

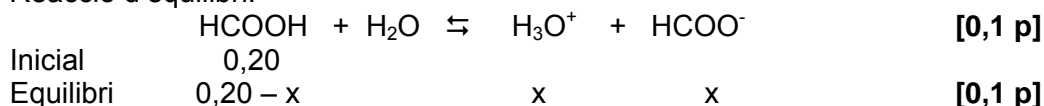
## SÈRIE 2

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). Un error en la formulació penalitza 0,5 punts en aquell apartat.

## Pregunta 1

- a) Massa d'àcid fòrmic = 4,60 g Volum de solució = 500 mL = 0,500 L  
C (inicial, àcid fòrmic) = (4,60 g / 0,5 L) · (1 mol/ 46 g) = 0,20 M [0,1 p]

Reacció d'equilibri:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,22} = x = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [0,1 \text{ p}]$$

Per l'estequiometria de la reacció:  $x = [\text{HCOO}^-] = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

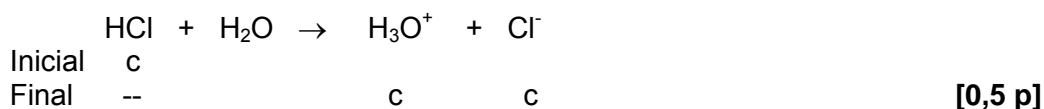
$$[\text{HCOOH}] = 0,20 - x = 0,20 - 6,026 \cdot 10^{-3} = 0,1940 \text{ M} \quad [0,1 \text{ p}]$$

$$K_a = ([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HCOO}^-]) / [\text{HCOOH}] \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$K_a = (6,026 \cdot 10^{-3})^2 / (0,1940)$$

$$K_a = 1,87 \cdot 10^{-4} \quad [0,3 \text{ p}]$$

- b) L'àcid clorhídric és un àcid fort, i per tant, la seva reacció amb aigua està totalment desplaçada cap a la dreta (formació d'ions oxoni):



Si volem tenir el mateix pH que la solució anterior d'àcid fòrmic, la concentració d'ions oxoni ha de ser:  $\text{pH} = 2,22 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,22} = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Per aconseguir aquesta concentració d'ions oxoni, la concentració inicial d'una solució de HCl ha de ser la mateixa.

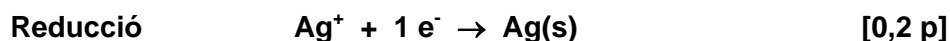
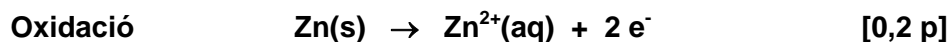
$$\text{Concentració de HCl } c = 6,026 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [0,5 \text{ p}]$$

- Formulació incorrecte de l'àcid clorhídric: -0.5 p

**Pregunta 2**

- a) La notació de la pila ens indica que el primer elèctrode (Zn) fa d'ànode (oxidació) i que el segon (Ag) fa de càtode (reducció).

Les semireaccions seran:



La reacció iònica global de la pila la trobarem sumant les dues semireaccions, havent doblat prèviament la de la Ag per ajustar el nombre d'electrons intercanviats en el procés redox:

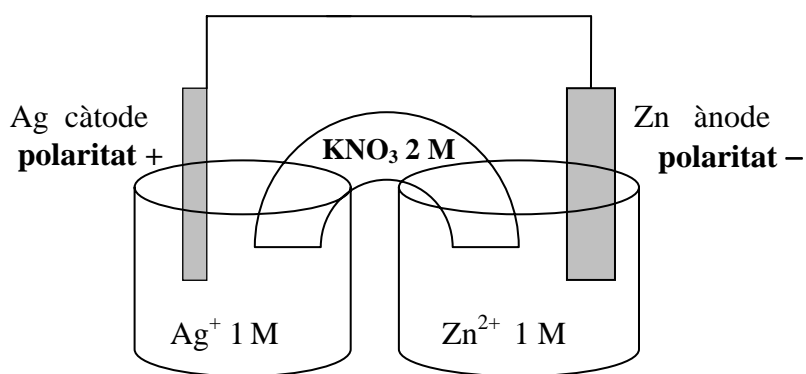


La força electromotriu ( $E^\circ$ ):

$E^\circ = E^\circ_{\text{CATODE}} - E^\circ_{\text{ANODE}}$                       **[0,2 p]**

$E^\circ = (+0,80) - (-0,76)$   
 $E^\circ = 1,56 \text{ V}$                       **[0,2 p]**

- b)



**Esquema de la pila:** dues cel·les, elèctrodes i solucions i pont salí                      **[0,4 p]**

**Ag (càtode)**                      **polaritat positiva (+)**                      **[0,2 p]**

**Zn (ànode)**                      **polaritat negativa (-)**                      **[0,2 p]**

Els ions del pont salí es mouran (no cal que indiquin el raonament)  
**cap al càtode els ions  $\text{K}^+$** , per compensar la càrrega positiva que reacciona  
**cap a l'ànode els ions  $\text{NO}_3^-$** , per compensar la càrrega positiva que es genera.  
**[0,2 p]**

**Pregunta 3**

Pel diagrama es pot deduir que:

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}) + \Delta H_{\text{combustió}}^\circ(\text{CO}) = \Delta H_{\text{combustió}}^\circ(\text{CO}_2)$$

o que :  $\Delta H_f^\circ(\text{CO}) + (-283) = (-393)$  [0,4 p]

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}) = -110 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$
 [0,4 p]

b) Reacció combustió del CO:



Cal calcular quin reactiu és el limitant:

Mols de CO =  $(140 \text{ g CO}) \times 1 \text{ mol CO} / 28 \text{ g}$  = 5 [0,1 p]

Mols de O<sub>2</sub>  $\Rightarrow pV = nRT \Rightarrow n = (pV) / (RT)$

$$n = (1,2 \text{ atm} \times 20,4 \text{ L}) / (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \times 298 \text{ K})$$

$$n = 1 \text{ mol de O}_2$$
 [0,2 p]

L'estequiometria de la reacció ens diu que per cremar 1 mol de CO ens cal 0,5 mols d'O<sub>2</sub>. Amb les dades que tenim es dedueix que:**- l'oxigen és el reactiu limitant** [0,2 p]

Calculem la calor despresa:

$$1 \text{ mol O}_2 \times (1 \text{ mol CO} / 1/2 \text{ mol O}_2) \times (-283 \text{ kJ} / 1 \text{ mol CO}) = -566 \text{ kJ}$$

**Calor despresa: 566 kJ (ó -566 kJ)** [0,5 p]

**Pregunta 4**

- a) Ens donen l'energia per fer la transició vibracional d'un mol de molècules de HCl i ens demanen l'energia per una molècula:

$$(32,7 \text{ kJ / mol HCl}) \times (1000 \text{ J / 1 kJ}) \times (1 \text{ mol HCl} / 6,02 \cdot 10^{23} \text{ molècules HCl}) = \\ = 5,432 \cdot 10^{-20} \text{ J / molècula}$$

**Energia:  $5,432 \cdot 10^{-20} \text{ J}$  (ó  $5,432 \cdot 10^{-20} \text{ J / molècula}$ ) [0,7 p]**

- *Si el resultat l'expressen en kJ/ molècula la puntuació serà [0,4 p]*
- *Si el resultat l'expressen en J/ mol la puntuació serà [0 p]*

**Un molècula de HCl hauria d'absorbir una radiació infraroja (IR), ja que aporten l'energia suficient per provocar transicions vibracionals en un molècula.**

**[0,3 p]**

- b) A partir de l'equació de Planck relacionarem l'energia de la radiació amb la freqüència ( $\nu$ ), la longitud d'ona ( $\lambda$ ):

$$E = h \nu \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$\text{Freqüència: } \nu = E / h = 5,432 \cdot 10^{-20} \text{ J} / 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

$$\text{Freqüència} = 8,19 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1} \quad [0,3 \text{ p}]$$

- *Si no posen unitats (o estan malament) es puntuarà: [0,1 p]*

$$\lambda = c / \nu \quad (\text{o } \lambda = h c / E) \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$\text{Longitud d'ona} = 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1} / 8,19 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1}$$

$$\text{Longitud d'ona} = 3,66 \cdot 10^{-6} \text{ m} \quad [0,3 \text{ p}]$$

- *Si no posen unitats (o estan malament) es puntuarà: [0,1 p]*

## Pregunta 5

- a) L'ordre de reacció respecte a un reactiu és la potència a la qual està elevada la concentració d'aquest reactiu en l'equació velocitat.

Equació de velocitat:  $v = k [A]^a \cdot [B]^b$  a i b són els ordres de reacció.

[0,4p]

Si la cinètica de la hidròlisi àcida de la sacarosa és de primer ordre respecte la sacarosa, vol dir que l'equació de velocitat (suposades constants les concentracions dels altres reactius – en aquest cas l'aigua -) seria:

$$v = k [\text{sacarosa}]^1$$

El gràfic velocitat en front de la concentració de sacarosa seria lineal: **gràfic B.**

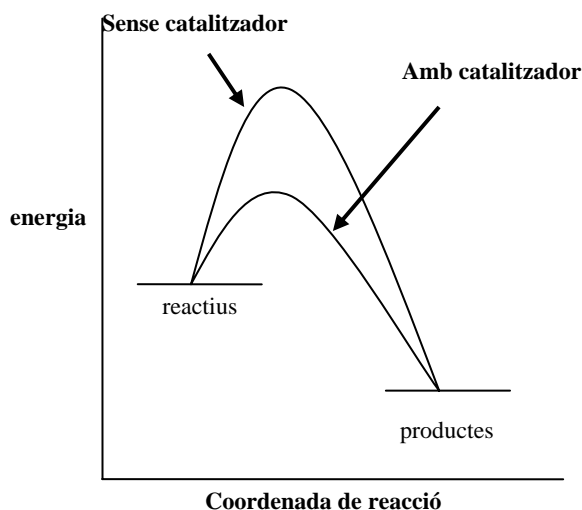
[0,6 p]

- b) Un **catalitzador** és una substància que posem a la reacció, que **no es consumeix**, però que **augmenta la velocitat de la reacció**.

[0,3 p]

Segons el model de l'estat de transició, una reacció per passar de reactius a productes passa per un estat de transició de més energia que reactius i productes; la diferència d'energies entre l'estat de transició i els reactius s'anomena **energia d'activació**. El catalitzador **proporciona un mecanisme alternatiu a la reacció: passa per un altra estat de transició que fa que la reacció tingui una energia d'activació més petita i, per tant, una velocitat més alta.**

[0,7 p]



**Pregunta 6**

a) Procediment experimental:

- En un calorímetre hi col·loquem un determinat volum d'aigua (o una determinada massa d'aigua) i mesurem la temperatura inicial. Posteriorment afegim una determinada massa de KOH sòlid al calorímetre. Agitem la mescla per dissoldre tot el sòlid, tapem el calorímetre i esperem un temps fins que la temperatura que ens marca el termòmetre deixi de pujar (s'estabilitzi). Mesurem aquesta temperatura final. **[0,5 p]**

Material:

- Calorímetre (per exemple un vas de plàstic amb tapa i aïllat)
- Reactius: aigua i KOH sòlid
- Termòmetre
- Balança
- Si mesurem el volum d'aigua farem servir una pipeta (volum petit) o una proveta (volums més grans) **[0,5 p]**

- *Formulació incorrecte de l'hidroxid de potassi en aquest apartat o en el següent: -0.5 p*

b) Massa d'aigua = 200 mL x (1 g / mL) = 200 g

$$m = \text{massa de la solució final} = 200 + 2 = 202 \text{ g} \quad \mathbf{[0,1 p]}$$

$$\text{Calor absorbida per la solució} = m \cdot c \cdot \Delta T \quad \mathbf{[0,1 p]}$$

$$\text{Calor absorbida per la solució} = 202 \cdot 4,18 \cdot 2,5 = 2110,9 \text{ J} \quad \mathbf{[0,2 p]}$$

q = calor despresa per la reacció = calor absorbida per la solució

$$q = 2110,9 \text{ J quan es dissolen 2 g de KOH} \quad \mathbf{[0,1 p]}$$

Massa molecular del KOH = 56,1

$$\text{Si la pressió és constant: } \Delta H = q \quad \mathbf{[0,1 p]}$$

$$\text{Calor despresa} \Rightarrow \Delta H < 0 \text{ (signe negatiu)} \quad \mathbf{[0,1 p]}$$

$$\Delta H = (-2110,9 \text{ J} / 2 \text{ g KOH}) \times (56,1 \text{ g KOH} / 1 \text{ mol KOH})$$

$$\Delta H = -59211 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \mathbf{[0,3 p]}$$

**Pregunta 7**

- a) Cal calcular  $\Delta G$ , que representa el balanç del canvi d'entalpies i entropies del sistema. A pressió i temperatura constants tenim:  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$  **[0,2 p]**

Cal passar els valors donats a J o a kJ.

$$\Delta H^\circ = -2808 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta S^\circ = 182 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,182 \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$T = 37 + 273 = 310 \text{ K}$$

$$\Delta G = -2808 - (310 \times 0,182) = -2864,42 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \quad \mathbf{[0,4 p]}$$

Massa molecular de la glucosa = 180

Calculem l'energia lliure per 10 g de glucosa (una cullerada):

$$10 \text{ g} \times 1 \text{ mol}/180 \text{ g} \times (-2864,42 \text{ kJ}/1\text{mol}) = -159,1 \text{ kJ}$$

$$\mathbf{\text{Energia lliure per 10 g de glucosa} = -159,1 \text{ kJ} \quad \mathbf{[0,4 p]}}$$

- b) Que **el valor de l'energia lliure o energia de Gibbs resulti negatiu**, vol dir que el balanç global del procés incloent l'entalpia i l'entropia és favorable, és a dir que la **reacció és espontània**. Per tant, **es pot transferir energia al sistema humà** (treball útil). **[1 p]**

- *Si el raonament és només  $\Delta H < 0 \Rightarrow$  transfereix energia al sistema humà* **[només 0,3 p]**