



### **Sèrie 3**

L'alumnat ha de respondre a 4 preguntes de les 7 proposades.

Cada pregunta (qüestió) consta de dos apartats (a i b), que valen sempre 1,25 punts.

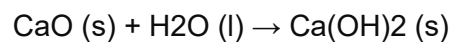
Com a norma general, tingueu en compte que un error no s'ha de penalitzar dues vegades. Si un càlcul necessita un resultat anterior, i aquest és erroni, cal valorar la resposta independentment del valor numèric, i tenir en compte el procediment de resolució (sempre que els valors emprats o els resultats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

Un error en la formulació penalitza 0,5 punts en aquell apartat, com s'explicita en la pauta. En cap cas un apartat no pot tenir una puntuació «negativa».



## Pregunta 1a

### Càlcul de l'entalpia de la reacció



$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = (\sum n_p \Delta H^\circ_{f \text{ productes}}) - (\sum n_r \Delta H^\circ_{f \text{ reactius}})$$

[0,10 punts]

$$(\sum n_p \Delta H^\circ_{f \text{ productes}}) = [(1 \times \Delta H^\circ_{f, \text{Ca(OH)}_2})]$$

$$(\sum n_r \Delta H^\circ_{f \text{ reactius}}) = [(1 \times \Delta H^\circ_{f, \text{CaO}}) + (1 \times \Delta H^\circ_{f, \text{H}_2\text{O}})]$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = [-987] - [(-635) + (-286)] = -66 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow \Delta H^\circ_{\text{reacció}} = -66 \text{ kJ mol}^{-1}$$

[0,30 punts]

### Càlcul de l'entropia de la reacció

$$\Delta S^\circ_{\text{reacció}} = (\sum n_p S^\circ_{\text{productes}}) - (\sum n_p S^\circ_{\text{reactius}})$$

[0,10 punts]

$$(\sum n_p S^\circ_{\text{productes}}) = [(1 \times S^\circ_{\text{Ca(OH)}_2})]$$

$$(\sum n_r S^\circ_{\text{reactius}}) = [(1 \times S^\circ_{\text{CaO}}) + (1 \times S^\circ_{\text{H}_2\text{O}})]$$

$$\Delta S^\circ_{\text{reacció}} = [83,4] - [39,8 + 69,8] = -26,2 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow \Delta S^\circ_{\text{reacció}} = -26,2 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

[0,30 punts]

### Càlcul de l'espontaneïtat de la reacció

Una reacció serà espontània quan  $\Delta G^\circ < 0$ , i:

[0,10 punts]

$$\Rightarrow \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$$

[0,10 punts]

Primer es transformen les unitats d'entropia (de J a kJ):

$$-26,2 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times (1 \text{ kJ} / 1.000 \text{ J}) = -0,0262 \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$



Càlcul de  $\Delta G^\circ$  a 25 °C (298 K)

$$\Delta G^\circ = -66 \text{ kJ mol}^{-1} - [298 \text{ K} \times (-0,0262 \text{ kJ K}^{-1} \text{ mol}^{-1})] = -58,194 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Rightarrow \Delta G^\circ_{\text{reacció}} = -58,194 \text{ kJ mol}^{-1}$$

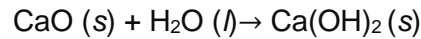
[0,10 punts]

La reacció serà espontània a 25 °C perquè  $\Delta G^\circ < 0$ .

[0,15 punts]



### Pregunta 1b



#### Primer es calcula el reactiu limitant

$$\text{Massa molar CaO: } 40 + 16 = 56 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{Massa molar H}_2\text{O: } 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g mol}^{-1}$$

$$14 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} = 0,25 \text{ mol CaO}$$

$$50 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} \Rightarrow 50 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 2,78 \text{ mol H}_2\text{O}$$

[0,10 punts]

$$\text{CaO} = 0,25 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 2,78 \text{ mol}$$

⇒ La reacció és 1 a 1, el reactiu limitant serà el que tingui menor nombre de mols:

$$\text{mols CaO} < \text{mols H}_2\text{O}$$

⇒ El reactiu limitant és el CaO.

[0,25 punts]

#### Càlcul de la calor despresada a pressió constant

$$\text{A pressió constant} \Rightarrow q_p = \Delta H_{\text{reacció}} \text{ i mol}^{-1}$$

[0,20 punts]

$$14 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} \cdot \frac{-66 \text{ kJ}}{1 \text{ mol CaO}} = -16,5 \text{ kJ}$$

(signe negatiu: desprèn calor)

$$\Rightarrow \text{Calor despresada} = 16,5 \text{ kJ} \quad (\text{o } -16,5 \text{ kJ})$$

[0,25 punts]



Càlcul del volum de beguda que es pot escalfar

$$Q = m C_e \Delta T$$

[0,10 punts]

$$Q = m \cdot 4,18 \text{ kJ kg}^{-1} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1} \cdot (42 - 20) = 16,5 \text{ kJ}$$

$$\Rightarrow m = 0,1794 \text{ kg} = 179,4 \text{ g de beguda}$$

[0,25 punts]

Amb la densitat calculem el volum:

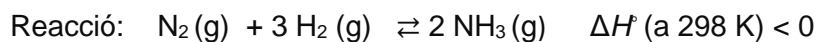
$$179,4 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{0,9 \text{ g}} = 199,33 \text{ mL}$$

$$\Rightarrow \text{volum} = 199,3 \text{ mL}$$

[0,10 punts]

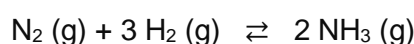


### Pregunta 2a



#### Càlcul de $K_p$

Càlcul de la concentració de totes les espècies en l'equilibri:



mols a l'inici	2	5	--
mol en l'equilibri	$2 - x$	$5 - 3x$	$2x$

[0,30 punts]

Massa molecular ( $\text{NH}_3$ ) =  $14 + 3 \times 1 = 17 \text{ g/mol}$

$$\text{mols NH}_3 \Rightarrow 50 \text{ g} \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 2,9412 \text{ mol NH}_3$$

$$2,9412 \text{ mol NH}_3 = 2x \Rightarrow x = 1,4706 \text{ mol}$$

[0,15 punts]

Càlcul de les concentracions en equilibri (en M) de cada compost ( $V = 25 \text{ L}$ ):

$$\text{Concentració de N}_2 \text{ en l'equilibri} = (2 - 1,4706) \text{ mol} / 25 \text{ L} = 0,021176 \text{ M}$$

$$\text{Concentració de H}_2 \text{ en l'equilibri} = (5 - 3 \times 1,4706) \text{ mol} / 25 \text{ L} = 0,023528 \text{ M}$$

$$\text{Concentració de NH}_3 \text{ en l'equilibri} = 2,9412 \text{ mol} / 25 \text{ L} = 0,117648 \text{ M}$$

[0,10 punts]

Càlcul de la constant d'equilibri ( $K_c$ ):

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = \frac{0,117648^2}{0,021176 \cdot (0,023528)^3} = 5,02 \times 10^4$$

[0,40 punts]

$$\Rightarrow K_c = 5,02 \times 10^4$$



Càlcul de  $K_p$

- Relació entre  $K_c$  i  $K_p$ :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

[0,10 punts]

$R$ : constant universal dels gasos ideals;  $T$ : temperatura en K

$\Delta n$ : increment del nombre de mols de gasos en passar de reactius i productes

- Càlcul de  $K_p$  (si les pressions s'expressen en atmosferes):

$$\Delta n = \sum n_{\text{productes}} - \sum n_{\text{reactius}} = 2 - 4 = -2 \qquad T = (440 + 273) \text{ K}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 5,02 \times 10^4 \left( 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \times 713 \text{ K} \right)^{-2} = 14,68$$

$$\Rightarrow K_p = 14,68$$

[0,20 punts]



## Pregunta 2b

### Efecte de l'increment de pressió

En augmentar la pressió segons el principi de Le Châtelier, l'equilibri es desplaça cap al sentit amb menys nombre de mols. En aquest cas, serà en el sentit de productes, és a dir, en la producció d'amoníac i, per tant, augmentarà el rendiment de la reacció.

⇒ Afavoreix la reacció directa (cap a la dreta) i es produirà més amoníac.

⇒ **Augmenta el rendiment de la reacció.**

[0,30 punts]

### Efecte de l'eliminació del NH<sub>3</sub>

Si es va eliminant l'amoníac del reactor a mesura que va avançant la reacció, l'equilibri es desplaçarà cap a productes (producció d'amoníac) per aconseguir les concentracions de l'equilibri. Per tant, en global s'obindrà més rendiment d'amoníac.

⇒ Afavorim la reacció directa (cap a la dreta) i es produirà més amoníac.

⇒ **Augmenta el rendiment de la reacció.**

[0,30 punts]

### Un augment de la temperatura

La reacció és exotèrmica ( $\Delta H^\circ < 0$ ). Això ens indica que la reacció desprèn calor en la reacció directa (cap a la dreta) i absorbeix calor en la reacció inversa (cap a l'esquerra). Un augment de temperatura implica aportar calor al sistema.

⇒ Afavorim la reacció inversa (cap a l'esquerra) i es produirà menys amoníac.

⇒ **Disminueix el rendiment de la reacció.**

[0,30 punts]

### Com afecta la constant d'equilibri, $K_c$

Per a una reacció determinada, la constant d'equilibri  $K_c$  només depèn de la temperatura.

⇒ La variació de pressió (increment) i l'eliminació de productes (amoníac) no modifica la **constant d'equilibri  $K_c$** .

L'augment de temperatura afavoreix la reacció cap a l'esquerra (reactius)

⇒ **la  $K_c$  disminueix.**

[0,35 punts]





### Pregunta 3a

#### Determinació de l'ordre de reacció

- L'equació de la velocitat de la reacció es pot escriure:  $v = k [\text{O}_3]^\alpha [\text{NO}]^\beta$

[0,10 punts]

on  $\alpha$  és l'ordre de reacció respecte a l'ozó i  $\beta$  és l'ordre de reacció respecte al monòxid de nitrogen.

- De la taula de dades experimentals es poden comparar els experiments (2) i (3), que tenen la mateixa concentració d'ozó:

Tercer experiment:  $37,8 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} = k (0,015 \text{ mol L}^{-1})^\alpha (0,030 \text{ mol L}^{-1})^\beta$

Segon experiment:  $12,6 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} = k (0,015 \text{ mol L}^{-1})^\alpha (0,010 \text{ mol L}^{-1})^\beta$

En dividir tenim:  $3 = 1 \times 3^\beta \Rightarrow \beta = 1$ ; **la reacció serà d'ordre 1 respecte al NO.**

[0,40 punts]

- De la taula de dades experimentals poden comparar els experiments (1) i (4), que tenen la mateixa velocitat:

Primer experiment:  $42 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} = k (0,020 \text{ mol L}^{-1})^\alpha (0,025 \text{ mol L}^{-1})^\beta$

Quart experiment:  $42 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} = k (0,010 \text{ mol L}^{-1})^\alpha (0,050 \text{ mol L}^{-1})^\beta$

En dividir es troba:  $1 = 2^\alpha \times (0,5)^\beta \Rightarrow \alpha = 1$ ; **la reacció serà d'ordre 1 respecte a O<sub>3</sub>.**

[0,40 punts]

**L'ordre total de la reacció és igual a la suma de  $\alpha + \beta = 2$ .**

[0,10 punts]

#### Càlcul de la constant de velocitat

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

Experiment 1:  $42 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1} = k (0,020 \text{ mol L}^{-1})^1 (0,025 \text{ mol L}^{-1})^1$

$$\Rightarrow k = 84.000 \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}$$

[0,25 punts]

L'expressió completa de velocitat és:  $v = 84.000 [\text{O}_3] [\text{NO}]$



### Pregunta 3b

Efecte de la temperatura i del volum segons el model cinètic de col·lisions

#### Efecte de la temperatura

Un augment de la temperatura implica que tindrem més molècules amb una energia cinètica mínima per fer xocs efectius (és a dir, més proporció de xocs efectius) i, per tant, augmentarà la velocitat de la reacció.

[0,30 punts]

#### Efecte del volum

En augmentar el volum, la probabilitat de xocar les molècules disminueix i, per tant, disminueix la velocitat de la reacció.

[0,30 punts]

#### Què és un catalitzador

Un catalitzador és una substància que s'afegeix a la reacció, sense consumir-se, i augmenta la velocitat de reacció.

Un catalitzador modifica el mecanisme de la reacció, aconseguint que en el nou mecanisme disminueixi l'energia d'activació, i augmenti la velocitat de reacció.

[0,30 punts]

Justificació: han d'emprar un dels dos models

#### Justificació segons el model cinètic de l'estat de transició o complex activat

La velocitat d'una reacció depèn de l'energia d'activació o l'energia que han d'assolir les molècules de reactius per arribar a l'estat de transició: com més petita sigui, més alta serà la velocitat i el catalitzador disminuirà l'energia d'activació.

#### Justificació segons el model cinètic de col·lisions

La velocitat d'una reacció és proporcional al nombre de xocs entre les molècules de reactius per unitat de volum i temps. L'energia d'activació és l'energia cinètica mínima que cal que assoleixin les molècules de reactiu per reaccionar quan xoquen: com més petita sigui, més alta serà la velocitat.

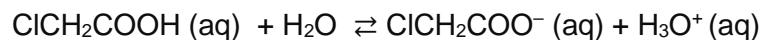
[0,35 punts]



### Pregunta 4a

#### Càlcul de grams d'àcid

- Equilibri de l'àcid cloroacètic:



inici	C	--	--
equilibri	C - x	x	x

L'àcid cloroacètic és un àcid dèbil ( $K_a = 1,35 \times 10^{-3}$ ):

$$K_a = \frac{[\text{ClCH}_2\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ClCH}_2\text{COOH}]} = 1,35 \times 10^{-3}$$

[0,30 punts]

- Càlcul de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

**El pH no pot ser inferior a 1,5  $\Rightarrow$  pH  $\geq$  1,5**

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1,5} = 0,0316 \text{ M} \Rightarrow \mathbf{x = 0,0316 \text{ M}}$$

[0,35 punts]

- Concentració d'àcid cloroacètic:

$$K_a = \frac{[x][x]}{[C-x]} = \frac{0,0316^2}{C-0,0316} = 1,35 \times 10^{-3}$$

$$(C - 0,0316) \cdot 1,35 \times 10^{-3} = 9,98 \times 10^{-4} \Rightarrow C = (9,98 \times 10^{-4} + 4,266 \times 10^{-5}) / 1,35 \times 10^{-3}$$

$$\Rightarrow \mathbf{C = 0,770859 \text{ M}}$$

[0,30 punts]

- Grams d'àcid cloroacètic:

$$\text{Massa molecular (ClCH}_2\text{COOH)} = 35,5 + 2 \times 12,0 + 2 \times 16,0 + 3 \times 1,0 = \mathbf{94,5 \text{ g mol}^{-1}}$$

Grams d'àcid com a màxim per preparar 100 mL de solució:

$$100 \text{ mL} \frac{0,770859 \text{ mol ClCH}_2\text{COOH}}{1000 \text{ mL}} \frac{94,5 \text{ g}}{1 \text{ mol ClCH}_2\text{COOH}} = \mathbf{7,28461 \text{ g ClCH}_2\text{COOH}}$$

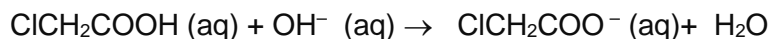
$$\Rightarrow \text{grams} = 7,2846 \text{ g ClCH}_2\text{COOH}$$

[0,30 punts]



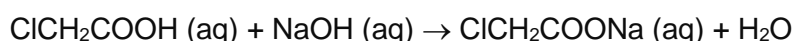
### Pregunta 4b

Reacció de valoració:



[0,20 punts]

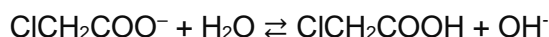
També és correcte si escriuen:



Justificació del pH en el punt d'equivalència

La sal que es forma en el procés de neutralització és **cloroacetat de sodi** ( $\text{ClCH}_2\text{COONa}$ ).

El catió sodi ( $\text{Na}^+$ ) no reacciona amb l'aigua, però l'**anió cloroacetat** ( $\text{ClCH}_2\text{COO}^-$ ), que **és la base conjugada d'un àcid dèbil, reaccionarà amb l'aigua** i donarà lloc a una **hidròlisi bàsica**:



[0,25 punts]

En el punt d'equivalència només tindrem l'anió  $\text{ClCH}_2\text{COO}^-$  i el catió  $\text{Na}^+$ . Per tant, **el pH en el punt d'equivalència només és determinat per la presència de l'anió  $\text{ClCH}_2\text{COO}^-$  i serà bàsic**.

[0,25 punts]

Material i reactius per a dur a terme la valoració:

[0,40 p]

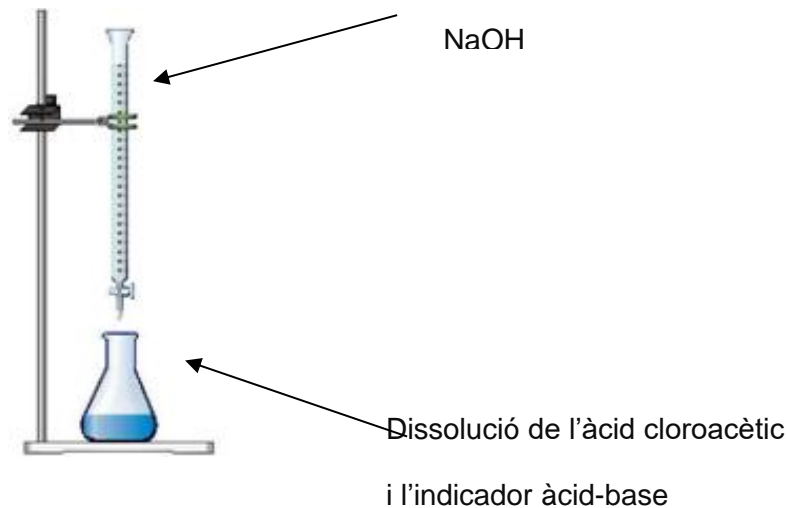
(a part de la mostra d'àcid cloroacètic i la solució del NaOH)

- Bureta, amb un peu i una pinça per subjectar-la.
- Pipeta aforada amb pera d'aspiració per mesurar la mostra per valorar.
- Erlenmeyer (o vas de precipitats).
- Indicador àcid-base viri a la zona de pH bàsic (fenolftaleïna, per exemple).



Dibuix del muntatge:

[0,15 punts]



### Pregunta 5a

Càlcul de  $\lambda$

- A partir de l'equació de Planck relacionarem l'energia de la radiació amb la longitud d'ona:

$$E = h \nu \text{ i } \lambda = c / \nu$$

[0,10 punts]

Si substituïm  $\lambda$  en l'**equació de Planck**, obtenim:

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda}$$

[0,10 punts]

$$3,79 \times 10^{-19} \text{ J} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{\lambda};$$

$$\lambda = \frac{6,63 \times 10^{-34} \text{ J s} \cdot 3,00 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{3,79 \times 10^{-19} \text{ J}} = 5,248 \times 10^{-7} \text{ m}$$

[0,40 punts]

$$\lambda = 5,248 \times 10^{-7} \text{ m} \text{ (} 1 \text{ nm} / 10^{-9} \text{ m)} = 525 \text{ nm}$$

[0,10 punts]



Color de la radiació i element

- La **longitud d'ona** de la radiació emesa es troba dins de la radiació de l'espectre electromagnètic de la zona del visible **corresponent al color verd** (565-520 nm) i aquest color de flama **correspon al coure** (Cu).

[0,25 punts]

Emissió d'energia més gran

- La **radiació d'energia més gran** correspon a la **radiació** de l'**espectre electromagnètic** de **menor longitud d'ona** de la taula. Aquesta radiació és la que té una freqüència més gran i, per tant, una energia també més gran.

[0,20 punts]

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda} \quad \text{i} \quad \nu = c / \lambda,$$

$$\text{Si: } \lambda \downarrow \Rightarrow \nu \uparrow \Rightarrow E \uparrow$$

**La radiació d'energia més gran correspon al color violat (430-380 nm).**

[0,10 punts]



## Pregunta 5b

### Definició d'energia d'ionització

L'**energia d'ionització** és la quantitat d'energia que cal subministrar a un àtom en estat gasós per arrencar un electró:  $A(g) \rightarrow A^+(g) + 1 e^-$  ( $E_i^1$ , 1a energia d'ionització)  $> 0$

En condicions normals, un àtom no desprèn mai energia de manera espontània; per tant, és una magnitud amb **signe positiu**.

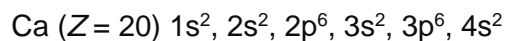
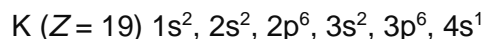
[0,20 punts]

### Energia d'ionització del K i el Ca

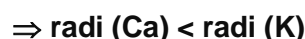
La força d'atracció de l'electró extern (càrrega negativa) amb el nucli (càrrega positiva) depèn de la distància que els separi (radi). Com més petita sigui aquesta distància, més força d'atracció hi haurà (segons la llei de Coulomb), més costarà d'arrencar l'electró i més alta serà l'energia d'ionització.

[0,20 punts]

- Configuracions electròniques:

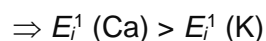


- El radi del Ca és més petit que el del K, ja que són elements que tenen l'electró més extern en la mateixa capa  $n = 4$  (radi similar), però com que el Ca té un protó i un electró més (té més càrrega efectiva), la força d'atracció del nucli fa que el seu radi sigui una mica inferior:



[0,20 punts]

- L'energia d'ionització ( $E_i$ ) serà més gran com més petit sigui el radi:

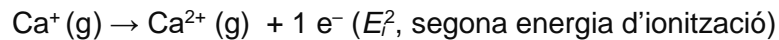
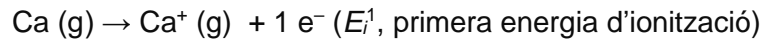


[0,10 punts]



Primera i segona energia d'ionització del Ca

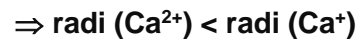
- Energies d'ionització del Ca:



L'àtom del Ca té 20 protons i 20 electrons ( $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2$ ) i l'ió  $\text{Ca}^+$  té 20 protons i 19 electrons ( $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^1$ ).

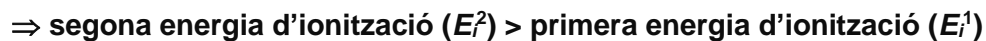
[0,20 punts]

- El catió  $\text{Ca}^{2+}$  té un excés de càrrega positiva (protons) amb relació a la càrrega negativa (electrons); això fa que el nucli atregui amb més força els electrons i, per tant, el radi del  $\text{Ca}^{2+}$  és més petit que el del  $\text{Ca}^+$ .



[0,20 punts]

- Per tant, la segona energia d'ionització del calci és més gran que la seva energia d'ionització, perquè, com més petit és el radi, més costa arrencar un electró i més energia cal donar-li.



[0,15 punts]





### Pregunta 6a

Un determinat clorur de ferro ( $\text{FeCl}_n$ ) s'introdueix en una cel·la electrolítica i s'hi fa passar corrent durant 30 minuts.

#### Càlcul del nombre de mols de $\text{Cl}_2$ (g)

$$V = 50 \text{ mL} = 0,05 \text{ L}$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

$$T = 20 \text{ }^\circ\text{C} = 293 \text{ K}$$

- Utilitzem l'equació d'un gas ideal  $P V = n R T$ :

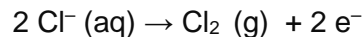
$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 0,050 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 293 \text{ K}} = 2,08 \times 10^{-3} \text{ mol Cl}_2$$

$$\Rightarrow n = 2,08 \times 10^{-3} \text{ mol Cl}_2$$

[0,35 punts]

#### Càlcul de la intensitat de corrent

- La semireacció de l'ió clorur és:



[0,20 punts]

- Càlcul de la intensitat del corrent utilitzada tenint en compte que ha circulat durant 30 minuts (1.800 s):

$$2,08 \times 10^{-3} \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{96.500 \text{ C}}{1 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{1}{1.800 \text{ s}} = 0,223 \text{ A}$$

$$\Rightarrow I = 0,223 \text{ A}$$

[0,40 punts]



Tipus d'elèctrode i polaritat

- La reacció de l'ió clorur per donar clor és una **reacció d'oxidació**:

⇒ l'elèctrode on té lloc la reacció d'oxidació és l'**ànode**.

[0,20 punts]

- La polaritat (signe) de l'ànode en una cel·la electrolítica és **positiva**.

[0,10 punts]



### Pregunta 6b

Un determinat clorur de ferro ( $\text{FeCl}_n$ ) s'introdueix en una cel·la electrolítica, s'hi fa passar un corrent de **2 A** durant **30 minuts** i es dipositen **693,78 mg de Fe**.

Calculem els mols d'electrons consumits

$I = 2 \text{ A}$  (les unitats de la intensitat són amperes = coulombs / segon)

$t = 30 \text{ minuts} = 1.800 \text{ s}$

Massa de ferro dipositada = 693,78 mg = 0,69378 g

$$1.800 \text{ s} \cdot \frac{2 \text{ coulombs}}{1 \text{ segon}} \cdot \frac{1 \text{ mol } e^-}{96.500 \text{ coulombs}} = 0,0373 \text{ mol } e^-$$

$\Rightarrow n_{\text{electrons}} = 0,0373 \text{ mol de } e^- \text{ que han circulat per la cel·la electrolítica}$

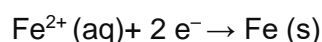
[0,35 punts]

Calculem els mols de  $\text{FeCl}_n$  dipositats

Comprovem de quin clorur de ferro es tracta. Pot ser  $\text{FeCl}_2$  o  $\text{FeCl}_3$ .

- Si es tracta de  $\text{FeCl}_2$ :

S'ha de tenir en compte la reacció de reducció del  $\text{Fe}^{2+}$ :



[0,10 punts]

$$0,0373 \text{ mols } e^- \cdot \frac{55,8 \text{ grams de ferro}}{2 \text{ mol } e^-} = 1,0406 \text{ grams de ferro}$$

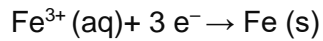
$\Rightarrow$  **S'han de dipositar 1,0406 grams de ferro.**

[0,25 punts]



- Si es tracta de FeCl<sub>3</sub>:

S'ha de tenir en compte la reacció de reducció del Fe<sup>3+</sup>:



[0,10 punts]

$$0,0373 \text{ mols e}^{-} \cdot \frac{55,8 \text{ grams de ferro}}{3 \text{ mol e}^{-}} = 0,69378 \text{ grams de ferro}$$

**⇒ S'han de dipositar 0,69378 grams de ferro.**

[0,25 punts]

Quin FeCl<sub>n</sub> és?

Els 0,69378 g obtinguts de Fe es corresponen amb els mols de e<sup>-</sup> necessaris per a l'oxidació de tot el Fe<sup>3+</sup> del FeCl<sub>3</sub> a Fe i són els 693,78 mg de l'enunciat.

⇒ És FeCl<sub>3</sub>.

[0,20 punts]



### Pregunta 7a

**Formulació.** Nitrat de plata:  $\text{AgNO}_3$

Clorur de plata:  $\text{AgCl}$

Bromur de plata:  $\text{AgBr}$

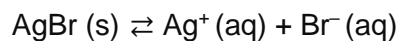
Iodur de plata:  $\text{AgI}$

[−0,5 punts si no formulen bé qualsevol de les quatre sals]

- La penalització màxima és de −0,5 punts, només es penalitza una vegada encara que més d'una de les quatre fórmules sigui incorrecta.

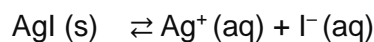
Calculem la concentració de  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$

- Els equilibris de les dues sals insolubles són:



[0,15 punts]

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-]$$



[0,15 punts]

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-]$$

- Tenint en compte els valors del  $K_{ps}$ , calculem la concentració de cada ió a l'equilibri:

- Si  $Q_{ps} > K_{ps}$ , es formarà precipitat i si  $Q_{ps} < K_{ps}$  no es formarà precipitat de  $\text{AgBr}$  ni de  $\text{AgI}$ .

Ió bromur

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Br}^-] = 7,7 \times 10^{-13}$$

$$[\text{Br}^-] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ag}^+]} = \frac{7,7 \times 10^{-13}}{0,001 \text{ M}} = 7,7 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{Perquè } \downarrow \text{ AgBr, } Q_{ps} > K_{ps} \Rightarrow [\text{Br}^-] > 7,7 \times 10^{-10} \text{ M}$$

[0,30 punts]



Ió iodur

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{I}^-] = 8,7 \times 10^{-17}$$

$$[\text{I}^-] = \frac{K_{ps}}{[\text{Ag}^+]} = \frac{8,7 \cdot 10^{-17}}{0,001 \text{ M}} = 8,7 \times 10^{-14} \text{ M}$$

$$\text{Perquè } \downarrow \text{ AgI, } Q_{ps} > K_{ps} \Rightarrow [\text{I}^-] > 8,7 \times 10^{-14} \text{ M}$$

[0,30 punts]

Ordre de precipitació

L'ordre de precipitació serà funció de la concentració d'ió necessària per obtenir el precipitat AgX ↓ corresponent a cada ió.

La concentració d'ió iodur és menor que la concentració d'ió bromur. Per tant, precipitarà primer el AgI i després el AgBr.

⇒  $[\text{I}^-] < [\text{Br}^-]$ ; primer precipitarà  $\text{I}^-$  (AgI) i després  $\text{Br}^-$  (AgBr).

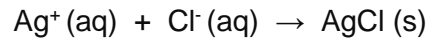
[0,35 punts]



## Pregunta 7b

### Concentració de $\text{Cl}^-$ en la mostra d'aigua

- La reacció de precipitació del  $\text{AgCl}$  és:



- Càlcul de  $[\text{Cl}^-]$ :

$$[\text{Ag}^+] = 0,01 \text{ M}$$

$$V_{\text{Ag}^+} = 30,0 \text{ mL} = 0,030 \text{ L}$$

$$V_{\text{mostra}}(\text{Cl}^-) = 25,0 \text{ mL} = 0,025 \text{ L}$$

- A partir de la **reacció igualada** o indicant que l'**estequiometria és 1 a 1**, es pot calcular la concentració d'ió clorur com:

$$[\text{Ag}^+] \times V_{\text{Ag}^+} = [\text{Cl}^-] \times V_{\text{Cl}^-}$$

$$0,01 \text{ M Ag}^+ \times 0,030 \text{ L} = [\text{Cl}^-] \times 0,025 \text{ L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,01 \text{ M} \times 0,030 \text{ L}}{0,025 \text{ L}} = 0,012 \text{ M}$$

$$\Rightarrow [\text{Cl}^-] = 0,012 \text{ M}$$

[0,50 punts]

- Canvi d'unitats:

$$0,012 \text{ M Cl}^- \frac{35,5 \text{ g Cl}^-}{1 \text{ mol Cl}^-} = 0,426 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

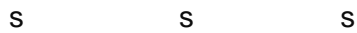
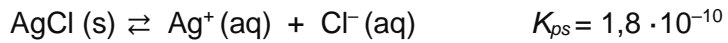
$$\Rightarrow [\text{Cl}^-] = 0,426 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

[0,20 punts]



Solubilitat del AgCl

Les concentracions d'ambdós ions són determinades per l'equilibri:



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

[0,20 punts]

En l'equilibri, les concentracions d'ambdós ions seran les mateixes:

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = s$$

$$K_{ps} = s^2 = 1,8 \cdot 10^{-10} \quad \Rightarrow \quad s = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}} = 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{La solubilitat del AgCl és } 1,34 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

[0,35 punts]