

## SÈRIE 3

*L'alumne ha de respondre 5 preguntes. Obligatòriament ha de respondre la 1, 2 i 3 i escull una entre la 4 i la 5 i escull una entre la 6 i la 7.*

*Cada pregunta consta de dues subpreguntes (a i b) que valen sempre 1 punt.*

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

*La pauta que es presenta ha de servir al corrector/a per valorar cada subpregunta de 0 a 1 punt (amb una precisió de 0,1 punts). No és obligatori que l'alumne hagi seguit, estrictament, els passos que s'indiquen en aquesta pauta. L'alumne pot arribar a la resposta final (qualitativa o quantitativa) mitjançant altres raonaments o processos; queda a criteri del corrector/a donar-los com a totalment o parcialment vàlids o com a no vàlids.*

*Quan la resposta a una subpregunta està incompleta, aquesta pauta marca quantes dècimes de punt cal treure a la puntuació màxima en funció dels passos que l'alumne no ha fet bé (o no ha fet), o quantes dècimes de punt cal posar a partir dels passos que l'alumne ha fet bé.*

*Un error en la formulació penalitza 0,5 punts en aquella subpregunta, com s'explicita en la pauta. En cap cas una subpregunta pot tenir una puntuació "negativa".*

**Pregunta 1**

- a) L'equació de la velocitat de la reacció es pot posar:

$$v = k [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}]^a \cdot [\text{OH}^-]^b$$

on "a" i "b" són els ordres de reacció parcials respecte el cloroetà i l'ió hidroxil, respectivament.

[0,2 p]

Si tenint en compte els dos primers experiments, en els quals la concentració de  $\text{OH}^-$  es manté constant, en doblar la concentració del cloroetà també es duplica la velocitat; per tant, **la reacció serà d'ordre 1 respecte el cloroetà (a=1)**

[0,3 p]

Si tenint en compte els experiments segon i tercer, en els quals la concentració de cloroetà es manté constant, en triplicar la concentració d'ions hidroxil també es triplica la velocitat de la reacció; per tant, **serà la reacció serà d'ordre 1 respecte l'hidroxil (b=1)**

[0,3 p]

**L'ordre total de la reacció (n)** serà la suma dels ordres de la reacció respecte cada reactiu:

$$n = a + b = 1 + 1 \Rightarrow n = 2$$

[0,2 p]

- b) L'equació de velocitat de la reacció serà:  $v = k [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}]^1 [\text{OH}^-]^1$

[0,3 p]

Agafant la velocitat inicial de la reacció i les concentracions inicials de cada reactiu en un experiment (el primer per exemple) tenim:

Experiment 1:

$$8,60 \cdot 10^{-8} = k \cdot 0,01 \cdot 0,02$$

[0,2 p]

$$k = 8,60 \cdot 10^{-8} / (0,0002)$$

$$k = 4,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{s}^{-1}$$

[0,5 p]

## Pregunta 2

- a) Reacció de l'àcid cloroetanoic en aigua:



L'àcid cloroetanoic és un àcid, segons el model de Bronsted-Lowry, perquè en aigua cedeix un ió  $\text{H}^+$  que agafa una molècula d'aigua (base), formant-se els ions cloroetanoat ( $\text{ClCH}_2\text{COO}^-$ ) i oxoni ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ). [0,4 p]

Reactius:  $\text{ClCH}_2\text{COOH}$ : àcid       $\text{H}_2\text{O}$ : base

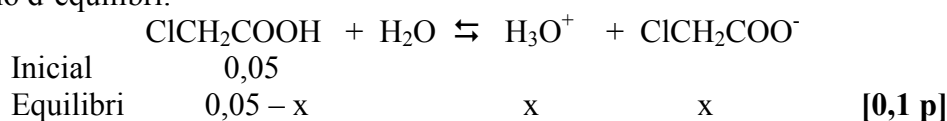
Productes:  $\text{ClCH}_2\text{COO}^-$ : base       $\text{H}_3\text{O}^+$ : àcid

[0,3 p]

- b) Quantitat d'àcid cloroetanoic =
- $5,0 \cdot 10^{-3}$
- mol
- 
- Volum de solució = 100 mL = 0,1 L

$$C \text{ (inicial, àcid cloroetanoic)} = (5,0 \cdot 10^{-3} / 0,1) = 0,05 \text{ M} \quad [0,1 \text{ p}]$$

Reacció d'equilibri:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{Si } \text{pH} = 2,11 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,11} = 7,762 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [0,1 \text{ p}]$$

Per l'estequiometria de la reacció:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClCH}_2\text{COO}^-] = 7,762 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [0,1 \text{ p}]$$

$$[\text{ClCH}_2\text{COOH}] = 0,05 - x = 0,05 - 7,762 \cdot 10^{-3} = 0,04224 \text{ M} \quad [0,1 \text{ p}]$$

- *Acceptem com a correcte si l'alumne suposa que la concentració d'àcid cloroetanoic en equilibri és 0,05 M.*

$$K_a = ([\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{ClCH}_2\text{COO}^-]) / [\text{ClCH}_2\text{COOH}] \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$K_a = (7,762 \cdot 10^{-3})^2 / (0,04224)$$

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

- *Si expressen la  $K_a$  amb unitats es penalitzarà 0,1 p*
- *Si l'alumne suposa que la concentració d'àcid cloroetanoic en equilibri és 0,05 M, la  $K_a$  donarà  $1,2 \cdot 10^{-3}$ . Donem per correcte aquest valor.*

## Pregunta 3

a) Procés de solidificació de l'aigua:  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{s})$

A pressió constant (condicions estàndard) i temperatura constant:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$\text{Si: } \Delta G^{\circ} < 0 \text{ procés espontani} \quad [0,1 \text{ p}]$$

Unifiquem les unitats de l'entalpia i l'entropia (tot a J ó tot a kJ)

$$\Delta H^{\circ} = -6,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -6000 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta S^{\circ} = -22 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \quad [0,1 \text{ p}]$$

A 298K (25 °C)

$$\Delta G^{\circ} = -6000 - 298(-22,0) = 556 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta G^{\circ} > 0 \text{ a } 25 \text{ °C el procés de solidificació de l'aigua no és espontani} \quad [0,3 \text{ p}]$$

A 263K (-10 °C)

$$\Delta G^{\circ} = -6000 - 263(-22,0) = -214 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta G^{\circ} < 0 \text{ a } -10 \text{ °C el procés de solidificació de l'aigua és espontani} \quad [0,3 \text{ p}]$$

b) La temperatura per sota de la qual solidifica l'aigua serà quan  $\Delta G^{\circ} = 0$ , que representa quan el procés canvia de tendència d'espontaneïtat.

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} = 0 \quad [0,3 \text{ p}]$$

Calculem la temperatura a la qual es produeix aquest canvi de tendència:

$$-6000 - T(-22) = 0 \Rightarrow T = 273 \text{ K} \quad [0,5 \text{ p}]$$

Calculem la temperatura en graus centígrads:

$$T = 273 \text{ K} \Rightarrow T = 0 \text{ °C} \quad [0,2 \text{ p}]$$

**Pregunta 4**

a) **Freqüència:**  $v = c / \lambda$  [0,2 p]

Transformem les unitats de la longitud d'ona:

$$\lambda = 4,237 \mu\text{m} \times (1 \text{ m} / 10^6 \mu\text{m}) = 4,237 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$v = (3 \cdot 10^8) / (4,237 \cdot 10^{-6})$$

$$v = 7,08 \cdot 10^{13} \text{ s}^{-1} \quad (\text{ó Hz}) \quad [0,3 \text{ p}]$$

**Energia de la radiació:**

**Procediment 1**

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

$$E = h \nu = (6,63 \cdot 10^{-34}) \cdot (7,08 \cdot 10^{13})$$

$$E = 4,69 \cdot 10^{-20} \text{ J} \quad [0,3 \text{ p}]$$

**Procediment 2**

$$E = hc / \lambda \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$E = (6,63 \cdot 10^{-34}) \cdot (3,00 \cdot 10^8) / (4,237 \cdot 10^{-6})$$

$$E = 4,69 \cdot 10^{-20} \text{ J} \quad [0,3 \text{ p}]$$

- b) Aquesta radiació infraroja (IR) produeix un **canvi d'estat (o nivell) vibracional** de les molècules de CO<sub>2</sub>. Les molècules passen d'un estat vibracional de menys energia a un altra de més energia.

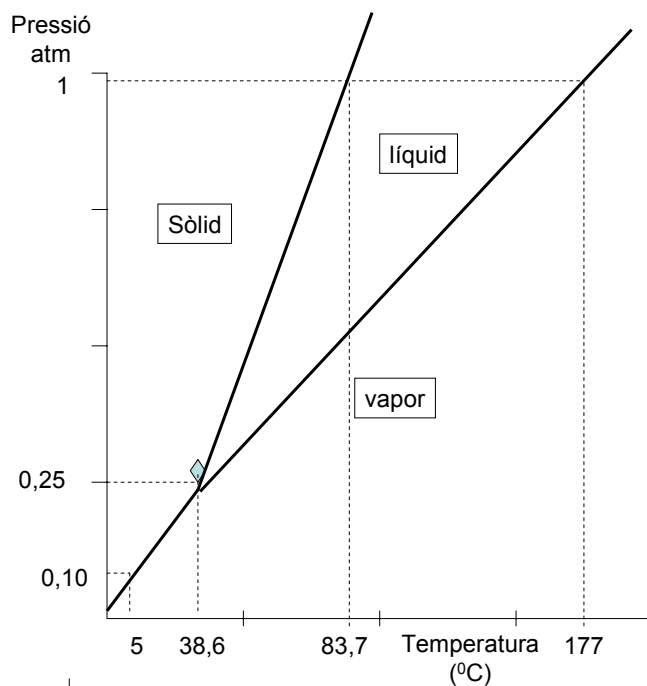
[0,5 p]

Les molècules de CO<sub>2</sub> gas només absorbeixen certes radiacions IR perquè **per passar una molècula d'un nivell de vibració a un altra nivell de vibració ens cal una determinada energia (diferència d'energies dels dos nivells vibracionals)**. Aquesta energia l'aporta una determinada longitud d'ona de radiació electromagnètica que, per tant, pot ser absorbida.

[0,5 p]

## Pregunta 5

a) Dibuix, aproximat, del diagrama de fases:



- Posar les magnituds i unitats als eixos. [0,2 p]
- Dibuixar les línies d'equilibri de les fases [0,4 p]
- Indicar en el dibuix els 4 punts experimentals (T, p) [0,4 p]

b) El punt triple correspon a unes condicions de pressió i temperatura en les que coexisteixen en equilibri les tres fases d'una substància: fase sòlida, fase líquida i fase vapor (o gas). [0,5 p]

El punt crític correspon a una condició de pressió i temperatura per damunt de la qual la substància té propietats intermèdies entre líquid i gas (s'anomena fluid supercrític). [0,5 p]

- *També és correcte si indiquen que el punt crític correspon a una condició de pressió i temperatura per sobre de la qual una substància en estat vapor no es pot líquidar en augmentar la pressió (mantenint la temperatura)*
- *També és correcte si indiquen que el punt crític correspon al punt (p, T) on acaba la línia de l'equilibri líquid - vapor.*

## Pregunta 6

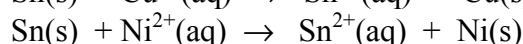
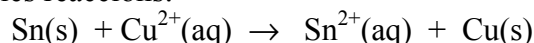
a) Per obtenir una solució que contingui ions  $\text{Sn}^{2+}$  cal oxidar l'estany sòlid,  $\text{Sn(s)}$ .

Caldrà emprar, amb les substàncies que tenim a la taula:

- o l'ió  $\text{Cu}^{2+}$ : del sulfat de coure(II)
- o l'ió  $\text{Ni}^{2+}$ : del sulfat de níquel(II)

[0,2 p]

Possibles reaccions:



**Cal justificar quina de les dues reaccions redox és "espontània".**

**Raonament 1:**

Per saber si una reacció redox és espontània es pot calcular la força electromotriu de la pila on tingués lloc aquesta reacció en condicions estàndard ( $E^0$ ). Tenim:

***Si  $E^0 > 0 \Rightarrow$  reacció redox espontània*** [0,2 p]

(opcionalment: *Si  $E^0 > 0 \Rightarrow \Delta G^0 < 0 \Rightarrow$  reacció redox espontània*)

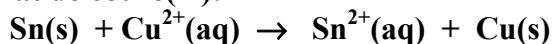
Calculem el valor de  $E^0$  emprant el Cu:

$$E^0 = E^0_{\text{CATODE}} - E^0_{\text{ANODE}} = E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) - E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn})$$

$$E^0 = (0,34) - (-0,14) = +0,48 \text{ V} > 0 \Rightarrow \text{reacció redox espontània}$$

[0,3 p]

**La reacció que cal fer per formar ions  $\text{Sn}^{2+}$  seria: estany sòlid amb la solució aquosa de sulfat de coure(II):**



[0,3 p]

*No és necessari que obtinguin el valor concret de potencial ( $E^0$ ); és suficient que diguin que aquest valor surt positiu en fer la resta dels dos potencials.*

Si calculem el valor de  $E^0$  emprant el Ni (**opcional**):

$$E^0 = E^0_{\text{CATODE}} - E^0_{\text{ANODE}} = E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) - E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn})$$

$$E^0 = (-0,25) - (-0,14) < 0 \Rightarrow \text{reacció redox no espontània}$$

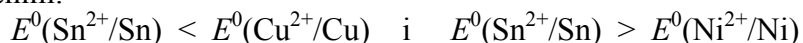
No podem emprar el sulfat de níquel(II) per formar ions  $\text{Sn}^{2+}$ , ja que la reacció no és espontània.

**Raonament 2:**

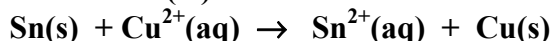
També es pot raonar indicant que el potencial de reducció del parell que s'oxida (estany, ànode) ha de ser més petit que el que es redueix (coure o níquel, càtode), perquè la reacció sigui espontània.

[0,5 p]

Tenim:



La reacció que cal fer per formar ions  $\text{Sn}^{2+}$  seria: estany sòlid amb la solució aquosa de sulfat de coure(II):

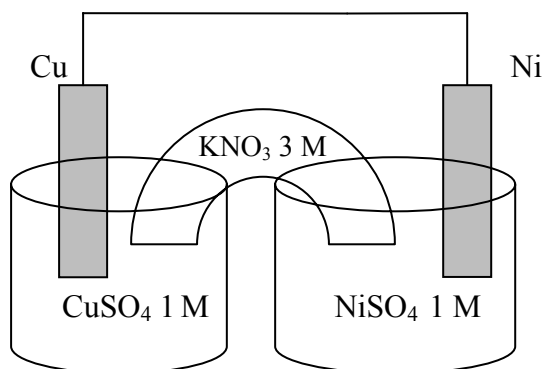


[0,3 p]

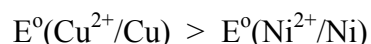
**b) Muntatge experimental de la pila, reactius i material:**

- Necessitem dos vasos de precipitats: un que contingui la solució de  $\text{CuSO}_4$  1 M i un altra que contingui la solució de  $\text{NiSO}_4$  1 M. [0,2 p]
- Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Cu i de Ni parcialment submergits (elèctrodes). [0,1 p]
- Es connecten les làmines mitjançant un fil conductor (*opcionalment* es pot posar un potenciòmetre o voltímetre). [0,1 p]
- El circuit es tanca col·locant un pont salí: tub que connecta els dos vasos i que conté la solució  $\text{KNO}_3$  3 M. [0,2 p]

*El dibuix següent és opcional.*



Farà de càtode el que tingui un potencial estàndard de reducció més alt:



⇒ **Elèctrode de coure: càtode**

⇒ **Elèctrode de níquel: ànode**

[0,2 p]

Les polaritats dels elèctrodes són:

⇒ **càtode: polaritat positiva (+)**

⇒ **ànode: polaritat negativa (-)**

[0,2p]



## Pregunta 7

a) Reacció de combustió de l'etanol:



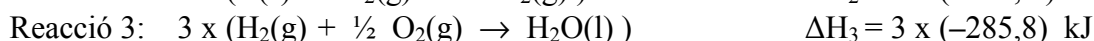
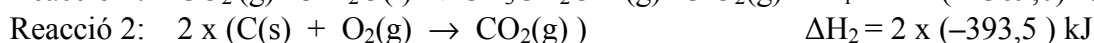
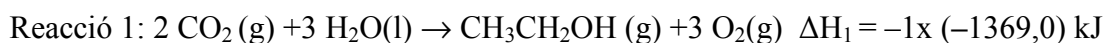
Per trobar l'entalpia estàndard de formació de l'etanol:

**Procediment 1**

La reacció corresponent a l'entalpia estàndard de formació de l'etanol és:



L'entalpia de la reacció de formació de l'etanol ( $\Delta H_{\text{f, etanol}}$ ) la podem trobar aplicant la llei de Hess. Caldria fer la següent suma de reaccions:



$$\Delta H_{\text{f, etanol}} = (1369,0) + (-787) + (-857,4) = -275,4 \text{ kJ}$$

**L'entalpia de la reacció de formació de l'etanol = -275,4 kJ (ó -275,4 kJ · mol<sup>-1</sup>)**  
[0,3 p]

**Procediment 2**

Podem relacionar l'entalpia de combustió de l'etanol, que tenim a la taula, amb les entalpies de formació dels productes, CO<sub>2</sub> i H<sub>2</sub>O, i l'entalpia de formació dels reactius (etanol, que serà la incògnita).



$$\Delta H^{\circ}_{\text{comb, etanol}} = [(2 \times \Delta H^{\circ}_{\text{f}} \text{CO}_2) + (3 \times \Delta H^{\circ}_{\text{f}} \text{H}_2\text{O})] - [\Delta H^{\circ}_{\text{f, etanol}}] \quad [0,3 \text{ p}]$$

$$-1369,0 = [2 \times (-393,5) + 3 \times (-285,8)] - [\Delta H^{\circ}_{\text{f, etanol}}] \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$[\Delta H^{\circ}_{\text{f, etanol}}] = -275,4 \text{ kJ}$$

**L'entalpia de la reacció de formació de l'etanol = -275,4 kJ (ó -275,4 kJ · mol<sup>-1</sup>)**  
[0,3 p]

b) Càlcul del preu de l'etanol:

Primer calculem, per cada euro, la **quantitat d'energia produïda en la combustió de l'octà**

$$(1 \text{ L octà} / 1,30 \text{ euros}) \times (1000 \text{ mL octà} / 1 \text{ L octà}) \times (0,70 \text{ g octà} / 1 \text{ mL octà}) \times \\ \times (1 \text{ mol, octà} / 114 \text{ g octà}) \times (5445,3 \text{ kJ} / 1 \text{ mol octà}) = \mathbf{25720,04 \text{ kJ} / \text{euro}}$$

[0,4 p]

Amb un euro aconseguim 25720,04 kJ d'energia en la combustió de l'octà; amb la combustió de l'etanol volem obtenir la mateixa quantitat d'energia per euro. **Agafem l'energia calculada per l'octà (i per euro) i la transformem en litres d'etanol:**

$$(1 \text{ euro} / 25720,04 \text{ kJ}) \times (1369,0 \text{ kJ} / 1 \text{ mol etanol}) \times (1 \text{ mol etanol} / 46 \text{ g etanol}) \times \\ \times (0,79 \text{ g etanol} / 1 \text{ mL etanol}) \times (1000 \text{ mL etanol} / 1 \text{ L etanol}) = 0,91 \text{ euros} / \text{L}$$

**Preu de l'etanol: 0,91 euros / L**

[0,6 p]

**SÈRIE 1**

*L'alumne ha de respondre 5 preguntes. Obligatòriament ha de respondre la 1, 2 i 3 i escull una entre la 4 i la 5 i escull una entre la 6 i la 7.*

*Cada pregunta consta de dues subpreguntes (a i b) que valen sempre 1 punt.*

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

*La pauta que es presenta ha de servir al corrector/a per valorar cada subpregunta de 0 a 1 punt (amb una precisió de 0,1 punts). No és obligatori que l'alumne hagi seguit, estrictament, els passos que s'indiquen en aquesta pauta. L'alumne pot arribar a la resposta final (qualitativa o quantitativa) mitjançant altres raonaments o processos; queda a criteri del corrector/a donar-los com a totalment o parcialment vàlids o com a no vàlids.*

*Quan la resposta a una subpregunta està incompleta, aquesta pauta marca quantes dècimes de punt cal treure a la puntuació màxima en funció dels passos que l'alumne no ha fet bé (o no ha fet), o quantes dècimes de punt cal posar a partir dels passos que l'alumne ha fet bé.*

*Un error en la formulació penalitza 0,5 punts en aquella subpregunta, com s'explicita en la pauta. En cap cas una subpregunta pot tenir una puntuació "negativa".*

**Pregunta 1**

a) Per la notació de la pila sabem que primer es posa l'ànode i després el càtode.

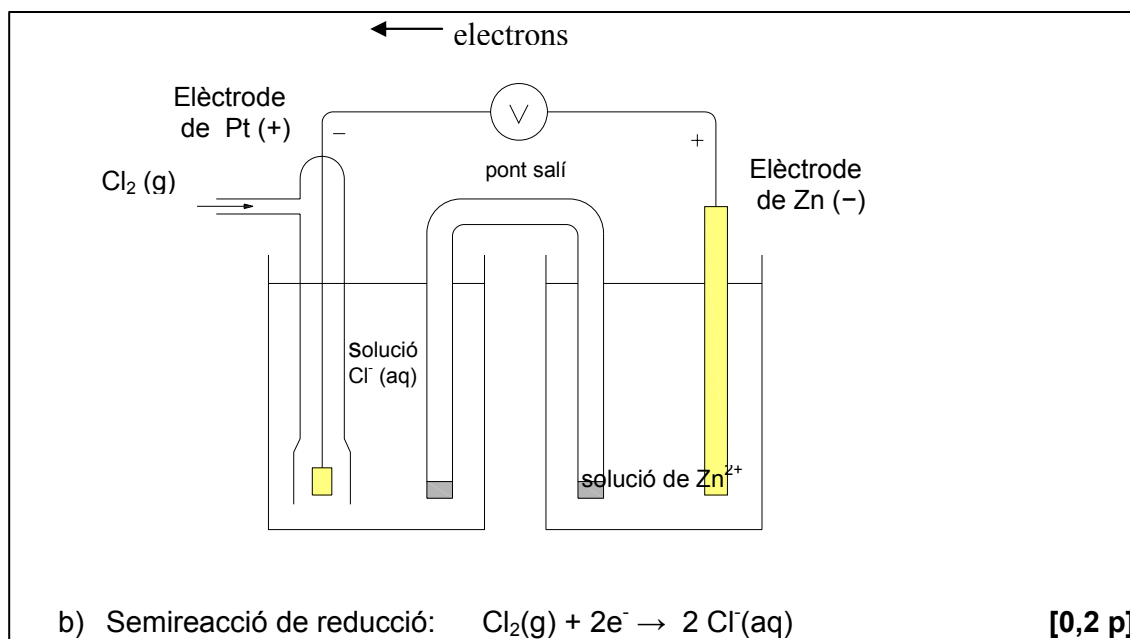
Ànode, polaritat negativa (-):  $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$  [0,2 p]

Càtode, polaritat positiva (+):  $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$  [0,2 p]

Els electrons van del pol negatiu (ànode) al pol positiu (càtode). [0,1 p]

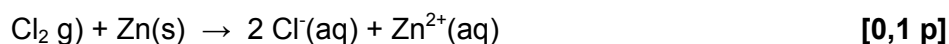
L'elèctrode de clor és un elèctrode de gas. Aquest tipus d'elèctrodes necessiten tenir un metall (per exemple el platí, metall inert) que els **permeti la circulació dels electrons.** [0,1 p]

Esquema de la pila: [0,4 p]



Semireacció d'oxidació:  $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$  [0,2 p]

Sumant les dues semireaccions s'obté la reacció global:



$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{Càtode}} - E^\circ_{\text{Ànode}} = E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$E^\circ_{\text{pila}} = 1,36 \text{ V} - (-0,76 \text{ V})$$

**Força electromotriu de la pila (FEM) = 2,12 V** [0,3 p]

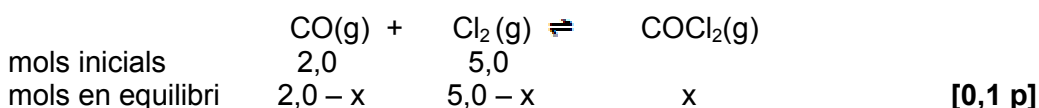
## Pregunta 2



L'expressió de la constant d'equilibri en pressions d'aquesta reacció és:

$$K_p = (p_{\text{fosgè}}) / (p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{clor}}) \quad [0,2 \text{ p}]$$

Per determinar la  $K_p$  plantegem l'equilibri:



Si sabem que en equilibri tenim 1,0 mols de CO, podem calcular la "x":

$$2,0 - x = 1,0 \quad \Rightarrow \quad x = 1,0 \quad (\text{mol de CO que reacciona})$$

En l'equilibri hi haurà:

mol de CO = 1,0 (enunciat del problema)

mols de  $\text{Cl}_2 = 5,0 - x = 5,0 - 1,0 = 4,0$

mol de  $\text{COCl}_2 = x = 1,0$

[0,2 p]

**Raonament 1:**

Per trobar les pressions parcials en equilibri podem emprar l'expressió:

$$\text{pressió parcial} = (\text{pressió total}) \times (\text{fracció molar}) \quad p_i = p \cdot x_i$$

on la pressió total és:  $p = 17,44$  bar, i la fracció molar d'un component es calcula amb el nombre de mols del component i el nombre de mols totals:  $x_i = n_i / n$

Les fraccions molars seran:

$$x_{\text{CO}} = 1/6$$

$$x_{\text{clor}} = 4/6$$

$$x_{\text{fosgè}} = 1/6$$

[0,1 p]

Les pressions parcials seran:

$$p_{\text{CO}} = p \cdot x_{\text{CO}} = 17,44 \cdot (1/6) = 2,907 \text{ bar}$$

$$p_{\text{clor}} = p \cdot x_{\text{clor}} = 17,44 \cdot (4/6) = 11,627 \text{ bar}$$

$$p_{\text{fosgè}} = p \cdot x_{\text{fosgè}} = 17,44 \cdot (1/6) = 2,907 \text{ bar}$$

[0,2 p]

La  $K_p$  serà:  $K_p = (2,907) / (2,907 \cdot 11,627)$

$$K_p = 0,086$$

[0,2 p]

- Si indiquen unitats en la constant d'equilibri es penalitzarà 0,1 p.

**Pregunta 2**

a) (continua)

**Raonament 2:**

Per trobar les pressions parcials en equilibri podem emprar l'expressió:

$$p_i V = n_i R T \Rightarrow p_i = (n_i R T) / V$$

Calculem els mols totals en equilibri:

$$\text{mols totals} = 1,0 + 4,0 + 1,0 = 6,0$$

Cal calcular el volum del recipient (V):  $p V = n R T$

$$p = 17,44 \text{ bar}$$

$$n = 6,0 \text{ mols}$$

$$R = 0,0831 \text{ bar} \cdot \text{L} / \text{K mol}$$

$$T = 350 \text{ K}$$

Per tant, el volum és:

$$V = n R T / p = (6,0 \cdot 0,0831 \cdot 350) / 17,44 = 10,006 \text{ L} \quad [0,1 \text{ p}]$$

Les pressions parcials seran:  $p_i = (n_i R T) / V$

$$p_{\text{CO}} = n_{\text{CO}} R T / V = (1,0 \cdot 0,0831 \cdot 350) / 10,006 = 2,907 \text{ bar}$$

$$p_{\text{clor}} = n_{\text{clor}} R T / V = (4,0 \cdot 0,0831 \cdot 350) / 10,006 = 11,627 \text{ bar}$$

$$p_{\text{fosgè}} = n_{\text{fosgè}} R T / V = (1,0 \cdot 0,0831 \cdot 350) / 10,006 = 2,907 \text{ bar}$$

[0,2 p]

La  $K_p$  serà:  $K_p = (2,907) / (2,907 \cdot 11,627)$

$$\text{Constant d'equilibri de pressions} = K_p = 0,086 \quad [0,2 \text{ p}]$$

- Si indiquen unitats en la constant d'equilibri es penalitzarà 0,1 p.

## Pregunta 2

- b) La constant d'equilibri de pressions d'una reacció només depèn de la temperatura. Per tant, **la constant  $K_p$  no es modificarà** encara que variï el volum, si mantenim la temperatura. **[0,4 p]**

Si el volum es redueix augmenta la pressió total, varien les pressions parcials de cada component i la reacció deixa d'estar en equilibri. La reacció es desplaçarà cap a on hi ha menys mols de gasos (coeficients estequiomètrics) per tornar a l'equilibri. **[0,3 p]**

Reactius: 1 mol de CO + 1 mol de clor = 2 mols

Productes: 1 mol de foscè = 1 mol

Per tornar a l'equilibri, la reacció es desplaçarà cap a la formació de productes (dreta), **augmentant el nombre de mols de foscè**, disminuint el nombre de mols de clor i monòxid de carboni. **[0,3 p]**

## Pregunta 3

a) A pressió constant (condicions estàndard) i temperatura constant:

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T\Delta S^{\circ} \quad [0,1 \text{ p}]$$

Si:  $\Delta G^{\circ} < 0$  el procés és espontani [0,2 p]

Unifiquem les unitats de l'entalpia i l'entropia (tot a J ó tot a kJ)

$$\Delta H^{\circ} = -146,0 \text{ kJ} = -146000 \text{ J}$$

$$\Delta S^{\circ} = -186,7 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \quad [0,2 \text{ p}]$$

Calculem la temperatura per aconseguir que la  $\Delta G^{\circ} = 0$

$$0 = -146000 - T(-186,7) \Rightarrow T = 782 \text{ K} \quad [0,3 \text{ p}]$$

Per  $T > 782 \text{ K} \Rightarrow$  la variació d'energia lliure és positiva (procés no espontani)

**Solució: Si  $T < 782 \text{ K}$  la reacció és espontània** [0,2 p]

b) Si el pH baixa de 7,97 a 5,45:

$$\Delta \text{pH} = 7,97 - 5,45 = 2,52 \text{ (aproximadament 3 unitats de pH)} \quad [0,1 \text{ p}]$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{\text{pH}} \quad [0,2 \text{ p}]$$

$$\Delta([\text{H}_3\text{O}^+]) = 10^{\Delta \text{pH}}$$

$$\Delta([\text{H}_3\text{O}^+]) = 10^{\Delta \text{pH}} = 10^{2,52} = 331 \quad [0,3 \text{ p}]$$

$$\text{(ó també: } \Delta([\text{H}_3\text{O}^+]) = 10^{\Delta \text{pH}} \sim 10^3 = 1000)$$

**La disminució del pH ha estat de 2,52 unitats (aproximadament 3). L'augment de la concentració de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  ha estat de 331 vegades (aproximadament 1000), i no de 100000 vegades.**

[0,4 p]



**Pregunta 4**a) **Formulació:**

hidròxid de sodi. NaOH

**[– 0,5 p si no formulen bé]**

Calculem el volum de NaOH 0,50 M per necessitem per a preparar 250 mL de NaOH 0,010 M (dilució)

$$250 \text{ mL NaOH} \times (0,010 \text{ mol NaOH} / 1000 \text{ mL NaOH}) \times$$
$$\times (1000 \text{ mL NaOH} / 0,50 \text{ mol NaOH}) = \mathbf{5 \text{ mL NaOH}} \quad \mathbf{[0,3 p]}$$
Material i reactius:**[0,3 p]**

- NaOH 0,500 M
- aigua destil·lada
- vas de precipitats
- pipeta aforada de 5 mL (amb pera)
- matràs aforat de 250 mL

Procediment:**[0,4 p]**

Col·loquem en un vas de precipitats una mica de solució de NaOH 0,500 M. Agafem un volum de 5 mL amb una pipeta (amb l'ajut d'una pera) i el transvasem a un matràs aforat de 250 mL. Hi afegim aigua destil·lada, i enrasem la solució als 250 mL (marca del matràs). Tapem el matràs amb el tap i ho agitem per homogeneïtzar bé la solució.

**Pregunta 4****b) Formulació:**

àcid clorhídric: HCl

[– 0,5 p si no formulen bé]

hidròxid de sodi. NaOH

[– 0,5 p si no formulen bé]

- *La formulació errònia del NaOH només pot penalitzar una vegada (o a la subpregunta "a" o a la subpregunta "b")*

El procediment experimental a realitzar:

- En un vas de precipitat hi transvasem quantitativament 25 mL de solució de HCl 0,01 M amb l'ajut d'una pipeta i una pera.
- En una bureta hi col·loquem la solució de NaOH 0,01 M i enrasem a un determinat volum (per exemple zero), procurant que a la bureta no hi quedi cap bombolla d'aire.
- En el vas on hi ha el HCl hi col·loquem un elèctrode de vidre connectat a un pHmetre (o un sensor que permeti fer una mesura proporcional al pH). Mesurem el pH inicial (volum NaOH afegit igual a 0 mL)
- Afegim un determinat volum de NaOH (cal mesurar-lo) i anotem el pH de solució. Això ho repetim per tenir un conjunt de pHs per diferents volums afegits de NaOH, tot sobrepasant el punt d'equivalència (més de 25 mL de NaOH 0,01 M afegits)
- Es representen els valors experimentals "pH" vs "Volum NaOH" i s'obté la corba de valoració.

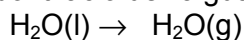
**[0,7 p]**Material:

- Vas de precipitats (o erlenmeyer)
- Pipeta aforada de 25 mL (amb pera)
- Bureta
- Elèctrode de vidre i pHmetre o sensor per mesurar pH

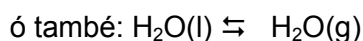
**[0,3 p]**

## Pregunta 5

- a) Procés de vaporització de l'aigua:



[0,1 p]



Pel diagrama podem interpretar que l'entalpia de combustió d'un mol de metà per formar aigua líquida és  $-890 \text{ kJ}$  i per formar aigua en estat gasós  $-802 \text{ kJ}$ .

[0,2 p]

La diferència correspon a l'entalpia de vaporització de **dos mols d'aigua**. Aquesta entalpia és positiva, perquè cal donar calor a l'aigua per passar-la de líquid a gas:



[0,4 p]

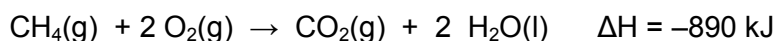
L'entalpia de vaporització de l'aigua, expressada en  $\text{kJ mol}^{-1}$  serà:

$$88 \text{ kJ} / 2 \text{ mol} = 44 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H (\text{vaporització}) = 44 \text{ kJ mol}^{-1}$$

[0,3 p]

- b) Reacció de combustió d'un mol de metà per donar aigua líquida:



[0,2 p]

$$\text{A pressió constant: } q = \Delta H$$

[0,1 p]

Calculem els mols d'oxigen necessaris per obtenir l'energia que requereix el negoci:

$$7,5 \cdot 10^4 \text{ kJ} \times (2 \text{ mols O}_2 / 890 \text{ kJ}) = 168,54 \text{ mols O}_2$$

[0,3 p]

Transformem els mols d'oxigen a litres amb l'equació dels gasos ideals:

$$p = 1 \text{ bar}; \quad T = 25 \text{ }^\circ\text{C} = 298 \text{ K}$$

$$pV = nRT \Rightarrow V = nRT / p$$

$$V = 168,54 \times 8,31 \cdot 10^{-2} \times 298 \text{ K} / 1 \Rightarrow V = 4173,7 \text{ L O}_2$$

[0,2 p]

Transformem el volum d'oxigen en volum d'aire:

$$4173,7 \text{ L O}_2 \times (100 \text{ L aire} / 20,95 \text{ L O}_2) = 19922 \text{ L aire}$$

$$\text{Volum d'aire} = 19222 \text{ L}$$

[0,2 p]

**Pregunta 6**

- a) Un **orbital atòmic**, segons el model ondulatori de l'àtom, és una funció d'ona que ens descriu una regió de l'espai on hi ha una alta probabilitat de trobar un electró en un determinat estat energètic, fixats els nombres quàntics  $n$ ,  $l$  i  $m$ .

**[0,5 p]**

L'àtom de potassi té nombre atòmic:  $Z = 19 \Rightarrow$  té 19 electrons

**Configuració electrònica del K:**  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$

**[0,3 p]**

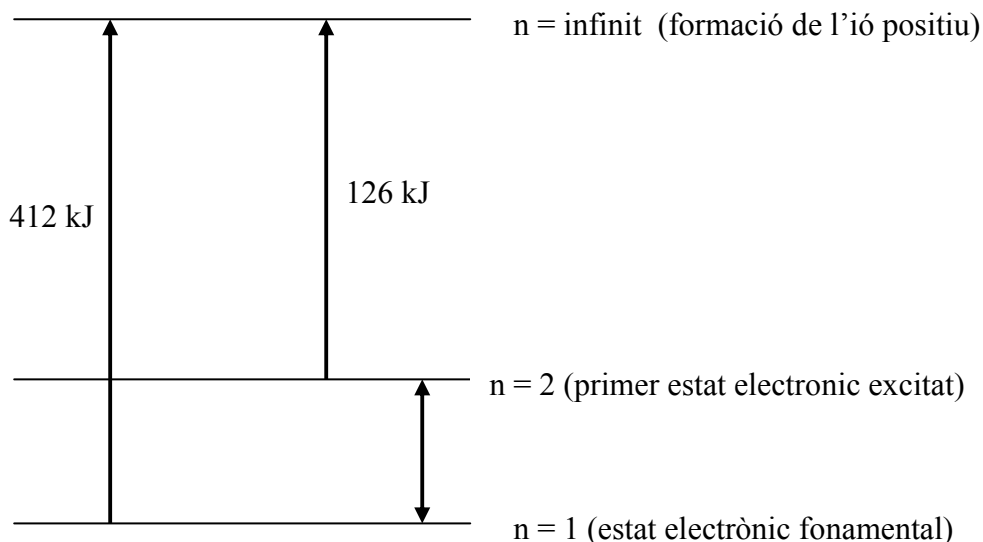
Quan un àtom de potassi perd un electró es transforma en l'ió de potassi amb una càrrega positiva. En el seu estat fonamental perd l'electró de menys energia (orbital 4s)

**Configuració electrònica del  $K^+$ :**  $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6$

**[0,2 p]**

- b) Primer cal calcular la diferència d'energia entre l'estat fonamental i el primer estat electrònic excitat. Aquesta energia coincideix amb la diferència d'energia necessària entre arrancar un electró del seu estat fonamental i arrancar-lo del seu primer estat electrònic excitat:

Dibuix (opcional):



Diferència d'energia entre l'estat electrònic fonamental i el primer estat electrònic excitat:

$$E = 412 - 126 = 286 \text{ kJ mol}^{-1} \quad [0,3 \text{ p}]$$

Cal passar l'energia per mol d'aquest procés a energia per àtom, i expressar-ho en J:

$$E = (286 \text{ kJ / mol}) \times (1000 \text{ J / 1 kJ}) \times (1 \text{ mol / } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ àtom}) = 4,75 \cdot 10^{-19} \text{ J / àtom}$$

[0,3p]

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

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

$$\lambda = h c / E \quad (\text{ó } \lambda = c / \nu)$$

$$\lambda = [(6,63 \cdot 10^{-34}) \cdot (3 \cdot 10^8)] / (4,75 \cdot 10^{-19})$$

$$\text{Longitud d'ona: } \lambda = 4,2 \cdot 10^{-7} \text{ m} \quad [0,2 \text{ p}]$$

**Pregunta 7**

- a) Les línies del diagrama de fases representen les condicions de pressió i temperatura en les que podem trobar en equilibri dues o tres fases d'una substància.

[0,5 p]

A l'augmentar la pressió, la temperatura de fusió de l'aigua disminueix en ser negatiu el pendent de la línia sòlid - líquid, mentre que en el diòxid de carboni la temperatura de fusió augmenta en ser positiu el pendent de la línia sòlid – líquid.

[0,5 p]

Pregunta 7

- b) La pressió de punt triple per l'aigua és **0,611 kPa**, és a dir inferior a la pressió atmosfèrica (**101,3 kPa**). Això ens indica que si fixem la pressió igual a la pressió atmosfèrica es pot passar de sòlid a líquid i de líquid a vapor augmentant la temperatura. **[0,5 p]**

En el cas del diòxid de carboni, la pressió del seu punt triple és **517,6 kPa**, superior a la pressió atmosfèrica (**101,3 kPa**). Això ens indica que si fixem la pressió igual a la pressió atmosfèrica es pot passar, **només**, de sòlid a vapor augmentant la temperatura. **[0,5 p]**

Diagrames (opcionals):

