Química

Redox, Piles i electròlisi

Solucions · 94 exercicis

Proves d'accés a la universitat (PAU) de Catalunya. Ordenats del més recent al més antic.
Retalls dels exàmens i pautes oficials (selecat.cat / universitats.gencat.cat).

1. PAU 2026 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 1

Exercici 1.1 [1,25 punts]

- **Tractament al ferro de la medalla**

  La peça de ferro s'ha de tractar perquè sinó podria patir un procés de corrosió, en què el ferro s'oxida a òxids de ferro.

  [0,15 punts]

  Els principals agents de la corrosió del ferro són l'oxigen de l'aire i l'aigua.

  [0,10 punts]

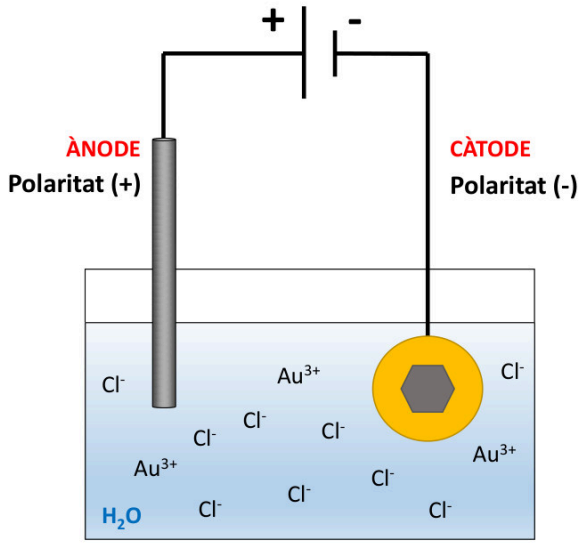
- **Descripció del procés electrolític**

  La corona de plata ha de actuar com a càtode de la cel·la electrolítica, perquè el procés d'electrodeposició que s'hi ha de produir és la reducció del catió Au^{3+} a Au^0.

  [0,25 punts]

- **Dibuix esquemàtic del procés electrolític i reacció d'electrodeposició**

  Esquema de la cel·la d'electròlisi:



  [0,50 punts]

  Reacció d'electrodeposició (reducció):

  La reacció que té lloc a la medalla és la reacció de reducció de l'or en solució:

  $$Au^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Au(s)$$ **[0,25 punts]**

Exercici 1.2 [1,25 punts]

- **Durada del procés d'electròlisi**

  Corrent aplicat (I) = 0,30 A = 0,30 C s^{-1}

  Massa d'or a reduir a cada medalla: 6 g

  Massa atòmica de l'or: 196,97 g mol^{-1}

  Càlcul de la càrrega necessària:

  Reacció de reducció per dur a terme l'electròlisi: $Au^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Au(s)$

$$\text{Càrrega (Q)} = 6{,}0\ \text{g} \times \frac{1\ \text{mol Au}}{196{,}97\ \text{g}} \times \frac{3\ \text{mol } e^-}{1\ \text{mol Au}} \times \frac{96500\ \text{C}}{1\ \text{mol } e^-} = 8818{,}60\ \text{C}$$

[0,65 punts]

  Càlcul del temps:

$$Q = I \times t$$

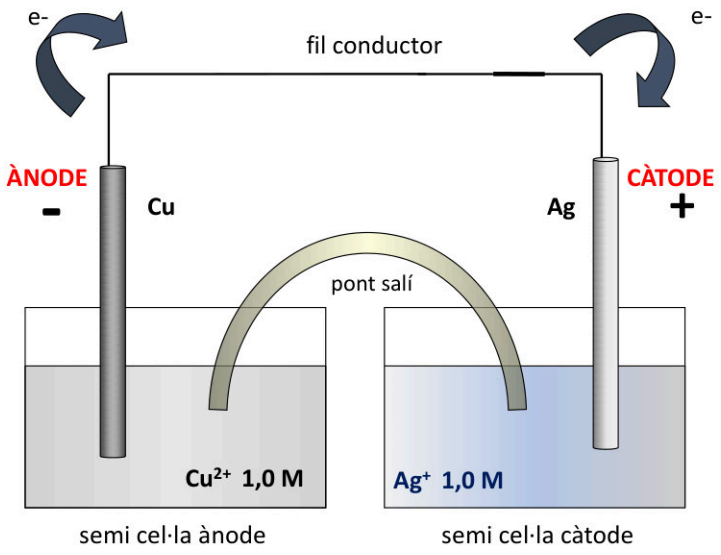
$$t = \frac{Q}{I} = \frac{8818{,}60\ \text{C}}{0{,}3\ \text{A}} = 29395{,}339\ s$$

$$t = 2939{,}339\ \text{s} \ \frac{1\ \text{min}}{60\ \text{s}} \frac{1\ \text{h}}{60\ \text{min}} = 8{,}165\ \text{h}$$

[0,60 punts]

Problema 5a

Dibuix de la pila i del material necessari



A més de dues làmines de Cu i Ag i de les dues solucions dels ions corresponents (Cu^{2+} i Ag^{+}), el material necessari per muntar la pila és:

- ✓ 2 vasos de precipitats que facin la funció de semicel·les electroquímiques
- ✓ 1 fil conductor que connectarà els dos elèctrodes per un circuit extern
- ✓ 1 pont salí que tancarà el circuit **[0,75 p.]**

Escriure les semireaccions i la reacció global

Ànode (oxidació) $\mathbf{Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ e^-}$ **[0,15 p.]**

Càtode (reducció) $\mathbf{2 \times (Ag^{+}(aq) + 1\ e^- \rightarrow Ag(s))}$ **[0,20 p.]**

Reacció global $\mathbf{Cu(s) + 2\ Ag^{+}(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ Ag(s)}$ **[0,15 p.]**

Pregunta 5b

Càlcul FEM estàndard de la pila

E (pila) = E^0 càtode – E^0 ànode = 0,80 V - (0,34 V) = + 0,46 V

⇒ **E (pila) = 0,46 V** **[0,40 p.]**

- *Es considerarà correcte si es calcula la FEM com E (pila) = E^0reducció + E^0oxidació = 0,80 V + (–0,34 V) = + 0,46 V*

Notació esquemàtica de la pila

L'ànode s'escriu a l'esquerra i el càtode a la dreta:

⇒ **Cu(s) | Cu^{2+}(aq, 1,0 M) || Ag^{+}(aq, 1,0 M)| Ag(s)** **[0,40 p.]**

Què succeeix amb la làmina de coure?

La **làmina de coure** (Cu) en aquesta pila té la **funció d'ànode**.

En **l'ànode sempre es produeix la semireacció d'oxidació**. En aquesta pila la reacció d'oxidació que té lloc és:

$$\mathbf{Cu(s) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ e^-}$$

Com el **coure de l'elèctrode s'oxida** i **es transforma en catió coure(II)**, la quantitat de **coure metàl·lic** de l'elèctrode **disminueix** a la vegada que **la concentració d'ió coure(II) en solució augmenta**.

⇒ **La massa de l'elèctrode de coure (Cu) disminueix quan avança la reacció.**

[0,45 p.]

Problema 6a

Electròlisi de l'aigua

Càtode

Semireacció de **reducció**: $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow\ H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$

[0,30 p]

- *També es considerarà correcte: $H2O(l) +\ e^- \rightarrow$ ½ $H2(g) + OH^-(aq)$*

Ànode

Semireacció d'**oxidació**: $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$

[0,30 p]

- *També es considerarà correcte: $H_2O(l) \rightarrow$ ½ $O_2(g) + 2\ H^+(aq) + 2\ e^-$*

Reacció global

$$2 \times (2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow\ H_2(g) + 2\ OH^-(aq))$$

$$2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$$

$$6\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ OH^-(aq)$$

$$\mathbf{2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 2\ H_2(g)}$$

[0,35 p]

- També es considerarà correcte altres possibles igualacions de la reacció global, sempre que l'estequiometria sigui correcta, per exemple:

$$H2O(l) \rightarrow ½\ O2(g) + H2(g)$$

Justifiqueu en quin dels dos elèctrodes s'allibera més gas

Segons la reacció global per cada 2 mols d'aigua que reaccionen, en el càtode s'alliberen dos mol de H_2 i en l'ànode s'allibera un mol de O_2.

⇒ En el càtode s'allibera més gas perquè es forma el doble d'hidrogen en el càtode que d'oxigen en l'ànode

[0,30 p]

Problema 6b

Semireacció de reducció: $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ OH^-(aq)$

Càlcul de la Q

I = 1,0 A

t = 2 h ⇒ $\boldsymbol{t} = 2\ h\ \frac{3600\ s}{1\ h} = 7200$ s

$Q = I\ x\ t \quad \Rightarrow Q = 1{,}0\ A\ x\ 7200\ s = 7200\ C$

⇒ **Q = 7200 C**

[0,40 p]

Volum d'hidrogen produït

Mols de H2:

$$7200\ C\ \frac{1\ mol\ \ e^-}{96500\ C}\ \frac{1 mol\ H_2}{2\ mol\ e^-} = 0{,}0373\ mol\ H_2$$

⇒ **S'han produït 0,0373 mol d'hidrogen**

[0,45 p]

El resultat serà el mateix si utilitzen la reacció de reducció igualada:

$$H_2O(l) + \ e\text{-} \rightarrow ½\ \ H_2 + OH^-(aq)$$

Volum de H_2:

P = 1,0 atm

T = 20 ºC = 293 K

$$P\ V = n\ R\ T\ \Rightarrow\ V = \frac{0{,}0373\ mol\ H_2 \cdot 0{,}082\ atm\ L\ K^{-1}\ mol^{-1} \cdot 293\ K}{1{,}0\ atm} = \ 0{,}896\ L\ de\ H_2$$

⇒ ***S'han produït 0,896 L d'hidrogen***

[0,40 p]

4. PAU 2023 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 7

Problema 7a

Reacció d'electrodeposició

$$Cr^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Cr(s)$$

[0,20 p.]

Durada de l'electròlisi

Càlcul del volum per cobrir amb crom:

Superfície = 1.400 cm^2

Gruix = 0,1 mm = 0,01 cm

$$V = s\ x\ h = 1.400\ cm^2\ x\ 0{,}01\ cm = 14\ cm^3$$

$$\Rightarrow \boldsymbol{V = 14\ cm^3}$$

[0,15 p.]

Càlcul de la Q necessària:

$14\ cm^3\ \frac{7{,}1\ g}{cm^3}\ \frac{1\ mol\ Cr}{52{,}0\ g}\ \frac{3\ mol\ e^-}{1\ mol\ Cr}\ \frac{96500\ C}{1\ mol\ e^-} = 553390{,}38$ C

$\Rightarrow$ **Q = 553390,38 C**

[0,45 p.]

Càlcul del temps:

I = 20,0 A

$Q = I\ x\ t$ $\Rightarrow$ $\mathbf{t = \frac{Q}{I} = \frac{553390{,}38\ C}{20{,}0\ A} = 27669{,}52\ s}$

$\Rightarrow$ **t = 27669,52 s (1 h/ 3600 s) = 7,68 h**

[0,45 p.]

Problema 7b

Justifiqueu quins metalls podrien utilitzar-se com a ànodes de sacrifici

Per protegir el ferro (Fe) caldria utilitzar **metalls que s'oxiden abans** que el **ferro**, és a dir, que **tinguin potencials estàndard de reducció menors** que el ferro.

⇒ El ferro té un potencial estàndard de reducció: $E^o\,(Fe^{2+}/Fe) = -\,0{,}44$ V

⇒ El **ferro** es podria protegir amb **zinc**, **alumini** o **magnesi** perquè **tenen E^o menors**:

⇒ $E^o\,(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V $<$ $E^o\,(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44$ V

⇒ $E^o\,(Al^{3+}/Al) = -1{,}66$ V $<$ $E^o\,(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44$ V

⇒ $E^o\,(Mg^{2+}/Mg) = -2{,}37$ V $<$ $E^o\,(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44$ V

[0,60 p.]

Definició d'oxidant i de reductor

Oxidant és una espècie química que es redueix, és a dir, que capta electrons d'una altra espècie que s'oxida.

Opcional: $M^{n+}(aq) + n\ e^- \rightarrow M(s)$

[0,25 p.]

Reductor és una espècie química que s'oxida, és a dir, que cedeix electrons a una altra espècie que es redueix.

Opcional: $N(s) \rightarrow N^{m+}(aq) + m\ e^-$

[0,25 p.]

Agents responsables de la corrosió dels metalls

Els principals agents causants de la corrosió són l'oxigen de l'aire i l'aigua.

[0,15 p.]

Pregunta 2a

Formulació. Sulfat de coure(II): $CuSO_4$ i Clorur d'alumini: $AlCl_3$

[– 0,5 p si no formulen bé]

Justificar quin elèctrode farà de càtode i quin d'ànode

La reacció que tindrà lloc espontàniament serà la que doni una **FEM positiva** ($E^o > 0$).

[0,2 p]

Opcional: si $E^o > 0$ la variació d'energia lliure (ΔG^o) serà negativa.

Per tenir una FEM positiva cal que la diferència de potencials de reducció entre el càtode (reducció) i l'ànode (oxidació) sigui positiva.

$E^o = E^o_{CÀTODE} - E^o_{ÀNODE} > 0$ Dades: $E^o(Cu^{2+}/Cu) > E^o(Al^{3+}/Al)$

El coure ha de ser el càtode ⇒ degut a que té el potencial estàndard més alt

L'alumini ha de ser l'ànode ⇒ degut a que té el potencial més baix

[0,2 p]

Escriure les semireaccions i la reacció iònica global

Semireaccions: **Càtode:** $Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s)$

Ànode: $Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\,e^-$

[0,2 p]

Multiplicant la reacció del càtode per 3 i la de l'ànode per 2 (per igualar els electrons):

$3 \times (Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu(s))$

$2 \times (Al(s) \rightarrow Al^{3+}(aq) + 3\,e^-)$

Sumem i obtenim la reacció iònica global:

$3\,Cu^{2+}(aq) + 2\,Al(s) \rightarrow 3\,Cu(s) + 2\,Al^{3+}(aq)$

[0,2 p]

Notació de la pila

$Al(s) \mid Al^{3+}(aq, 1{,}0\ M) \mid\mid Cu^{2+}(aq, 1{,}0\ M) \mid Cu(s)$

[0,2 p]

- *És correcte si enlloc dels ions, escriuen les sals ($CuSO_4$ i $AlCl_3$).*

Calcular la FEM estàndard

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^o(Cu^{2+}/Cu) - E^o(Al^{3+}/Al)$

$E^o = (0{,}34) - (-1{,}68) = 2{,}02\ V$

$E^o = 2{,}02\ V$

[0,25 p]

Pregunta 2b

Explicar el muntatge experimental de la pila (indicant material i altres substàncies)

- Agafem dos vasos de precipitats: en un hi posem solució de sulfat de coure(II) 1,0 M i en l'altra solució de clorur d'alumini 1,0 M. A cada vas hi col·loquem, respectivament, una placa metàl·lica de Cu i una d'Al parcialment submergides (elèctrodes).

[0,3 p]

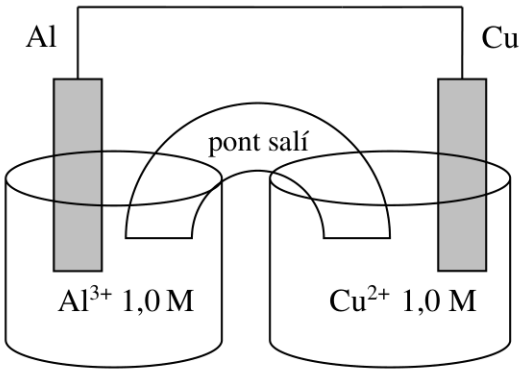
- Es connecten les plaques metàl·liques entre elles amb un fil conductor (*opcionalment es pot col·locar un voltímetre).* El circuit es tanca amb un pont salí, tub que connecta els dos vasos i que conté una solució aquosa d'un electròlit.

[0,3 p]

  - *És correcte si enlloc d'indicar que en els vasos s'hi posen solucions de les sals (sulfat de coure(II) i clorur d'alumini) indiquen les solucions dels ions (Cu^{2} i Al^{3+}).*
  - *És correcte si enlloc de dir què és un pont salí, n'indiquen algun exemple ($KCl(aq)$, $NaNO_3(aq)$, ...).*

Dibuix del muntatge experimental

[0,65 p]



  - *En l'esquema (dibuix) de la pila, **es pot posar** el recipient que conté el parell redox Al^{3+}/Al a la dreta i el parell redox Cu^{2+}/Cu a l'esquerra.*
  - *En el dibuix es poden indicar els ions (Cu^{2+} i Al^{3+}) o les sals (sulfat de coure(II) i clorur d'alumini).*

Pregunta 5a

Escriure la reacció de l'ió hipoclorit en aigua

$$\mathbf{ClO^- + H_2O \rightleftarrows HClO + OH^-}$$

[0,2 p]

Calcular el pH de la solució de NaClO

Dades: [NaClO] = 0,1% en massa
Densitat de la solució de NaClO al 0,1% = 1,00 g/mL
Massa molecular (NaClO) = 74,5 g/mol

Calculem la concentració inicial de NaClO (o de ClO^-) en mols/L

$[NaClO]_o$ = (0,1 g NaClO / 100 g solució) x (1 mol NaClO / 74,5 g NaClO) x
x (1 g solució / 1 mL solució) x (1000 mL solució / 1 L solució)
$\Rightarrow$ $[NaClO]_o$ = $\mathbf{[ClO^-]_o = 0,0134\ M}$

[0,2 p]

Càlcul de la Kb

$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_b = 1,0 \times 10^{-14} / 3,2 \times 10^{-8}$
$\mathbf{K_b = 3,1 \times 10^{-7}}$

[0,2 p]

Reacció d'equilibri àcid – base de l'ió ClO− (suposem 1 L de solució)

	ClO^-	+ H_2O ⇄	HClO	+	OH^-
Inicial	0,0134				
Equilibri	0,0134 – x		x		x

[0,1 p]

Càlcul de la [OH-]

$\mathbf{K_b = [HClO]\,[OH^-] / [ClO^-]}$

[0,1 p]

$3,1 \times 10^{-7} = [(x) \cdot (x)] / (0,0134 - x)$ ***(Equació 1)***
Suposant que $0,0134 - x \approx 0,0134$
$\Rightarrow$ $3,1 \times 10^{-7} = x^2 / 0,0134 \Rightarrow x = (3,1 \times 10^{-7} \times 0,0134)^{1/2} \Rightarrow x = 6,45 \times 10^{-5}$
$\Rightarrow$ $\mathbf{[OH^-] = 6,45 \times 10^{-5}\ M}$

[0,25 p]

Càlcul del pH

$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1{,}0 \cdot 10^{-14}$
$[H_3O^+] = 1{,}0 \cdot 10^{-14} / \ 6{,}45 \times 10^{-5}$ M
$[H_3O^+] = 1{,}55 \times 10^{-10}$ M
$pH = - \log [H_3O^+] = - \log (1{,}55 \times 10^{-10})$
$\Rightarrow$ **pH = 9,8**

[0,2 p]

- *El procediment és correcte si després de calcular la concentració d'ions hidròxid, calculen el pOH com pOH = – log [OH^-], i el pH amb l'equació:*

  pH =14 – pOH.

Pregunta 5b

Concentració de Cl_2 a la cel·la electrolítica

Dades inicials i transformació d'unitats:

Volum solució: V= 2,00 L
Faraday: *F* = 9,65 x 10^4 C /mol e^-
Intensitat: I = 4,00 A (4,0 C/s)
Temps: t = 180 min x (60 s / 1 min) = **10800 s**

[0,1 p]

Càlcul dels mols de Cl_2 formats

Cal tenir en compte l'estequiometria de la reacció per relacionar els mols d'electrons i els mols de Cl_2 formats (2 a 1).

Semireacció: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

$n(Cl_2) = 10800\ s \times (4{,}00\ C / 1s) \times (1\ mol\ d'e^- / 9{,}65 \times 10^4\ C) \times (1\ mol\ Cl_2 / 2\ mol\ d'e^-)$

$\Rightarrow$ $n(Cl_2) =$ **0,224 mol Cl_2**

[0,9 p]

- *Es correcte si ho calculen per passos:*
  - primer la càrrega elèctrica (Q= I· t), [0,2 p]
  - després els mols d'electrons amb el Faraday, [0,2 p]
  - després els mols de clor amb l'estequiometria de la reacció, [0,5 p]

Càlcul de la concentració de Cl2

$[Cl_2] = n(Cl_2) / V = 0{,}224$ mol / 2,00 L

$\Rightarrow$ **$[Cl_2]$ = 0,112 M**

[0,25 p]

- *Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 p.*

7. PAU 2022 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 6

Pregunta 6a

Un determinat clorur de ferro (**$FeCl_n$**) s'introdueix en una cel·la electrolítica i s'hi fa passar corrent durant 30 minuts.

Càlcul del nombre de mols de Cl2 (g)

V = 50 mL = 0,05 L

P = 1 atm

T = 20 ºC = 293 K

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

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

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

[0,35 punts]

Càlcul de la intensitat de corrent

- La semireacció de l'ió clorur és:

$$2\ Cl^-\ (aq) \rightarrow Cl_2\ (g)\ + 2\ e^-$$

[0,20 punts]

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

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

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

[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 (**$FeCl_n$**) 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 A (les unitats de la intensitat són amperes = coulombs / segon)

t = 30 minuts = 1.800 s

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

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

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

[0,35 punts]

Calculem els mols de $FeCl_n$ dipositats

Comprovem de quin clorur de ferro es tracta. Pot ser $FeCl_2$ o $FeCl_3$.

- Si es tracta de $FeCl_{2+}$:

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

$$Fe^{2+}\ (aq) + 2\ e^- \rightarrow Fe\ (s)$$

[0,10 punts]

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

$$\Rightarrow \textbf{S'han de dipositar 1,0406 grams de ferro.}$$

[0,25 punts]

- Si es tracta de $FeCl_3$:

S'ha de tenir en compte la reacció de reducció del Fe^{3+}:

$$Fe^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Fe\ (s)$$

[0,10 punts]

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

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

[0,25 punts]

Quin $FeCl_n$ és?

Els 0,69378 g obtinguts de Fe es corresponen amb els mols de e– necessaris per a l'oxidació de tot el Fe^{3+} del $FeCl_3$ a Fe i són els 693,78 mg de l'enunciat.

$\Rightarrow$ És $FeCl_3$.

[0,20 punts]

Pregunta 7.a)

Escriure les semireaccions i la reacció global

Ànode reacció d'oxidació $Cd\,(s) \rightarrow Cd^{2+}\,(aq) + 2\,e^-$

[0,10 p]

Càtode reacció de reducció $Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- \rightarrow Cu\,(s)$

[0,10 p]

reacció global **$Cd\,(s) + Cu^{2+}\,(aq) \rightarrow Cd^{2+}\,(aq) + Cu\,(s)$**

[0,20 p]

- *No és necessari que explicitin els estats físics de les substàncies.*

La reacció de **reducció** es produeix en el **càtode.**

[0,10 p]

Càlcul FEM estàndard de la pila

$E\,(cel{\cdot}la) = E^0\,càtode - E^0\,ànode = 0{,}34 - (-0{,}40\ V) = +\,0{,}74V$

[0,20 p]

$\Rightarrow$ **E (cel·la) > 0**

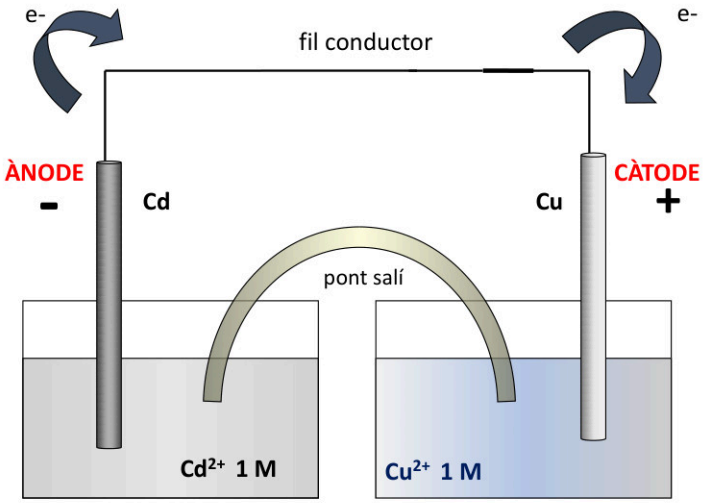
Muntatge experimental de la pila

[0,30 p]

- Caldrà disposar de dos vasos de precipitats: en un s'hi posarà la solució de Cd^{2+} 1 M i s'hi submergirà a mitja alçada una làmina de Cd (ànode, a l'esquerra), l'altre s'omplirà de la solució de Cu^{2+} 1 M i s'hi submergirà a mitja alçada una làmina de Cu (càtode, a la dreta).
- Es connectaran la làmina de Cd i la de Zn amb un fil conductor.
- El circuit es tancarà col·locant un pont salí: tub que connecta els vasos i que conté una solució aquosa d'un electròlit.

- Dibuix esquemàtic:

[0,25 p]



- Es considera correcte (però no es necessari fer-ho) si es col·loca un voltímetre (potenciostat) en el fil conductor que uneix l'elèctrode de Cd i l'elèctrode de Cu

Pregunta 7.b)

Calculem la càrrega produïda

El nombre d'electrons intercanviats en el procés redox és 2 electrons:

[0,10 p]

- Càrrega obtinguda per 2,00 g de Cd

$2{,}00\ g\ de\ Cd \cdot \frac{1\ mol\ Cd}{112{,}4\ g\ Cd} \cdot \frac{2\ mol\ e^-}{1\ mol\ Cd} \cdot \frac{9{,}65\ x\ 10^4\ C}{1 mol\ e-}$ = 3434,16 C ⇒ **Q = 3434,16 C**

[0,30 p]

- Hores de funcionament

Sabem que **Q = I · t** , i que **I =0,02 A**

[0,10 p]

Per tant, 3434,16 C = 0,02 A· t (s) i el temps t = 3434,16 / 0,02 A = **171708 s**

[0,40 p]

Passem el temps a hores t = 171708 s / 3600 s h^{-1} = 47,70 h ⇒ **t = 47,70 h**

[0,10 p]

Condició reacció redox espontània

- Una reacció redox serà espontània quan doni una **FEM positiva ($E^o > 0$)**.
    - *Opcional: si $E^o > 0$ la variació d'energia lliure (ΔG^o) serà negativa.*
- Una reacció redox serà espontània si el potencial de l'espècie que es redueix és més gran que el potencial de l'espècie que s'oxida.

⇒ **E^0 càtode > E^0 ànode**

[0,25 p]

- *Només han de indicar una de les dues explicacions.*

9. PAU 2022 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 1

Pregunta 1a

Procediment experimental per muntar una pila (indicant reactius i material)

Reacció: $Zn(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + Cu(s)$

Agafem dos vasos de precipitats: en un hi posem la solució de $ZnSO_4$ i en l'altra la solució de $CuSO_4$. Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Zn i una làmina de Cu parcialment submergits (elèctrodes).

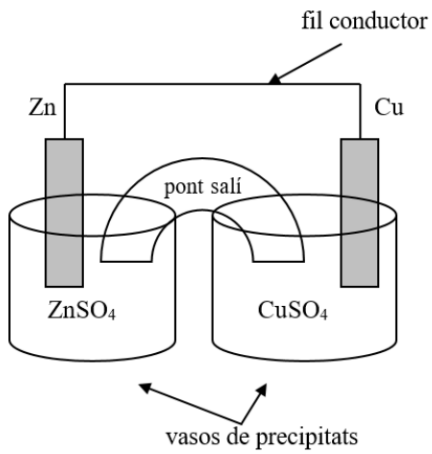
[0,60 punts]

Es connecten les làmines entre elles amb un fil conductor (*opcionalment es pot col·locar un voltímetre).* El circuit es tanca col·locant un pont salí (tub que connecta els dos vasos i que conté una solució d'un electròlit –sal soluble-)

[0,65 punts]

- Si enlloc de $ZnSO_4$ indiquen solució de Zn^{2+} es penalitza 0,10 punts.
- Si enlloc de $CuSO_4$ indiquen solució de Cu^{2+} es penalitza 0,10 punts.
- Si no indiquen (breument) en què consisteix el pont salí es penalitza 0,20 punts.

Opcional: Esquema de la pila (dibuix):



Pregunta 1b

Expressió per calcular **la variació de l'energia** lliure estàndard de la reacció redox:

$\Delta G^o = -n \cdot F \cdot E^o$

[0,20 punts]

On

n: nombre d'electrons intercanviats

F: constant de Faraday

E^o: potencial estàndard de la pila (a 25ºC)

Nombre d'electrons intercanviats

En el procés redox s'intercanvien dos electrons $\Rightarrow$ n= 2

[0,20 punts]

Opcionalment:

Semireaccions:

Reducció $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$
Oxidació $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

Potencial de la pila

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Cu^{2+}/Cu) - E^0(Zn^{2+}/Zn)$
$E^o = (+0,34) - (-0,76) = 1,10$ V

[0,25 punts]

Si no indiquen unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 punts.

Càlcul de ΔG^o

$\Delta G^o = -n \cdot F \cdot E^o = -2 \times 9,65 \cdot 10^4 \times 1,10$
$\Delta G^o = -212300$ J
(o −212300 J/mol)

[0,30 punts]

Si no indiquen unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 punts.

Justifiqueu si la reacció és espontània o no en aquestes condicions

Perquè una reacció sigui espontània, a p i T constant, cal que: $\Delta G^o < 0$

$\Delta G^o = -212300\ J < 0$

La reacció redox proposada és espontània en condicions estàndard i 25ºC

[0,30 punts]

10. PAU 2022 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 5

Pregunta 5a

Escriure les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode

Reacció global: $2\ NaCl(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq) + Cl_2(g) + H_2(g)$

Semireaccions en cada elèctrode:

Ànode: $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$

[0,50 punts]

Càtode $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$

[0,50 punts]

(també acceptem com a correcte pel càtode: $2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$)

Indicar la polaritat de cada elèctrode

Procés d'electròlisi:

Càtode: polaritat negativa (–)

Ànode: polaritat positiva (+)

[0,25 punts]

Pregunta 5b

Calcular quantes hores hauria de funcionar aquest procés electrolític

Calculem els mols de clor gas (Cl_2) que volem obtenir

Dades:

$V(Cl_2) = 10$ L
$T = 22\ ^oC = 295$ K
$p = 1,5$ atm
$R = 0,082$ atm L / K mol

Equació del gasos ideals: $p\ V = n\ R\ T$

[0,10 punts]

$n = P\ V / R\ T$
$n = (1,5 \times 10) / (0,082 \times 295)$
$n = 0,620$ mol de Cl_2

[0,35 punts]

Calculem el temps del procés electrolític

Dades:

$I = 5$ A $(= 5$ C / s$)$
$n\ (Cl_2) = 0,620$ mol
$F = 9,65 \times 10^4$ C / mol

Semireacció: $Cl^- + 2\ e^- \rightarrow Cl_2$

$0,620$ mol Cl_2 x (2 mols e^- / 1 mol Cl_2) x $(9,65 \times 10^4$ C / 1 mol $e^-)$ x (1 s / 5 C) x (1 h / 3600 s) = 6,65 h

⇒ **Necessitem 6,65 hores per omplir la bombona de 10 L amb $Cl_2(g)$**

[0,80 punts]

11. PAU 2021 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 3

Pregunta 3a

Formulació. Clorur de sodi: NaCl

[– 0,5 p si no formulen bé]

Semireaccions a cada elèctrode

Ànode: $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$

[0,3p]

Càtode: $2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$

[0,3p]

Reacció global del procés electrolític

Sumant les dues semireaccions tenim:

$2\ Cl^-(aq) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Cl_2(g) + H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$

[0,4p]

Polaritats de cada elèctrode

[0,25 p]

Càtode: polaritat negativa (–)

Ànode: polaritat positiva (+)

Pregunta 3b

Càlcul de la intensitat de corrent de la cel·la electrolítica

Dades inicials:

Volum d'aigua a la piscina. V = 50 m^3

Temps. t = 1 h

Concentració de Cl_2 generada. c= 0,24 mg/L

Transformació d'unitats i altres dades.

[0,15 p]

Volum d'aigua a la piscina. V = 50 m^3 = 50000 dm^3 = 50000 L

Temps. t = 1 h = 3600 s

Massa molecular Cl_2 = (2 x 35,45) = 70,9 g/mol

Calculem de la càrrega elèctrica (Q) –en una hora de temps (1 h)–.

A partir del volum d'aigua de la piscina i la concentració generada de clor en aquest temps (1 h), calculem la massa de Cl_2 que s'obté en el procés electrolític; i posteriorment els mol de Cl_2.

A partir de la semireacció d'ànode (apartat "a"): $2\ Cl^-(aq) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$

i la relació estequiomètrica, calculem els mol d'electrons. I amb el valor del Faraday ho transformem a càrrega elèctrica (Q, en Coulombs).

50000 L x (0,24 mg Cl_2 / L) x (1 g Cl_2 / 1000 mg Cl_2) x (1 mol Cl_2 / 70,9 g Cl_2) x

(2 mol d'e^- /1 mol Cl_2) x (9,65x10^4 C / 1 mol e^-) = 32665,73 C

⇒ **Càrrega elèctrica: Q = 32665,73 C**

[0,8 p]

Calculem la intensitat de corrent (Q en Coulombs i t en segons)

$I = Q / t \quad \Rightarrow I = 32665{,}73 / 3600 = 9{,}07$ A

La intensitat de corrent és 9,07 A

[0,3 p]

- *Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 p.*
- *Ho podem fer per passos i/o emprant fórmules. La puntuació seria:*
  - ✓ Càlcul dels grams de Cl_2: 0,2 p
  - ✓ Càlcul dels mol de Cl_2: 0,1 p
  - ✓ Càlcul dels mol d'electrons: 0,3 p
  - ✓ Càlcul de la càrrega (en C): 0,2 p
  - ✓ Càlcul de la intensitat (en A): 0,3 p

12. PAU 2021 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4

Pregunta 4a

Escriure les semireaccions

Ànode H2O → ½ O2(g) + 2 H+ + 2 e-

[0,2 p]

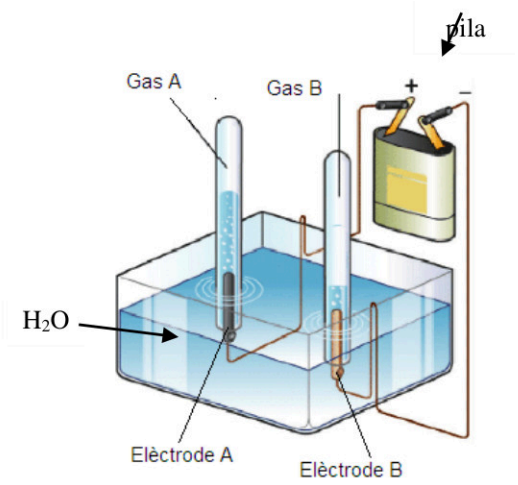
Càtode 2 H2O + 2 e- → H2(g) + 2 OH-

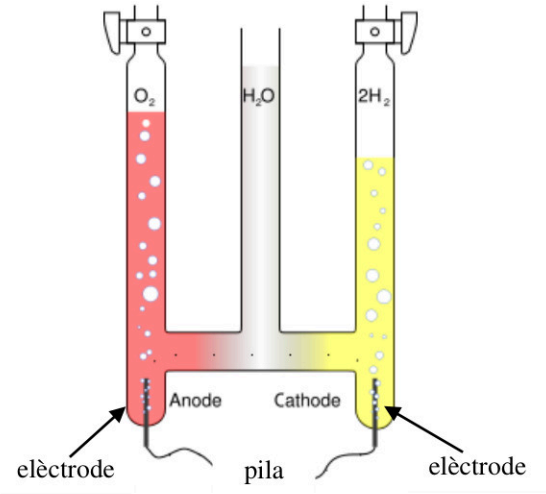
[0,2 p]

o també: 2 H+ + 2 e- → H2(g)

Dibuixar l'esquema del muntatge experimental de l'electròlisi

Possibles esquemes del muntatge experimental:





Gas A: O_2, gas B: H_2

Cal que en el dibuix surti:

- Recipient que conté l'aigua lleugerament acidulada (per exemple, cubeta)

[0,1 p]

- Dos elèctrodes: càtode i ànode (no cal que indiquin de quin material són)

[0,2 p]

- Dos recipients que recullen els gasos: H_2 i O_2 (per exemple, tubs d'assaig)

[0,2 p]

- Pila o font d'alimentació (amb cables que s'uneixen als elèctrodes)

[0,35 p]

Pregunta 4b

Càlcul de la pressió de l'H2(g)

Reacció (apartat a): $2\ H_2O + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-$ o $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$

- Càlcul dels mols d'H_2

Dades.

Temps = 20 h x (3600 s / 1 h) = 72000 s

Intensitat = 3 A = 3 C / s

Reacció. Estequiometria: 1 mol hidrogen necessita 2 mol d'electrons

72000 s x (3,0 C / s) x (1 mol e^- / 9,65 x 10^4 C) x (1 mol H_2 / 2 mol e^-) = **1,11917 mol H_2**

[0,7 p]

- Ho podem fer per passos i/o emprant fórmules. La puntuació seria:
  - Càlcul de la càrrega (en C): 0,2 p
  - Càlcul dels mol d'electrons: 0,2 p
  - Càlcul dels mol d'H_2: 0,3 p

- Càlcul de la pressió de l'H_2 (gas ideal)

Dades.

V= 0,10 L

T = 200 K

$pV = n\ R\ T \Rightarrow p = (n\ R\ T / V) \Rightarrow P = (1{,}11917 \times 0{,}082 \times 200) / 0{,}10$

p = 183,5 atm

[0,3 p]

Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 p.

Justificació de la pressió real amb el model cinèticomolecular dels gasos

[0,25 p]

El model cinèticomolecular dels gasos considera el gas ideal format per partícules puntuals (és a dir, sense volum propi), en constant moviment, que xoquen entre si elàsticament i no exerceixen forces d'interacció entre elles.

La pressió real de l'H_2 es desvia una mica de la pressió calculada com a gas ideal, a

- **ni el volum ocupat** per les seves molècules,
- **ni les interaccions** entre elles.

13. PAU 2021 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 3

PREGUNTA 3a

(Polaritat negativa -) Càtode Reducció: Au3+(aq) + 3e- → Au(s)

Es produeix la reducció i per tant Au3+(aq) passa a or sòlid. En aquest elèctrode s'ha de col·locar la joia perquè es pugui recobrir d'or.

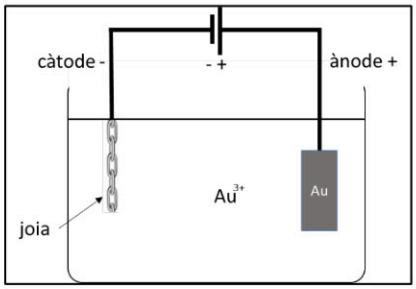
[0,5p]

(Polaritat positiva +) Ànode Oxidació:

Au(s) → Au3+(aq) + 3e-

Es produeix l'oxidació i per tant l'or sòlid passa a Au3+(aq). En aquest elèctrode s'ha de col·locar la barra d'or.

[0,5p]



[0,25p]

PREGUNTA 3b

Per calcular la quantitat de càrrega aplicada:

I = 2,5 A

t = 7,5 min x (60 s / 1 min) = 450 s

Q = I·t = 2,5 A · 450 s = 1125 C

[0,4p]

$$1125C\,\frac{1mole^-}{96500C}\,\frac{1molAu}{3mole^-}\,\frac{197\ gAu}{1molAu} = 0{,}766\ g\ Au$$

[0,6p]

Si el rendiment hagués estat del 100% s'haurien dipositat 0,766 g d'or sobre la joia, però només s'han dipositat 0,650 g.

Per determinar el rendiment: $\frac{0{,}650gAu}{0{,}766gAu}\cdot 100$ = 84,86 % de rendiment

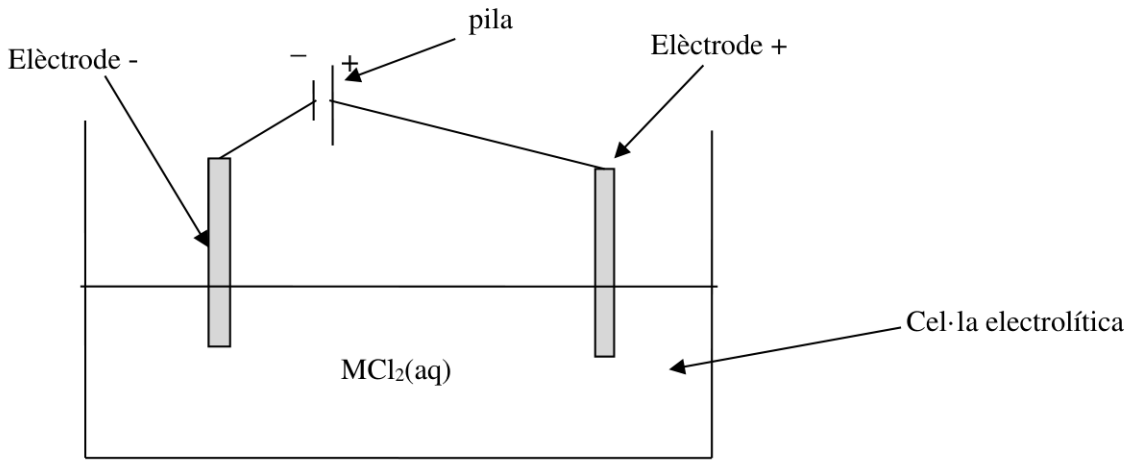
[0,25p]

---

14. PAU 2020 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 2

Pregunta 2a

Dibuix esquemàtic del procés electrolític (i nom de les parts)



Dibuix esquemàtic: **[0,4 p]**
Nom de les parts (cel·la, elèctrodes, pila) **[0,4 p]**

Per a què serveixen les diferents parts

Cel·la electrolítica:
Conté la solució aquosa de MCl_2.

[0,1 p]

Elèctrodes (positiu i negatiu) –opcionalment ànode i càtode–
Lloc on es produeixen les reaccions redox (oxidació i reducció), és a dir, les transferències d'electrons.

[0,1 p]

Pila:
Aporta energia (o corrent elèctric o electrons al procés redox).
Serveix per forçar que la reacció química es produeixi, ja que sense la pila no seria espontània.

[0,25 p]

Pregunta 2b

Quin metall de la taula conté MCl_2

Dades:

Temps, t = 300 min
Intensitat, I = 3,25 A (3,25 C/s)
Massa de M(s) obtinguda, m = 19,820 g
Constant de Faraday, F = $9{,}65 \times 10^4$ C/mol

Semireacció: $M^{2+} + 2\,e^- \rightarrow M(s)$

Per identificar el metall, M, cal saber quina és la seva massa molecular.

Calculem primer els mols de M(s) obtinguts:

300 min x (60 s / 1 min) x (3,25 C / 1 s) x (1 mol e^- / $9{,}65 \times 10^4$ C) x
x (1 mol M(s) / 2 mols e^-) = 0,3031 mols obtinguts de M(s)

[0,75 p]

Calculem la massa molecular de M(s)

Massa molecular de M = massa obtinguda / mols obtinguts

Massa molecular de M = 19,820 / 0,3031

Massa molecular de M = 65,39 g/mol

$\Rightarrow$ Segons la taula**: la sal MCl_2 conté el zinc (Zn)** **[0,5 p]**

15. PAU 2020 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 7

Pregunta 7a

Escriure les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode de la pila liti-iode

Semireaccions en els elèctrodes:

Ànode: $Li \rightarrow Li^+ + 1e^-$ **[0,25 p]**

Càtode: $I_2 + 2e^- \rightarrow 2\ I^-$ **[0,25 p]**

Escriure la reacció global de la pila liti-iode

Multipliquem la reacció de l'ànode per 2 per a igualar el nombre d'electrons bescanviats, i sumem les dues semireaccions:

Ànode: $2 \times (Li \rightarrow Li^+ + 1e^-)$
Càtode: $I_2 + 2e^- \rightarrow 2\ I^-$

Reacció global: $\mathbf{2\ Li + I_2 \rightarrow 2\ Li^+ + 2\ I^-}$ **[0,25 p]**

Justificar que és espontània en condicions estàndard i 25º C **[0,5 p]**

Raonament 1

La reacció redox serà espontània si la força electromotriu de la pila és positiva: $E^o > 0$.

$E^o = E^o_{CÀTODE} - E^o_{ÀNODE} = E^o(I_2 / I^-) - E^o(Li^+ / Li)$

$E^o = (0{,}54) - (-3{,}02) = 3{,}56$ V

$\mathbf{E^o > 0 \Rightarrow}$ **Reacció espontània**

Raonament **2**

Perquè la reacció sigui espontània cal que el potencial de reducció del parell que es redueix (I_2 / I^-) sigui més gran que el que s'oxida (Li^+ / Li).

$\mathbf{E^o(I_2 / I^-) > E^o(Li^+ / Li) \Rightarrow}$ **Reacció espontània**

Pregunta 7b

Calcular el temps (hores) que el marcapassos podria funcionar sense interrupció **[0,5 p]**

Dades:

Intensitat, I = 0,100 A (o 0,100 C/s)
Càrrega elèctrica (màxima), Q = 6480 C

Raonament 1

6480 C x (1 s / 0,100 C) x (1 h / 3600 s) = 18,0 h

Raonament 2

$I = Q / t \Rightarrow t = Q / I$

t = 6480 C / 0,100 A = 64800 s
t = 64800 s x (1 h / 3600 s) = 18 h

⇒ temps màxim que podria funcionar el marcapassos: 18 hores

Massa mínima de liti que ha de contenir la pila per funcionar durant aquest temps

Dades:

Càrrega elèctrica (màxima), Q = 6480 C (temps=18 h; Intensitat=0,100 A)
Faraday, $F = 9{,}65 \times 10^4$ C/mol
Reacció: $Li \rightarrow Li^+ + 1\ e^-$
Massa atòmica Li = 6,94 g/mol

6480 C x (1 mol d'e^- / $9{,}65 \times 10^4$ C) x (1 mol Li / 1 mol d'e^-) x (6,94 g Li / 1 mol Li)=
= 0,466 g de Li **[0,75 p]**

16. PAU 2020 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 7

PREGUNTA 7a

Semireaccions, reaccions, elèctrodes i potencial sofre

$16\ e^- + S_8 \rightarrow 8\ S^{2-}$
$16 \times (\ Li \rightarrow Li^+ + 1e^-)$
———————————

$S_8 + 16\ Li \rightarrow 8\ S^{2-} + 16\ Li^+$ **[0,3 p]**

Sofre: càtode, polaritat +
Liti: ànode, polaritat – **[0,4 p]**

$E^\circ_{pila} = E^\circ_{càtode} - E^\circ_{ànode}$
$2{,}23 = E^\circ_{càtode} - (-3{,}05)$
$E^\circ_{càtode} = -0{,}82$ V **[0,55 p]**

PREGUNTA 7b

Grams de liti per a 10 h de descàrrega d'una pila

10 hores = 36000 segons

$I = q / t$; $0{,}5\ A = q / 36000\ s$; $q = 18000\ C$ **[0,5 p]**

$18000\ C \times (1\ mol\ e^- / 96500\ C) \times (1\ mol\ Li / 1\ mol\ e^-) \times (6{,}94\ g / 1\ mol\ Li) =$ **1,29 g Li**

[0,75 p]

17. PAU 2020 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 7

PREGUNTA 7a

Formulació.
sulfat coure (II) $CuSO_4$; sulfat de zinc (II) $ZnSO_4$

Càlcul de la força electromotriu de la pila
Perquè la pila sigui possible, la reacció redox que es produeix ha de ser espontània, i cal que la força electromotriu de la pila sigui positiva, és a dir:

$E^0 = E^0(\text{càtode}) - E^0(\text{ànode}) > 0$ **[0,35 p]**

En aquest cas haurà de ser
Cu^{2+} / Cu el procés de reducció (càtode)
i
Zn^{2+} / Zn el procés d'oxidació (ànode):

$E^0 = E^0(Cu^{2+} / Cu) - E^0(Zn^{2+} / Zn)$
$E^0 = 0,34 - (-0,76) = 1.10\ V > 0$ **[0,5 p]**

Notació esquemàtica de la pila

$Zn_{(s)} \mid ZnSO_4(aq, 1M) \parallel Cu\ SO_4\ (aq, 1M) \mid Cu(s)$

Ànode(-) Càtode (+) **[0,4 p]**

També es consideraran correctes les notacions esquemàtiques següents:

$Zn(s) \mid Zn^{2+}(aq, 1M) \parallel Cu^{2+}(aq, 1M) \mid Cu(s)$
$Zn(s) \mid Zn^{2+}(aq) \parallel Cu^{2+}(aq) \mid Cu(s)$

PREGUNTA 7b

Semireaccions ànode i càtode

Ànode (oxidació) $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$

Càtode (reducció) $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$

Reacció global de la pila:

$Zn(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow Cu(s) + ZnSO_4(aq)$

[0,6 p]

Procediment experimental de construcció d'una pila:

Muntatge experimental de la pila:

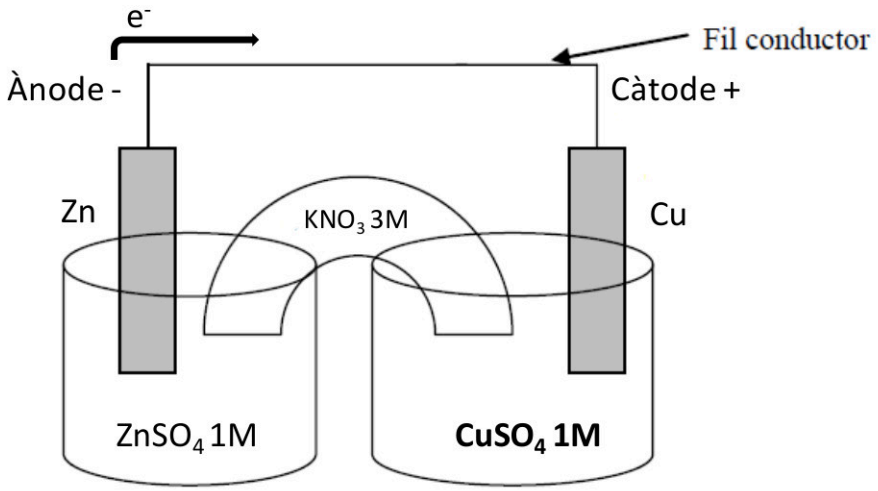
-Caldrà disposar de dos vasos de precipitats: en un s'hi posarà la solució de $ZnSO_4$ 1M i s'hi submergirà a mitja alçada una lamina de Zn (ànode, a l'esquerra), l'altre s'omplirà de la solució de $CuSO_4$ 1 M i s'hi submergirà a mitja alçada una lamina de Cu (càtode, a dreta).

-Es connectaran la làmina de Cu i la de Zn amb un fil conductor.

-El circuit es tancarà col·locant el pont salí: tub que connecta els vasos i que conté la solució de KNO_3 3 M

[0,65 p]

El dibuix esquemàtic és opcional:



Es considera correcte (però no es necessari fer-ho) si es col·loca un voltímetre (potenciòmetre) en el fil conductor que uneix l'elèctrode de Zn i l'elèctrode de Cu.

18. PAU 2019 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 7

Pregunta 7a

Reacció: $Al(s) + Cr_2O_7^{2-}(aq) + H^+(aq) \rightarrow Al_2O_3(s) + Cr^{3+}(aq) + H_2O(l)$

Justificació que és una reacció redox **[0,2 p]**

Raonament 1 (nombre d'oxidació)

En una reacció redox, en passar de reactius a productes, un element augmenta de nombre d'oxidació i un altra disminueix de nombre d'oxidació.

Al: passa de nombre d'oxidació 0 (Al) a +3 (Al_2O_3) Al: s'oxida
Cr: passa de nombre d'oxidació -6 ($Cr_2O_7^{2-}$) a +3 (Cr^{3+}) Cr: es redueix

⇒ Es tracta d'una reacció redox

- *Considerem correcte si indiquen que l'oxidació és d'Al a Al^{3+}.*

Raonament 2 (intercanvi d'electrons)

En una reacció redox sempre es produeix un intercanvi d'electrons. Un compost cedeix electrons (s'oxida) i un altra els accepta (es redueix).

Cal escriure les dues semireaccions (Al a Al_2O_3 i $Cr_2O_7^{2-}$a Cr^{3+}) i que es visualitzi l'intercanvi dels electrons (*les semireaccions estan a continuació*).

Semireaccions de reducció i oxidació **[0,4 p]**

Reducció: $Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14\ H^+(aq) + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+}(aq) + 7\ H_2O(l)$
Oxidació: $2\ Al(s) + 3\ H_2O(l) \rightarrow Al_2O_3(s) + 6\ H^+(aq) + 6\ e^-$

- *Cada semireacció puntua 0,2 p.*

Reacció global **[0,2 p]**

Sumant les dues semireaccions:

$2\ Al(s) + Cr_2O_7^{2-}(aq) + 8\ H^+(aq) \rightarrow Al_2O_3(s) + 2\ Cr^{3+}(aq) + 4\ H_2O(l)$

Reactiu oxidant **[0,2 p]**

El reactiu oxidant és aquell que n'oxida un altre (i ell es redueix).
El reactiu oxidant és l'ió $Cr_2O_7^{2-}$, ja que oxida l'alumini, transformant-lo de Al a Al_2O_3.

Pregunta 7b

S'entén per corrosió **l'oxidació indesitjable dels metalls** per causa d'una reacció redox espontània causada per factors ambientals. **[0,4 p]**

Els principals factors ambientals de corrosió són l'oxigen i l'aigua. **[0,2 p]**

Raonar quin metall, Al o Mg, serà més fàcilment corroït: **[0,4 p]**

Com més baix (considerant el signe) **sigui el potencial de reducció del metall, més susceptible serà el metall de ser oxidat (ser corroït).**

El metall que es corroeix fa d'ànode (ja que s'oxida):

Oxidació del metall: $M(s) \rightarrow M^{n+} + n\ e^-$ $\quad E^o_M$

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^o_{CATODE} - E^o_M$

Com més petit és $E^o_M \Rightarrow$ més alt serà el valor de $E^o \Rightarrow$ més fàcil la corrosió.

$\Rightarrow$ **En les mateixes condicions ambientals, es corroeix més fàcilment el magnesi (E^o = -2.37 V) que l'alumini (E^o = -1,66 V).**

19. PAU 2019 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 2

Pregunta 2a

Reacció redox: $Zn(s) + 2\ AgNO_3(aq) \rightarrow Zn(NO_3)_2(aq) + 2\ Ag(s)$

Semireaccions en cada elèctrode

$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$ **[0,2 p]**

$Ag^+(aq) + 1\ e^- \rightarrow Ag(s)$ **[0,2 p]**

Ànode: Zn(s) **[0,1 p]**
Càtode: Ag(s) **[0,1 p]**

- *Es considera correcte, encara que no s'expliciti l'estat físic de les substàncies (sòlids o solucions aquoses).*

Notació de la pila

$Zn(s) \mid Zn(NO_3)_2(aq) \mid\mid AgNO_3(aq) \mid Ag(s)$ **[0,4 p]**

- *Es considera correcte, encara que no expliciten l'estat físic de les substàncies (sòlids o solucions aquoses):*

  $Zn \mid Zn(NO_3)_2 \mid\mid AgNO_3 \mid Ag$

- *Es considera correcte si enlloc de les sals* $AgNO_3$ i $Zn(NO_3)_2$ *escriuen només els ions* Ag^+ *i* Zn^{2+}*, indicant l'estat físic o no:*

  $Zn(s) \mid Zn^{2+}(aq) \mid\mid Ag^+(aq) \mid Ag(s)$

  $Zn \mid Zn^{2+} \mid\mid Ag^+ \mid Ag$

Pregunta 2b

Formulació. Nitrat de potassi KNO_3 **[– 0,5 p si no el formulen bé]**

- *No és obligatori formular-lo, però si ho fan i la fórmula és incorrecta es penalitzarà 0,5 p en aquesta pregunta 2b.*

Justificar el moviment dels ions del pont salí

Pont salí: KNO_3 $KNO_3 \rightarrow K^+ + NO_3^-$

En el càtode disminueixen les càrregues positives per la reacció:
$Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag(s)$

Per tant: **els ions K^+ es mouen cap el càtode** per compensar el dèficit de càrregues positives (i així la solució seguirà sent elèctricament neutra).

[0,3 p]

En l'ànode augmenten les càrregues positives per la reacció:
$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-$

Per tant, **els ions NO_3^- es mouen cap a l'ànode** per compensar l'excés de càrregues positives (i així la solució continuarà sent elèctricament neutra).

[0,3 p]

- *La puntuació és de 0 p (sobre 0,6 p) si no justifiquen el moviment dels ions.*

Càlcul de la força electromotriu de la pila

$E^o = E^o_{\text{CÀTODE}} - E^o_{\text{ÀNODE}}$

$E^o = E^o\ (Ag^+/Ag) - E^o\ (Zn^{2+}/Zn)$ **[0,2 p]**

$E^o = (+0{,}80) - (-0{,}76)$

E^o = 1,56 V **[0,2 p]**

- *Si no indiquen unitats (o són errònies), es penalitza 0,1 p.*

20. PAU 2019 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 6

Pregunta 6a

<u>En què consisteix el procés de corrosió d'un metall</u> **[0,3 p]**

S'entén per *corrosió* <u>l'oxidació indesitjable dels metalls</u> a causa d'una <u>reacció redox espontània</u> causada per <u>factors ambientals</u> (oxigen i aigua).

<u>Reacció opcional:</u>
Oxidació del metall: $M(s) \rightarrow M^{n+} + n\,e^-$

<u>Per què el magnesi protegeix les canonades de ferro subterrànies?</u> **[0,7 p]**

Tots els metalls amb un potencial estàndard de reducció baix s'oxiden, és a dir, es corroeixen.

<u>Opcional</u>
Potencial estàndard de reducció baix: potencial inferior al potencial estàndard de reducció de l'oxigen (l'oxigen fa de càtode, es redueix, i el metall fa d'ànode, s'oxida-)

⇒ Com més baix (considerant el signe) sigui el potencial de reducció d'un metall, més susceptible serà aquest metall de ser oxidat (ser corroït).

Tenim: $E^o(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44$ V; $E^o(Mg^{2+}/Mg) = -2{,}34$ V.

$$E^o(Mg^{2+}/Mg) < E^o(Fe^{2+}/Fe)$$

⇒ **El magnesi és més fàcil d'oxidar (corroir) que el ferro, i per això en soldar trossos de magnesi a una canonada de ferro es protegeix aquest metall de la corrosió, <u>ja que s'oxida abans el magnesi que el ferro.</u>**

Pregunta 6b

Formulació. Clorur de magnesi $MgCl_2$ **[– 0,5 p si no el formulen bé]**

- *No és obligatori formular-lo, però si ho fan i la fórmula és incorrecta es penalitzarà 0,5 p en aquesta pregunta 6b.*

Substància que es produeix a l'ànode en l'electròlisi de $MgCl_2$ fos (justificació)

La sal fosa conté els ions Mg^{2+} i Cl^-. A l'ànode **es produeix el clor gasós (Cl_2),** per la oxidació de l'ió clorur a clor.

[0,2 p]

- *La justificació també es pot fer escrivint la reacció d'oxidació:*
  $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

Quin volum d'aquest gas obtindrem

Primer, calculem el nombre de mol de clor que obtenim:

Dades: Intensitat. I = 2,5 A (o 2,5 C/s)
Temps. t = 550 min x (60 s / 1 min) = 33000 s
Faraday. $F = 9{,}65 \times 10^4$ C/mol
Reacció: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$

33000 s x (2,5 C / 1s) x (1 mol d'e^- / $9{,}65 \cdot 10^4$ C) x (1 mol Cl_2 / 2 mol d'e^-) =
= **0,42746 mol de Cl_2** **[0,5 p]**

- *És correcte si ho calculen per passos:*
  - *primer la càrrega elèctrica ($Q = I \cdot t$) [0,1 p]*
  - *després els mols d'electrons amb el Faraday [0,1 p]*
  - *després els mols de clor amb l'estequiometria de la reacció [0,3 p]*

Després, calculem el volum format de clor gasós a partir de l'equació dels gasos ideals:

Dades: Pressió, p = 2,0 atm
Temperatura, T = 25ºC = 298 K
Constant dels gasos ideals, R = 0,082 atm L/K mol

Equació dels gasos ideals: pV = n R T

V = (n R T / p) = (0,42746 x 0,082 x 298) / (2)

V = 5,22 L **[0,3 p]**

- *Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 p.*

21. PAU 2019 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 2

Pregunta 2a

Formulació: Àcid clorhídric: HCl **[– 0,5 p si no el formulen bé]**

Possibles reaccions de cada metall amb HCl:

$$Mg(s) + 2\,HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$$
$$Cu(s) + 2\,HCl(aq) \rightarrow CuCl_2(aq) + H_2(g)$$

O també es poden posar:

$$Mg(s) + 2\,H^+(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + H_2(g)$$
$$Cu(s) + 2\,H^+(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + H_2(g)$$

Justificació de si alguna de les dues reaccions són espontànies

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

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

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

Calculem el valor de E^o.

El càtode és H^+/H_2 (reducció). L'ànode és o el parell Mg^{2+}/Mg o el parell Cu^{2+}/Cu (oxidació)

Reacció del Mg amb HCl:

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(H^+/H_2) - E^0(Mg^{2+}/Mg) = (0{,}00) - (-2{,}37) = +\,2{,}37$ V

$E^o > 0 \Rightarrow$ La reacció del Mg amb HCl és espontània **[0,3 p]**

Reacció del Cu amb HCl:

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(H^+/H_2) - E^0(Cu^{2+}/Cu) = (0{,}00) - (0{,}34) = -\,0{,}34$ V

$E^o < 0 \Rightarrow$ La reacció del Cu amb HCl no és espontània **[0,3 p]**

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

Justificació alternativa.

Es pot raonar que la reacció espontània amb HCl és la del Mg, i no la del Cu, sense calcular els potencials de la pila. Es pot raonar indicant que **el potencial de reducció del parell que es redueix (H^+/H_2, càtode) hauria de ser més gran que el que s'oxida (Mg^{2+}/Mg o Cu^{2+}/Cu, ànode) perquè la reacció sigui espontània**. **[0,4 p]**

Tenim: $E^0(H^+/H_2) > E^0(Mg^{2+}/Mg)$ *ó* $E^0_{càtode} > E^0_{ànode}$

$\Rightarrow$ **La reacció del Mg(s) amb HCl és espontània.** **[0,2 p]**

Tenim: $E^0(H^+/H_2) < E^0(Cu^{2+}/Cu)$ *ó* $E^0_{càtode} < E^0_{ànode}$

$\Rightarrow$ **La reacció del Cu(s) amb HCl no és espontània.** **[0,2 p]**

Reacció

Queda justificat que NOMÉS UNA reacció té lloc (és espontània), i que el metall que reacciona amb l'àcid és el Mg. La reacció és:

$Mg(s) + 2\,HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$ **[0,2 p]**

També es poden posar: $Mg(s) + 2\,H^+(aq) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + H_2(g)$

- *No és necessari que explicitin els estats "aquós, "sòlid" o "gasós" de reactius i productes.*

Pregunta 2b

Reaccions de la pila

Càtode. Semireacció de reducció: $\mathbf{Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)}$ **[0,2 p]**

Ànode. Semireacció d'oxidació: $\mathbf{Mg\ (s) \rightarrow Mg^{2+}(aq) + 2e^-}$ **[0,2 p]**

Sumant les dues semireaccions s'obté la **reacció iònica global:**

$\mathbf{Cu^{2+}(aq) + Mg(s) \rightarrow Cu(s) + Mg^{2+}(aq)}$ **[0,2 p]**

- *No és necessari que explicitin els estats "aquós o "sòlid" de reactius i productes, tant en les semireaccions com en la reacció iònica global.*

Càlcul de la força electromotriu de la pila

$E^o_{pila} = E^o_{càtode} - E^o_{ànode} = E^o\ (Cu^{2+}/Cu) - E^o\ (Mg^{2+}/Mg)$

$E^o_{pila} = (0,34) - (-2,37) = 2,71$ V

Força electromotriu de la pila = 2,71 V **[0,4 p]**

- *Si no indiquen les unitats de la força electromotriu (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p*

22. PAU 2019 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 7

Pregunta 7a

Electròlisi de l'aigua.
Equació subministrada (un elèctrode): $2\ H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$

Semireacció que té lloc en l'altra elèctrode:

$2\ H_2O(l) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ OH^-(aq)$ **[0,3 p]**

- *També és correcte:* ***$2\ H^+(aq) + 2\ e^- \rightarrow H_2(g)$***
- *No és necessari que explicitin els estats "aquós", "gasós" o "líquid" de reactius i productes*

Polaritat de cada elèctrode **[0,2 p]**

Ànode: **polaritat positiva**
Càtode: **polaritat negativa**

Justificar quin gas que es produeix en l'ànode i en el càtode **[0,3 p]**

Ànode: té lloc la semireacció que **allibera electrons**
⇒ **es produeix oxigen (O_2)**

Càtode: té lloc la semireacció que **necessita electrons**
⇒ **es produeix hidrogen (H_2)**

En tots els processos electrolítics cal una pila que ens aporti energia?

Si, ja que la reacció redox que es produeix en un procés electrolític **és sempre una reacció no espontània.**

Si no aportem energia, mitjançant una pila externa, la reacció no es produeix.
[0,2 p]

Pregunta 7b

Dades:

I = 2,0 A = 2 C/ s
t = 60 min

$V_{oxigen\ gasós}$ = 419 mL = 0,419 L
p = 1,0 atm
T = 273 K
R = 0,082 atm L K^{-1} mol^{-1}

Calculem el nombre de mols d'$O_2(g)$

pV = n R T ⇒ n = (p · V) / (R · T)

n = (1 x 0,419) / (0,082 x 273)

n = 0,0187170 mol O_2 **[0,2 p]**

Calculem el nombre de mols d'electrons que s'alliberen

Semireacció en què es genera l'oxigen: 2 $H_2O(l) \rightarrow O_2(g) + 4\ H^+(aq) + 4\ e^-$

⇒ Estequiometria: 4 mols d'electrons per cada 1 mol d'O_2

0,0187170 mol O_2 x (4 mol e^- / 1 mol O_2) = **0,0748682 mol e^-** **[0,3 p]**

Calculem els electrons que han circulat per generar 419 mL d'oxigen

60 min x (60 s / 1 min) x (2 C / 1 s) x (1 e^- / 1,60x10^{-19} C) = **4,5x10^{22} e^-** **[0,2 p]**

Calculem el nombre d'Avogadro (N_A)

N_A = (nombre d'electrons) / (mols d'electrons)

N_A = (4,5x10^{22}) / (0,0748682)

N_A = 6,01x10^{23} (ó **N_A = 6,01x10^{23} mol^{-1}**) **[0,3 p]**

23. PAU 2018 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 2

Pregunta 2*a*

Reacció de valoració:

$$5\ Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) + 8\ H^+(aq) \rightarrow 5\ Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq) + 4\ H_2O(l)$$

Justificació que es tracta d'una reacció redox **[0,4 p]**

Raonament 1

Nombres d'oxidació:

Reactius:	Fe^{2+}	Fe: nombre d'oxidació = +2
	MnO_4^-	Mn: nombre d'oxidació = +7
Productes:	Fe^{3+}	Fe: nombre d'oxidació = + 3
	Mn^{2+}	Mn: nombre d'oxidació = +2

L'àtom de Fe augmenta de nombre d'oxidació (+2 a +3): s'oxida.
L'àtom de Mn disminueix de nombre d'oxidació (+7 a +2): es redueix.

⇒ És una reacció redox, ja que una espècie s'oxida i una altra es redueix.

Raonament 2

Escrivim les semireaccions:

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-$$
$$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow 2\ Mn^{2+} + 4\ H_2O$$

⇒ És una reacció redox ja que es produeix una transferència d'electrons.

Justificació de l'espontaneïtat de la reacció **[0,4 p]**

Raonament 1

La reacció redox serà espontània si la força electromotriu és positiva: $E^o > 0$

$E^o = E^o_{CÀTODE} - E^o_{ÀNODE} = E^o(MnO_4^- / Mn^{2+}) - E^o(Fe^{3+} / Fe^{2+}) =$

$E^o = (1{,}51) - (0{,}77) = 0{,}74$ V

$E^o > 0$ ⇒ Reacció espontània

Raonament 2

Perquè la reacció sigui espontània cal que el potencial de reducció del parell que es redueix (MnO_4^- / Mn^{2+}) sigui més gran que el que s'oxida (Fe^{3+} / Fe^{2+}).

$E^o(MnO_4^- / Mn^{2+}) > E^o(Fe^{3+} / Fe^{2+})$ ⇒ Reacció espontània

Indicar, raonadament, quin reactiu és l'oxidant **[0,2 p]**

El reactiu oxidant és aquella substància que oxida a una altra, i ella es redueix.

⇒ reactiu oxidant: MnO_4^- (o $KMnO_4$)

⇒ oxida el Fe^{2+} a Fe^{3+}, a la vegada que el Mn es redueix de MnO_4^- a Mn^{2+}

Pregunta 2*b*

Reacció de valoració:

$$5\ Fe^{2+}(aq) + MnO_4^-(aq) + 8\ H^+(aq) \rightarrow 5\ Fe^{3+}(aq) + Mn^{2+}(aq) + 4\ H_2O(l)$$

Dades: V ($KMnO_4$) = 30,1 mL = 0,031 L
C ($KMnO_4$) = 0,0108 M
Massa d'un comprimit = 105,0 mg = 0,1050 g

<u>Calculem la massa (en g o mg de Fe en el comprimit)</u>

0,0301 L $KMnO_4$ x (0,0108 mols $KMnO_4$ / 1 L $KMnO_4$) x (1 mol MnO_4^- / 1 mol $KMnO_4$) x

x (5 mol Fe^{2+} / 1 mol MnO_4^-) x (1 mol Fe / 1 mol Fe^{2+}) x (55,8 g Fe / 1 mol Fe) =

= **0,090697 g de Fe (o 90,697 mg)**

[0,7 p]

- *Aquest càlcul es pot fer per passos: primer calcular els mols de $KMnO_4$ (0,1p); després, els mols de Fe^{2+} (0,5 p), i finalment els g (o mg) de Fe (0,1 p).*

<u>Calculem el % en massa de Fe al comprimit</u>

% = [(massa de Fe) / (massa comprimit)] x 100

% = (0,090697 / 0,1050) x 100

⇒ **% = 86,4** **[0,3 p]**

24. PAU 2018 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 4

Pregunta 4*a*

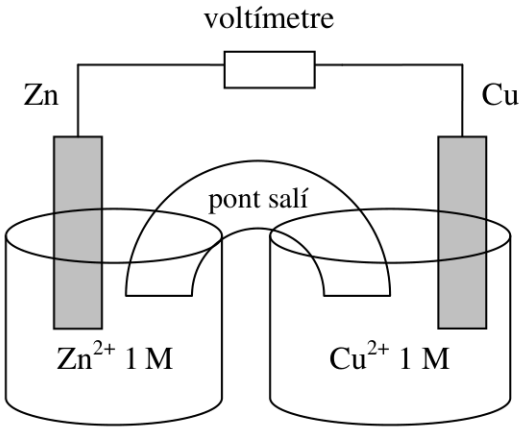
Muntatge experimental de la pila, material i reactius:

- Agafem dos vasos de precipitats: en un hi posem la solució de Zn^{2+} 1 M i, en l'altre, la solució de Cu^{2+} 1 M. Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Zn i una de Cu parcialment submergits (elèctrodes). **[0,4 p]**

- Es connecten les làmines amb un fil conductor, i es col·loca un voltímetre (potenciòmetre) entre les dues làmines. **[0,3 p]**

- El circuit es tanca col·locant un pont salí; tub que connecta els dos vasos i que conté una solució aquosa d'un electròlit (sal soluble). **[0,3 p]**

Opcional (dibuix):



Pregunta 4*b*

Potencial estàndard d'un pila: $E^o = E^o_{\text{càtode}} - E^o_{\text{ànode}}$

Polaritats en una pila:

Pol negatiu: **ànode**
Pol positiu: **càtode** **[0,1 p]**

<u>Relacionem el potencial de cada pila amb els potencials d'elèctrode</u>

Pila 1: $E^o = E^o(Zn^{2+}/Zn) - E^o(Mg^{2+}/Mg)$

$1{,}62 = E^o(Zn^{2+}/Zn) - E^o(Mg^{2+}/Mg)$

Pila 2: $E^o = E^o(Cu^{2+}/Cu) - E^o(Zn^{2+}/Zn)$

$1{,}10 = E^o(Cu^{2+}/Cu) - E^o(Zn^{2+}/Zn)$

Pila 3: $E^o = E^o(Cu^{2+}/Cu) - E^o(H^+/H_2)$

$0{,}34 = E^o(Cu^{2+}/Cu) - E^o(H^+/H_2)$

[0,3 p]

<u>Calculem el potencial de l'elèctrode de magnesi</u>

Sabem que: $E^o(H^+/H_2) = 0{,}00$ V (conveni)

De la pila 3 podem deduir que:
$0{,}34 = E^o(Cu^{2+}/Cu) - 0{,}00 \Rightarrow E^o(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V **[0,2 p]**

De la pila 2 podem deduir que:
$1{,}10 = 0{,}34 - E^o(Zn^{2+}/Zn) \Rightarrow E^o(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V **[0,2 p]**

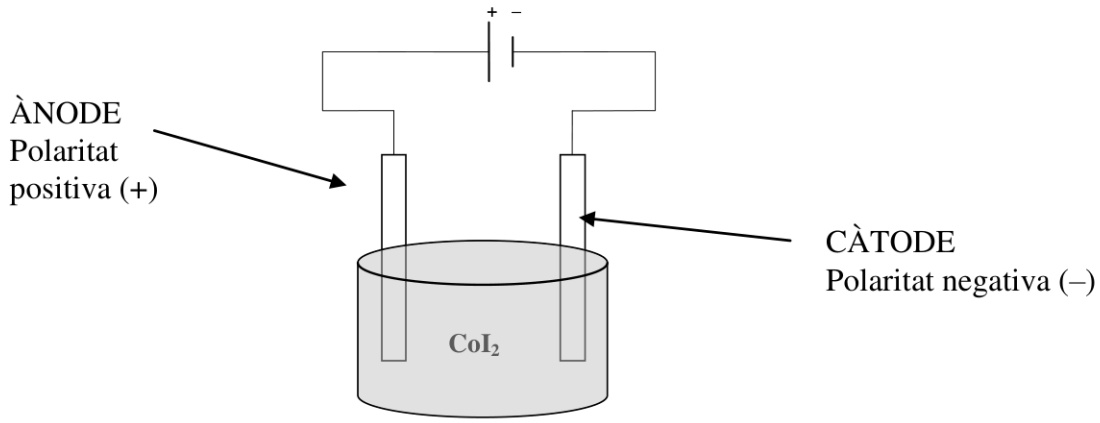
De la pila 1 podem deduir que:
$1{,}62 = -0{,}76 - E^o(Mg^{2+}/Mg) \Rightarrow$ **$E^o(Mg^{2+}/Mg) = -2{,}38$ V** **[0,2 p]**

25. PAU 2018 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4

Pregunta 4a

Dibuix esquemàtic del procés d'electròlisi **[0,4 p]**

Nom i polaritat dels elèctrodes **[0,2 p]**



- *Al dibuix esquemàtic s'ha de visualitzar una cel·la amb iodur de cobalt(II), dos elèctrodes i una pila externa connectada als dos elèctrodes.*
- *No és necessari indicar en quin elèctrode es forma el Co(s) i en quin el iode.*
- *El iodur de cobalt(II) es pot escriure en forma de sal (CoI_2) o en forma dissociada en ions (Co^{2+} i I^-).*

Semireacció en l'elèctrode de polaritat positiva **[0,4 p]**

$$2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$$

- *Si la semireacció no està ben igualada es penalitza 0,3 p.*
- Si indiquen la reacció que té lloc en l'altre elèctrode (Co^{2+} a Co) no es puntuarà cap dècima (0 p de 0,4 p).

Pregunta 4.b)

Dades del procés electrolític:

Temps = 90 minuts
Intensitat de corrent = 1,8 A = 1,8 C / s
Reacció per dipositar el cobalt: $Co^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Co(s)$

<u>Procediment 1</u> (factors de conversió) **[1,0 p]**

90 min x (60 s / 1 min) x (1,8 C / 1 s) x (1 mol e^- / $9,65x10^4$ C) x
x (1 mol Co / 2 mol e^-) x (59,0 g Co / 1 mol Co) = 2,9713 g de Co

Massa de cobalt = 2,97 g

- *Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p.*
- *Si no utilitzen la relació estequiomètrica 1 a 2 entre mol de Co i mol d'electrons,* ***es penalitza 0,5 p.***

<u>Procediment 2</u>

càrrega elèctrica = 90 min x (60 s / 1 min) x (1,8 C / 1 s) = 9720 C **[0,3 p]**

mols d'electrons = 9720 C x (1 mol e^- / $9,65x10^4$ C) = 0,1007253886 mols e^- **[0,2 p]**

massa de cobalt = 0,1007253886 mols e^- x (1 mol Co / 2 mol e^-) x
x (59,0 g Co / 1 mol Co) = 2,9713 g de Co

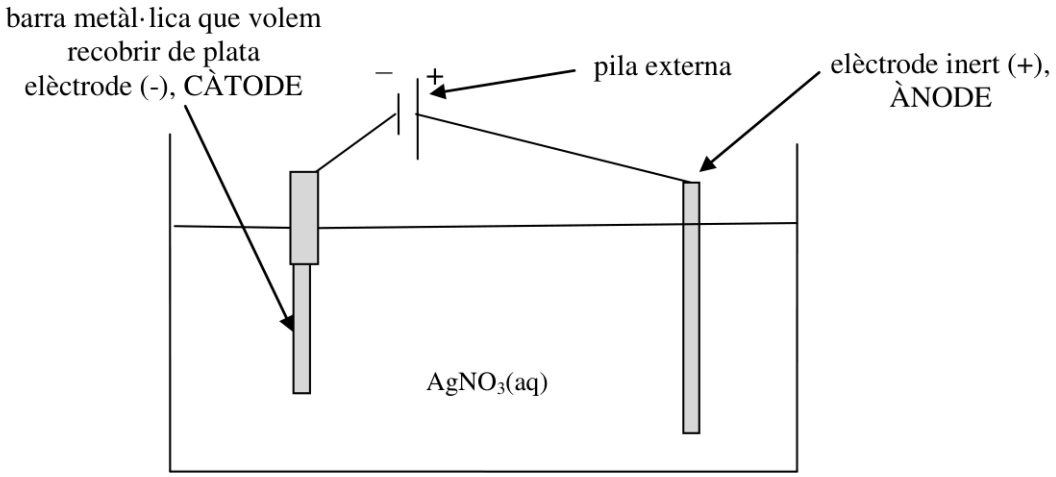
Massa de cobalt = 2,97 g **[0,5 p]**

- *Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p.*

26. PAU 2018 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 3

Pregunta 3a

Muntatge experimental del procés electrolític, elèctrodes i polaritats **[0,7 p]**



Cel·la electrolítica

- *Cal que es visualitzi la cel·la electrolítica amb: un elèctrode inert, la barra metàl·lica que fa d'elèctrode, la dissolució aquosa de $AgNO_3$ i la pila externa (o bateria) connectada als dos elèctrodes.*

- *Cal que es visualitzin les polaritats dels elèctrodes i s'indiqui quin elèctrode és el càtode i quin l'ànode.*

Elèctrode on col·loquem la barra metàl·lica per recobrir-la de plata (justificació) **[0,3 p]**

Volem que la **reducció de l'ió Ag^+ a Ag es produeixi en l'elèctrode on hi tenim la barra metàl·lica.**

⇒ una reacció de reducció sempre té lloc en el càtode

⇒ **La barra metàl·lica la col·loquem en el càtode.**

- *També és correcte si justifiquen que la barra ha d'estar en l'elèctrode negatiu ja que per la reacció* Ag^+ a Ag necessitem electrons.

Pregunta 3b

Massa de Ag que volem depositar en el càtode **[0,3 p]**

Superfície de la barra = 20 cm^2
Gruix que volem depositar = 2 mm = 0,2 cm
Densitat de la Ag = 10,5 g/cm^3

Massa de Ag = (20 cm^2 x 0,2 cm) x (10,5 g / 1 cm^3) = 42,0 g

Temps per a dur a terme del procés electrolític: **[0,7 p]**

I= 5 A = 5 C / s
Massa a dipositar de Ag = 42,0 g
Massa atòmica (Ag) = 107,8 g / mol
F = $9,65x10^4$ C / mol

Reacció de reducció: $Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag$

42,0 g Ag x (1 mol Ag / 107,8 g Ag) x (1 mol e^- / 1 mol Ag) x ($9,65 \cdot 10^4$ C / 1 mol e^-) x x (1 s / 5 C) = 7519,5 s

$\Rightarrow$ **Necessitem 7519,5 segons**

27. PAU 2018 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 5

Pregunta 5a

Muntatge experimental de la pila i material necessari:

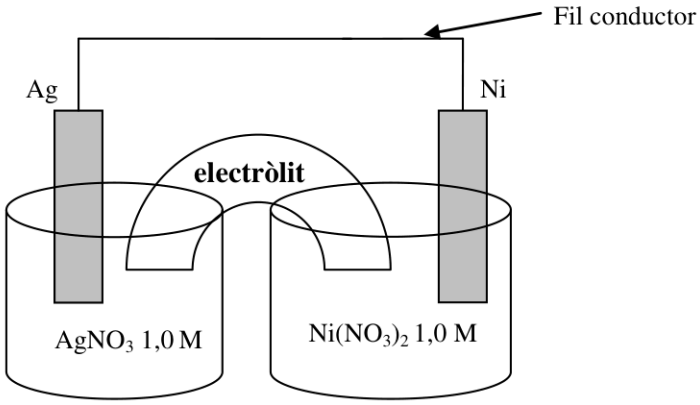
Pels reactius que tenim hem de muntar una pila amb els parells redox Ag^+/Ag i Ni^{2+}/Ni.

- Necessitem dos vasos de precipitats: en un hi posem la solució de $AgNO_3$ 1,0 M i en l'altra la solució de $Ni(NO_3)_2$ 1,0 M.Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Ag i una làmina de Ni parcialment submergits (elèctrodes). **[0,4 p]**

- Es connecten la làmina de Ag i la làmina de Ni mitjançant un fil conductor. **[0,1 p]**

- El circuit es tanca col·locant un pont salí: tub que connecta els dos vasos i que conté la solució de KNO_3 3,0 M. **[0,3 p]**

El dibuix següent és opcional.



- *Es considera correcte (però no és necessari fer-ho) si es col·loca un voltímetre (potenciòmetre) en el fil conductor que uneix l'elèctrode de Ag i l'elèctrode de Ni.*

Nomenclatura dels elèctrodes i semireaccions: **[0,2 p]**

Càtode (làmina de plata): $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag(s)$

Ànode (làmina de Ni): $Ni(s) \rightarrow Ni^{2+} + 2\ e^-$

Pregunta 5b

Reactius per formar Sn(s)

Per obtenir Sn sòlid cal fer reaccionar la solució de $Sn(NO_3)_2$ amb Ni(s) o Ag(s). **[0,2 p]**

Reaccions possibles:

$Sn^{2+} + Ni(s) \rightarrow Sn(s) + Ni^{2+}$

$Sn^{2+} + Ag(s) \rightarrow Sn(s) + Ag^{+}$ *(reacció no igualada)*

- *Les reaccions es poden escriure amb l'ió Sn^{2+} o amb la sal* $Sn(NO_3)_2$.

Justificació: Cal saber el signe de E^o

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

Possibilitat 1: Calcular els valor de E^o per les dues reaccions

Per la primera reacció (Sn^{2+} amb Ni):

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Sn^{2+}/Sn) - E^0(Ni^{2+}/Ni)$

$E^o = (-0,14) - (-0,26) = 0,12$ V **> 0** $\Rightarrow$ **Espontània**

Per la segona reacció (Sn^{2+} amb Ag):

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Sn^{2+}/Sn) - E^0(Ag^{+}/Ag)$

$E^o = (-0,14) - (0,80) = -0,94$V **< 0** $\Rightarrow$ **No espontània**

Cal fer reaccionar $Sn(NO_3)_2$ amb Ni(s) **[0,4 p]**

Possibilitat 2: Perquè E^o sigui positiu cal que l'espècie que es redueix (Sn) tingui un potencial més alt que la que s'oxida (Ni o Ag). Això succeeix amb el níquel.

$E^o(Sn^{2+}/Sn) > E^o(Ni^{2+}/Ni) \Rightarrow$ reacció espontània

$E^o(Sn^{2+}/Sn) < E^o(Ag^{+}/Ag) \Rightarrow$ reacció no espontània

Cal fer reaccionar $Sn(NO_3)_2$ amb Ni(s) **[0,4 p]**

Equació de la reacció per formar Sn(s)

$Sn^{2+} + Ni(s) \rightarrow Sn(s) + Ni^{2+}$ **[0,2 p]**

(ó també: *$Sn(NO_3)_2 + Ni(s) \rightarrow Sn(s) + Ni(NO_3)_2$*)

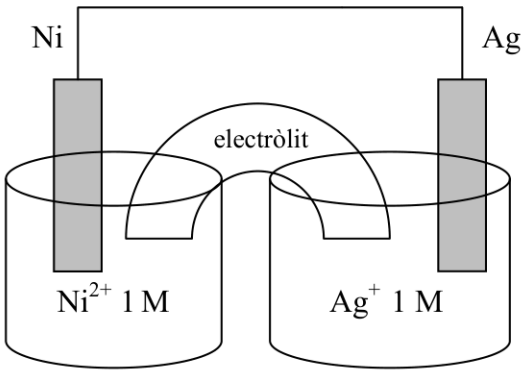
28. PAU 2017 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 2

Pregunta 2a

Reactius i materials necessaris (a part de la làmina de Ni i d'Ag) **[0,3 p]**

- Solució de Ni^{2+} 1 M
- Solució d'Ag^{+} 1 M
- Solució aquosa d'un electròlit (sal soluble) –per al pont salí–
- Dos vasos de precipitats
- Fil conductor
- Tub que connecta els dos vasos – per introduir-hi el pont salí–

Esquema de la pila (dibuix): **[0,3 p]**



Semireaccions: **[0,2 p]**

Elèctrode d'Ag: $\mathbf{Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag}$ *(opcional: càtode)*

Elèctrode de Ni: $\mathbf{Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2\ e^{-}}$ *(opcional: ànode)*

Reacció global: **[0,2 p]**

Sumem les dues semireaccions, però multiplicant per dos la del càtode per igualar el nombre d'electrons intercanviats.

$$\mathbf{2\ Ag^{+} + Ni \rightarrow 2\ Ag + Ni^{2+}}$$

Pregunta 2b

Calculem el potencial de la pila formada pels elèctrodes Ag i Ni:

$E^o = E^o_{\text{càtode}} - E^o_{\text{ànode}}$
$E^o = E^o(Ag^+/Ag) - E^o(Ni^{2+}/Ni)$

$E^o = (0,80) – (-0,23) = 1,03$ V **[0,3 p]**

El potencial de la pila és 1,03 V; aquest valor és inferior al potencial necessari perquè el LED emeti llum (el valor mínim és 1,4 V). **[0,2 p]**

Amb els valors de la taula, veiem que podríem canviar algun dels dos elèctrodes per un de Pb o de Zn.

⇒ **Per aconseguir el màxim potencial de la pila cal canviar l'elèctrode de Ni pel de Zn** **[0,2 p]**

Justificació. El potencial d'aquesta pila seria:

$E^o = E^o_{\text{càtode}} - E^o_{\text{ànode}}$
$E^o = E^o(Ag^+/Ag) - E^o(Zn^{2+}/Zn)$

$E^o = (0,80) – (-0,76) = 1,56$ V

El potencial de la pila és 1,56 V; aquest valor és superior al potencial necessari perquè el LED emeti llum (el valor mínim és 1,4 V). El LED emet llum. **[0,3 p]**

29. PAU 2017 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 2

Pregunta 2.a)

Procediment experimental per a construir la pila; material i reactius:

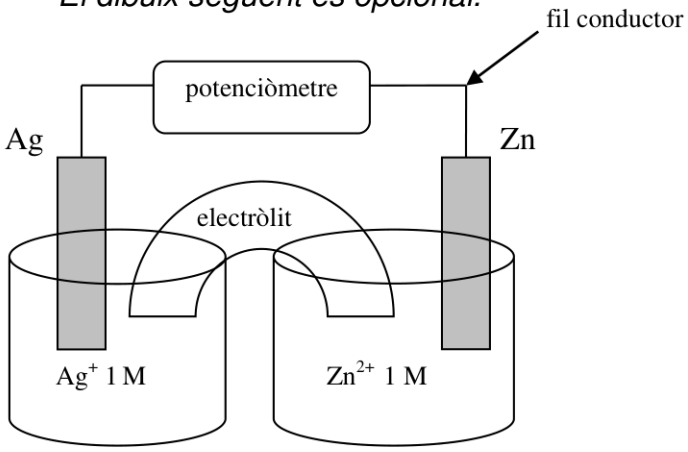
- Necessitem dos vasos de precipitats: un que contingui una solució de Ag^+ 1 M i un altra que contingui una solució de Zn^{2+} 1 M. **[0,2 p]**

- Hi col·loquem, respectivament, una làmina (o fil) de Ag i una làmina de Zn parcialment submergides (elèctrodes). **[0,2 p]**

- Es connecten les làmines mitjançant un fil conductor a un potenciòmetre (ó voltímetre). **[0,3 p]**

- El circuit es tanca col·locant un pont salí: tub que connecta els dos vasos i que conté una solució d'un electròlit inert (o una solució d'una sal soluble).**[0,3 p]**

El dibuix següent és opcional.



El càlcul de la força electromotriu de la pila no es demana en aquest exercici i, per tant, no és necessari per tenir la màxima puntuació de la pregunta 2a.

Pregunta 2.b)

Formulació. Nitrat de coure(II): $Cu(NO_3)_2$ **[penalització: -0,5 punts]**

Les possibles reaccions (no igualades) en els vasos serien:

Vas 1: $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$
o $Zn(s) + Cu(NO_3)_2(aq) \rightarrow Zn(NO_3)_2(aq) + Cu(s)$

Vas 2: $Ag(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Ag^{+}(aq) + Cu(s)$
o $Ag(s) + Cu(NO_3)_2(aq) \rightarrow AgNO_3(aq) + Cu(s)$

Justificar si hi haurà reacció. Cal raonar si les **reaccions són espontànies.**

Raonament 1:

Per saber si la reacció redox és espontània cal calcular la força electromotriu de la pila en què tingués lloc aquesta reacció en condicions estàndard (E^o). Tenim:

$E^o > 0 \Rightarrow$ reacció redox espontània **[0,4 p]**
(opcional: reacció espontània $\Rightarrow \Delta G = - n F E^o < 0$)

Calculem el valor de E^o.

El càtode és sempre el Cu^{2+}/Cu –reducció– i l'ànode és el Zn^{2+}/Zn (vas 1) o el Ag^{+}/Ag (vas 2) –oxidació–.

Vas 1: $E^o = E^o_{CÀTODE} - E^o_{ÀNODE} = E^0(Cu^{2+}/Cu) - E^0(Zn^{2+}/Zn)$

$E^o = (+0,34) - (-0,76) = +1,10\ V > 0$

$E^o > 0$ Reacció espontània. Hi haurà reacció **[0,2 p]**

Vas 2: $E^o = E^o_{CÀTODE} - E^o_{ÀNODE} = E^0(Cu^{2+}/Cu) - E^0(Ag^{+}/Ag)$

$E^o = (+0,34) - (+0,80) = - 0,46\ V < 0$

$E^o < 0$ Reacció no espontània. No hi haurà reacció **[0,2 p]**

Raonament 2:

També es pot raonar indicant que el potencial de reducció del parell que es redueix (Cu^{2+}/Cu, càtode) hauria de ser més gran que el que s'oxida (Zn^{2+}/Zn o Ag^{+}/Ag, ànode) perquè la reacció sigui espontània. **[0,4 p]**

Tenim:

Vas 1: $E^0(Cu^{2+}/Cu) > E^0(Zn^{2+}/Zn)$ o $E^0_{càtode} > E^0_{ànode}$

Reacció espontània. Hi haurà reacció **[0,2 p]**

Vas 2: $E^0(Cu^{2+}/Cu) < E^0(Ag^{+}/Ag)$ o $E^0_{càtode} < E^0_{ànode}$

Reacció no espontània. No hi haurà reacció **[0,2 p]**

Igualació de la reacció que es produeix (vas 1):

Reacció igualada (vas 1):

$$\mathbf{Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)}$$ **[0,2 p]**

o també: $Zn(s) + Cu(NO_3)_2\,(aq) \rightarrow Zn(NO_3)_2 + Cu(s)$

- *En la reacció igualada, no és necessari que indiquin els estats físics de reactius i productes per tenir la màxima puntuació (0,2 p).*

30. PAU 2017 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 2

Pregunta 2

a)

$Mg^{2+}\,(l) + 2\,e^- \rightarrow Mg\,(l)$ Semireacció de reducció. Càtode (pol –)
$2\,Cl^-\,(l) \rightarrow Cl_2\,(g) + 2\,e^-$ Semireacció d'oxidació. Ànode (pol +)

$Mg^{2+}\,(l) + 2\,Cl^-\,(l) \rightarrow Mg\,(l) + Cl_2\,(g)$ Reacció iònica global

Semireaccions:	(0,4 punts)
Reacció iònica global:	(0,2 punts)
Nom elèctrodes:	(0,2 punts)
Polaritat:	(0,2 punts)

b) Quantitat d'electricitat: $Q = I \cdot t = (200\ A)\,(18 \times 3600\ s) = 1{,}296 \times 10^7\ C$ (0,2 punts)

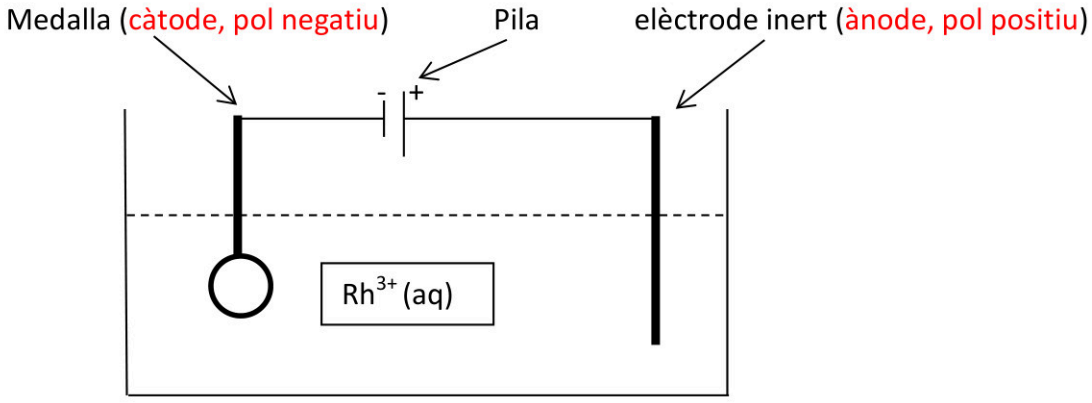
$(1{,}296 \times 10^7\ C)\,(1\ mol\ e^-\ /\ 96500\ C)\,(1\ mol\ Mg\ /\ 2\ mol\ e^-)\,(24{,}3\ g\ Mg\ /\ 1\ mol\ Mg) = 1631{,}75\ g\ Mg$

$m = 1632\ g\ Mg$ (0,8 punts)

31. PAU 2016 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 7

7. ELECTRÒLISI

a) Dispositiu experimental



NOTA: dibuix: (0,3 punts); noms dels elèctrodes: (0,2 punts); polaritat: (0,2 punts)

$Rh^{3+}(aq) + 3\ e^- \rightarrow Rh(s)$ (semireacció de reducció) (0,3 punts)

b) $Q = I \cdot t = (10\ A)\ (10 \times 60\ s) = 6000\ C$ (0,3 punts)

(6000 C) (1 mol e^- / 96500 C) (1 mol Rh / 3 mol e^-) (102,9 g Rh / 1 mol Rh) = 2,132642487 g (0,5 punts)

S'han dipositat 2,13 g (> 2,0 g) ⇒ S'ha obtingut un bon recobriment. (0,2 punts)

COMENTARIS GENERALS

- Si no posen les unitats o són incorrectes, descompteu el 20% de la secció corresponent.
- Si una equació química està mal ajustada (o senzillament no està ajustada), descompteu el 50% de la secció corresponent.
- Si en una equació química no indiquen l'estat (s, l, g o aq), descompteu el 20% de la secció corresponent.
- Si el procediment és correcte, però han comès un error de càlcul, descompteu el 20% de la secció corresponent.
- Si posen incorrectament el signe de reacció reversible (dues fletxes) o reacció irreversible (una fletxa), descompteu el 10% de la secció corresponent.

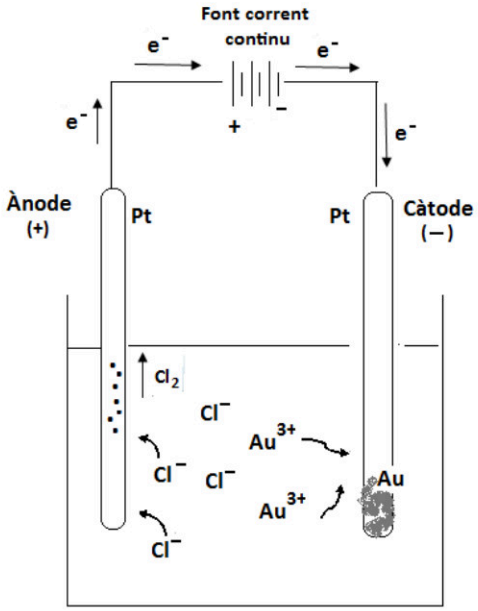
32. PAU 2016 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 3

3. ELECTRÒLISI

a)

3 (2 Cl^- → Cl_2 + 2 e^-) Semireacció d'oxidació (ànode)
2 (Au^{3+} + 3 e^- → Au) Semireacció de reducció (càtode) (0,25 punts)

6 Cl^- (aq) + 2 Au^{3+} (aq) → 3 Cl_2 (g) + 2 Au (s) Reacció global (0,25 punts)



(0,5 punts)

b) (1 mol e^-) (1 mol Au / 3 mol e^-) (6,023 x 10^{23} àtoms Au / 1 mol Au) =
= 2,0076666… x 10^{23} 2,01 x 10^{23} àtoms d'Au (0,5 punts)

(1 mol e^-) (1 mol Cl_2 / 2 mol e^-) (6,023 x 10^{23} molècules Cl_2 / 1 mol Cl_2) =
= 3,0115 x 10^{23} 3,01 x 10^{23} molècules de Cl_2 (0,5 punts)

33. PAU 2016 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 2

Pregunta 2a

Formulació. Clorur de coure(II): $CuCl_2$ **[−0,5 punts si no formulen bé]**

Semireaccions
Ànode: $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$
Càtode: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$ **[0,4 punts]**

Polaritat
Ànode: positiu (+)
Càtode: negatiu (−) **[0,2 punts]**

Tipus de reacció
Ànode: oxidació
Càtode: reducció **[0,2 punts]**

Equació química global
Sumem les dues semireaccions:
$Cu^{2+} + 2\ Cl^- \rightarrow Cu + Cl_2$ **[0,2 punts]**
(també és correcte: $CuCl_2 \rightarrow Cu + Cl_2$)

Pregunta 2b

Dades:
t = 60 min x (60 s / 1 min) = 3600 s
I = 1,3 A
m = 1,54 g de Cu
$F = 9{,}65 \times 10^4$ C $(\text{mol e}^-)^{-1}$
Reacció: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

Càlcul dels mols de Cu:
Q = I t = (1,3 A) (3600 s) = 4680 C
(4680 C) x (1 mol e^- / 9,65 x10^4 C) x (1 mol Cu / 2 mol e^-) = $2{,}425 \times 10^{-2}$ mol Cu
[0,7 punts]

- *La puntuació per passos seria:*
  - ✓ Càlcul de la càrrega (en C): 0,2 punts
  - ✓ Càlcul dels mols d'electrons: 0,2 punts
  - ✓ Càlcul dels mols de Cu: 0,3 punts

Càlcul de la massa atòmica (o pes molecular) del Cu:
P_m (Cu) = m / n = (1,54 g) / ($2{,}425 \times 10^{-2}$ mol)

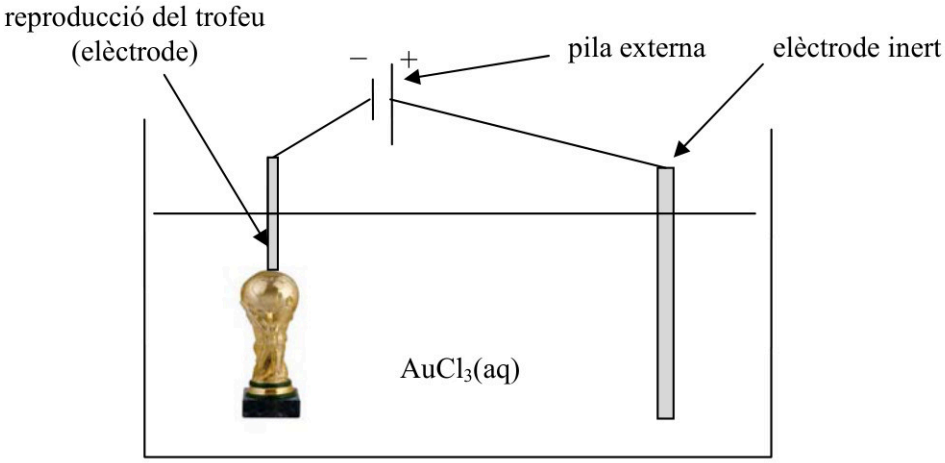
P_m = 63,5 g /mol **[0,3 punts]**

- *Considerem correcte el valor de la massa atòmica encara que l'expressin sense unitats: M = 63,5.*

34. PAU 2015 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 4

Pregunta 4a

Muntatge experimental del procés electrolític **[0,5 p]**



Cel·la electrolítica

Elèctrode on col·loquem la reproducció del trofeu i polaritat

La reproducció del trofeu la col·loquem en el càtode. **[0,2 p]**

La polaritat d'aquest elèctrode: negativa (−). **[0,1 p]**

Semireacció de deposició de l'or sobre la reproducció del trofeu

Semireacció: $\mathbf{Au^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Au}$ **[0,2 p]**

Pregunta 4b

Dades inicials:
m (Au) = 23,16 g
F = 9,65x10^4 C / mol e^-
M (Au) = 197,0 g / mol

Transformem el temps de minuts a segons:

t = 105 min x (60 s / 1 min) = 6300 s **[0,1 p]**

Càlcul de la càrrega elèctrica:

Reacció: $Au^{3+} + 3\ e^- \rightarrow Au$

23,16 g Au x (1 mol Au / 197,0 g Au) x (3 mol d'e^- / 1 mol Au) x
x (9,65x10^4 C / 1 mol d'e^-) = 34034,6 C

[0,6 p]

- *La puntuació per passos seria:*
  - ✓ Càlcul de mol Au: 0,1 p
  - ✓ Càlcul dels mols d'electrons: 0,3 p
  - ✓ Càlcul de la càrrega (en C): 0,2 p

- *Si no es plantegen l'estequiometria entre l'Au i els mols d'electrons, o suposen que és 1a 1, es penalitzen 0,3 punts. La resta d'apartats es segueixen puntuant.*

Càlcul de la intensitat de corrent:

Intensitat: I = Q / t

I = 34034,6 / 6300

$\Rightarrow$ **I = 5,4 A** **[0,3 p]**

- *Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 punts.*

35. PAU 2015 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 2

Pregunta 2a

La força electromotriu (E^o) es calcula com: $E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE.}$

Perquè la pila construïda tingui la màxima força electromotriu cal que $E^o_{CÀTODE}$ sigui el més gran possible i el $E^o_{ÀNODE}$ el més petit possible.

Dels 3 parells redox de què disposem :
- el que té el potencial més alt és el Cu^{2+}/Cu (+0,34 V)
- el que té el potencial més baix és el Fe^{2+}/Fe (–0,44 V).

La pila amb la màxima força electromotriu serà la formada pels parells redox: Cu^{2+}/Cu i Fe^{2+}/Fe.

[0,6 p]

Calculem la força electromotriu d'aquesta pila:

$$E^o = E^o_{CÀTODE} - E^o_{ANODE} = E^o(Cu^{2+}/Cu) - E^o(Fe^{2+}/Fe)$$

$$E^o = (+0{,}34) - (-0{,}44) = +0{,}78 \text{ V}$$

La força electromotriu és de 0,78 V **[0,4 p]**

- *Si l'alumne calcula correctament la força electromotriu de totes les possibles piles (Cu/Ni 0,59 V, Cu/Fe 0,78 V i Ni/Fe 0,19 V), i conclou amb aquests valors calculats que la pila formada per Cu i Fe té la màxima força electromotriu,* ***la subpregunta 2a té la màxima puntuació (1 p).***

Pregunta 2b

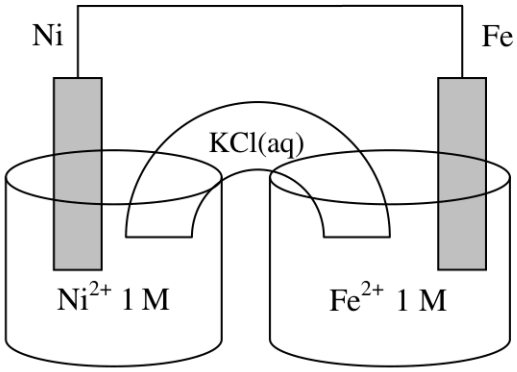
Muntatge experimental de la pila, material i reactius:

- Agafem dos vasos de precipitats: en un hi posem la solució de Ni^{2+} 1 M i en l'altra la solució de Fe^{2+} 1 M. Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Ni i de Fe parcialment submergits (elèctrodes). **[0,3 p]**

- Es connecten les làmines entre elles amb un fil conductor (*opcionalment es pot col·locar un voltímetre).* El circuit es tanca col·locant un pont salí, tub que connecta els dos vasos i que conté la solució aquosa de KCl. **[0,3 p]**

    - *Si no indiquen que el pont salí és KCl(aq) es penalitza 0,2 p.*

Esquema de la pila (dibuix): **[0,3 p]**



Polaritats dels elèctrodes (poden estar en el dibuix anterior) **[0,1 p]**

Ni: té polaritat positiva (+)

Fe: té polaritat negativa (–)

36. PAU 2015 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 5

Pregunta 5a

Elèctrodes (semireaccions en la pila) **[0,3 p]**

Semireacció al càtode: $CoO_2 + Li^+ + e^- \rightarrow LiCoO_2$
Semireacció a l'ànode: $LiC_6 \rightarrow 6\ C + Li^+ + e^-$

Justificació:
En el càtode sempre té lloc la semireacció de reducció, és a dir, es guanyen electrons; en l'ànode té lloc la semireacció d'oxidació, és a dir, es perden electrons.

- *Si no fan cap justificació, o és totalment incorrecte, es penalitzen 0,3 p.*

Reacció global de la pila

Sumem les dues semireaccions (simplifiquem e^- i Li^+)

$CoO_2 + LiC_6 \rightarrow LiCoO_2 + 6\ C$ **[0,2 p]**

Força electromotriu de la pila

Relació entre la variació d'energia lliure i la força electromotriu d'una pila:
$\Rightarrow \quad \Delta G = -\ n\ F\ E$ **[0,2 p]**

Dades: $\Delta G = -357$ kJ $= -357000$ J
$n = 1$ (un electró)
$F = 9{,}65 \times 10^4$ C / mol

$E = -\Delta G / n\ F = -\ (-357000\ ) / (1 \times 9{,}65 \times 10^4)$
$E = 3{,}7$ V

$\Rightarrow$ **La força electromotriu de la pila és 3,7 V** **[0,3 p]**

- *Si no indiquen les unitats de la força electromotriu, o són errònies, es penalitza 0,1 p.*

Pregunta 5b

Procés electrolític (càrrega de la bateria)

Reacció en el càtode: $6\ C + Li^+ + e^- \rightarrow LiC_6$

Dades. $I = 0{,}50\ A = 0{,}50\ C / s$
$F = 9{,}64 \times 10^4\ C / mol$
$M\ (LiC_6) = (6{,}9) + (6 \times 12{,}0) = 78{,}9\ g / mol$

Transformació de les unitats de temps i càlcul de la massa molecular:
$t = 2{,}5\ h \times (60\ min / 1\ h) \times (60\ s / 1\ min) = 9000\ s$
$M\ (LiC_6) = (6{,}9) + (6 \times 12{,}0) = 78{,}9\ g / mol$

[0,1 p]

Càlcul de la massa de LiC_6:

$9000\ s \times (0{,}50\ C/s) \times (1\ mol\ d'e^- / 9{,}64 \times 10^4\ C) \times (1\ mol\ LiC_6 / 1\ mol\ d'e^-) \times$
$\times (78{,}9\ g\ LiC_6 / 1\ mol\ LiC_6) = 3{,}68\ g\ LiC_6$

$\Rightarrow$ Massa que es formarà de LiC_6 = 3,68 g **[0,9 p]**

- *La puntuació per passos seria:*
  - ✓ Càlcul de la càrrega (en C): 0,2 p
  - ✓ Càlcul dels mol d'electrons: 0,2 p
  - ✓ Càlcul dels mol de LiC_6 : 0,2 p
  - ✓ Càlcul dels g de LiC_6 : 0,3 p

37. PAU 2014 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 4

Pregunta 4

a) Ens donen la notació següent de la pila:

$$Fe(s) \mid Fe^{3+}(aq, 1\ M) \parallel Cu^{2+}(aq, 1\ M) \mid Cu(s)$$

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

Semireaccions en els elèctrodes: **[0,2 p]**

Ànode: $\mathbf{Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-}$

Càtode: $\mathbf{Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu}$

Polaritats dels elèctrodes: **[0,1 p]**

Ànode, polaritat negativa (−):

Càtode, polaritat positiva (+)

Reacció global de la pila:

Multipliquem la reacció de l'ànode per 2 i la del càtode per 3, per igualar el nombre d'electrons bescanviats, i sumem les dues semireaccions:

Ànode: $2 \times (Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-)$

Càtode: $3 \times (Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu)$

Reacció global: $\mathbf{2\ Fe + 3\ Cu^{2+} \rightarrow 2\ Fe^{3+} + 3\ Cu}$ **[0,3 p]**

Calculem la força electromotriu de la pila (E^o):

$E^o = E^o_{Càtode} - E^o_{Ànode}$ **[0,1 p]**

$E^o = E^o(Cu^{2+}/Cu) - E^o(Fe^{3+}/Fe)$

$E^o = 0{,}34 - (-0{,}04) = 0{,}38\ V$

Força electromotriu de la pila (FEM) = 0,38 V **[0,3 p]**

- *Si no indiquen les unitats de la FEM (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p.*

Pregunta 4

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

- Necessitem dos vasos de precipitats: un que contingui una solució de Cu^{2+} 1 M i un altra que contingui una solució de Fe^{3+} 1 M. **[0,2 p]**

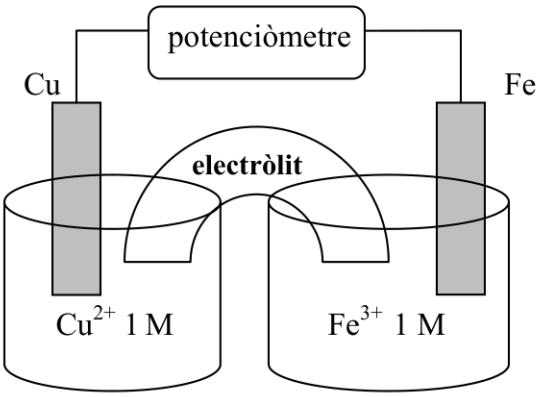
- Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Cu i una de Fe parcialment submergides (elèctrodes). **[0,2 p]**

- Es connecten les làmines mitjançant un fil conductor a un potenciòmetre (ó voltímetre). **[0,3 p]**

- El circuit es tanca col·locant un pont salí, tub que connecta els dos vasos i que conté una solució d'un electròlit inert (ó una solució d'una sal soluble). **[0,3 p]**

    - *Si no expliquen, breument, què és el pont salí es puntuarà 0,1 p sobre 0,3 p.*

El dibuix següent és opcional.



38. PAU 2014 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4

Pregunta 4

a) Reacció: $2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(l)$

Justificació que es tracta d'una reacció redox. Indicar quin reactiu és l'oxidant i quin el reductor:

Raonament 1

Nombres d'oxidació:

Reactius: H_2 H nombre d'oxidació = 0

O_2 O nombre d'oxidació = 0

Productes H_2O H nombre d'oxidació = + 1

O nombre d'oxidació = -2

L'àtom d'H augmenta de nombre d'oxidació (0 a +1): s'oxida

L'àtom d'O disminueix de nombre d'oxidació (0 a -2): es redueix

⇒ **es tracta, per tant, d'una reacció d'oxidació-reducció (redox).**

[0,4p]

Reactiu oxidant: O_2

Reactiu reductor: H_2

[0,1 p]

Raonament 2

Escrivim les semireaccions:

$H_2 \rightarrow 2\ H^+ + 2\ e^-$ Oxidació

(ó també: $H_2 + 2\ OH^- \rightarrow 2\ H_2O + 2\ e^-$)

$O_2 + 2\ H^+ + 4\ e^- \rightarrow 2\ OH^-$ Reducció

(o també: $O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^- \rightarrow 2\ H_2O$)

⇒ **Es una reacció redox ja que es produeix una transferència d'electrons.**

[0,4 p]

Reactiu oxidant: O_2

Reactiu reductor: H_2

[0,1 p]

Espontaneïtat de la reacció:

Raonament 1

La reacció redox serà espontània si la força electromotriu és positiva: $E^o > 0$

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^o(O_2 / H_2O) - E^o(H^+ / H_2) =$

$E^o = (1{,}23) - (0{,}00) = 1{,}23$ V

$E^o > 0$ ⇒ Reacció espontània **[0,5 p]**

Raonament 2

Perquè la reacció sigui espontània cal que el potencial de reducció de l'espècie que es redueix (O_2/ H_2O) sigui més gran que el da l'espècie que s'oxida (H^+/ H_2).

$E^o(O_2 / H_2O) > E^o(H^+ / H_2)$ ⇒ **Reacció espontània** **[0,5 p]**

Pregunta 4

b) Calculem l'energia (en J) que caldrà donar-li a un enllaç O-H per trencar-lo:

(463 kJ / 1 mol enllaços OH) x (1 mol enllaços OH / $6{,}02 \cdot 10^{23}$ enllaços OH) x (1000 J/ 1 kJ)=

= **$7{,}691 \cdot 10^{-19}$ J /enllaç OH** **[0,4 p]**

La radiació que arriba a la superfície terrestre té una energia màxima que es pot calcular a partir de la seva freqüència màxima ($5{,}0 \cdot 10^{14}$ s^{-1}). Calculem l'energia del fotó de radiació amb l'equació de Planck:

$E = h \nu$ **[0,2 p]**

$E = 6{,}63 \cdot 10^{-34}$ x $5{,}0 \cdot 10^{14}$ $\Rightarrow$ **E (fotó) = $3{,}315 \cdot 10^{-19}$ J** **[0,2 p]**

Tenim: $3{,}315 \cdot 10^{-19}$ J < $7{,}69 \cdot 10^{-19}$ J

Donat que l'energia d'aquest fotó de radiació és inferior a l'energia que es necessita per a trencar un enllaç, **no es trencarà l'enllaç O-H de la molècula d'aigua**

[0,2 p]

39. PAU 2014 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 7

Pregunta 7

a) Procés d'electròlisi:

Càtode: polaritat negativa (–)
Ànode: polaritat positiva (+)

[0,3 p]

Semireacció que es produeix en el càtode (reducció):

Càtode: $2\ H_2O + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2\ OH^-$

(també acceptem com a correcte: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2$)

[0,3 p]

La coloració rosada en la zona del càtode es deu al fet que es generen ions hidròxid, OH^-, en la reacció de reducció de l'aigua, que basifiquen el medi i augmenten el pH. La fenolftaleïna, com a indicador àcid - base, ens dóna el color rosat ja que la solució s'ha basificat força (pH > 10,0)

[0,4 p]

Opcionalment: si en la reacció de reducció han escrit la reducció del ions H^+ a H_2, cal raonar que la disminució d'ions H^+ fa augmentar el pH. La fenolftaleïna, com a indicador àcid - base, ens dóna el color rosat ja que la solució s'ha basificat força (pH> 10,0).

Pregunta 7

b) Semireacció que es produeix en l'ànode (oxidació):

Ànode: $2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$ **[0,2 p]**

Dades inicials i transformació d'unitats:

intensitat = I = 500 mA = **0,5 A** (ó 0,5 C / s)

temps = t = 40 min x (60 s / 1 min) = = **2400 s**

Massa molecular I_2 = (2 x 126,9) = 253,8 g/mol

[0,1 p]

Calculem la massa de iode (I_2) formada. Cal tenir en compte l'estequiometria de la reacció per relacionar els mols d'electrons i els mols de I_2 (2 a 1), així com el valor del Faraday:

2400 s x (0,5 C / 1s) x (1 mol d'e^- / $9{,}65 \cdot 10^4$ C) x (1 mol I_2 / 2 mol d'e^-) x
x (253,8 g I_2 / 1 mol I_2) = 1,58 g I_2

La massa de iode (I_2) formada és 1,58 g **[0,7 p]**

- *Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitza 0,1 p.*

- *Es correcte si ho calculen en quatre passos:*
  - *primer la càrrega elèctrica ($Q = I \cdot t$)*
  - *després els mols d'electrons amb el Faraday*
  - *després els mols de iode amb l'estequiometria de la reacció,*
  - *i finalment els grams de iode.*

40. PAU 2014 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 2

Pregunta 2

a) Reacció: $2\ Al(s) + 6\ HCl(aq) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$

<u>Justificació que la reacció és espontània</u>:

<u>Raonament 1:</u>
Per saber si la reacció redox és espontània es pot calcular la força electromotriu de la pila on tingués lloc aquesta reacció en condicions estàndard (E^o). Tenim:

Si $\boldsymbol{E^o > 0} \Rightarrow$ **reacció redox espontània** **[0,3 p]**
(opcionalment: *Si* $E^o > 0 \Rightarrow \Delta G^o < 0 \Rightarrow$ reacció redox espontània)

Calculem el valor de E^o.

El càtode és H^+/H_2 (reducció) i l'ànode és el Al^{3+}/Al (oxidació).

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(H^+/H_2) - E^0(Al^{3+}/Al)$
$E^o = (0{,}00) - (-1{,}66) = +1{,}66\ V > 0$
$\boldsymbol{E^o > 0} \Rightarrow$ **Reacció espontània.** **[0,3 p]**

<u>Raonament 2</u>:
També es pot raonar indicant que el potencial de reducció del parell que es redueix (H^+/H_2, càtode) hauria de ser <u>més gran</u> que el que s'oxida (Al^{3+}/Al, ànode) perquè la reacció sigui espontània. **[0,3 p]**

Tenim: $\boldsymbol{E^0(H^+/H_2) > E^0(Al^{3+}/Al)}$ *ó* $E^0_{càtode} > E^0_{ànode}$

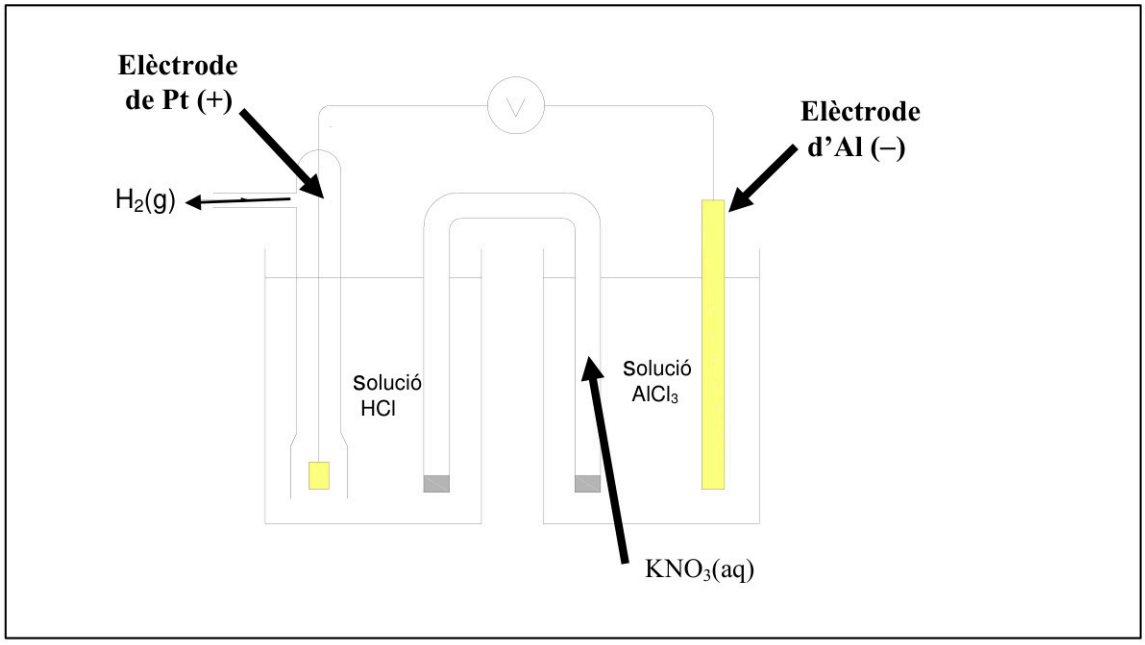
$\Rightarrow$ **Reacció espontània.** **[0,3p]**

<u>Reactiu oxidant i reactiu reductor:</u>

- **El reactiu oxidant és el HCl** ja que oxida l'alumini (Al a Al^{3+}) i ell es redueix (H^+ a H_2).
- **El reactiu reductor és el Al** ja que redueix l'HCl (H^+ a H_2) i ell s'oxida (Al a Al^{3+}). **[0,4 p]**

Pregunta 2

b) **Dibuix, aproximat, de la pila:** **[0,4 p]**
Polaritats dels elèctrodes: **[0,2 p]**



- *Es correcte si la fletxa de l'hidrogen és al revés (entrada a la solució) ja que inicialment cal posar-ne, tot i que la reacció en generarà posteriorment.*

- *En el dibuix és també correcte si la semicel·la on hi ha el parell redox H^+/H_2 es posa a l'esquerra i la semicel·la on hi ha el parell redox Al^{3+}/Al està a la dreta.*

Justificació del moviment dels ions del pont salí: **[0,4 p]**

Els ions del pont salí es mouen per aconseguir que en ambdues semicel·les hi hagi sempre el mateix nombre de càrregues positives i negatives (electroneutralitat):

- **Els ions K^+ es mouen cap l'elèctrode de Pt** perquè en aquesta semicel·la disminueixen les càrregues positives de la solució, en passar els ions H^+ a H_2.

- **Els ions NO_3^- es mouen cap a l'elèctrode d'Al** perquè en aquesta semicel·la augmenten les càrregues positives de la solució, en passar l'Al a ions Al^{3+}.

Pregunta 7

a) Semireaccions:

Oxidació: $4\ OH^- \rightarrow O_2 + H_2O + 4\ e^-$

Reducció: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$

(ó també: $2\ Cu^{2+} + 4\ e^- \rightarrow 2\ Cu$)

[0,4p]

Elèctrodes:

fil de coure (reducció del coure corroït a coure): **càtode**

grafit (oxidació de l'ió hidròxid a oxigen): **ànode**

[0,2 p]

Polaritats dels elèctrodes en el procés de neteja (electròlisi):

càtode: negatiu (-)

ànode: positiu (+)

[0,2 p]

Cal unir el fil de coure i el grafit amb una pila perquè la reacció neteja de la moneda es dóna en un **procés electrolític**, que sempre implica una **reacció redox no espontània.** La pila dóna l'energia necessària per a produir la reacció.

[0,2 p]

*Es pot demostrar (**opcional**) calculant el potencial de la pila que donés la reacció de neteja:*

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Cu^{2+}/Cu) - E^0(O_2/OH^-)$

$E^o = (0{,}34) - (0{,}40) = -0{,}06\ V < 0 \Rightarrow$ Reacció no espontània (cal una pila)

b) S'entén per corrosió **l'oxidació indesitjable dels metalls** degut a una reacció redox espontània causada per factors ambientals. **[0,4 p]**

Els principals factors ambientals de corrosió són l'oxigen i l'aigua. **[0,2 p]**

Tots els metalls amb un potencial estàndard de reducció inferior al potencial estàndard de reducció de l'oxigen s'oxiden, és a dir, es corroeixen.

$$\mathbf{E^o_{metall} < E^o_{oxigen}}$$

Per deduir quin metall serà més fàcilment corroït: **quan mes baix (considerant el signe) sigui el potencial de reducció del metall, més susceptible serà el metall de ser oxidat (ser corroït)**

[0,4 p]

42. PAU 2013 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 7

Pregunta 7

a) **Formulació:** **HNO_3** (àcid nítric) **[– 0,5 p si no formulen bé]**

H_2SO_4 (àcid sulfúric) **[– 0,5 p si no formulen bé]**

Volem que reaccioni l'estany (Sn) amb un dels àcids per formar Sn^{2+}, però que no s'oxidi la plata, tot reduint-se els ions nitrat o sulfat que provenen dels àcids.

[0,3 p]

Raonament 1

El nitrat o el sulfat s'ha de reduir (càtode), mentre que l'**estany s'ha de oxidar** (ànode), i **no s'ha d'oxidar la plata**. Perquè la reacció sigui espontània el potencial d'aquestes reaccions quan es produïssin en una pila hauria de ser positiu (E > 0).

Opcional: $E > 0 \Rightarrow \Delta G < 0$

Calculem els potencials: $E = E_{catode} - E_{ànode}$

Sn amb àcid nítric: $E_{Sn,n} = E(NO_3^- / NO) - E(Sn^{2+}/Sn)$
$E_{Sn,n} = (+0{,}96) - (-0{,}14) > 0$

Ag amb àcid nítric: $E_{Ag,n} = E(NO_3^- / NO) - E(Ag^+/Ag)$
$E_{Ag,n} = (+0{,}96) - (+0{,}80) > 0$

L'àcid nítric oxidaria els dos metalls: Ag i Sn no es podrien separar.

Sn amb àcid sulfúric: $E_{Sn,s} = E(SO_4^{2-} / SO_3^{2-}) - E(Sn^{2+}/Sn)$
$E_{Sn,s} = (+0{,}17) - (-0{,}14) > 0$

Ag amb àcid sulfúric: $E_{Ag,s} = E(SO_4^{2-} / SO_3^{2-}) - E(Ag^+/Ag)$
$E_{Ag,s} = (+0{,}17) - (+0{,}80) < 0$

Cal escollir l'àcid sulfúric perquè oxidaria al Sn (E>0) i no la plata (E< 0)

[0,7 p]

Raonament 2

El nitrat o el sulfat s'ha de reduir (càtode), mentre que l'**estany s'ha de oxidar** (ànode), i **no s'ha d'oxidar la plata**. Perquè la reacció sigui espontània **el potencial** d'aquestes reaccions quan produïssin en una pila **hauria de ser positiu (E > 0).**

Per oxidar l'estany i no oxidar la plata necessitem una substància que sigui més oxidant que el parell redox Sn^{2+}/Sn i menys que el parell Ag^+/Ag. Es a dir, necessitem una substància amb un potencial superior a -0,14 V, però inferior a +0,80 V. Això es dóna amb el parell SO_4^{2-} / SO_3^{2-}.

Cal escollir l'àcid sulfúric perquè oxidaria al Sn i no la plata

[0,7 p]

Pregunta 7

b) Reacció en aigua:

Àcid nítric: $\mathbf{HNO_3 + H_2O \rightarrow NO_3^- + H_3O^+}$

[0,3 p]

Si tenim dues solucions de HNO_3 i H_2SO_4 de la mateixa concentració molar, **es formaran més ions H_3O^+ (ó H^+) en la solució de H_2SO_4**, ja que per cada mol d'àcid sulfúric es formen dos ions oxoni mentre que per cada mol d'àcid nítric només un mol d'ions oxoni. **[0,4 p]**

Segons la definició de pH: $pH = - \log [H_3O^+]$

Com més ions oxoni, més petit serà el pH; com menys ions oxoni més alt serà el pH.

$\Rightarrow$ **Tindrà un pH més alt la solució d'àcid nítric**

[0,3 p]

43. PAU 2013 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 3

Pregunta 3

a) **Formulació:** $\mathbf{MgCl_2}$ (clorur de magnesi) **[– 0,5 p si no formula bé]**

- *No és obligatori formular el clorur de magnesi però si es formula malament es penalitza 0,5 p.*

Semireaccions en l'electròlisi de $MgCl_2$ fos:

$$Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg$$
$$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$$

[0,4 p]

Reacció global del procés: sumem les dues semireaccions

$$MgCl_2 \rightarrow Mg + Cl_2$$

(també és correcte: $Mg^{2+} + 2\ Cl^- \rightarrow Mg + Cl_2$)

[0,2 p]

Nom i polaritat:

Càtode: polaritat negativa (-)

Ànode: polaritat positiva (+)

[0,4 p]

Pregunta 3

b) El procés d'obtenció de magnesi cal fer-ho en una cel·la electrolítica i no en una cel·la galvànica (pila) perquè la reacció redox no és espontània. **[0,2 p]**

Justificació: **[0,2 p]**

Raonament 1
El potencial de la substància que s'ha de reduir és més petit que la substància que s'ha d'oxidar: $E(Mg^{2+}/Mg) < E(Cl_2 / Cl^-)$

Raonament 2
Calculem el potencial de pila de la reacció redox que volem fer: si surt negatiu NO es pot dur a terme en una pila (i sí en una cel·la electrolítica).

$E = E_{CATODE} - E_{ANODE} = E(Mg^{2+}/Mg) - E(Cl_2 / Cl^-)$

$E = (-2,38) - (+1,36) \Rightarrow$ **$E < 0$** $\Rightarrow$ reacció redox no espontània

Dades per calcular el temps del procés electrolític:

I= 5 A = 5 C / s
m (Mg) = 100 g
M (Mg) = 24,3 g / mol
$F = 9,65 \cdot 10^4$ C / mol

Reacció de reducció: $Mg^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Mg$

100 g Mg x (1 mol Mg / 24,3 g Mg) x (2 mols e- / 1 mol Mg) x

x $(9,65 \cdot 10^4$ C / 1 mol $e^-)$ x (1 s / 5 C) x (1 h / 3600 s) = 44,1 h

Necessitem 44,1 hores per aconseguir 100 g de Mg

[0,6 p]

- *Es correcte si enlloc de plantejar el factor de conversió tot seguit, l'alumne fa els càlculs parcials (mols de Mg, mols d'electrons, coulombs) per obtenir finalment el temps en hores. Cal valorar els càlculs parcials fets.*

44. PAU 2013 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 7

Pregunta 7

a) Reacció: $2\ Br^-(aq) + X_2(aq) \rightarrow Br_2(l) + 2\ X^-(aq)$ on X és un altre halogen.

Es tracta d'una reacció redox espontània: l'ió bromur (Br^-) s'oxida a brom (Br_2) i l'altra halogen (X_2) es redueix a ió X^-. **[0,2 p]**

Raonament perquè la reacció sigui espontània: **[0,4 p]**

Raonament 1
El potencial de reducció del parell redox que es redueix ha de ser més alt que el potencial de reducció del parell que s'oxida. Es a dir:
$E\ (X_2\ /\ X^-) > E(Br_2\ /\ Br^-)$ on $E\ (Br_2\ /\ Br^-) = +\ 1{,}07$

Això ho compleixen el fluor i el clor (F_2 i Cl_2).

Raonament 2
Perquè la reacció sigui espontània, el potencial de la pila que produís aquesta reacció hauria de ser positiu. Es a dir:
$E = E_{CATODE} - E_{ANODE} = E(X_2\ /X^-) - E(Br_2\ /\ Br^-)$

Fluor: $E = (+2{,}87) - (+1{,}07) \Rightarrow$ **E > 0**
Clor: $E = (+1{,}36) - (+1{,}07) \Rightarrow$ **E > 0**
Iode: $E = (+0{,}54) - (+1{,}07) \Rightarrow$ **E < 0**

Per tant, només el fluor i el clor podem oxidar al bromur.

Relació entre l'energia lliure i el potencial: $\Delta G^o = -\ n\ F\ E^o$ **[0,2 p]**

Càlcul de la variació d'energia lliure estàndard D'UNA DE LES REACCIONS: [0,2 p]

- Per la reacció amb fluor: $E = E_{CATODE} - E_{ANODE} = E(F_2\ /F^-) - E(Br_2\ /\ Br^-)$
  $E = (+2{,}87) – (+1.07) =$ **1,80V**
  Electrons intercanviats**: n = 2**
  $\Delta G^o = -\ n\ F\ E^o = -\ 2 \times (9{,}65 \cdot 10^4) \times (1{,}80)$
  $\Delta G^o = -\ 347400$ J (ó - 347,4 kJ)

- Per la reacció amb clor: $E = E_{CATODE} - E_{ANODE} = E(Cl_2\ /Cl^-) - E(Br_2\ /\ Br^-)$
  $E = (+1{,}36) – (+1.07)$ **= 0,29 V**
  Electrons intercanviats**: n = 2**

  $\Delta G^o = -\ n\ F\ E^o = -\ 2 \times (9{,}65 \cdot 10^4) \times (0{,}29)$
  $\Delta G^o = -\ 55970$ J (ó - 55,97 kJ)

Pregunta 7

b) Si fem les configuracions electròniques dels elements Cl i Br:

Cl: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^5$
Br: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^5$ **[0,2 p]**

El brom (Br) té un radi atòmic més gran que el clor (Cl), ja que són dos elements que tenen l'electró més extern en el mateix tipus d'orbital (p), però el brom té aquest electró més extern en una capa més llunyana del nucli (n=4) que el clor (n=3).
[0,3 p]

Per comparar el radi del Br i Br^- fem el recompte de protons i electrons (obligatori) i les configuracions electròniques (opcional) del Br i el seu anió Br^-, tenim:

Br (35 protons, 35 electrons): $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^5$
Br^- (35 protons, 36 electrons): $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^6$, $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$

Quan l'àtom de brom, Br, agafa un electró es forma l'ió negatiu, Br^-, amb igual nombre de protons però un electró més. **[0,1 p]**

En aquest anió la càrrega nuclear és constant, però la càrrega nuclear efectiva és més petita degut a l'electró addicional. Per tant, la força d'atracció del nucli sobre els electrons és menor i les repulsions entre ells augmenten (llei de Coulomb). Això fa que els electrons es separin i la mida en l'ió Br^- augmenti:

radi Br^- > radi Br **[0,4 p]**

45. PAU 2012 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 1

Pregunta 1

a) Si això succeís, voldria dir que **la reacció de formació de zinc sòlid a partir d'una solució de Zn^{2+} seria espontània en presència de Fe(s):**

$$Fe(s) + Zn^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + Zn(s)$$ **[0,2 p]**

Raonament 1:

Per saber si la reacció redox és espontània cal calcular la força electromotriu de la pila en què tingués lloc aquesta reacció en condicions estàndard (E^o). Tenim:

$E^o > 0 \Rightarrow$ reacció redox espontània **[0,4 p]**

(opcional: espontani $\Rightarrow \Delta G < 0$)

Calculem el valor de E^o.

El càtode és Zn^{2+}/Zn (reducció) i l'ànode és el Fe^{2+}/Fe (oxidació).

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Zn^{2+}/Zn) - E^0(Fe^{2+}/Fe)$

$E^o = (-0,76) - (-0,44) = -0,32\ V < 0$

$E^o < 0$ Reacció no espontània. El ferro no es recobreix de zinc sòlid. **[0,4 p]**

Raonament 2:

També es pot raonar indicant que el potencial de reducció del parell que es redueix (Zn^{2+}/Zn, càtode) hauria de ser més gran que el que s'oxida (Fe^{2+}/Fe, ànode) perquè la reacció sigui espontània. **[0,4 p]**

Tenim: $E^0(Zn^{2+}/Zn) < E^0(Fe^{2+}/Fe)$ ó $E^0_{càtode} < E^0_{ànode}$

Reacció no espontània. El ferro no es recobreix de zinc sòlid. **[0,4 p]**

Pregunta 1

b) Hem de buscar quin parell redox fa de càtode i quin fa d'ànode. Entre el Cu i el Zn, el que tingui el potencial de reducció més alt fa de càtode: $E^0(Cu^{2+}/Cu) > E^0(Zn^{2+}/Zn)$

Cu^{2+}/Sn Càtode
Zn^{2+}/Zn Ànode **[0,2 p]**

- *També és correcte si indiquen que la pila ha de donar una força electromotriu positiva (E^o), i fan càlculs per deduir que el parell Cu^{2+}/Cu ha de ser el càtode.*

La força electromotriu (FEM) d'aquesta pila és:

$$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Cu^{2+}/Cu) - E^0(Zn^{2+}/Zn)$$

$$E^o = (0,34) - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

El potenciòmetre marcarà: 1,10 V **[0,4 p]**

- *Si no indiquen les unitats (o són errònies) es penalitzarà 0,2 p.*

Els ions Na^+ del pont salí aniran cap la cel·la on disminueixi la concentració d'ions positius. En el càtode reaccionen ions Cu^{2+} (ions positius) per donar Cu(s):

$$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$$

Els ions Na^+ aniran cap a la cel·la on hi ha el parell Cu^{2+}/Cu (càtode) per compensar el descens de càrrega positiva de la semireacció de reducció.
[0,2 p]

Els ions NO_3^- del pont salí aniran cap la cel·la on augmenti la concentració d'ions positius. En l'ànode reacciona el Zn(s) per donar Zn^{2+} (ions positius):

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$

Els ions NO_3^- aniran cap a la cel·la on hi ha el parell Zn^{2+}/Zn (ànode) per compensar l'augment de càrrega positiva de la semireacció d'oxidació
[0,2 p]

46. PAU 2012 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

Pregunta 1

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

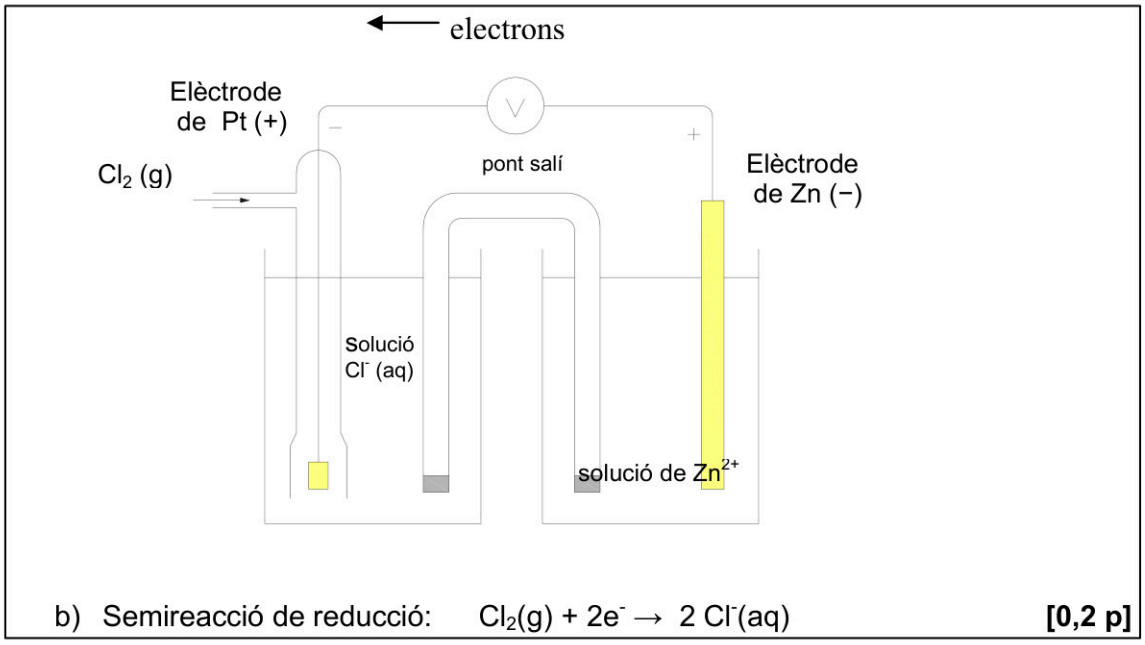
Ànode, polaritat negativa (−): Zn^{2+} / Zn **[0,2 p]**

Càtode, polaritat positiva (+): Cl_2 / 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]**



b) Semireacció de reducció: $Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2\ Cl^-(aq)$ **[0,2 p]**

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

Sumant les dues semireaccions s'obté la reacció global:

$Cl_2\ g) + Zn(s) \rightarrow 2\ Cl^-(aq) + Zn^{2+}(aq)$ **[0,1 p]**

$E^o_{pila} = E^o_{Càtode} - E^o_{Ànode} = E^o\ (Cl_2/Cl^-) – E^o\ (Zn^{2+}/Zn)$ **[0,2 p]**

E^o_{pila} =1,36 V – (−0,76 V)

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

47. PAU 2012 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 6

Pregunta 6

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

Caldrà emprar, amb les substàncies que tenim a la taula:
- o l'ió Cu^{2+}: del sulfat de coure(II)
- o l'ió Ni^{2+}: del sulfat de níquel(II)

[0,2 p]

Possibles reaccions:

$$Sn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + Cu(s)$$
$$Sn(s) + Ni^{2+}(aq) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + Ni(s)$$

<u>Cal justificar quina de les dues reaccions redox és "espontània</u>.

<u>Raonament 1</u>:

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^o). Tenim:

***Si* $E^o > 0$ $\Rightarrow$ reacció redox espontània** **[0,2 p]**
(opcionalment: *Si* $E^o > 0 \Rightarrow \Delta G^o < 0 \Rightarrow$ reacció redox espontània)

Calculem el valor de E^o emprant el Cu:

$$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Cu^{2+}/Cu) - E^0(Sn^{2+}/Sn)$$
$$E^o = (0{,}34) - (-0{,}14) = +0{,}48\ V > 0 \Rightarrow \text{reacció redox espontània}$$

[0,3 p]

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

$$\mathbf{Sn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + Cu(s)}$$

[0,3 p]

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

Si calculem el valor de E^o emprant el Ni (**<u>opcional</u>**):

$$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Ni^{2+}/Ni) - E^0(Sn^{2+}/Sn)$$
$$E^o = (-0{,}25) - (-0{,}14) < 0 \Rightarrow \text{reacció redox no espontània}$$

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

<u>Raonament 2</u>:

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

[0,5 p]

Tenim:

$E^0(Sn^{2+}/Sn) < E^0(Cu^{2+}/Cu)$ i $E^0(Sn^{2+}/Sn) > E^0(Ni^{2+}/Ni)$

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

$Sn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Sn^{2+}(aq) + Cu(s)$

[0,3 p]

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

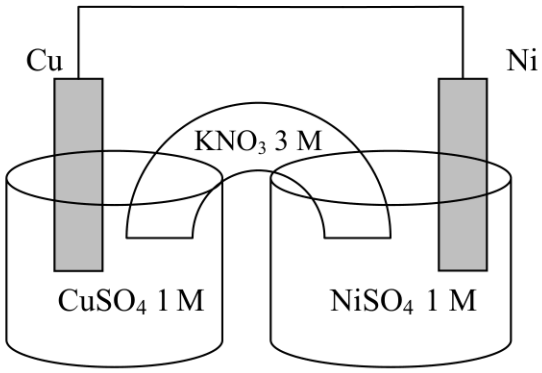
- Necessitem dos vasos de precipitats: un que contingui la solució de $CuSO_4$ 1 M i un altra que contingui la solució de $NiSO_4$ 1 M. **[0,2 p]**

- 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 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:

$E^o(Cu^{2+}/Cu) > E^o(Ni^{2+}/Ni)$

⇒ **Elèctrode de coure: càtode**
⇒ **Elèctrode de níquel: ànode**

[0,2 p]

Les polaritats dels elèctrodes són:

⇒ **càtode: polaritat positiva (+)**
⇒ **ànode: polaritat negativa (–)**

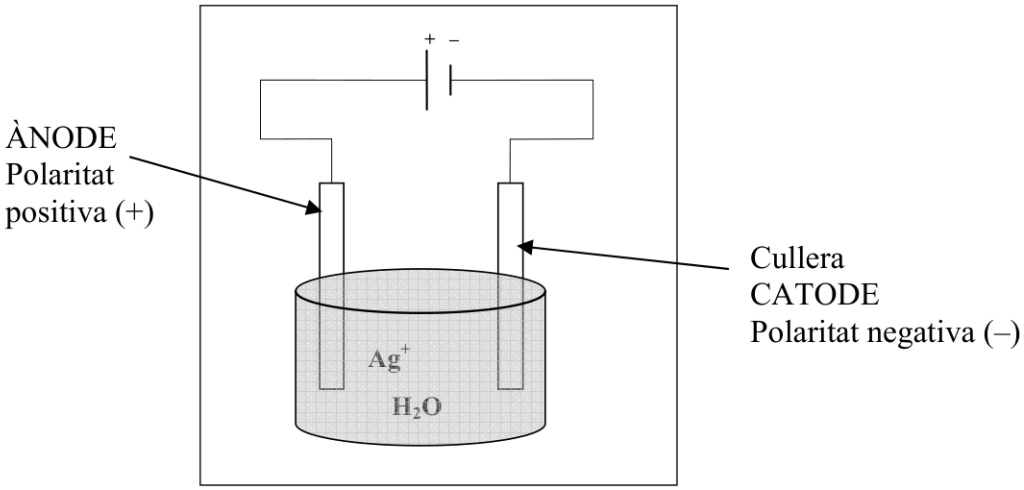
[0,2p]

48. PAU 2011 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 6

Pregunta 6

a) La cullera ha d'actuar de <u>càtode,</u> ja que la reacció que volem que es produeixi és la <u>reducció</u> de l'ió Ag^+. **[0,2 p]**
Dibuix esquemàtic del procés d'electròlisi: **[0,5 p]**
Nom i polaritat dels elèctrodes: **[0,2 p]**
Reacció a l'elèctrode on hi ha la cullera: $\mathbf{Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag}$ **[0,1 p]**

Dibuix esquemàtic:



Pregunta 6

b) Volum del recobriment = superfície x gruix
Volum del recobriment = 20 cm^2 x (0,010 cm) = 0,200 cm^3 Ag **[0,1p]**

Massa de plata = 0,200 cm^3 x (10,5 g / cm^3) = 2,100 g de plata que s'han de dipositar. **[0,1 p]**

<u>Procediment 1</u>

Tenint en compte que: 1 A = 1 C / 1 s
2,1 g Ag x (1 mol Ag / 107,87 g Ag) x (1 mol e^- / 1 mol Ag) x
(9,65 · 10^4 C / 1 mol e^-) x (1 s / 0,020 C) x (1 h / 3600 s) = 26,1 h
Temps = 26,1 hores **[0,8 p]**

<u>Procediment 2</u>

mols d'electrons = 2,1 g Ag x (1 mol Ag / 107,87 g Ag) x (1 mol e^- / 1 mol Ag) = 0,01947 **[0,2 p]**

càrrega elèctrica = 0,01947 mols d'e^- x (9,65 · 10^4 C / 1 mol e^-) = 1878,65 C **[0,2 p]**

temps = 1878,65 C x (1 s / 0,020 C) = 93932,5 s **[0,2 p]**

Ho passem a hores: 93932,5 s x (1 h /3600 s) = 26,1 h
Temps = 26,1 hores **[0,2 p]**

49. PAU 2011 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 3

Pregunta 3

a) Pila de combustible:

Semireacció catòdica (reducció) $O_2 + 4\,H^+ + 4\,e^- \rightarrow 2\,H_2O$ **[0,3 p]**
Semireacció anòdica (oxidació) $H_2 \rightarrow 2\,H^+ + 2\,e^-$ **[0,3 p]**

Reacció global: multipliquem la semireacció anòdica per 2 (per igualar el nombre d'electrons), i sumem les dues semireaccions.

Reacció global: $O_2 + 2\,H_2 \rightarrow 2\,H_2O$ **[0,2 p]**

- *<u>També és correcte</u> si divideixen la reacció catòdica per 2 (per igualar el nombre d'electrons) i sumem les dues semireaccions:*
  Reacció global: $1/2\,O_2 + H_2 \rightarrow H_2O$

Càtode (o elèctrode d'entrada del O_2): polaritat positiva (+)

Ànode (o elèctrode d'entrada del H_2): polaritat negativa (-) **[0,2 p]**

Pregunta 3

b) Força electromotriu (FEM)

$E^o = E^o_{CÀTODE} - E^o_{ÀNODE} = E^o\,(O_2 / H_2O) - E^o\,(H^+ / H_2)$ **[0,2 p]**

$E^o = (1{,}23) - (0{,}00) = 1{,}23$ V

FEM = 1,23 V **[0,1 p]**

Eficiència (ε) $\varepsilon = \Delta G^o / \Delta H^o$

Dada: $1/2\,O_2 + 2\,H_2 \rightarrow H_2O$ $\Delta H^o_f = -285{,}8$ kJ / mol aigua

<u>Procediment 1</u>

Si la reacció global la tenim igualada així: $O_2 + 2\,H_2 \rightarrow 2\,H_2O$

$\Delta H^o =$ 2 mols aigua x (- 285,8 kJ /mol aigua) = – 571,6 kJ **[0,2 p]**

$\Delta G^o = -\,n\,F\,E^o$ **[0,2 p]**

on **n = 4** (4 electrons intercanviats) **[0,1 p]**

$\Delta G^o = -\,4 \cdot 9{,}65 \cdot 10^4 \cdot 1{,}23 = -\,4{,}7478 \cdot 10^5$ J = –474,78 kJ **[0,1 p]**

$\varepsilon = \Delta G^o / \Delta H^o = (-\,474{,}78) / (-571{,}6)$

Eficiència $\varepsilon = 0{,}83$ **[0,1 p]**

Procediment 2

Si la reacció global la tenim igualada així: $\frac{1}{2}\ O_2 + H_2 \rightarrow H_2O$

$\Delta H^o = \Delta H^o_f$ (aigua) = –285,8 kJ /mol **[0,2 p]**

$\Delta G^o = – n\ F\ E^o$ **[0,2 p]**

on **n = 2** (2 electrons intercanviats) **[0,1 p]**

$\Delta G^o = –2 \cdot 9{,}65 \cdot 10^4 \cdot 1{,}23 = –2{,}3739 \cdot 10^5$ J = –237,39 kJ **[0,1 p]**

$\varepsilon = \Delta G^o / \Delta H^o = (–237{,}39) / (–285{,}8)$

Eficiència ε = 0,83 **[0,1 p]**

50. PAU 2011 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 3

Pregunta 3

a) La reacció que tindrà lloc espontàniament serà la que doni una **FEM positiva** ($E^o > 0$).

[0,2 p]

(opcional): Si $E^o > 0$ la variació d'energia lliure (ΔG^o) serà negativa.

Per tenir una FEM positiva cal que la diferència de potencials de reducció entre el càtode (reducció) i l'ànode (oxidació) sigui positiva. El coure s'ha de reduir (de Cu^{2+} a Cu) ja que té el potencial més alt (càtode) i el Zn s'ha d'oxidar (de Zn a Zn^{2+}) ja que té el potencial més baix (ànode). **[0,2 p]**

La reacció serà: $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$ **[0,2 p]**

Per calcular la FEM:

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^o(Cu^{2+}/Cu) – E^o(Zn^{2+}/Zn)$ **[0,1 p]**

$E^o = (0{,}34) – (–0{,}76) = + 1{,}10$ V

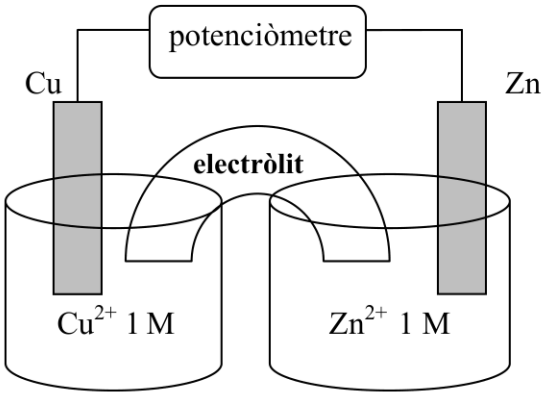
E^o = 1,10 V **[0,3 p]**

Pregunta 3

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

- Necessitem dos vasos de precipitats: un que contingui una solució de Cu^{2+} 1 M i un altra que contingui una solució de Zn^{2+} 1 M. **[0,3 p]**
- Hi col·loquem, respectivament, una làmina de Cu i de Zn parcialment submergits (elèctrodes). **[0,2 p]**
- Es connecten les làmines a un potenciòmetre (voltímetre). **[0,2 p]**
- El circuit es tanca col·locant un pont salí (tub que connecta els dos vasos i que conté un electròlit inert). **[0,3 p]**

El dibuix següent és opcional.



51. PAU 2010 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 2

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:

Oxidació $\mathbf{Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ e^-}$ **[0,2 p]**

Reducció $\mathbf{Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag(s)}$ **[0,2 p]**

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:

$\mathbf{Zn(s) + 2\ Ag^+ \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2\ Ag(s)}$ **[0,2 p]**

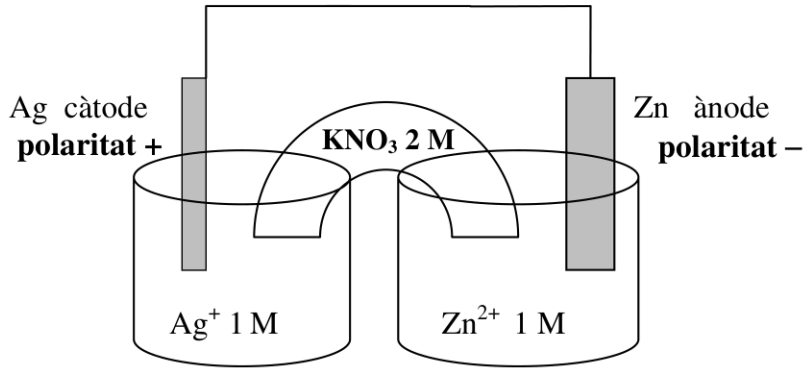
La força electromotriu (E^o):

$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE}$ **[0,2 p]**

$E^o = (+0{,}80) - (-0{,}76)$

$\mathbf{E^o = 1{,}56\ V}$ **[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 K^+, per compensar la càrrega positiva que reacciona
cap a l'ànode els ions NO_3^-, per compensar la càrrega positiva que es genera.
[0,2 p]

52. PAU 2010 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4

Pregunta 4

a) Per obtenir Zn sòlid cal fer reaccionar la solució de Zn^{2+} amb Fe o Al sòlids.
Reaccions possibles:

$Zn^{2+} + Al(s) \rightarrow Zn(s) + Al^{3+}$ (reacció no igualada)
$Zn^{2+} + Fe(s) \rightarrow Zn(s) + Fe^{2+}$

[0,2 p]

Cal saber el signe de E^o.

Si $E^o > 0 \Rightarrow \Delta G < 0$ (reacció espontània) **[0,2 p]**

<u>Possibilitat 1</u>: Calcular els valor de E^o per les dues reaccions

Per la primera reacció:
$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Zn^{2+}/Zn) - E^0(Al^{3+}/Al)$
$E^o = (-0,76) - (-1,68) =$ **0,92 V > 0**
Si calculem el valor de E^o per la segona reacció (amb Fe) trobem $E^o < 0$.

Cal afegir alumini sòlid **[0,6 p]**

<u>Possibilitat 2</u>: Perquè E^o sigui positiu cal que l'espècie que es redueix (Zn) tingui un potencial més alt que la que s'oxida (Fe o Al). Això succeeix amb l'alumini:

$E^o(Zn^{2+}/Zn) < E^o(Fe^{3+}/Fe) \Rightarrow$ reacció no espontània

$E^o(Zn^{2+}/Zn) > E^o(Al^{3+}/Al) \Rightarrow$ reacció espontània

Cal afegir alumini sòlid **[0,6 p]**

b) Semireaccions:

Reducció $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu(s)$
Oxidació $Al(s) \rightarrow Al^{3+} + 3\ e^-$

Cal multiplicar la primera reacció per 3 i la segona per 2 per poder igualar els electrons que intervenen en el procés redox.

$3\ Cu^{2+} + 2\ Al(s) \rightarrow 3\ Cu(s) + 2\ Al^{3+}$ (reacció igualada) **[0,6 p]**

- *És correcte* **[0,6 p]** *si l'igualen sense les semireaccions (per tempteig)*
- *Es correcte* **[0,6 p]** *qualsevol altra igualació que sigui múltiple o submúltiple de l'anterior*

L'energia lliure es calcula amb l'expressió: $\Delta G^o = -n \cdot F \cdot E^o$
$n = 6$
$E^o = E^o_{CATODE} - E^o_{ANODE} = E^0(Cu^{2+}/Cu) - E^0(Al^{3+}/Al) =$
$E^o = (+0,34) - (-1,68) = 2,02$ V

$\Delta G^o = -n \cdot F \cdot E^o = -6 \cdot 9,65\ 10^4 \cdot 2,02$
$\Delta G^o = -1169580$ J (ó $-1169,58$ kJ) **[0,4 p]**

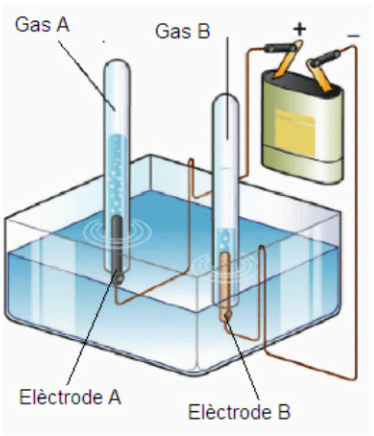
53. PAU 2010 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5

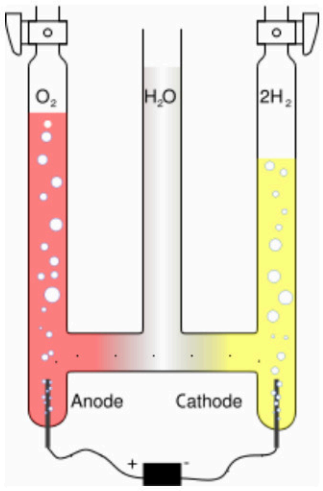
Pregunta 5

a) El material que utilitzaria al laboratori per efectuar l'electròlisi de l'aigua seria:

- Voltàmetre de Hoffmann o bé vas de precipitats (o cubeta) i tubs d'assaig **[0,1 p]**
- Dos Elèctrodes (de platí o de grafit) i pinces de cocodril i cable per connectar els elèctrodes **[0,1 p]**
- Pila o font d'alimentació **[0,1 p]**
- Aigua destil·lada

Possibles esquemes del muntatge experimental **[0,3 p]**





Reaccions: **[0,2 + 0,2 p]**

ànode (semireacció d'oxidació): $\mathbf{H_2O \rightarrow \frac{1}{2}\, O_2(g) + 2\, H^+ + 2\, e^-}$
càtode (semireacció de reducció): $\mathbf{2\, H_2O + 2\, e^- \rightarrow H_2(g) + 2\, OH^-}$

També és pot donar com a correcte:

ànode (semireacció d'oxidació): $\mathbf{OH^- \rightarrow \frac{1}{2}\, O_2(g) + H^+ + 2\, e^-}$
càtode (semireacció de reducció): $\mathbf{2\, H^+ + 2\, e^- \rightarrow H_2(g)}$

b) $2\, H_2O + 2\, e^- \rightarrow H_2(g) + 2\, OH^-$ ó $2\, H^+ + 2\, e^- \rightarrow H_2(g)$

A partir de la reacció de reducció, observem que para cada mol d'hidrogen que es forma intervenen 2 electrons: **[0,2 p]**

Temps = 0,5 h x (3600 s / 1 h) = 1800 s
Intensitat = 2 A = 2 C / s

1800 s x (2 C / s) x (1 mol e^- / 9,65 · 10^4 C) x (1 mol H_2 / 2 mol e^-) = 0,01865 mols H_2 **[0,6 p]**

pV = n R T V = (n R T / p) = (0,0186 x 0,082 x 298) / 1
V = 0,456L **[0,2 p]**

54. PAU 2010 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 2

Pregunta 2

a) **Ànode, oxidació** **[0,1 p]**

$$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$$ **[0,3 p]**

Càtode, reducció **[0,1 p]**

$$Li^+ + e^- \rightarrow Li\ (s)$$ **[0,3 p]**

Ànode, pol positiu. **[0,1 p]**

Càtode, pol negatiu. **[0,1 p]**

b) Càlcul de la intensitat

Massa molecular LiCl = 42,4

15 g LiCl x (1 mol LiCl / 42,4 g LiCl) x (1 mol Li^+ / 1 mol LiCl) x
x (1 mol e^- / 1 mol Li^+) x (9,65 · 10^4 C / 1 mol e^-) = 34139 C

Q = 34139 C **[0,6 p]**

t = 1 h = 3600 s

Intensitat (I): I = Q / t = 34.139 C / 3600 s = 9,5 A

Intensitat = 9,5 A **[0,4 p]**

- *Si no posen unitats (o estan malament) es puntuarà:* **[0,2 p]**

55. PAU 2009 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 5 (Opció B)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

56. PAU 2009 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

Exercici 4B

4.1 Electròlisi de l'aigua:

En l'elèctrode A, tal com es por veure pel volum de gas alliberat, es forma H_2 a través de la descàrrega dels H^+. Es tractarà, doncs, del càtode de la cel·la electrolítica.

[0,25 punt]

En l'elèctrode B, tal com es veu pel volum de gas alliberat, es forma O_2 a través de la descomposició de l'aigua o bé a través de la descàrrega dels OH^- (principalment en medis bàsics). Es tractarà, doncs, de l'ànode de la cel·la electrolítica.

[0,25 punt]

Les reaccions que tenen lloc en cadascun d'aquests elèctrodes es poden escriure de la següent manera:

Reacció catòdica:	$2H_3O^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2 + 2H_2O$	[reacció catòdica: 0,5 punt]
o bé:	$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	
o bé:	$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	
Reacció anòdica:	$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$	[reacció anòdica: 0,5 punt]
o bé:	$2OH^- \rightarrow ½O_2 + H_2O + 2e^-$	

4.2 Càlcul de la càrrega elèctrica passada:

$$4\ g\ H_2 \cdot \frac{1\ mol\ H_2}{2\ g\ H_2} \cdot \frac{2\ mol\ e^-}{1\ mol\ H_2} \cdot \frac{96485\ C}{1\ mol\ e^-} = 385940\ C$$

[0,5 punt]

57. PAU 2009 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció B)

[0,5 punt]

Exercici 5B

5.1 Resposta correcta: a
5.2 Resposta correcta: b
5.3 Resposta correcta: d
5.4 Resposta correcta: b

58. PAU 2009 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 4 (Opció B)

Exercici 4B

4.1 Igualació de la reacció redox:

Reacció de reducció: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ [0,3 punt]
Reacció d'oxidació: $2HCl \rightarrow Cl_2 + 2H^+ + 2e^-$
o bé: $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$
[0,3 punt]

Reacció global (iònica): $2MnO_4^- + 16H^+ + 10Cl^- \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5\ Cl_2$
o bé: $2MnO_4^- + 6H^+ + 10HCl \rightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O + 5\ Cl_2$

Reacció global (molecular): $2KMnO_4 + 16HCl \rightarrow 2MnCl_2 + 2KCl + 8H_2O + 5\ Cl_2$
[0,2 punt]

Es puntuarà amb 0,2 punt l'escriptura correcta de la reacció iònica global, sense necessitat que s'hagi escrit la reacció molecular.

4.2 Càlcul del volum de clor:

$$10\ mL\ só.\ HCl \cdot \frac{1{,}175\ g\ só.\ HCl}{1\ mL\ só.\ HCl} \cdot \frac{35{,}2\ g\ HCl}{100\ g\ só.\ HCl} \cdot \frac{1\ mol\ HCl}{36{,}5\ g\ HCl} \cdot \frac{5\ mol\ Cl_2}{16\ mol\ HCl} = 3{,}54 \cdot 10^{-2}\ mol\ Cl_2$$

[0,4 punt]

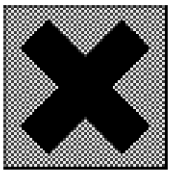
Si s'usa la raó estequimètica de la reacció iònica (5/10), aquest càlcul es puntuarà amb 0,1 punts

$1\ atm \cdot V = 3{,}54\ 10^{-2}\ mol \cdot 0{,}082\ atm\ L\ K^{-1}\ mol^{-1}\ 293{,}15\ K$ [0,1 punt]
$V = 0{,}85\ L$ [0,1 punt]

4.3 Significat dels pictogrames i mesures de precaució:



Significat: Comburent, oxidant, afavoridor de les combustions
Precaucions: Mantenir apartat de substàncies combustibles [0,1+ 0,1 punt]



Xn

Significat: Substància nociva
Precaucions: No tocar ni permetre el contacte amb els cos [0,1+ 0,1 punt]



Significat: Substància ecotòxica o perillosa pel medi ambient
Precaucions: Evitar vesaments al medi ambient.
Gestionar els residus i les restes de manera idònia. [0,1+ 0,1 punt]

59. PAU 2008 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 3

3.1 Igualació de la reacció

Reducció: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ [0,2 punts]
Oxidació: $H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H^+ + 2e^-$ [0,2 punts]
Reacció iònica global: $2MnO_4^- + 6H^+ + 5H_2O_2 \rightarrow 2Mn^{2+} + 5O_2 + 8H_2O$
Reacció molecular: $2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2O_2 \rightarrow 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 5O_2 + 8H_2O$
[0,2 punts]

No caldrà que s'escrigui la reacció molecular per obtenir la puntuació màxima de l'apartat. Amb la reacció iònica serà suficient.

3.2 Procediment de preparació de la solució diluïda:

Obrir el flascó d'aigua oxigenada i pipetejar 25 mL del producte amb una pipeta aforada de 25 mL. L'aspiració del líquid es farà mitjançant una pera de goma o un altre estri per a l'aspiració. Per no contaminar el contingut del flascó, pot disposar-se una petita quantitat de l'aigua oxigenada (p.e. uns 30 mL) en un vas de precipitats i, d'aquest, pipetejar els 25 mL de producte. Els producte sobrant es pot llençar per l'aigüera.
Disposar el volum pipetejat en un matràs aforat de 250 mL, addicionar amb compte mitjançant una proveta la quantitat suficient de solució d'àcid sulfúric (preferentment s'usarà una solució diluïda per raons de seguretat i per evitar l'escalfament del líquid). Finalment, s'addicionarà aigua destil·lada fins la marca de l'enràs. Caldrà tenir cura a l'hora d'enrasar l'aforat, la temperatura de la solució sigui la temperatura ambient.
Tapar el matràs i agitar el contingut per tal d'homogeneïtzar la solució.
Etiquetar o retolar el matràs.

Puntuació:
- si es citen els 3 particulars subratllats: [0,6 punts]
- si es fa esment d'algun altre particular assenyalat en el procediment descrit: [0,2 punts]

3.3 Concentració de peròxid d'hidrogen en la solució diluïda d'aigua oxigenada comercial

$$0{,}022\ L\ solució\ MnO_4^- \cdot \frac{0{,}020\ mol\ MnO_4^-}{1\ L\ solució\ MnO_4^-} \cdot \frac{5\ mol\ H_2O_2}{2\ mol\ MnO_4^-} \cdot \frac{1}{0{,}010\ L\ solució(d)} = 0{,}11\ M$$

[0,6 punts]

60. PAU 2008 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 1

1.1 Igualació de la reacció

Reducció: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ [0,2 punts]
Oxidació: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$ [0,2 punts]

Reacció iònica global: $MnO_4^- + 8H^+ + 5Fe^{2+} \rightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$ [0,2 punts]
Reacció molecular: $KMnO_4 + 4H_2SO_4 + 5FeSO_4 \rightarrow 5/2Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + 4H_2O + 1/2K_2SO_4$

$2KMnO_4 + 8H_2SO_4 + 10FeSO_4 \rightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + 8H_2O + K_2SO_4$

És suficient haver igualat be la reacció iònica per obtenir els 0,2 punts del subapartat.

1.2 Càlcul dels mg de Fe^{2+} en el comprimit

$$6{,}6\ mL\ só\ MnO_4^- \cdot \frac{0{,}020\ mol\ MnO_4^-}{1000\ mL\ só\ MnO_4^-} \cdot \frac{5\ mol\ Fe^{2+}}{1\ mol\ MnO_4^-} \cdot \frac{55850\ mg\ Fe^{2+}}{1\ mol\ Fe^{2+}} = 36{,}9\ mg\ catió\ Fe^{2+}$$

[0,8 punts]

1.3 Reducció del catió Fe^{2+}

Reducció: $Fe^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Fe$ [0,2 punts]

Interès del producte format en la reacció: Producció de Fe metall, acers i altres aliatges. [0,2 punts]
Nom de les indústries: Indústries siderúrgiques [0,2 punts]
També s'acceptarà la denominació genèrica "indústries metal·lúrgiques"

61. PAU 2007 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4A Electròlisi d'una sal

Càlcul de la massa atòmica del metall
Per calcular la massa atòmica del metall, començarem calculant la càrrega passada per la cel·la electrolítica i, a partir d'ella, el nombre de mols de metall dipositats (suposat un rendiment del procés del 100%).
Conegut el nombre de mols de metall dipositats i la massa corresponent, el càlcul de la massa d'un mol (massa atòmica) resulta immediat.

Càlcul de la càrrega passada:

$$càrrega = 3\ \frac{coulombs}{s} \cdot \frac{3600\ s}{1\ hora} \cdot 5\ hores = 54000\ coulombs$$

[0,4 punts]

Càlcul del nombre de mols de metall:

$$54000\ \ coulombs\ \ .\frac{1\ mol\ \ e}{96500\ \ coulombs}.\frac{1\ mol\ \ metall}{2\ mols\ \ electrons}=0,28\ \ mols\ \ de\ \ metall$$

[0,4 punts]

Càlcul de la massa atòmica:

$$1\ mol\ \ de\ \ metall\ \ .\frac{18,29\ \ g\ \ metall}{0,28\ \ mols\ \ metall}=65,3\ \ g$$

[0,2 punts]

4.2 Nom de l'elèctrode on es diposita el metall i reacció:

El metall es diposita en el càtode, que és cap on en les electròlisis es dirigeixen els cations. [0,20 punts]

La reacció que hi té lloc és: $Me^{2+}\ (aq) + 2\ e \rightarrow Me\ (s)$ [0,20 punts]

Es tracta d'una reducció (disminució de l'estat d'oxidació de l'element) [0,10 punts]

4.4 Càlcul de la càrrega elèctrica en coulombs del catió divalent:
La càrrega del catió és el doble de la càrrega de l'electró:

Càrrega de l'electró = $F/N_A = 96500 / 6{,}022\cdot10^{23} = 1{,}60\cdot10^{-19}$ C [0,25 punts]

Càrrega del catió = $2\cdot1{,}60\cdot10^{-19}$ C = $3{,}20\cdot10^{-19}$ C [0,25 punts]

5A <u>Energia interna:</u>

62. PAU 2007 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

1. <u>Oxidació del sulfit de potassi</u>

1.1 Estats d'oxidació: Mn en el MnO_4^- = +7 [0,2 punts]
S en el SO_3^{2-} = +4 [0,2 punts]

1.2 Escritura de les semireaccions: $SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2\ H^+ + 2\ e$ [0,2 punts]
$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$ [0,2 punts]

Reacció iònica ajustada:

$5\ SO_3^{2-} + 2\ MnO_4^- + 6\ H^+ + \rightarrow 5\ SO_4^{2-} + 2\ Mn^{2+} + 3\ H_2O$ [0,2 punts]

Reacció molecular ajustada:

$5\ K_2SO_3 + 3\ H_2SO_4 + 2\ KMnO_4 \rightarrow 6\ K_2SO_4 + 2\ MnSO_4 + 3\ H_2O$ [0,4 punts]

1.3 Al llarg de la seva reducció el MnO_4^- dóna lloc a Mn^{2+} que posseeix una certa toxicitat ambiental mentre que, en el decurs de la seva reducció, el peròxid d'hidrògen forma aigua:

$H_2O_2 + 2\ H^+ + 2\ e \rightarrow 2\ H_2O$ [0,3 punts]

que és atóxica pel medi ambient [0,3 punts]

63. PAU 2007 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 3

3. Piles de concentració:

3.1 Observant els potencials estàndard de reducció deduïm que el Zn és un metall més fàcilment oxidable que el coure (E^0 més petit). D'aquesta manera, la reacció redox que es produirà en el vas de precipitats serà:

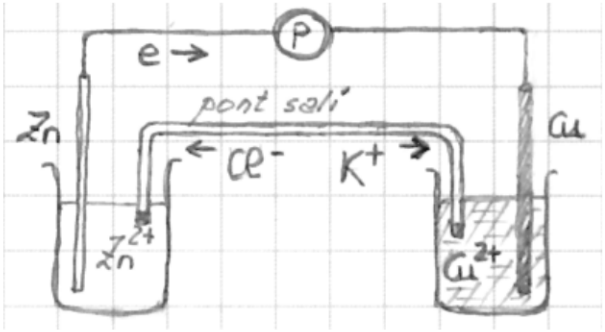
$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

cosa que farà que sobre el Zn es dipositi una pàtina vermellosa de Cu metàl·lic, a l'hora que la dissolució perdrà (de manera gradual) la seva coloració blava (es pot acceptar que es respongui que la dissolució quedarà pràcticament incolora).

[0,2 punts + 0,2 punts]

3.2 Esquema de la pila: $Zn(s)/Zn^{2+}(1\ M)\ //\ Cu^{2+}(1\ M)/Cu(s)$

sentit dels electrons



esquema de la pila [0,4 punts]
sentit del corrent d'electrons [0,2 punts]
sentit del moviment dels ions [0,2 punts]

Nota: En la pila presentada s'ha considerat un pont salí constituït per una solució de KCl

3.3 Càlcul de la força electromotriu estàndard (E^0_{PILA}) a 25 ºC de la pila i naturalesa del càtode:

El càtode és l'elèctrode que presenta un valor més gran del potencial de reducció i en ell té lloc la reducció. D'aquesta manera, el càtode serà:

$$Cu^{2+}(aq) + 2e \leftrightarrows Cu(s)$$ [0,4 punts]

.

La E^0_{PILA} (FEM^0) es calcularà a partir de la següent equació:

$E^0_{PILA} = FEM^0 = E^0_{càtode} - E^0_{ànode} = 0,34 - (-0,76) = 1,10\ V$

[0,4 punts]

NOTA: És habitual considerar que el càtode o l'ànode són els metalls i no els compartiments on es troben els parells redox. Tot i que això no sigui formalment correcte, s'acceptarà que s'indiqui que el càtode és el Cu.

64. PAU 2007 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció B)

4.1 Reaccions d'oxidació i reducció:

oxidació $Sn + 2\ H_2O \leftrightarrows SnO_2 + 4\ H^+ + 4\ e$ [0,2 punt]
reducció $HNO_3 + H^+ + e \leftrightarrows NO_2 + H_2O$ [0,2 punt]
reacció global: $Sn + 4\ HNO_3 \leftrightarrows SnO_2 + 4\ NO_2 + 2\ H_2O$ [0,6 punt]

4.2 Càlcul dels mL de dissolució d'àcid nítric:
Massa molecular del HNO_3 = 63,0

$$2,00\ g\ Sn \cdot \frac{1\ mol\ Sn}{118,7\ g\ Sn} \cdot \frac{4\ mol\ HNO_3}{1\ mol\ Sn} \cdot \frac{63,0\ g\ HNO_3}{1\ mol\ HNO_3} \cdot \frac{100\ mL\ dissó}{16,0\ g\ HNO_3} \cdot \frac{1\ mL\ dissó}{1,09\ g\ dissó} = 24,35\ mL$$

[1 punt]

65. PAU 2006 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 4 (Opció A)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

66. PAU 2006 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 5 (Opció B)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

67. PAU 2006 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

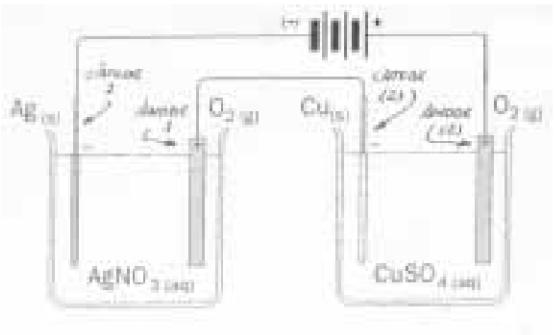
4. Oxidació del cinabri

a) Reacció igualada: $8\ HNO_3 + 3\ HgS \rightarrow 8\ NO + 3\ Hg\ SO_4 + 4\ H_2O$ [0,8 punt]
b) el compost que s'oxida és el HgS (de fet l'anió sulfur) i el que és redueix és el HNO_3 (de fet l'anió NO_3^-). [0,4 punt]
b) Per factors de conversió: V = 8,15 mL de dissolució d'àcid nítric.
Si la reacció està mal igualada, ja ho hem penalitzat en l'apartat a). Ara no ho hem de tornar a penalitzar. [0,8 punt]

68. PAU 2006 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Electròlisi



[ESQUEMA 0,3 punts]

a) La plata metàl·lica es dipositarà en el càtode (és l'elèctrode cap a on viatgen els cations, atès que el càtode en les electròlisis té la polaritat negativa). [0,3 punts]
b) Donat que s'han dipositat 0,600 g de Ag, podem calcular que la càrrega passada per ambdues cel·les ha estat 537 C. A partir de la càrrega i del temps, podem calcular la intensitat de corrent. I = 50 mA [0,3 + 0,3 punts]
c) Per factors de conversió o bé per la llei de Coulomb podem calcular la massa de coure dipositada en la segona cel·la. Massa de Cu = 0,1767 g. [0,6 punts]
Si la càrrega ha estat mal igualada, ja ho hem penalitzat en l'apartat b). Ara no ho hem de tornar a penalitzar.
El coure es dipositarà en el càtode de la segona cel·la. [0,2 punts]

69. PAU 2006 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 2

2. Pila coure - ferro

a) Es necessiten dos recipients (per exemple dos vasos de precipitats), En un hi disposarem la dissolució de sulfat de ferro (II) i la làmina de ferro, mentre que en l'altre hi disposarem la dissolució de sulfat de coure (II) i la làmina de coure. Es posen en contacte les dissolucions dels dos recipients mitjançant un pont salí (conductor iònic) i es connecten entre si els dos metalls, per exemple mitjançant un fil de coure o un altre conductor de primera espècie (circuit extern amb conducció electrònica).
Abans de disposar els dos metalls en les corresponents dissolucions és convenient netejar la seva superfície fent us d'un paper de vidre per tal d'eliminar el possible òxid. També els podem netejar submergint-los uns instants en dissolucions d'HCl (en el cas del Fe) o de HNO_3 (en el cas del Cu) i, en acabat, rentar-los amb aigua. [0,6 punts]

b) $f.e.m = E^{\theta}(Cu^{2+}/Cu) - E^{\theta}(Fe^{2+}/Fe) = 0{,}340 - (-0{,}440) = 0{,}780$ V [0,5 punts]

c) Ànode: reacció anòdica: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2\,e^-$ (oxidació del Fe)
Càtode: reacció catòdica $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ (reducció de l'ió Ag^+)
L'ànode té polaritat negativa (els electrons resten en el metall) mentre que el càtode té polaritat positiva atès que en ell hi ha un consum d'electrons. [0,5 punts]

d) $Fe(s) / FeSO_4$ (aq , 1M) // $CuSO_4$ (aq , 1M) / Cu(s) [0,4 punts]

70. PAU 2006 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4- Redox

a) Reacció iònica ajustada: $2\,MnO_4^- + 5\,H_2O_2 + 6\,H^+ \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 5\,O_2 + 8\,H_2O$
Reacció molecular ajustada: $2\,KMnO_4 + 5\,H_2O_2 + 3\,H_2SO_4 \rightarrow 2\,MnSO_4 + 5\,O_2 + 8\,H_2O + K_2SO_4$ Qualsevol de les dues reaccions ajustades es puntuarà amb [0,8 punt]

b) Càlcul del volum d'O_2 alliberat: Per factors de conversió i fent ús de l'equació d'estat del gas ideal s'obté: $V = 9{,}17\ 10^{-2}$ L. [0,8 punt]

c) Preparar una dissolució concentrada d'àcid sulfúric és una operació de laboratori que comporta un cert perill. Per aquesta raó s'ha de preparar seguint unes pautes concretes.
Quan es dissol l'àcid en aigua s'allibera una gran quantitat de calor. Així, si preparem la dissolució addicionant aigua sobre l'àcid, part de l'aigua addicionada pot entrar en ebullició i projectar petites gotes de dissolució concentrada que poden provocar cremades a la pell, les mucoses o els ulls. D'aquesta manera, les dissolucions s'han de preparar addicionant petites quantitats de l'àcid sobre l'aigua (l'àcid posseeix una temperatura d'ebullició molt superior a la de l'aigua i per això difícilment entrarà en ebullició i emetrà projeccions), homogenitzant la dissolució després de cada addició d'àcid.
Quan es treballa al laboratori amb l'àcid sulfúric, cal adoptar totes les mesures de seguretat pròpies del treball amb els àcids i, fins i tot, extremar-les. Hem de portar posades les ulleres de seguretat (de fet, pel sol fet de treballar al laboratori ja les hauríem de dur posades). Hem de treballar amb guants o bé rentar-nos les mans després de preparar la dissolució i manipular l'àcid. La manipulació de l'àcid sempre es farà a dins de la vitrina de seguretat.
[0,4 punt]

71. PAU 2005 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. Obtenció $ZnSO_4$

a) Oxidació: $S^{2-} + 4\ H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8\ H^+ + 8\ e^-$

Reducció: $NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O$ [0,5 punts]

Total: $3\ S^{2-} + 8\ NO_3^- + 8\ H^+ \rightarrow 3\ SO_4^{2-} + 8\ NO + 4\ H_2O$

$3\ ZnS + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ ZnSO_4 + 8\ NO + 4\ H_2O$ [0,5 punts]

b) Per factors de conversió: 25,6 cm^3 HNO_3 [0,5 punts]

c) Per factors de conversió: 3,76 g Zn [0,5 punts]

72. PAU 2005 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 3

3. Oxidació del sulfur de zinc

a) Oxidant: NO_3^- (o HNO_3)

Reductor: S^{2-} (o ZnS) [0,5 punts]

b) Oxidació: $S^{2-} + 4\ H_2O$? $SO_4^{2-} + 8\ H^+ + 8\ e^-$

Reducció: $NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^-$? $NO + 2\ H_2O$ [0,5 punts]

Total: $3\ S^{2-} + 8\ NO_3^- + 8\ H^+$? $3\ SO_4^{2-} + 8\ NO + 4\ H_2O$

$3\ ZnS + 8\ HNO_3$? $3\ ZnSO_4 + 8\ NO + 4\ H_2O$ [0,5 punts]

c) Per factors de conversió: 39,34 g $ZnSO_4$ [0,5 punts]

73. PAU 2005 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 1

1. Pila de Cu i Sn.

a) $Cu^{2+} + 2\ e^-$? Cu $E^o = 0{,}34$ V (aquesta ha de ser la reducció)

$Sn^{2+} + 2\ e^-$? Sn $E^o = -0{,}14$ V

El sentit correcte és l'oposat: dóna una f.e.m positiva. [0,5 punts]

b) Per muntar la pila cal utilitzar dos recipients (vasos de precipitats), un per la dissolució anòdica (Sn^{2+} amb un elèctrode de Sn) i l'altre per la dissolució catòdica (Cu^{2+} amb un elèctrode de Cu). Les dues dissolucions es posen en contacte per un pont salí (o qualsevol altra unió líquida). En unir els dos elèctrodes mitjançant un fil conductor (metàl·lic) es tanca el circuit externament, circulant els electrons en el sentit de l'ànode cap al càtode. [1 punt]

c) f.e.m = 0,34 – (–0,14) = 0,48 V [0,5 punts]

74. PAU 2005 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 5 (Opció A)

5. Recobriment d'or (massa atòmica = 197)

a) Es tracta d'una reducció, per tant tindrà lloc al càtode [0,5 punts]

b) $Au^{3+} + 3\ e^-$? Au [0,5 punts]

c) Volum = 3 cm^2 x 0,005 mm = $1{,}5 \cdot 10^{-3}$ cm^3

Massa d'or = $1{,}5 \cdot 10^{-3}$ cm^3 x 19,3 $g \cdot cm^{-3}$ = 0,0289 g [0,5 punts]

d) 0.0289 g ? $1{,}467 \cdot 10^{-4}$ mol Au ? $4{,}402 \cdot 10^{-4}$ mol e^- ? 42,47 C ? 424,7 s [0,5 punts]

75. PAU 2004 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 1

1. Pila Cu-Sn
   a) Esquema de la pila. Un recipient (vas de precipitats, per exemple) amb dissolució de $Cu(NO_3)_2$ i un elèctrode de Cu; l'altre recipient amb dissolució de $SnSO_4$ i un elèctrode de Sn. S'uneixen els dos recipients amb un pont salí o una altra unió líquida, i els dos elèctrodes amb un circuit extern. [1 punt]
   b) Càtode (reducció): $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$ [0,25 punts]
   Ànode (oxidació): $Sn \rightarrow Sn^{2+} + 2\ e^-$ [0,25 punts]
   c) Els electrons van de l'ànode al càtode pel circuit extern. [0,25 punts]
   f.e.m. = 0,34 – (– 0,14) = 0,48 V [0,25 punts]

76. PAU 2004 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 2

2. Reacció $H_2SO_4 + Cu$
   a) Oxidació: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$
   Reducció: $SO_4^{2-} + 4\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow SO_2 + 2\ H_2O$
   Reacció global (iònica): $Cu + SO_4^{2-} + 4\ H^+ \rightarrow Cu^{2+} + SO_2 + 2\ H_2O$ [0,6 punts]
   Reacció global (molecular): $Cu + 2\ H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2\ H_2O$ [0,2 punts]
   b) 30 g Cu = 0,47 mol Cu = 0,47 mol SO_2 [0,4 punts]
   per l'equació dels gasos, $V = 0{,}0116\ m^3 = 11{,}6\ L\ SO_2$ [0,4 punts]
   c) La dissolució de l'àcid sulfúric desprèn molta calor; si s'aboca aigua (menys densa) damunt l'àcid, l'ebullició d'aquella en la superfície pot projectar gotes d'àcid; si es fa a l'inrevés, l'àcid cau per la seva major densitat al fons del recipient, dispersant-se la calor produïda. [0,4 punts]

77. PAU 2004 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Reacció $H_2S + HNO_3$
   a) Oxidant: HNO_3 ; reductor: H_2S
   Oxidació: $H_2S \rightarrow S + 2\ H^+ + 2\ e^-$
   Reducció: $(\ NO_3 + 2\ H^+ + 1\ e^- \rightarrow NO_2 + H_2O\ ) \times 2$
   Reacció global: $H_2S + 2\ HNO_3 \rightarrow S + 2\ NO_2 + 2\ H_2O$ [1 punt]

   b) 15 cm^3 HNO_3 60 % → 0,197 mol HNO_3 → 0.0986 mol S → 3,16 g S [1 punt]

78. PAU 2003 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 2

2. Reacció permanganat – Fe^{2+}
   a) Reducció: $MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$ (MnO_4^- : espècie oxidant)
   Oxidació: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-$ (Fe^{2+} : espècie reductora)
   Reacció global: $MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$ [1 punt]
   b) $2\ KMnO_4 + 10\ FeSO_4 + 8\ H_2SO_4 \rightarrow 2\ MnSO_4 + 8\ H_2O + 5\ Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4$ [0,5 punts]
   c) Comburent: substància oxidant que pot afavorir la combustió de substàncies inflamables i fins i tot causar explosions. Exemples: O_2, $KClO_3$, H_2O_2 [0,5 punts]

79. PAU 2003 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. Electròlisi del clorur de sodi fos
   a) Obtenció del sodi al càtode (reducció): $Na^+ + 1\ e^- \rightarrow Na$ [0,5 punts]
   b) Q = 144000 Coulomb
   Per factors de conversió: 1,49 mol Na = 34,3 g Na [1 punt]
   c) No. El sodi obtingut en dissolució reaccionaria amb l'aigua, passant novament a Na^+ amb un despreniment d'hidrogen. [0,5 punts]

80. PAU 2003 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Muntatge d'una pila:
   a) Dels potencials estàndard es dedueix que la semireacció del Cu haurà de ser la d'oxidació, per tal que la reacció sigui espontània ($E^o > 0 \rightarrow \Delta G^o < 0$). L'esquema de la pila serà el següent:

$$Cu\ /\ Cu(NO_3)_2\ (1\ M)\ /\ AgNO_3\ (1\ M)\ /\ Ag$$

   Ànode (oxidació): $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$
   Càtode (reducció): $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$
   Reacció global: $Cu + 2\ Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2\ Ag$
   Els electrons van de l'ánode al cátode pel circuit extern.
   b) $E^o = E^o\ (Ag^+/Ag) - E^o\ (Cu^{2+}/Cu) = 0{,}46$ V
   c) $\Delta G^o = -nFE^o = -88{,}76\ kJ \cdot mol^{-1}$

81. PAU 2002 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 5 (Opció B)

5. $Co^{2+} + 2e^- \rightarrow Co$ $\quad E^o = ?$
   $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2\ Cl^-$ $\quad E^o = 1{,}36$ V

   a) Ànode (oxidació): correspon al cobalt: $Co \rightarrow Co^{2+} + 2e$
   Càtode (reducció): correspon al clor $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2\ Cl^-$
   Reacció global: $Co + Cl_2 \rightarrow Co^{2+} + 2\ Cl^-$ [1 punt]
   b) Els electrons van **de l'ànode al càtode** pel circuit extern; a l'ànode té lloc l'oxidació, i per tant hi ha producció d'electrons, que es desplacen cap al càtode, on s'utilitzaran per a la reducció. [0,5 punts]
   c) $-E^o(Co^{2+}/Co) + E^o\ (Cl_2/Cl^-) = 1{,}64 \Rightarrow E^o(Co^{2+}/Co) = 1{,}36 - 1{,}64 =$ **-0,28 V** [0,5 punts]

82. PAU 2002 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Clorur de coure(II): $CuCl_2$
   a) El dipòsit vermellós correspon a Cu metàl·lic que apareix per **reducció del Cu^{2+} al càtode: $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$**.
   El **despreniment gasós** té lloc **a l'ànode**. Es pot acceptar qualsevol d'aquestes possibilitats:
   $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$
   $2\ H_2O \rightarrow O_2 + 4\ H^+ + 4\ e^-$ (o **$4\ OH^- \rightarrow O_2 + 2H_2O + 4\ e^-$**) [1 punt]
   b) Per factors de conversió: **es dipositen 2,96 g de Cu** [1 punt]

83. PAU 2002 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4.

a) Un recipient amb dissolució de $AgNO_3$ i un elèctrode de Ag. Un altre recipient amb dissolució de $Zn(NO_3)_2$ i un elèctrode de Zn. S'uneixen les dissolucions mitjançant un pont salí (o qualsevol unió líquida) i els elèctrodes amb un circuit metàl·lic extern.[0,5 punts]

b) **Ànode:** $\mathbf{Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-}$
Càtode: $\mathbf{Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag}$ [0,5 punts]

c) f.e.m. = $E^o(Ag^+/Ag) - E^o(Zn^{2+}/Zn) = 0{,}80 - (-0{,}76) =$ **1,56 V** [0,5 punts]

d) Per factors de conversió, **6,54 g Zn** [0,5 punts]

84. PAU 2001 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Reacció $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4$

a) reducció: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$ (x 1)
oxidació: $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + 1\ e^-$ (x 6)
Global: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ Fe^{2+} \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O + 6\ Fe^{3+}$
$K_2Cr_2O_7 + 7\ H_2SO_4 + 6\ FeSO_4 \rightarrow 3\ Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + 7\ H_2O + K_2SO_4$

b) Oxidant: $Cr_2O_7^{2-}$ ($K_2Cr_2O_7$)
Reductor: Fe^{2+} ($FeSO_4$)

c) Per factors de conversió: 1,65 mL $K_2Cr_2O_7$ 0,1 M

85. PAU 2001 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 2

2. Oxidació del Cu per l'HNO_3

a) Oxidació: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$ (x 3)
Reducció: $NO_3^- + 4\ H^+ + 3\ e^- \rightarrow NO + 2\ H_2O$ (x 2)
Reacció global: $3\ Cu + 2\ NO_3^- + 8\ H^+ \rightarrow 3\ Cu^{2+} + 2\ NO + 4\ H_2O$
$3\ Cu + 8\ HNO_3 \rightarrow 3\ Cu(NO_3)_2 + 2\ NO + 4\ H_2O$

b) Oxidant: NO_3^- (o HNO_3)
Reductor: Cu

c) Per factors de conversió: 105 cm^3 HNO_3 2 M
(El resultat correcte correspon a la relació estequiomètrica 3 Cu ↔ 8 HNO_3. La relació 3 Cu ↔ 2 NO_3^- de la reacció global iònica només seria vàlida si en el medi hi hagués algun altre àcid)

86. PAU 2001 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 1

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

87. PAU 2001 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 4 (Opció B)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

88. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció A)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

89. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció A)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

90. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 6 · Exercici 2

2.-

a) Escriure la semireacció catòdica (reducció) de Cr^{3}+ a Cr on estan implicats 3 electrons.

b) Calcular el volum de crom multiplicant la superfície pel gruix i tenir en compte la densitat per trobar els grams.

c)Calcular als mols de crom i amb la relació que cada 3 mol electrons diposita 1 mol de crom trobar els coulomb . Un cop trobada la càrrega i donada la intensitat aplicar Q=I t per trobar el temps.

91. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 6 · Exercici 5 (Opció B)

5.-

a) Aplicar el mètode del ió electró.

2-16-5-2-8-2

b) A partir dels litres es calculen els mols de clor, i amb la estequiometria de la reacció , els mols de $KMnO_4$. Després podem calcular el volum de dissolució que conté aquest número de mols.

92. PAU 2000 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5 (Opció A)

Solució no disponible: la pauta oficial no la inclou o no s'ha pogut localitzar.

93. PAU 2000 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 2

2.- a) De totes les combinacions possibles, la que presenta un valor de E^o més gran i positiu és la que correspón a la reacció: $Zn + 2\ Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2\ Ag$ ($E^o = 1{,}56$).

b) Cal definir, càtode, ànode, el sentit dels electrons ànode-->càtode, el pont salí, les solucions dels metalls, les varetes dels mateixos i les cubes.

94. PAU 2000 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció B)

5.- a) per què es produeix la reacció de deposició de coure:

$Cu^{2+} + Fe \rightarrow Cu + Fe^{2+}$

b) El E^o del Cu és positiu mentre que el del Fe és negatiu. Això sognifica que el Fe podrà reaccionar amb els protons per donar hidrogen mentre que el coure no ho farà.