gota a gota fins observar el canvi de coloració de l'indicador. Tanquem la clau de la bureta i anotem el volum consumit de dissolució de KOH, tot evitant errors de paralatge. [0,8 punts]

## OPCIÓ A

### 4. Electròlisi

- a) Reacció catòdica:  $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$  ; Reacció anòdica:  $\text{Cl}^- \rightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2 + \text{e}^-$  [0,5 punts]
- b) Per factors de conversió o per la llei de Faraday: 7275,7 mols d'electrons. [0,5 punts]
- c) Per factors de conversió o bé per la llei de Faraday obtenim: massa de  $\text{Cl}_2 = 258287 \text{ g}$  i massa de  $\text{Na} = 167342 \text{ g}$ . [1,0 punts]

### 5. Energia d'ionització del Na

- a) Per factors de conversió s'obté: Energia = 215,57 kJ. [0,5 punts]
- b) Per factors de conversió s'obté: 5,14 eV àtom<sup>-1</sup>. [0,5 punts]
- c) Caldrà començar calculant l'energia necessària per ionitzar 1 àtom de Na (g) des del seu estat fonamental. Aquesta magnitud és:  $E = 8,233 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ . [0,4 punts]

$$E = \frac{495800 \text{ J}}{1 \text{ mol Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ àtoms Na}} = 8,233 \cdot 10^{-19} \text{ J àtom}^{-1}$$

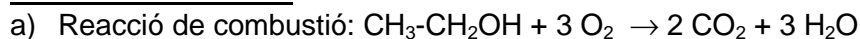
i a continuació considerar que aquesta és l'energia que ha de tenir el fotò per provocar la ionització:

$$\varepsilon = h \cdot \nu ; 8,233 \cdot 10^{-19} \text{ (J)} = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ (J s)} \cdot \nu \text{ (s}^{-1}\text{)}, \text{ d'on } \nu = 1,243 \cdot 10^{11} \text{ s}^{-1} .$$

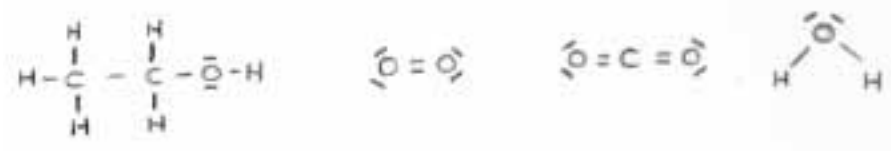
$$\text{Com } \nu \cdot \lambda = c = 3,000 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}, \text{ aïllant } \lambda \text{ obtenim: } \lambda = 2,41 \cdot 10^{-7} \text{ m o be } 241 \text{ nm}.$$

La màxima longitud d'ona per provocar la ionització és:  $\lambda = 2,41 \cdot 10^{-7} \text{ m}$  o be 241 nm. [0,6 punts]

## OPCIÓ B

4. Combustió de l'etanol

[0,4 punts]



Estructures de Lewis:

(cada estructura 0,15 punts)

[0,6 punts]

c) Variació d'entalpia estàndar de reacció a 25 °C:

$$(4 \cdot 711,3) + (6 \cdot 462,8) - [(3 \cdot 401,7) + 413,4 + (5 \cdot 414,0) + 351,0 + 462,8] = - 1120 \text{ kJ mol}^{-1}$$

[1,0 punts]

5. respostes a preguntes (no cal justificació)

5.1 resposta correcta: (b)

[0,5 punts]

5.2 resposta correcta: (c)

[0,5 punts]

5.3 resposta correcta: (c)

[0,5 punts]

5.4 resposta correcta: (d)

[0,5 punts]