Química

Redox, Piles i electròlisi

Exercicis · 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

[2,5 punts en total]

Puntuació total de l'exercici 1	



El disseny de les medalles d'or dels Jocs Olímpics de París del 2024 és el resultat d'un projecte en què es van voler associar les medalles amb un monument icònic de París. El centre de cada medalla conté una peça hexagonal de ferro que és original de la torre Eiffel. Aquesta peça de ferro s'ha tractat perquè no es faci malbé. La corona de la medalla és de plata i s'ha recobert d'or mitjançant un procés electrolític amb una solució aquosa d'una sal d'or ($AuCl_3$). La quantitat final d'or electrodeposat que té cada medalla és de 6,0 g.

1.1. Quin procés es produiria si no es fes un tractament al ferro? Quins són els principals agents causants d'aquest procés?

En el procés electrolític utilitzat per a recobrir d'or la corona de plata, la medalla actua com a ànode o com a càtode? Raoneu la resposta.

Feu un dibuix esquemàtic d'aquest procés electrolític i indiqueu-hi el nom i la polaritat dels elèctrodes i la reacció que tindrà lloc a l'elèctrode on hi ha la medalla.

[1,25 punts]

Puntuació de l'apartat 1.1	

1.2. Si per la cel·la electrolítica hi circula una intensitat de corrent de 0,3 A, quantes hores han de transcórrer per a aconseguir recobrir d'or (6,0 g) la corona de la medalla?

[1,25 punts]

Puntuació de l'apartat 1.2	

DADES: Massa atòmica relativa de l'or: Au = 196,97 g mol^{-1}.
Constant de Faraday: $F = 96\,500$ C mol^{-1}.
1 A = 1 C s^{-1}.

2. PAU 2024 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5

5. Al laboratori disposem de làmines de plata i coure, així com de dues solucions aquoses de concentració 1,00 M, una de sal de nitrat de plata ($AgNO_3$) i l'altra de sal de nitrat de coure(II) ($Cu(NO_3)_2$). També disposem del material per a fer un pont salí.

a) Feu el dibuix de la pila que es podria muntar amb els elèctrodes de coure i plata, indicant tot el material necessari. Indiqueu quin dels elèctrodes de la pila funciona com a ànode i quin com a càtode, la seva polaritat i la direcció en què circulen els electrons pel circuit extern. Escriviu les semireaccions i la reacció global.

[1,25 punts]

b) Considerant la pila de l'apartat anterior, calculeu la força electromotriu estàndard a 25 °C i escriviu la notació esquemàtica de la pila. Argumenteu si la làmina de coure que actua com a elèctrode augmenta o disminueix de massa a mesura que avança la reacció.

[1,25 punts]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 25 °C: $E°\,(Ag^+/Ag) = 0{,}80$ V;
$E°\,(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V.

3. PAU 2023 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 6

6. La descarbonització del planeta és un dels grans reptes mundials per a combatre el canvi climàtic. Per a aconseguir-ho, es postula l'hidrogen com la principal alternativa als combustibles fòssils. Ara bé, per a assolir una descarbonització completa cal produir l'hidrogen d'una manera sostenible. L'anomenat *hidrogen verd* s'obté per electròlisi de l'aigua, això és, la descomposició de l'aigua en hidrogen i oxigen aplicant-hi un corrent elèctric, però fent servir electricitat obtinguda de fonts renovables.

a) Indiqueu les semireaccions que tenen lloc en el càtode i l'ànode en un procés d'electròlisi de l'aigua. Indiqueu la reacció global. Raoneu, qualitativament, en quin dels dos elèctrodes s'alliberarà més gas a 1 atm de pressió i a 20 °C.

[1,25 punts]

b) Es prepara una cel·la electrolítica amb una solució que conté àcid sulfúric (H_2SO_4) i s'hi fa passar durant 2 h un corrent elèctric d'1,0 A. Calculeu el volum d'hidrogen produït, mesurat a 1 atm de pressió i a 20 °C. Considereu la solució suficientment àcida i que l'hidrogen es comporta idealment.

[1,25 punts]

DADES: Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C mol}^{-1}$.
Constant universal dels gasos ideals: $R = 0{,}082\ \text{atm L K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}$.

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

7. El recobriment electrolític amb crom s'utilitza per a protegir superfícies metàl·liques de la corrosió, així com per a millorar-ne l'aspecte i les prestacions.

a) Es vol cromar un objecte d'acer rectangular que té una superfície de 1 400 cm^2 amb una capa de crom de 0,1 mm de gruix. Per a fer-ho, es col·loca aquest objecte com a càtode en una cubeta d'electròlisi que conté ions Cr^{3+} en solució. Escriviu la reacció d'electrodeposició del crom. Si el corrent és de 20,0 A, quantes hores ha de durar l'electròlisi?

[1,25 punts]

b) Els ànodes de sacrifici també s'utilitzen com a sistema de protecció anticorrosiu. Aquests recobriments s'oxiden abans que el metall que protegeixen. Justifiqueu quins dels metalls de la taula següent podrien utilitzar-se com a ànodes de sacrifici per a protegir una superfície que conté ferro. Definiu *oxidant* i *reductor*. En la vida quotidiana, quins són els principals agents causants de la corrosió dels metalls?

[1,25 punts]

Potencials estàndard de reducció a 298 K:

$E°(Cu^+/Cu)$	$E°(Co^{2+}/Co)$	$E°(Fe^{2+}/Fe)$	$E°(Zn^{2+}/Zn)$	$E°(Al^{3+}/Al)$	$E°(Mg^{2+}/Mg)$
0,52 V	−0,28 V	−0,44 V	−0,76 V	−1,66 V	−2,37 V

DADES: Densitat del crom: 7,1 g cm^{-3}.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C mol}^{-1}$.
Massa atòmica relativa: Cr = 52,0.

5. PAU 2023 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 2

2. Per a muntar una pila, en condicions estàndard i a 25 °C, disposem d'una placa metàl·lica de coure i una altra d'alumini, una ampolla que conté una solució 1,0 M de sulfat de coure(II) i una altra ampolla que conté una solució 1,0 M de clorur d'alumini.

a) Justifiqueu quin elèctrode actuarà de càtode i quin d'ànode en aquesta pila. Escriviu les semireaccions que tindran lloc a cada elèctrode, la reacció iònica global i la notació de la pila. Calculeu-ne la força electromotriu estàndard (FEM).
[1,25 punts]

b) Expliqueu com muntaríeu aquesta pila al laboratori, i indiqueu el material i les altres substàncies químiques que necessitaríeu. Feu un dibuix del muntatge experimental.
[1,25 punts]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 25 °C:
$E°(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V; $E°(Al^{3+}/Al) = -1{,}68$ V.

6. PAU 2023 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 5

5. Arran de la pandèmia provocada pel coronavirus SARS-CoV-2, a mitjans de març de 2020 l'Agència Catalana de Seguretat Alimentària va publicar al seu web un conjunt de recomanacions de neteja i desinfecció d'instal·lacions d'empreses alimentàries per a la prevenció d'aquest virus. L'Agència va recomanar l'ús, com a desinfectant, d'una solució d'hipoclorit de sodi (NaClO) al 0,1 % en massa, després de la neteja amb un detergent neutre.

a) Escriviu la reacció de l'ió hipoclorit en aigua. Calculeu el pH, a 25 °C, de la solució desinfectant que recomanava l'Agència. Suposeu que la densitat de la solució és $1{,}00\ g\ cm^{-3}$.
[1,25 punts]

b) Per a seguir un dels mètodes de fabricació d'hipoclorit de sodi, necessitem clor gasós (Cl_2). Podem obtenir aquest clor principalment mitjançant l'electròlisi de clorur de sodi, emprant un càtode de mercuri i un ànode de titani:

$$2\ Cl^-(aq) + 2\ Na^+(aq) + Hg(l) \rightarrow Cl_2(g) + 2\ NaHg(s)$$

Efectuem l'electròlisi de 2,00 L d'una solució de NaCl emprant un corrent constant de 4,00 A. Quina és la concentració de clor que hi haurà a la cel·la electrolítica després de 180 minuts?
[1,25 punts]

DADES: Massa molar de l'hipoclorit de sodi (NaClO) = $74{,}5\ g\ mol^{-1}$.
Constant d'acidesa de l'àcid hipoclorós (HClO) a 25 °C: $K_a = 3{,}2 \times 10^{-8}$.
Constant d'ionització de l'aigua a 25 °C: $K_w = 1{,}0 \times 10^{-14}$.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ C\ mol^{-1}$.

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

6. En un experiment fem circular un corrent elèctric d'intensitat constant per una cel·la electrolítica que conté un determinat clorur de ferro ($FeCl_n$). Quan han passat 30 minuts, es recull un volum de 50,0 mL de clor gasós a 1 atmosfera de pressió i a 20 °C.

a) Calculeu la quantitat de mols de clor gasós que obtindrem en l'experiment, així com la intensitat del corrent elèctric utilitzada. En quin dels dos elèctrodes de la cel·la té lloc aquesta reacció? Quina polaritat té aquest elèctrode?

[1,25 punts]

b) Fem un segon experiment amb el mateix tipus de clorur de ferro en el qual, després d'aplicar un corrent de 2,0 A durant 30 minuts, es dipositen 693,78 mg de ferro. Es tracta de $FeCl_2$ o bé de $FeCl_3$? Justifiqueu la resposta.

[1,25 punts]

DADES: Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C mol}^{-1}$.
Massa atòmica relativa: Fe = 55,8.
Constant universal dels gasos ideals: $R = 0{,}082\ \text{atm L K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}$.

8. PAU 2022 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 7

7. Una pila electroquímica és un dispositiu experimental amb el qual es pot generar electricitat mitjançant una reacció química d'oxidació-reducció. Es construeix una pila amb la notació següent:

$$\text{Cd(s)} \,|\, \text{Cd}^{2+}\text{(aq, 1 M)} \,||\, \text{Cu}^{2+}\text{(aq, 1 M)} \,|\, \text{Cu(s)}$$

a) Escriviu les reaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode, i la reacció global de la pila. En quin elèctrode es produeix la reacció de reducció? Calculeu la força electromotriu estàndard de la pila. Feu un dibuix del muntatge experimental de la pila i indiqueu-hi el material i els reactius que es necessitaran, la polaritat de cada elèctrode i la direcció en què circulen els electrons.

[1,25 punts]

b) Si aquesta pila produeix un corrent elèctric de 0,02 A, calculeu quantes hores funcionarà, si l'ànode té una massa de 2,00 g. Considereu que hi ha coure suficient per a dur a terme el procés. Indiqueu quan serà espontani un procés redox.

[1,25 punts]

DADES: Potencials estàndard de reducció: $E°\ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0{,}40$ V; $E°\ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0{,}34$ V.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C mol}^{-1}$.
Masses atòmiques relatives: Cd = 112,4; Cu = 63,5.

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

1. En una activitat experimental realitzada a l'aula de ciències, un grup d'alumnes estudien la reacció redox següent:

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

a) Expliqueu un procediment experimental que podrien seguir al laboratori per a muntar una pila en què es produís la reacció anterior, i indiqueu els reactius i materials que necessitarien.

[1,25 punts]

b) Calculeu la variació d'energia de Gibbs estàndard d'aquesta reacció redox a 25 °C i raoneu si la reacció és espontània o no en aquestes condicions.

[1,25 punts]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 25 °C:
$E°(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V; $E°(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C mol^{-1}.

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

5. La indústria d'obtenció de clor i hidròxid de sodi és, actualment, una de les indústries electroquímiques més importants de tot el món. Aquests dos compostos s'obtenen conjuntament com a productes principals de l'electròlisi de la salmorra (solució aquosa de clorur de sodi) segons la reacció global següent:

$$2\,NaCl(aq) + 2\,H_2O(l) \rightarrow 2\,NaOH(aq) + Cl_2(g) + H_2(g)$$

a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode, i indiqueu la polaritat de cada elèctrode.

[1,25 punts]

b) Calculeu quantes hores hauria de funcionar aquest procés electrolític per a poder omplir una bombona de 10 litres amb clor gasós, mesurat a 22 °C i 1,5 atm, si circula un corrent constant de 5,00 A per la cel·la electrolítica.

[1,25 punts]

DADES: Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C mol^{-1}.
Constant universal dels gasos ideals: $R = 0{,}082$ atm L K^{-1} mol^{-1}.

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

3. Per a tractar i conservar l'aigua d'una piscina, podem emprar un equip comercial de depuració que consisteix en un sistema de filtració al qual s'afegeix un aparell de cloració salina que obté clor per mitjà de l'electròlisi d'un producte ben natural com la sal comuna (clorur de sodi).

a) A partir de l'electròlisi del clorur de sodi en solució aquosa obtenim clor gasós a l'ànode, mentre que al càtode l'aigua forma hidrogen gasós i ions hidroxil. Escriviu i igualeu les semireaccions que tenen lloc a cada elèctrode, així com la reacció global d'aquest procés electrolític. Indiqueu les polaritats de cada elèctrode.

[1,25 punts]

b) Un aparell comercial de cloració salina, adient per a una piscina que conté 50 m^3 d'aigua, genera 0,24 mg L^{-1} de clor cada hora. Quina intensitat de corrent ha de passar per la cel·la electrolítica?

[1,25 punts]

DADES: Massa atòmica relativa: Cl = 35,45.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C mol^{-1}.
1 dm^3 = 1 L.

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

4. L'hidrogen és un element abundant que generalment no es troba com a gas pur (H_2), sinó unit a l'oxigen (H_2O) o al carboni (CH_4). En un article publicat per la revista *Nature Chemistry*, experts en nanotecnologia de Stanford i Aarhus expliquen com es pot alliberar l'hidrogen de l'aigua a escala industrial mitjançant l'ús de l'electròlisi, substituint l'elèctrode tradicional de platí (càtode) per un elèctrode de carboni grafit modificat químicament.

a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode en l'electròlisi d'aigua lleugerament acidulada. Dibuixeu un esquema del muntatge experimental.

[1,25 punts]

b) Efectuem l'electròlisi de l'aigua durant vint hores emprant una intensitat de corrent de 3,0 A. Quina pressió exercirà l'hidrogen obtingut, si el considerem un gas ideal, en introduir-lo en un recipient de 0,10 L on la temperatura és de 200 K? Raoneu, mitjançant el model cineticomolecular dels gasos, per què la pressió real de l'hidrogen es desvia una mica d'aquest valor.

[1,25 punts]

DADES: Constant dels gasos ideals: $R = 0{,}082$ atm L K^{-1} mol^{-1} = 8,31 J K^{-1} mol^{-1}.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C mol^{-1}.

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

3. Una estratègia per a reduir despeses en la fabricació de joies consisteix a dipositar un bany d'or sobre metalls més econòmics mitjançant l'electròlisi a partir d'una sal d'or en estat d'oxidació +3. D'aquesta manera, la joia sembla d'or però només està recoberta per una capa molt fina del metall preciós.

a) Suposant que un elèctrode és la joia i l'altre és una barra d'or metàl·lic, identifiqueu i justifiqueu l'ànode i el càtode, les seves polaritats i les reaccions que tenen lloc en el procés electrolític. Dibuixeu la cel·la electrolítica i identifiqueu-ne les parts.
[1,25 punts]

b) Determineu el rendiment d'aquesta cel·la si, quan fem passar un corrent de 2,5 A durant 7,5 min, només es dipositen 0,650 g d'or sobre la joia.
[1,25 punts]

DADES: Massa atòmica relativa: Au = 197,0.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C mol}^{-1}$.

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

2. L'electròlisi d'una solució aquosa que conté el clorur d'un metall divalent, MCl_2, ens permet obtenir el metall, M(s), amb un alt grau de puresa.

a) Feu un dibuix esquemàtic d'aquest procés electrolític, i indiqueu-hi el nom de les diferents parts de què consta i per a què serveixen.
[1,25 punts]

b) Efectuem l'electròlisi d'una solució aquosa de MCl_2 durant 300 min emprant un corrent constant de 3,25 A i obtenim 19,820 g de M(s). Quin dels metalls de la taula conté la sal MCl_2?
[1,25 punts]

Nombre atòmic → / Símbol → / Massa atòmica →							
	24 Cr 52,00	25 Mn 54,94	26 Fe 55,85	27 Co 58,93	28 Ni 58,69	29 Cu 63,55	30 Zn 65,38
	42 Mo 95,95	43 Tc 97	44 Ru 101,07	45 Rh 102,91	46 Pd 106,42	47 Ag 107,87	48 Cd 112,41

DADA: Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

7. Els marcapassos són aparells que ajuden a salvar milers de vides a l'any mantenint el ritme del batec cardíac quan fallen els mecanismes del cor que tenen aquesta funció. Aquests aparells subministren un corrent elèctric al cor només en els moments en què necessita una estimulació. Alguns marcapassos estan formats per una pila de liti-iode, on trobem com a elèctrodes el Li(s) en el pol negatiu i el I_2(s) en el pol positiu.



FONT: *https://sociedadytecnologiaculng6.wordpress.com/tecnologia-en-la-salud.*

a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode de la pila de liti-iode. Escriviu la reacció global i justifiqueu que és espontània en condicions estàndard i a 25 °C.

[1,25 punts]

b) Les característiques tècniques d'un marcapassos que acaben d'implantar a un pacient són:

Intensitat de corrent = 0,100 A
Càrrega elèctrica màxima que pot subministrar = 6 480 C

Calculeu el temps, en hores, que podria funcionar sense interrupció aquest marcapassos. Quina massa mínima de liti ha de contenir la pila per a funcionar durant aquest temps?

[1,25 punts]

DADES: Massa atòmica relativa: Li = 6,94.
Potencials estàndard de reducció a 25 °C:
$E°(I_2/I^-) = 0{,}54$ V; $E°(Li^+/Li) = -3{,}02$ V.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C · mol^{-1}.

7. L'any 2019 el Premi Nobel de Química va recompensar el desenvolupament de les bateries d'ió liti. Aquestes bateries s'utilitzen actualment en dispositius com telèfons mòbils, ordinadors portàtils i vehicles elèctrics.

Hi ha diversos models de bateries d'ió liti; en un dels models, l'elèctrode de liti és oxidat i l'elèctrode de sofre (S_8) és reduït a sulfur (S^{2-}) mitjançant un procés complex. La força electromotriu estàndard mesurada d'una d'aquestes bateries és 2,23 V.

a) Escriviu les semireaccions ajustades que tenen lloc a cada elèctrode i la reacció global. Indiqueu la polaritat i el nom dels elèctrodes.

Calculeu el potencial estàndard de reducció per a la semireacció del sofre en aquesta bateria.

[1,25 punts]

b) Quants grams de liti es necessiten per a construir una bateria que funcioni durant 10 hores a una intensitat de 0,5 A?

[1,25 punts]

DADES: $F = 96\,500\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$.
Massa atòmica del Li: 6,94.
$E°(Li^+/Li) = -3{,}05$ V.

Institut d'Estudis Catalans

Generalitat de Catalunya
Consell Interuniversitari de Catalunya
Oficina d'Accés a la Universitat

2020

Proves d'accés a la universitat

Química

7. Disposem d'una solució de sulfat de coure(II) 1 M, una solució de sulfat de zinc 1 M, i una solució de KNO_3 3 M, així com de làmines metàl·liques de Zn i Cu.

a) Justifiqueu, a partir dels potencials estàndard de reducció dels parells redox, quina làmina ha de ser l'ànode i quina el càtode per a construir una pila.

Calculeu la força electromotriu de la pila.

Escriviu la notació esquemàtica de la pila.

[1,25 punts]

b) Escriviu les reaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode i la reacció global de la pila.

Expliqueu el procediment experimental que hauríem de seguir per a construir la pila.

Indiqueu el material i els reactius que necessitarem.

[1,25 punts]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 25 °C:

$E°(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V.

$E°(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V.

Institut d'Estudis Catalans

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

7. Una indústria obté alumini metàl·lic, Al(s), a partir del mineral criolita. Posteriorment, i per a protegir-lo de la corrosió, la capa superficial de l'alumini metàl·lic es transforma en $Al_2O_3(s)$ mitjançant la reacció química no ajustada següent:

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

***a*)** Justifiqueu que la reacció de l'alumini metàl·lic amb l'ió dicromat en un medi àcid és una reacció redox. Escriviu i ajusteu les semireaccions d'oxidació i de reducció, i la reacció redox. Raoneu quin dels reactius és l'oxidant.

[1 punt]

***b*)** Expliqueu en què consisteix el procés de corrosió d'un metall i indiqueu els factors ambientals que el produeixen. Raoneu si, en les mateixes condicions ambientals, és més fàcil que es corroeixi l'alumini o el magnesi.

[1 punt]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 25 °C: $E°(Al^{3+}/Al) = -1{,}66$ V; $E°(Mg^{2+}/Mg) = -2{,}37$ V.

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

2. Hem muntat una pila al laboratori emprant una solució concentrada de nitrat de potassi com a pont salí. La reacció redox global que hi té lloc és la següent:

$$Zn(s) + 2\,AgNO_3(aq) \rightarrow Zn(NO_3)_2(aq) + 2\,Ag(s)$$

***a*)** Escriviu les semireaccions que es produeixen en cada elèctrode, i especifiqueu quin és l'ànode i quin el càtode. Escriviu també la notació de la pila.
[1 punt]

***b*)** Raoneu cap a on es mouen els ions del pont salí. Calculeu la força electromotriu (FEM) de la pila en condicions estàndard i a 298 K.
[1 punt]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 298 K:
$E°(Ag^+/Ag) = 0{,}80$ V; $E°(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V.

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

6. El magnesi s'utilitza per a protegir les canonades subterrànies de la corrosió. Aquest procediment químic, anomenat *protecció catòdica*, es duu a terme soldant trossos de magnesi a les canonades de ferro.

***a*)** En què consisteix el procés de corrosió d'un metall? Justifiqueu per què el magnesi protegeix les canonades de ferro subterrànies.
[1 punt]

***b*)** El magnesi metàl·lic es pot obtenir mitjançant l'electròlisi de clorur de magnesi fos. Justifiqueu quina substància gasosa es produeix a l'ànode en aquest procés electrolític. Quin volum d'aquest gas obtindrem, mesurat a 2,0 atm i 25 °C, si es fa passar un corrent de 2,50 A durant 550 minuts a través del clorur de magnesi fos?
[1 punt]

DADES: Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C mol^{-1}.
Constant universal dels gasos ideals: $R = 0{,}082$ atm L K^{-1} mol^{-1}.
Potencials estàndard de reducció a 298 K: $E°(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44$ V;
$E°(Mg^{2+}/Mg) = -2{,}34$ V.

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

2. Uns estudiants que fan un experiment al laboratori han volgut comprovar si el magnesi i el coure poden generar hidrogen quan cadascun d'aquests metalls reacciona separadament amb una solució aquosa d'àcid clorhídric diluït. Els experiments que han dut a terme demostren que només un dels dos metalls reacciona amb l'àcid.

***a*)** Justifiqueu els resultats experimentals, identifiqueu el metall que reacciona amb l'àcid i escriviu la reacció.

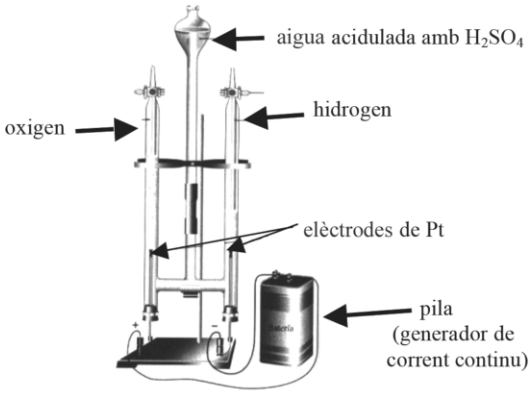
[1 punt]

***b*)** En un altre experiment construeixen, en condicions estàndard i a 25 °C, una pila formada pels parells redox Mg^{2+}/Mg i Cu^{2+}/Cu. Escriviu les reaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode, i la reacció iònica global de la pila. Calculeu també la força electromotriu (FEM) d'aquesta pila.

[1 punt]

DADES: Potencials estàndard de reducció a 25 °C: $E°(Mg^{2+}/Mg) = -2{,}37$ V; $E°(H^+/H_2) = 0{,}00$ V; $E°(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V.

7. L'electròlisi de l'aigua es pot efectuar amb un voltàmetre de Hofmann, com es mostra a la figura:



En un dels elèctrodes s'obté oxigen segons la semireacció següent:

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

a) Escriviu la semireacció que té lloc a l'altre elèctrode i indiqueu la polaritat de cada elèctrode. Quin gas es produeix a l'ànode i quin al càtode? En tots els processos electrolítics cal subministrar energia mitjançant una pila? Justifiqueu les respostes.
[1 punt]

b) El nombre d'Avogadro (N_A), que indica el nombre de partícules que conté un mol de partícules, es pot obtenir de manera experimental mitjançant una electròlisi. Al laboratori hem dut a terme una electròlisi d'aigua; hem subministrat a la cel·la electrolítica un corrent elèctric de 2,0 A durant 60 minuts i hem obtingut 419 mL d'oxigen, mesurats a 1,0 atm i 273 K. Calculeu el nombre d'Avogadro.
[1 punt]

DADES: Càrrega elèctrica: 1 electró = $1{,}60 \times 10^{-19}$ C.
Constant universal dels gasos ideals: $R = 0{,}082$ atm L K^{-1} mol^{-1}.

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

2. En la indústria farmacèutica sovint és necessari efectuar l'anàlisi de determinats metalls. Per exemple, per a determinar quantitativament el ferro que conté un comprimit multivitamínic, es dissol aquest comprimit en àcid i es duu a terme la valoració de l'ió Fe^{2+} emprant una solució de permanganat de potassi ($KMnO_4$) de concentració coneguda. La reacció de valoració és la següent:

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

a) Justifiqueu que aquesta reacció de valoració és una reacció redox, i que és espontània en condicions estàndard i a 25 °C. Indiqueu, raonadament, quin dels reactius és l'oxidant. [1 punt]

b) Al laboratori dissolem un comprimit multivitamínic de massa 105,0 mg en un matràs d'Erlenmeyer amb una mica d'àcid. Valorem aquesta solució amb $KMnO_4$ 0,0108 M, i en necessitem 30,1 mL perquè la solució passi d'incolora a lila (punt final de la valoració). Calculeu el percentatge en massa de ferro en el comprimit. [1 punt]

DADES: Massa atòmica relativa: Fe = 55,8.
Potencials estàndard de reducció a 25 °C: $E°(MnO_4^-/Mn^{2+}) = 1{,}51$ V;
$E°(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0{,}77$ V.

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

4. Un grup d'estudiants ha muntat tres piles al laboratori, i n'ha mesurat la força electromotriu, en condicions estàndard i a 298 K. Les dades experimentals que han obtingut són les següents:

	*Parells redox**		
Pila	*Pol negatiu*	*Pol positiu*	*Força electromotriu (V)*
1	Mg^{2+}/Mg	Zn^{2+}/Zn	+1,62
2	Zn^{2+}/Zn	Cu^{2+}/Cu	+1,10
3	H^+/H_2	Cu^{2+}/Cu	+ 0,34

* Els parells redox estan representats com a parells de reducció, independentment de si en la semicel·la es produeix una semireacció de reducció o d'oxidació.

a) Expliqueu el procediment experimental que cal seguir per a construir la pila 2 al laboratori i mesurar-ne la força electromotriu, i indiqueu el material i els reactius que necessiteu.
[1 punt]

b) El potencial estàndard d'elèctrode ($E°$) mesura la tendència d'un elèctrode a generar un procés de reducció. Per conveni internacional, a l'elèctrode estàndard d'hidrogen a 298 K se li assigna un valor de zero i, per tant, $E°(H^+/H_2) = 0{,}00$ V. A partir de les dades experimentals obtingudes, calculeu el potencial estàndard de reducció de l'elèctrode de Mg, $E°(Mg^{2+}/Mg)$, a una temperatura de 298 K.
[1 punt]

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

4. El cobalt és un metall indispensable per a millorar el rendiment dels automòbils elèctrics, i també s'utilitza perquè les bateries dels telèfons mòbils durin més temps. Mitjançant l'electròlisi d'una solució de iodur de cobalt(II) (CoI_2) podem obtenir cobalt metàl·lic i iode (I_2).

a) Feu un dibuix esquemàtic d'aquest procés electrolític, i indiqueu el nom i la polaritat dels elèctrodes. Escriviu la semireacció que té lloc en l'elèctrode de polaritat positiva.
[1 punt]

b) Calculeu la massa de cobalt que obtindrem en un dels elèctrodes quan fem passar un corrent d'1,8 A a través d'una solució de iodur de cobalt(II) durant 90 minuts.
[1 punt]

DADES: Massa atòmica relativa: Co = 59,0.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C mol}^{-1}$.

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

3. Una de les aplicacions industrials de l'electròlisi és el recobriment metàl·lic (niquelats, daurats, cromats o platejats). Volem recobrir de plata una barra metàl·lica mitjançant l'electròlisi d'una solució de nitrat de plata.

a) Dibuixeu el muntatge experimental que faríeu per dur a terme aquesta electròlisi al laboratori. Indiqueu-hi l'ànode i el càtode, així com les polaritats de tots dos. Justifiqueu en quin elèctrode hem de col·locar la barra metàl·lica per a aconseguir que quedi recoberta de plata.
[1 punt]

b) Tenim una barra metàl·lica amb una superfície de 20 cm^2 i la volem recobrir d'una capa de plata que tingui un gruix de 2 mm. Calculeu quant de temps durarà l'operació de platejat si utilitzem un corrent de 5,0 A.
[1 punt]

DADES: Densitat de la plata = $10{,}5\ \text{g cm}^{-3}$.
Massa atòmica relativa: Ag = 107,8.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C mol}^{-1}$.

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

5. Hem preparat al laboratori tres solucions aquoses, totes tres amb una concentració 1,0 M, de les sals solubles següents: $AgNO_3$, $Ni(NO_3)_2$ i $Sn(NO_3)_2$. Disposem també de làmines de níquel i de làmines de plata, i d'una solució aquosa de KNO_3 3,0 M.

a) Expliqueu detalladament com muntaríeu una pila al laboratori amb els reactius de què disposem, i digueu quin material de laboratori necessitaríeu. Indiqueu quin elèctrode faria de càtode i quin d'ànode, i les semireaccions que s'hi produirien.

[1 punt]

b) En un vas de precipitats, voleu fer una reacció per a obtenir estany sòlid, i disposeu dels reactius indicats anteriorment. Justifiqueu quins dos reactius utilitzaríeu i escriviu l'equació de la reacció.

[1 punt]

NOTA: Considereu que les reaccions es duen a terme sempre a 25 °C.

DADES: Potencials estàndard de reducció a 25 °C: $E°(Ag^+/Ag) = +0{,}80$ V; $E°(Sn^{2+}/Sn) = -0{,}14$ V; $E°(Ni^{2+}/Ni) = -0{,}26$ V.

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

2. En una activitat experimental, un grup d'alumnes disposen d'una làmina de níquel i una de plata per a muntar una pila en condicions estàndard.

a) Digueu quins altres reactius i quins materials necessitaran. Dibuixeu un esquema de la pila, i escriviu les semireaccions de cada elèctrode i la reacció global.

[1 punt]

b) El voltatge de funcionament d'un LED va d'1,4 V a 2,2 V, aproximadament. A partir dels valors de la taula, justifiqueu que el LED no podrà emetre llum si munten la pila amb níquel i plata, i indiqueu quin canvi haurien de fer en la pila perquè el LED en pugui emetre.

[1 punt]

Parell redox	Ag^+/Ag	Pb^{2+}/Pb	Ni^{2+}/Ni	Zn^{2+}/Zn
Potencial estàndard de reducció, E° (V)	+0,80	−0,13	−0,23	−0,76

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

2. Les reaccions redox s'utilitzen en molts processos de la química: per a generar energia elèctrica (pila), per a provocar reaccions químiques que no són espontànies (electròlisi) o per a obtenir substàncies de gran interès.

a) Un grup d'estudiants vol muntar una pila al laboratori, en condicions estàndard i a 25 °C. La pila té la notació següent:

$$\mathrm{Ag(s)\,|\,Ag^{+}(aq,\,1\ M)\,||\,Zn^{2+}(aq,\,1\ M)\,|\,Zn(s)}$$

Expliqueu el procediment experimental que hauran de seguir per a construir aquesta pila i mesurar-ne la força electromotriu, i indiqueu el material i els reactius que necessitaran.

[1 punt]

b) En un altre experiment, els estudiants disposen de dos vasos de precipitats, cadascun dels quals conté una solució 1,0 M de nitrat de coure(II), a 25 °C. En el primer, hi introdueixen una làmina de zinc, i en el segon, un fil de plata. Justifiqueu si hi haurà reacció o no en cadascun dels vasos; en cas afirmatiu, escriviu la reacció igualada.

[1 punt]

DADES: Potencial estàndard de reducció a 25 °C:
$E°(Ag^{+}/Ag) = +0{,}80$ V; $E°(Cu^{2+}/Cu) = +0{,}34$ V; $E°(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V.

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

2. Una de les utilitats de l'electròlisi és l'obtenció d'alguns metalls. Per exemple, el magnesi s'obté industrialment per electròlisi del clorur de magnesi ($MgCl_2$) procedent de salmorres o de l'aigua de mar. En aquesta electròlisi, el clorur de magnesi es troba en estat líquid o fos.

a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc a cadascun dels elèctrodes durant el procés d'electròlisi del clorur de magnesi fos, i també la reacció iònica global. Indiqueu el nom i la polaritat dels elèctrodes.

[1 punt]

b) Calculeu la massa de magnesi que obtindrem si hi fem passar un corrent elèctric de 200 A durant 18 h.

[1 punt]

DADES: Massa atòmica relativa: Mg = 24,3.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^{4}$ C $(\mathrm{mol\ e^{-}})^{-1}$.

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

7. En joieria s'utilitza freqüentment el bany de rodi, ja que les joies recobertes amb aquest metall brillen molt i, a més, és una alternativa menys cara que el recobriment amb platí. Volem recobrir una medalla de plata amb rodi mitjançant electròlisi.

a) Dibuixeu el muntatge experimental per a fer el recobriment de la medalla amb una capa de rodi si disposeu d'una cel·la electrolítica, d'una dissolució aquosa de sulfat de rodi(III) ($Rh_2(SO_4)_3$) i d'un elèctrode inert. Anomeneu els elèctrodes i indiqueu-ne la polaritat, i escriviu la semireacció que fa que el rodi es dipositi sobre la medalla.

[1 punt]

b) Per a obtenir un bon recobriment necessitem que es dipositin almenys 2,0 g de rodi. Si fem passar un corrent elèctric de 10 A durant 10 min, haurem dipositat prou rodi? Justifiqueu la resposta.

[1 punt]

DADES: Massa atòmica relativa: Rh = 102,9.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C $(\text{mol e}^-)^{-1}$.

Institut d'Estudis Catalans

L'Institut d'Estudis Catalans ha tingut cura de la correcció lingüística i de l'edició d'aquesta prova d'accés

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

3. Per electròlisi d'una dissolució aquosa de clorur d'or(III) ($AuCl_3$), s'obté clor gasós i es diposita or.

a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode, i la reacció global. Feu un esquema de la cel·la electrolítica, i indiqueu-hi l'elèctrode positiu i el negatiu, l'ànode i el càtode, el moviment dels ions a l'interior de la cel·la i el dels electrons pel circuit exterior.

[1 punt]

b) Calculeu el nombre d'àtoms d'or i el nombre de molècules de clor que s'obtenen quan un mol d'electrons ha passat pel circuit.

[1 punt]

DADA: Nombre d'Avogadro: $N_A = 6{,}023 \times 10^{23}$.

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

2. L'electròlisi és un procés en què s'aporta energia elèctrica perquè es produeixi una reacció redox no espontània. Mitjançant l'electròlisi d'una solució aquosa de clorur de coure(II), emprant dos elèctrodes inerts de grafit, s'obté $Cl_2(g)$ a l'ànode i es diposita Cu(s) al càtode.

a) Escriviu les semireaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode, indiqueu la polaritat dels elèctrodes i digueu si la semireacció és d'oxidació o de reducció. Escriviu l'equació química global que es produeix en el procés d'electròlisi.

[1 punt]

b) Al laboratori duem a terme l'electròlisi d'una solució aquosa de clorur de coure(II) durant 60 minuts, emprant un corrent continu d'1,30 A, i obtenim 1,54 g de Cu(s). Calculeu la massa atòmica del coure.

[1 punt]

DADA: Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C $(\text{mol e}^-)^{-1}$.

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



4. Suposeu que quan està a punt de començar el partit de la final del Mundial de futbol del 2018 es descobreix que uns lladres n'han robat el trofeu, que és fet d'or. Com que no hi ha temps de fabricar-ne un de nou per a lliurar-lo a l'equip guanyador del partit, es decideix agafar una reproducció feta d'un metall corrent i recobrir-la d'una capa fina d'or mitjançant electròlisi.

a) Feu un dibuix del muntatge experimental que proposaríeu per a recobrir la reproducció del trofeu d'una capa d'or, si disposéssiu d'una cel·la electrolítica, d'una solució aquosa de $AuCl_3$ i d'un elèctrode inert. Com s'anomena l'elèctrode on col·locaríem la reproducció del trofeu i quina polaritat té? Escriviu la semireacció que fa que l'or es dipositi sobre la reproducció del trofeu.
[1 punt]

b) Si la massa d'or que volem dipositar sobre el trofeu és de 23,16 g, quina intensitat mínima ha de tenir el corrent elèctric perquè puguem tenir daurada la rèplica del trofeu abans del final del partit?
[1 punt]

DADES: Massa atòmica relativa: Au = 197,0.
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C mol}^{-1}$.
Durada d'un partit de futbol (incloent-hi el temps de descans) = 105 min.

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

2. Volem fabricar piles de diferent força electromotriu al laboratori i disposem d'elèctrodes dels metalls següents: coure, níquel i ferro. Preparem solucions de concentració 1,0 mol L^{-1} dels ions Cu^{2+}, Ni^{2+} i Fe^{2+} a partir de sals solubles en aigua i, a més, disposem d'una solució aquosa concentrada de KCl.

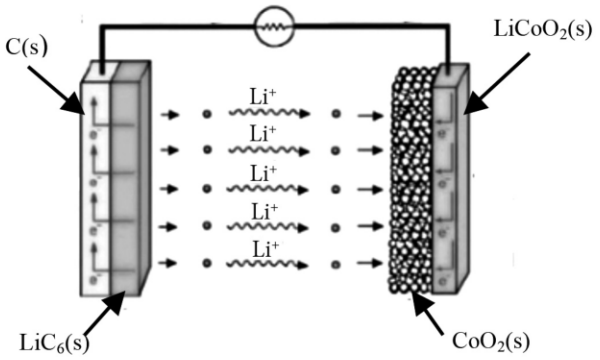
a) De totes les piles que podem muntar, justifiqueu quina tindrà la força electromotriu màxima. Calculeu-ne la força electromotriu.
[1 punt]

b) Expliqueu com muntaríeu al laboratori una pila en què els elèctrodes fossin el níquel i el ferro, i esmenteu el material i els reactius necessaris. Dibuixeu un esquema de la pila i indiqueu la polaritat dels elèctrodes.
[1 punt]

DADES: Suposeu que treballem en condicions estàndard i a 298 K.
Potencial estàndard de reducció, a 298 K:
$E°(Cu^{2+}/Cu) = +0{,}34$ V; $E°(Ni^{2+}/Ni) = -0{,}25$ V; $E°(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}44$ V.

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

5. Les bateries recarregables d'ió liti s'utilitzen en els dispositius mòbils i en els ordinadors. Contenen un elèctrode format pels materials $LiCoO_2(s)$ i $CoO_2(s)$, i un altre elèctrode format pels materials C(s) i $LiC_6(s)$. La bateria té, a més, una substància entre els elèctrodes per a facilitar el moviment dels ions Li^+.



Esquema del funcionament d'una bateria d'ió liti

a) Quan aquesta bateria funciona com una pila, les semireaccions que es produeixen en els elèctrodes són:

$$CoO_2 + Li^+ + e^- \rightarrow LiCoO_2$$
$$LiC_6 \rightarrow 6\,C + Li^+ + e^-$$

Justifiqueu quina semireacció es produeix a l'ànode i quina es produeix al càtode, i escriviu la reacció global. Calculeu la força electromotriu de la bateria si sabem que la variació d'energia lliure de la reacció global és −357,1 kJ per mol de CoO_2.

[1 punt]

b) Quan carreguem la bateria, efectuem un procés electrolític i regenerem CoO_2 i LiC_6 en els elèctrodes, segons les semireaccions següents:

$$LiCoO_2 \rightarrow CoO_2 + Li^+ + e^-$$
$$6\,C + Li^+ + e^- \rightarrow LiC_6$$

Calculeu la massa de LiC_6 que es formarà en un dels elèctrodes si carreguem la bateria durant 2,5 h i hi fem passar una intensitat de corrent de 0,50 A.

[1 punt]

DADES: Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ C\ mol^{-1}$.
Masses atòmiques relatives: Li ... 6,9; C ... 12,0

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

4. Volem muntar una pila, en condicions estàndard i a 298 K, que té la notació següent:

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

a) Escriviu les semireaccions que es produeixen a l'ànode i al càtode i indiqueu-ne la polaritat. Escriviu la reacció global de la pila i calculeu-ne la força electromotriu.

[1 punt]

b) Expliqueu el procediment experimental per a construir aquesta pila al laboratori i mesurar-ne la força electromotriu. Indiqueu, també, el material i els reactius que necessiteu.

[1 punt]

DADES: Potencial estàndard de reducció, a 298 K:
$E°(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V; $E°(Fe^{3+}/Fe) = -0{,}04$ V

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

4. Atesa l'escassetat i el preu tan alt dels derivats del petroli, es pensa en l'hidrogen com a combustible que els pot substituir, ja que també reacciona amb l'oxigen i produeix energia en aquest procés.

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\,H_2O(l) \quad \Delta H < 0$$



a) Justifiqueu que es tracta d'una reacció d'oxidació-reducció, i indiqueu quin reactiu és l'oxidant i quin reactiu és el reductor. Expliqueu raonadament si la reacció és espontània, en condicions estàndard i a 298 K.

[1 punt]

b) A la natura no hi ha hidrogen lliure i, per tant, cal obtenir-lo d'alguna manera. El reactiu més barat és l'aigua i algú proposa utilitzar les radiacions solars per a trencar directament l'enllaç O—H de la molècula d'aigua, de manera que els radicals formats continuarien la reacció. Justifiqueu si és possible que la radiació solar trenqui l'enllaç O—H, si suposem que la radiació solar que arriba a la superfície terrestre té una freqüència d'entre $5{,}0 \times 10^{14}$ i $1{,}0 \times 10^{13}\ s^{-1}$.

[1 punt]

DADES: Potencial estàndard de reducció, a 298 K:

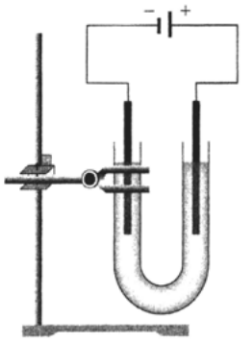
$E°(H^+/H_2) = 0{,}00$ V; $E°(O_2/H_2O) = 1{,}23$ V

Energia de l'enllaç O—H (en condicions estàndard i a 298 K) $= 463\ kJ\ mol^{-1}$

Nombre d'Avogadro: $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$

Constant de Planck: $h = 6{,}63 \times 10^{-34}$ J s

7. En l'electròlisi d'una solució aquosa de iodur de potassi (KI) s'obté I_2 i H_2. Per a dur a terme aquest procés d'electròlisi al laboratori, un estudiant fa el muntatge representat en la figura adjunta. L'estudiant ha introduït una solució aquosa de iodur de potassi 0,5 M en el tub en forma de U, i ha afegit unes gotes de fenolftaleïna al costat del tub on hi ha l'elèctrode que fa de càtode. A mesura que avança el procés electrolític, apareixen una coloració rosada en la zona del càtode i una coloració marronosa en la zona de l'ànode.



Electròlisi del iodur de potassi aquós.

a) Indiqueu la polaritat del càtode i la de l'ànode en aquest procés electrolític. Escriviu la semireacció que es produeix en el càtode i expliqueu raonadament la coloració que apareix en aquesta zona.
[1 punt]

b) Escriviu la semireacció que es produeix en l'ànode. Quina massa de iode obtindreu si en el procés electrolític circula un corrent de 500 mA durant 40 minuts?
[1 punt]

DADES: Massa atòmica relativa: I = 126,9
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C mol^{-1}
Fenolftaleïna: — forma àcida: incolora
— forma bàsica: rosada
— pH de viratge: 8,3-10,0

Institut d'Estudis Catalans

Generalitat de Catalunya
Consell Interuniversitari de Catalunya
Oficina d'Accés a la Universitat

Proves d'accés a la universitat

Convocatòria 2014

Química

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

2. Les solucions aquoses dels àcids reaccionen amb molts metalls i produeixen hidrogen. Així, per exemple, quan deixem caure unes quantes gotes d'una solució aquosa de HCl sobre una làmina prima d'alumini, aquesta es forada a causa de la reacció següent:

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

a) Justifiqueu que aquesta reacció és espontània en condicions estàndard i a 25 °C. Expliqueu raonadament quin reactiu és l'oxidant i quin reactiu és el reductor.

[1 punt]

b) Podem dur a terme la reacció entre l'alumini i l'àcid clorhídric en una pila per a generar corrent elèctric continu emprant un pont salí de $KNO_3(aq)$. La notació d'aquesta pila és:

$$Al(s)\,|\,AlCl_3(aq)\,||\,HCl(aq),\,H_2(g)\,|\,Pt(s)$$

Feu un dibuix de la pila i indiqueu-hi les polaritats dels elèctrodes. Justifiqueu cap a on es mouen els ions del pont salí quan la pila està en funcionament.

[1 punt]

DADES: Potencial estàndard de reducció, a 25 °C:

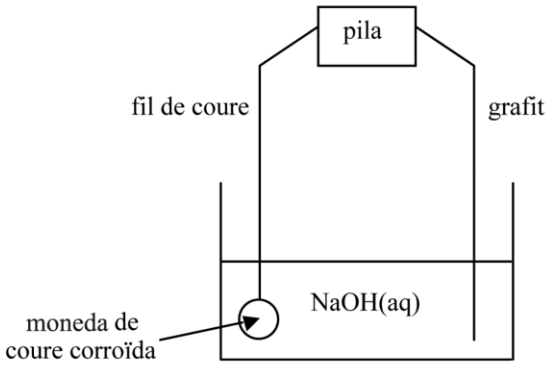
$E°(H^+/H_2) = 0{,}00\ V$; $E°(Al^{3+}/Al) = -1{,}66\ V$

41. PAU 2013 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 7

7. Moltes monedes trobades en excavacions arqueològiques són de coure i, habitualment, estan corroïdes. Un procediment per a netejar-les consisteix a penjar-les d'un fil de coure, submergir-les en una solució aquosa de NaOH, afegir un elèctrode de grafit a la solució i connectar el fil de coure i el grafit a una pila, com s'observa en la figura. La reacció iònica global que es produeix és la següent:

$$2\,Cu^{2+} + 4\,OH^- \rightarrow 2\,Cu + O_2 + 2\,H_2O$$

Procés de neteja d'una moneda de coure



a) Escriviu les semireaccions que tindran lloc en cadascun dels elèctrodes durant el procés de neteja de la moneda de coure corroïda i indiqueu el nom i la polaritat dels elèctrodes. Per què és necessari unir el fil de coure i el grafit amb una pila?

[1 punt]

b) Expliqueu en què consisteix el procés de corrosió d'un metall i indiqueu els factors ambientals que el produeixen. Indiqueu a partir de quin criteri deduïm quin metall es corroirà més fàcilment, d'una sèrie de metalls sotmesos a les mateixes condicions ambientals i durant el mateix temps.

[1 punt]

DADES: Potencial estàndard de reducció, a 298 K:
$E°(O_2/OH^-) = +0{,}40$ V; $E°(Cu^{2+}/Cu) = +0{,}34$ V

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

7. Volem separar la plata d'un aliatge format per plata i estany. Per a aconseguir-ho, podem escollir entre afegir a l'aliatge una solució aquosa d'àcid sulfúric 1 M o una d'àcid nítric 1 M, i, posteriorment, obtenir la plata sòlida per filtració.

a) Justifiqueu, des d'un punt de vista electroquímic, si escolliríeu afegir àcid sulfúric o àcid nítric.

[1 punt]

b) Escriviu la reacció de l'àcid nítric en aigua, segons el model àcid-base de Brönsted-Lowry. Si tenim una solució d'àcid nítric i una altra d'àcid sulfúric de la mateixa concentració molar, quina de les dues solucions té un pH més alt? Expliqueu-ho raonadament.

[1 punt]

DADES: Potencial estàndard de reducció, a 298 K:
$E°(NO_3^-/NO) = +0{,}96\ V$; $E°(SO_4^{2-}/SO_3^{2-}) = +0{,}17\ V$;
$E°(Ag^+/Ag) = +0{,}80\ V$; $E°(Sn^{2+}/Sn) = -0{,}14\ V$

---

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

3. El magnesi és un element metàl·lic que forma part de molts aliatges, però no es troba pur a la naturalesa. Es pot obtenir a partir d'alguna de les seves sals emprant una cel·la electrolítica.

a) Escriviu les semireaccions que es produeixen en cada elèctrode, i la reacció global, quan es duu a terme l'electròlisi de clorur de magnesi fos, i indiqueu el nom i la polaritat dels elèctrodes.

[1 punt]

b) Justifiqueu per què cal fer el procés d'obtenció de magnesi en una cel·la electrolítica i no en una cel·la galvànica (pila). Si per la cel·la electrolítica de clorur de magnesi fos hi circula una intensitat de corrent de 5,0 A, quantes hores han de transcórrer per a aconseguir 100 g de magnesi?

[1 punt]

DADES: Massa atòmica relativa: Mg = 24,3
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4\ C\ mol^{-1}$
Potencial estàndard de reducció, a 298 K:
$E°(Cl_2/Cl^-) = +1{,}36\ V$; $E°(Mg^{2+}/Mg) = -2{,}38\ V$

7. El brom s'utilitza en la producció de colorants, desinfectants i insecticides. Una font important per a obtenir-lo és l'aigua de mar, on s'hi troba en forma de bromur. L'obtenció de brom a partir de l'aigua de mar es duu a terme industrialment mitjançant una reacció del tipus:

$$2\,Br^-(aq) + X_2(aq) \rightarrow Br_2(l) + 2\,X^-(aq) \qquad \text{on X és un altre halogen.}$$

a) Expliqueu raonadament quin o quins halògens poden fer que la reacció anterior sigui espontània, i calculeu la variació d'energia lliure estàndard, a 298 K, d'una d'aquestes reaccions.

[1 punt]

b) A partir de la configuració electrònica dels àtoms o ions, i utilitzant el model atòmic de càrregues elèctriques, compareu el radi atòmic dels elements Cl i Br, així com el radi de les espècies químiques Br i Br^-.

[1 punt]

DADES: Potencial estàndard de reducció, a 298 K:
$E°(F_2/F^-) = +2{,}87$ V; $E°(Cl_2/Cl^-) = +1{,}36$ V;
$E°(Br_2/Br^-) = +1{,}07$ V; $E°(I_2/I^-) = +0{,}54$ V
Constant de Faraday: $F = 9{,}65 \times 10^4$ C mol^{-1}
Nombres atòmics (Z): Z(Cl) = 17; Z(Br) = 35

Generalitat de Catalunya
Consell Interuniversitari de Catalunya
Organització de Proves d'Accés a la Universitat

Proves d'Accés a la Universitat. Curs 2012-2013

Química

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

1. Amb l'ajut de les figures, que representen experiències dutes a terme al laboratori, contesteu les qüestions següents i justifiqueu les respostes.

Experiències realitzades al laboratori, a 25 °C

Figura A

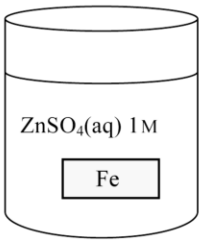
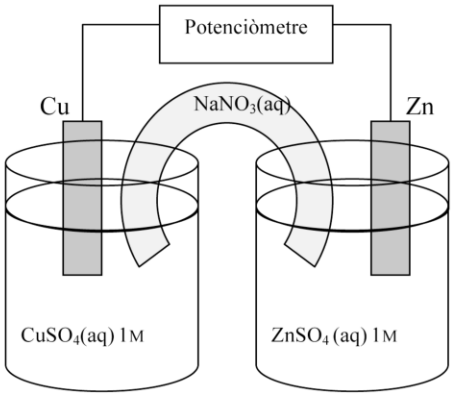


Figura B



a) En l'experiència de la figura A, introduïm una peça de ferro en una solució aquosa de $ZnSO_4$. La peça de ferro quedarà recoberta d'una capa de zinc sòlid?
[1 punt]

b) En l'experiència de la figura B, es connecten les solucions aquoses de $CuSO_4$ i $ZnSO_4$ amb un pont salí de $NaNO_3$. Què marcarà el potenciòmetre? Cap a on es mouran els ions Na^+ i NO_3^-?
[1 punt]

DADES:

Parell redox	$Zn^{2+}\,\vert\,Zn$	$Fe^{2+}\,\vert\,Fe$	$Cu^{2+}\,\vert\,Cu$
E°(V), a 25 °C	–0,76	–0,44	0,34

46. PAU 2012 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

1. Una bateria que es podria utilitzar en els vehicles elèctrics és la de zinc-clor, que té l'avantatge de desenvolupar una potència pràcticament constant, fins i tot durant el procés de descàrrega. Aquesta bateria està formada per un conjunt de piles amb la notació següent:

$$Zn(s)\,\vert\,Zn^{2+}(aq)\,\vert\vert\,Cl_2(g)\,\vert\,Cl^-(aq)\,\vert\,Pt(s)$$

a) Dibuixeu un esquema d'aquesta pila. Indiqueu-hi la polaritat i el nom de cada elèctrode i assenyaleu el sentit de circulació dels electrons pel circuit exterior. Quina funció hi exerceix el platí?
[1 punt]

b) Escriviu les equacions de les semireaccions d'oxidació i reducció, i l'equació de la reacció global que hi té lloc. Calculeu la força electromotriu (FEM) de la pila, en condicions estàndard i a 298 K.
[1 punt]

DADES: Potencial estàndard de reducció a 298 K:
$E°(Zn^{2+}\,\vert\,Zn) = -0{,}76\ V$; $E°(Cl_2\,\vert\,Cl^-) = 1{,}36\ V$

47. PAU 2012 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 6

6. Al laboratori disposem de les substàncies següents:

Metalls	Sn(s)	Cu(s)	Ni(s)
Solucions	KNO_3(aq) 3 M	$CuSO_4$(aq) 1 M	$NiSO_4$(aq) 1 M

a) Quina reacció faríeu al laboratori per aconseguir tenir una solució aquosa que contingués ions Sn^{2+}? Justifiqueu la resposta.
[1 punt]

b) Emprant només les substàncies de la taula anterior, expliqueu el procediment experimental per a construir al laboratori una pila en condicions estàndard i a 25 °C, tot indicant el material necessari. Digueu el nom i la polaritat de cada elèctrode.
[1 punt]

DADES: Potencial estàndard de reducció, $E°$, a 25 °C:
$E°(Cu^{2+}/Cu) = +0{,}34$ V; $E°(Sn^{2+}/Sn) = -0{,}14$ V; $E°(Ni^{2+}/Ni) = -0{,}25$ V

48. PAU 2011 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 6

6. Tot i que els coberts de plata s'enfosqueixen per la reacció amb els compostos sulfurats que contenen els aliments, és corrent recobrir de plata coberts fabricats amb altres metalls més barats. Volem recobrir de plata una cullera mitjançant el procés electrolític d'una solució aquosa d'una sal de plata.

a) Justifiqueu si la cullera ha d'actuar com a ànode o com a càtode de la cel·la electrolítica. Feu un dibuix esquemàtic d'aquest procés electrolític: indiqueu-hi el nom i la polaritat dels elèctrodes i la reacció que tindrà lloc a l'elèctrode on hi ha la cullera.
[1 punt]

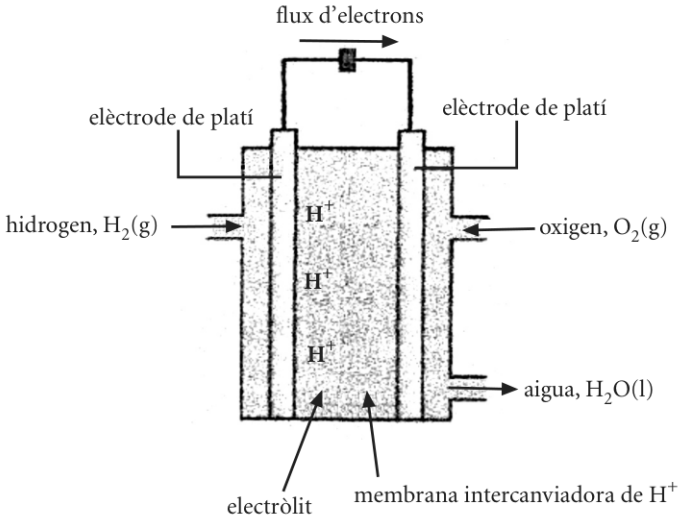
b) Determineu quantes hores calen per a dur-ne a terme el recobriment, si la cullera té una superfície de 20 cm^2, el gruix del recobriment ha de ser de 0,010 cm i pel bany utilitzat hi passa un corrent de 0,020 A.
[1 punt]

DADES: Densitat de la plata = 10,5 $g\,cm^{-3}$.
Massa atòmica relativa de la plata = 107,87.
Constant de Faraday, $F = 9{,}65 \times 10^4$ $C\,mol^{-1}$.

49. PAU 2011 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 3

3. La pila de combustible d'electròlit polimèric que es mostra en la figura és una pila de combustible típica. El funcionament consisteix a introduir en la cel·la hidrogen i oxigen gasosos de manera continuada, alhora que s'elimina el producte de la reacció (aigua). Així, es pot generar energia elèctrica mentre es manté el subministrament de reactius. Aquesta pila està formada per dos elèctrodes recoberts de platí, que actua com a catalitzador, separats per una membrana polimèrica que conté un electròlit i que hi permet el pas de H^+.

Pila de combustible d'electròlit polimèric



a) Escriviu les semireaccions anòdica i catòdica, i la reacció global de la pila de combustible d'electròlit polimèric. Indiqueu la polaritat dels elèctrodes.

[1 punt]

b) La quantitat teòrica màxima d'energia elèctrica disponible en una pila electroquímica és la variació d'energia lliure ($\Delta G°$), mentre que la quantitat màxima d'energia alliberada quan es crema un combustible és la seva variació d'entalpia ($\Delta H°$). Per a avaluar una pila de combustible s'utilitza el paràmetre del valor d'eficiència (ε), que es defineix $\varepsilon = \Delta G°/\Delta H°$. Calculeu la força electromotriu (FEM) i l'eficiència (ε) de la pila de combustible d'electròlit polimèric, en condicions estàndard i a 298 K.

[1 punt]

DADES: Constant de Faraday, $F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C mol}^{-1}$.
Entalpia estàndard de formació de l'aigua líquida a 298 K:
$\Delta H_f° = -285{,}8\ \text{kJ mol}^{-1}$.
Potencial estàndard de reducció a 298 K:
$E°(H^+ \mid H_2) = 0{,}00\ \text{V}$; $E°(O_2 \mid H_2O) = 1{,}23\ \text{V}$.

50. PAU 2011 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 3

3. Coneixem els potencials estàndard de reducció, a 298 K, del coure i del zinc:

$$E°(Cu^{2+} \mid Cu) = +0{,}34\,V \quad E°(Zn^{2+} \mid Zn) = -0{,}76\,V$$

a) Expliqueu raonadament quina reacció espontània tindrà lloc en una pila formada per aquests dos elèctrodes, en condicions estàndard i a 298 K. Calculeu la força electromotriu (FEM) de la pila en aquestes condicions.
[1 punt]

b) Volem comprovar experimentalment la força electromotriu d'aquesta pila en condicions estàndard i a 298 K. Expliqueu com la muntaríeu al laboratori per a fer-ne la comprovació, i indiqueu el material i els reactius que utilitzaríeu.
[1 punt]

51. PAU 2010 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 2

2. A partir de solucions de Zn^{2+} 1,0 M i Ag^{+} 1,0 M, i emprant una solució de KNO_3 2,0 M com a pont salí, es construeix al laboratori la pila següent, a una temperatura de 25 °C:

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

a) Escriviu les equacions de les semireaccions d'oxidació i reducció, i l'equació de la reacció iònica global de la pila. Calculeu-ne la força electromotriu (FEM).
[1 punt]

b) Dibuixeu un esquema de la pila. Indiqueu-hi la polaritat i el nom de cada elèctrode i assenyaleu en quin sentit es mouen els ions del pont salí.
[1 punt]

DADES:

Parell redox	Zn^{2+}/Zn	Ag^{+}/Ag
$E°$ (V), a 25 °C	–0,76	+0,80

52. PAU 2010 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4

4. Al laboratori disposem d'una solució aquosa de Zn^{2+} 1,0 M, d'una solució aquosa de Cu^{2+} 1,0 M i de ferro i alumini sòlids.

a) Quina reacció faríeu per a obtenir zinc sòlid? Justifiqueu la resposta.
[1 punt]

b) Escriviu l'equació de la reacció entre la solució aquosa de Cu^{2+} i l'alumini sòlid i calculeu l'energia lliure estàndard d'aquesta reacció.
[1 punt]

DADES: Considereu que les reaccions es produeixen a 25 °C. / F= 9,65·104Cmol–1.

Temperatura = 25 °C	Cu^{2+}/Cu	Fe^{2+}/Fe	Zn^{2+}/Zn	Al^{3+}/Al
$E°$ (V)	+0,34	–0,44	–0,76	–1,68

53. PAU 2010 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5

5. Mitjançant el procés d'electròlisi de l'aigua es poden obtenir hidrogen i oxigen gasosos.

a) Indiqueu el material que necessitaríeu per a dur a terme aquest procés al laboratori i feu un esquema del muntatge experimental. Escriviu les equacions de les semireaccions que tenen lloc en cadascun dels elèctrodes.

[1 punt]

b) Determineu el volum d'hidrogen, mesurat a 1,0 atm i 25 °C, que s'obtindrà en efectuar l'electròlisi de l'aigua durant mitja hora amb una intensitat de corrent de 2,0 A.

[1 punt]

DADES: $R = 0{,}082\ \text{atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8{,}31\ \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.
$F = 9{,}65 \cdot 10^4\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

54. PAU 2010 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 2

2. En fer l'electròlisi de clorur de liti fos, LiCl, s'obté Cl_2 a l'ànode i Li al càtode.

a) Escriviu el procés que té lloc en cadascun dels elèctrodes i indiqueu quin és el procés d'oxidació i quin el de reducció. Quina polaritat tenen els elèctrodes?

[1 punt]

b) Calculeu la intensitat de corrent necessària per a descompondre 15,0 g de clorur de liti fos en una hora.

[1 punt]

DADES: Masses atòmiques relatives: Cl = 35,5; Li = 6,9.
Constant de Faraday = $F = 9{,}65 \cdot 10^4\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

55. PAU 2009 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 5 (Opció B)

5. Qüestions d'elecció múltiple.

De les quatre qüestions següents, trieu l'ÚNICA resposta que considereu vàlida (no cal justificar-la).

Escriviu les respostes directament en el quadern. Indiqueu el número de la qüestió i, al costat, la lletra que precedeix la resposta que considereu correcta (*a*, *b*, *c* o *d*).

[0,5 punts per cada resposta correcta; –0,17 punts per cada resposta incorrecta. Per les qüestions no contestades no hi haurà cap descompte.]

5.1. En una pila Daniell ($Zn|Zn^{2+}||Cu^{2+}|Cu$):

a) els electrons circulen pel pont salí des del càtode cap a l'ànode.

b) els electrons circulen pel conductor metàl·lic des del càtode cap a l'ànode.

c) els electrons circulen pel conductor metàl·lic des de l'ànode cap al càtode.

d) la concentració dels ions Cu^{2+} augmenta a mesura que la pila genera corrent.

5.2. Indiqueu quin dels compostos següents es pot obtenir a partir dels seus elements en condicions estàndard.

DADES: $E°(Cl_2|Cl^-) = 1{,}36$ V; $E°(I_2|I^-) = 0{,}54$ V; $E°(Ag^+|Ag) = 0{,}80$ V; $E°(Au^{+3}|Au) = 1{,}40$ V.

a) Clorur de plata.

b) Iodur de plata.

c) Clorur d'or(III).

d) Iodur d'or(III).

5.3. Quina de les condicions següents donarà lloc a una reacció espontània a qualsevol temperatura?

a) $\Delta H_{\text{reacció}} > 0$ i $\Delta S_{\text{reacció}} < 0$

b) $\Delta H_{\text{reacció}} > 0$ i $\Delta S_{\text{reacció}} > 0$

c) $\Delta H_{\text{reacció}} < 0$ i $\Delta S_{\text{reacció}} > 0$

d) $\Delta H_{\text{reacció}} < 0$ i $\Delta S_{\text{reacció}} < 0$

5.4. En el procés de congelació de l'aigua a temperatura constant

a) es produeix una disminució de l'entropia del sistema, ja que la solidificació és un procés endotèrmic.

b) es produeix un increment de l'entropia del sistema, ja que la solidificació és un procés exotèrmic.

c) es produeix una disminució de l'entropia del sistema, ja que l'estat líquid és menys ordenat que l'estat sòlid.

d) no es produeix cap canvi d'entropia, ja que la temperatura es manté constant.

Opció B

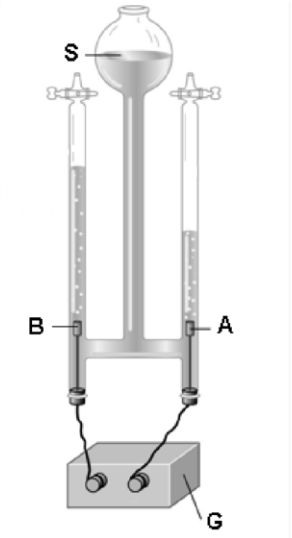
4. L'electròlisi de l'aigua mitjançant un corrent elèctric continu proporcionat per cèlul·les fotovoltaiques pot ser una via sostenible per a l'obtenció d'hidrogen, un combustible que, a diferència dels hidrocarburs d'origen fòssil, no produeix gasos d'efecte d'hivernacle.

4.1. Es duu a terme l'electròlisi d'aigua acidulada amb H_2SO_4 fent servir un esquema experimental com el que es mostra en la figura de la dreta.

a) Observant la figura, raoneu quin gas s'allibera en l'elèctrode A i en l'elèctrode B i indiqueu quin nom reben aquests elèctrodes.

b) Escriviu les reaccions que tenen lloc en cadascun d'aquests elèctrodes.

[1,5 punts]



G: generador de corrent continu.
A i B: elèctrodes de Pt.
S: solució aquosa de H_2SO_4.

4.2. En una cel·la electrolítica en què té lloc l'electròlisi de l'aigua, s'hi han alliberat, passat un cert temps, 4 g d'hidrogen gas. Calculeu la càrrega elèctrica que ha circulat per la cel·la durant aquest temps.

[0,5 punts]

DADES: $F = 96\,485\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Massa atòmica relativa: H = 1,0.

57. PAU 2009 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció B)

5. Qüestions d'elecció múltiple.

De les quatre qüestions següents, trieu l'ÚNICA resposta que considereu vàlida (no cal justificar-la).

Escriviu les respostes directament en el quadern. Indiqueu el número de la qüestió i, al costat, la lletra que precedeix la resposta que considereu correcta (*a*, *b*, *c* o *d*).

[0,5 punts per cada resposta correcta; –0,17 punts per cada resposta incorrecta. Per les qüestions no contestades no hi haurà cap descompte.]

5.1. Quan s'afegeix un catalitzador a una reacció en equilibri, sense modificar-ne el volum ni la temperatura,

a) l'equilibri no es modifica, atès que la constant d'equilibri no varia.

b) l'equilibri es desplaça cap a la formació de productes, atès que es rebaixa l'energia d'activació de la reacció.

c) l'equilibri es desplaça cap a la formació de productes, atès que es modifica el valor de ΔG.

d) l'equilibri no es modifica, perquè no canvien els valors de les constants de velocitat.

5.2. En un reactor en el qual és possible modificar-ne el volum es duu a terme la reacció irreversible següent: $C(g) \rightarrow A(g) + B(g)$. Indiqueu l'única afirmació <u>incorrecta</u> de les proposicions següents:

a) La velocitat de la reacció depèn de la concentració del gas C.

b) La velocitat de la reacció depèn de la concentració dels gasos C, A i B.

c) La velocitat de la reacció depèn de la temperatura del sistema.

d) La velocitat de la reacció depèn del volum del reactor.

5.3. Construïm una pila disposant una làmina de zinc en una solució de Zn^{2+} 1 M i una làmina de coure en una solució de Cu^{2+} 1 M. Ambdues solucions es posen en contacte a través d'un pont salí, i els metalls es connecten mitjançant un conductor metàl·lic a les entrades d'un potenciòmetre. Sabent que $E°\ (Cu^{2+}|Cu) = 0{,}34$ V i $E°\ (Zn^{2+}|Zn) = -0{,}76$ V, es pot afirmar que

a) el Cu^{2+} passa a Cu i el Zn^{2+} passa a Zn, prenent electrons.

b) la pila construïda no funciona, atès que la reacció global no és espontània.

c) el Zn^{2+} passa a Zn i el Cu passa a Cu^{2+}.

d) el Cu^{2+} passa a Cu i el Zn passa a Zn^{2+}.

5.4. La faialita és un mineral al qual s'assigna la fórmula química Fe_2SiO_4. Els estats d'oxidació del ferro i el silici en aquesta substància són, respectivament:

a) 3 i 2.

b) 2 i 4.

c) 6 i –4.

d) 3 i 4.

Opció B

4. El clor és un gas de color groc verdós que s'utilitza en la potabilització de l'aigua per al consum humà i en la desinfecció de l'aigua de les piscines.

4.1. Al laboratori, es pot preparar clor gas fent reaccionar el permanganat de potassi sòlid amb àcid clorhídric concentrat. Considerant que en el decurs d'aquesta reacció redox es forma clor, clorur de manganès(II) i aigua, escriviu i ajusteu la reacció mitjançant el mètode de l'ió-electró.

[0,8 punts]

4.2. Calculeu el volum de clor gas, a 20 °C i 1 atm de pressió, que es pot obtenir en fer reaccionar 10 mL de clorhídric concentrat del 35,2 % en massa i densitat 1,175 $g \cdot mL^{-1}$ amb un excés de permanganat de potassi.

[0,6 punts]

4.3. En l'etiqueta del pot de vidre del permanganat de potassi apareixen els pictogrames següents:



Xn

Què signifiquen aquests pictogrames? Quines precaucions cal prendre per a manipular el permanganat de potassi?

[0,6 punts]

DADES: $R = 0{,}082\ atm \cdot L \cdot K^{-1} \cdot mol^{-1}$.

Masses atòmiques relatives: H = 1,0; Cl = 35,5.

59. PAU 2008 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 3



3. En presència d'àcid sulfúric, el peròxid d'hidrogen (H_2O_2) reacciona amb el permanganat de potassi i dóna sulfat de manganès(II), sulfat de potassi, oxigen i aigua. De fet, aquesta reacció es fa servir per a determinar la concentració de peròxid d'hidrogen en una aigua oxigenada comercial.

3.1. Igualeu pel mètode de l'ió-electró la reacció entre el peròxid d'hidrogen i el permanganat de potassi.

[0,6 punts]

3.2. Per a determinar la concentració de peròxid d'hidrogen en una aigua oxigenada comercial es prenen exactament 25 mL de l'aigua oxigenada, s'acidifiquen amb la quantitat suficient d'àcid sulfúric, i el conjunt es dilueix fins a 250 mL amb aigua destil·lada. Expliqueu, indicant l'utillatge i el procediment escaients, com prepararíeu de manera precisa al laboratori aquesta solució diluïda de l'aigua oxigenada comercial.

[0,8 punts]

3.3. Considerant que 10,0 mL de la solució diluïda de l'aigua oxigenada així preparada reaccionen de manera estequiomètrica amb 22,0 mL d'una solució de permanganat de potassi 0,020 M, determineu la molaritat d'aquesta solució diluïda.

[0,6 punts]

2

60. PAU 2008 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 1

1. En solucions aquoses d'àcid sulfúric, el sulfat de ferro(II) reacciona amb el permanganat de potassi i es forma sulfat de ferro(III), sulfat de manganès(II), sulfat de potassi i aigua.

1.1. Igualeu aquesta reacció pel mètode de l'ió-electró.

[0,6 punts]

1.2. En farmàcia, el sulfat de ferro(II) es fa servir en la preparació de medicaments per a tractar pacients amb determinats tipus d'anèmies.

Amb la finalitat de conèixer el contingut de catió Fe^{2+} en uns comprimits antianèmics, es dissol un d'aquests comprimits en una solució d'àcid sulfúric i es fa reaccionar amb una solució de permanganat de potassi 0,020 M. Sabent que tot el Fe^{2+} del comprimit reacciona de manera estequiomètrica amb 6,60 mL de la solució de permanganat de potassi, calculeu els mg de catió Fe^{2+} que hi havia en el comprimit analitzat.

[0,8 punts]

1.3. Escriviu la semireacció corresponent a la **reducció** del catió Fe^{2+} i indiqueu l'interès industrial del producte que s'hi ha format. Esmenteu el nom genèric que reben les indústries on s'obté aquest producte.

[0,6 punts]

DADES: Considereu que l'únic component del comprimit que reacciona amb el permanganat de potassi és el sulfat de ferro(II).

Fe = 55,85.

61. PAU 2007 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció A)

Opció A

4. Quan es fa l'electròlisi en una solució d'una sal soluble d'un metall divalent, fent passar un corrent de 3,00 A durant cinc hores, es dipositen 18,29 g de metall.

4.1. Calculeu la massa atòmica del metall.

[1 punt]

4.2. Indiqueu el nom de l'elèctrode on es diposita el metall, escriviu la reacció que hi té lloc i raoneu si es tracta d'una oxidació o d'una reducció.

[0,5 punts]

4.3. Tenint present el que representa la constant de Faraday, calculeu, expressant el resultat en coulombs, la càrrega de l'ió divalent del metall.

[0,5 punts]

DADES: Constant de Faraday = $F = 96\,500\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$.

62. PAU 2007 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 1

1. En medi sulfúric, el sulfit de potassi reacciona amb el permanganat de potassi i dóna sulfat de potassi i sulfat de manganès(II).

1.1. Indiqueu els estats d'oxidació del Mn i del S en el permanganat de potassi i el sulfit de potassi, respectivament.

[0,4 punts]

1.2. Igualeu la reacció redox pel mètode de l'ió-electró.

[1 punt]

1.3. El permanganat de potassi és un agent oxidant molt potent. Malgrat això, per a eliminar les substàncies responsables de les males olors dels cursos baixos d'alguns rius s'ha fet servir el peròxid d'hidrogen, que és un oxidant menys potent però, alhora, menys contaminant. Escriviu la reacció de reducció del peròxid d'hidrogen i expliqueu per què és menys contaminant que el permanganat de potassi.

[0,6 punts]

63. PAU 2007 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 3

3. Disposem una làmina de zinc dins d'un vas de precipitats que conté una solució 1 M de sulfat de coure(II). Considerant els següents valors dels potencials estàndard de reducció a 25 °C: $E°(Zn^{+2}/Zn) = -0{,}76$ V i $E°(Cu^{+2}/Cu) = 0{,}34$ V, i que una solució de sulfat de coure(II) és blava, mentre que una de sulfat de zinc és incolora:

3.1. Escriviu la reacció que té lloc en el vas de precipitats i raoneu l'aspecte que prendrà la làmina de zinc a mesura que avanci la reacció. De quin color quedarà la solució quan la reacció s'haurà completat?

[0,4 punts]

3.2. Dibuixeu l'esquema de la pila que podem construir amb dues làmines de Zn i Cu, i dues solucions 1 M de sulfat de zinc i 1 M de sulfat de coure(II). Indiqueu sobre el vostre dibuix el sentit del corrent d'electrons de la pila i el moviment dels ions del pont salí.

[0,8 punts]

3.3. Calculeu el valor de la força electromotriu estàndard d'aquesta pila a 25 °C i indiqueu raonadament l'elèctrode que actuarà de càtode en la pila.

[0,8 punts]

64. PAU 2007 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció B)

Opció B

4. L'estany metàl·lic reacciona amb l'àcid nítric concentrat i forma òxid d'estany(IV), diòxid de nitrogen i aigua.

4.1. Ajusteu la reacció que té lloc pel mètode de l'ió-electró.

[1 punt]

4.2. Calculeu el volum d'una solució d'àcid nítric del 16,0 % en massa i densitat 1,09 $g \cdot mL^{-1}$, que reaccionarà estequiomètricament amb 2,00 g d'estany.

[1 punt]

DADES: Masses atòmiques: Sn = 118,7; H = 1,0; N = 14,0; O = 16,0.

65. PAU 2006 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 4 (Opció A)

Opció A

4. En la indústria, l'electròlisi del clorur de sodi en fusió permet l'obtenció de sodi metàl·lic i clor gasós.

   Es fa circular durant una hora un corrent elèctric de 195 kA per una cel·la electrolítica industrial que conté clorur de sodi fos.

   a) Escriviu les reaccions que tenen lloc a l'ànode i al càtode de la cel·la. [0,5 punts]

   b) Calculeu els mols d'electrons que han circulat per la cel·la. [0,5 punts]

   c) Calculeu les masses de sodi i de clor gasós que s'obtenen en l'electròlisi. [1 punt]

   Dades: Na = 23,0; Cl = 35,5
   $F = 96\,485\ C\ mol^{-1}$

66. PAU 2006 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 5 (Opció B)

5. En les quatre qüestions següents, trieu **l'única resposta** que considereu vàlida (no cal justificar-la). Cada resposta errònia descompta un 33% de la puntuació prevista per a cada pregunta. Per contra, les preguntes no contestades no tindran cap descompte.

   Escriviu les vostres respostes en el quadernet de respostes, indicant el número de la pregunta i, al costat, la lletra que precedeix la resposta que considereu correcta (a, b, c o d). [0,5 punts per qüestió encertada]

   5.1. Un catalitzador és una substància que:
   a) modifica la velocitat de reacció sense participar en la reacció.
   b) manté constant la seva concentració al llarg de la reacció.
   c) fa que les reaccions alliberin més calor i siguin més exotèrmiques.
   d) fa que les reaccions presentin una energia de Gibbs menor.

   5.2. En la pila electroquímica $Fe(s) / Fe^{2+}(aq\ 1M) // Cu^{2+}(aq\ 1M) / Cu(s)$:
   a) els electrons viatgen del Fe cap al Cu a través de la dissolució.
   b) els electrons viatgen del Cu cap al Fe a través de la dissolució.
   c) el Cu^{2+} es redueix en el càtode.
   d) el Cu^{2+} s'oxida en l'ànode.

   5.3. Identifica l'**única resposta incorrecta** de les afirmacions següents:
   a) la *fem* d'una pila depèn de la temperatura.
   b) la *fem* d'una pila varia amb el temps de funcionament de la pila.
   c) la *fem* d'una pila és una constant termodinàmica.
   d) la *fem* d'una pila depèn de les concentracions de les espècies en dissolució.

   5.4. Una reacció química mai serà espontània si:
   a) presenta una ΔG^{θ} negativa.
   b) presenta una variació d'entropia negativa.
   c) presenta una ΔG^{θ} positiva.
   d) és endotèrmica i presenta una variació d'entropia negativa.

67. PAU 2006 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció A)

Opció A

4. El cinabri és un mineral que conté sulfur de mercuri (II). Una mostra de cinabri es fa reaccionar amb àcid nítric concentrat de manera que el sulfur de mercuri (II) present en el mineral reacciona amb l'àcid formant aigua, monòxid de nitrogen i sulfat de mercuri (II).

   a) Igualeu la reacció pel mètode de l'ió-electró. [0,8 punts]
   b) Indiqueu l'espècie que s'oxida i la que es redueix. [0,4 punts]
   c) Calculeu el volum d'àcid nítric 13,0 M que reaccionarà amb el sulfur de mercuri (II) present en 10,0 g d'un cinabri que té un 92,5% de sulfur de mercuri (II). [0,8 punts]

   Dades: Hg = 200,6; S = 32,1

68. PAU 2006 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 4 (Opció B)

Opció B

4. Durant tres hores es fa circular un corrent continu constant per dues cel·les d'electròlisi disposades en sèrie amb sengles dissolucions de $AgNO_3$ i $CuSO_4$. Passat aquest temps, en la cel·la que conté $AgNO_3$ s'han dipositat 0,600 g de plata metàl·lica.

   a) Dibuixeu l'esquema associat a aquesta electròlisi (amb les dues cel·les en sèrie) i justifiqueu en quin elèctrode es dipositarà la plata metàl·lica. Quin nom té aquest elèctrode? [0,6 punts]
   b) Calculeu la intensitat de corrent elèctric que ha circulat per les cel·les electrolítiques. [0,6 punts]
   c) Calculeu la massa de coure metàl·lic que s'haurà dipositat en la segona cel·la passades les tres hores. Quin nom rep l'elèctrode on s'ha dipositat el coure? [0,8 punts]

   Dades: F = 96 485 C; Ag = 107,8; Cu = 63,5

69. PAU 2006 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 2

2. Disposem d'una làmina de coure, d'una de ferro i de dues dissolucions aquoses: una de sulfat de ferro (II) 1,0 M i l'altra de sulfat de coure (II) 1,0 M.

   a) Expliqueu com construiríeu una pila amb aquestes substàncies al laboratori. [0,6 punts]
   b) Indiqueu el càtode i l'ànode de la pila, llurs polaritats i les reaccions que hi tenen lloc. [0,5 punts]
   c) Calculeu la força electromotriu estàndard a 25 °C d'aquesta pila. [0,5 punts]
   d) Escriviu la notació de la pila formada a partir de les substàncies esmentades. [0,4 punts]

   Dades: a 25 °C: $E^\theta(Cu^{2+}/Cu) = +0{,}340$ V; $E^\theta(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}440$ V

70. PAU 2006 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

Opció B

4. En presència d'acid sulfúric, el permanganat de potassi ($KMnO_4$) reacciona amb el peròxid d'hidrogen (H_2O_2) per tal de donar oxigen, sulfat de manganès (II), sulfat de potassi i aigua.

   a) Escriviu la reacció i ajusteu-la pel mètode de l'ió-electró. [0,8 punts]
   b) Calculeu el volum d'oxigen que s'alliberarà a 1,013 10^5 Pa i 25 °C quan 15 mL d'una dissolució de permanganat de potassi 0,100 M hagin reaccionat amb la quantitat estequiomètrica d'H_2O_2. [0,8 punts]
   c) És perillós preparar una dissolució aquosa concentrada d'àcid sulfúric? Per quina raó? Com s'ha de preparar adequadament aquesta dissolució? Expliqueu les precaucions que cal prendre a l'hora de treballar amb l'àcid sulfúric concentrat al laboratori. [0,4 punts]

   Dades: R = 0,082 atm L K^{-1} mol^{-1} = 8,314 J K^{-1} mol^{-1}

71. PAU 2005 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. El $ZnSO_4$ es pot obtenir a partir del ZnS per oxidació amb HNO_3, una reacció en la qual s'obté, a més a més, NO.

   a) Escriviu i ajusteu la reacció indicada, pel mètode de l'ió-electró. [1 punt]
   b) Calculeu el volum mínim d'HNO_3 de concentració 6 M necessari per reaccionar amb una mostra de 8 g del mineral blenda, que conté un 70% en massa de ZnS. [0,5 punts]
   c) Calculeu la massa de Zn metàl·lic que es podria obtenir del producte. [0,5 punts]

   Dades: masses atòmiques: H = 1, O = 16, N = 14, S = 32, Zn = 65,4

72. PAU 2005 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 3

3. El sulfur de zinc es transforma en sulfat de zinc per reacció amb àcid nítric concentrat, i es desprèn monòxid de nitrogen (NO).

   a) Indiqueu les espècies oxidant i reductora. [0,5 punts]
   b) Escriviu la reacció corresponent, igualada pel mètode de l'ió-electró. [1 punt]
   c) Calculeu la massa de sulfat de zinc que s'obtindrà per reacció entre 50 cm^3 d'àcid nítric 13 M i la quantitat suficient de sulfur de zinc. [0,5 punts]

   Dades: masses atòmiques: H = 1, N = 14, O = 16, S = 32, Zn = 65,4

de Catalunya
d'Accés a la Universitat

73. PAU 2005 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 1

1. Per a la reacció següent:

$$Cu_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + Sn_{(s)}$$

a) Justifiqueu si, en condicions estàndard, tindrà lloc tal com està escrita o en sentit contrari. [0,5 punts]
b) Expliqueu de quina manera es pot construir una pila en la qual tingui lloc aquesta reacció (en el sentit adequat). Indiqueu l'ànode, el càtode i el sentit del moviment dels electrons pel circuit extern. [1 punt]
c) Calculeu la força electromotriu estàndard de la pila. [0,5 punts]

Dades: $E°\,(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V, $E°\,(Sn^{2+}/Sn) = -0{,}14$ V

74. PAU 2005 · Juny · Sèrie 4 · Exercici 5 (Opció A)

5. Es vol dipositar electrolíticament una capa de 0,005 mm d'or sobre una moneda metàl·lica que té una superfície total de 3 cm^2. Per fer-ho s'introdueix la moneda en un bany que conté ions Au^{3+}, i es connecta a un circuit pel qual circula un corrent de 0,1 A.

a) Indiqueu si la moneda haurà d'actuar com a ànode o com a càtode. [0,5 punts]
b) Escriviu la reacció que tindrà lloc a l'elèctrode. [0,5 punts]
c) Calculeu la massa d'or que cal dipositar. [0,5 punts]
d) Determineu el temps que haurà de circular el corrent. [0,5 punts]

Dades: masses atòmiques: Au = 197
Densitat de l'or = 19,3 $g \cdot cm^{-3}$
1 Faraday = 96 485 $C \cdot mol^{-1}$

75. PAU 2004 · Setembre · Sèrie 5 · Exercici 1

Universitat de Catalunya

1. Disposem de dissolució de nitrat de coure(II) 1 M i dissolució de sulfat d'estany(II) 1 M, com també de barretes de coure i estany i material divers de laboratori.

a) Expliqueu com construiríeu una pila amb aquests components. Dibuixeu un esquema de la pila i anomeneu el material emprat. [1 punt]
b) Indiqueu l'ànode i el càtode i les reaccions que hi tenen lloc. [0,5 punts]
c) Indiqueu el sentit de circulació dels electrons i trobeu la força electromotriu de la pila. [0,5 punts]

Dades: $E^0\,(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V; $E^0\,(Sn^{2+}/Sn) = -0{,}14$ V

76. PAU 2004 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 2

2. L'àcid sulfúric és un líquid oliós que no hauria d'estar en contacte amb la pell. Reacciona amb el coure metàl·lic i dóna sulfat de coure(II), diòxid de sofre i aigua.

   a) Escriviu la reacció que té lloc, ajustada pel mètode de l'ió-electró, en forma iònica i en forma molecular. [0,8 punts]
   b) Calculeu el volum de diòxid de sofre, mesurat a 25 °C i 1,01 · 10^5 Pa, que s'obté a partir de 30 g de coure. [0,8 punts]
   c) Per quin motiu cal prendre precaucions especials quan es barreja àcid sulfúric amb aigua? [0,4 punts]

   Dades: masses atòmiques: Cu = 63,5
   R = 0,082 atm · L · K^{-1} · mol^{-1} = 8,31 J · K^{-1} · mol^{-1}

77. PAU 2004 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. En fer bombollejar sulfur d'hidrogen gasós a través d'àcid nítric es forma sofre, diòxid de nitrogen i aigua.

   a) Ajusteu la reacció d'oxidació-reducció que té lloc i indiqueu quines són les espècies oxidant i reductora. [1 punt]
   b) Calculeu la massa de sofre que s'obtindrà a partir de 15 cm^3 d'àcid nítric concentrat (del 60% en massa i densitat 1,38 g · cm^{-3}). [1 punt]

   Dades: masses atòmiques: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32

78. PAU 2003 · Setembre · Sèrie 3 · Exercici 2

2. L'ió permanganat reacciona en medi àcid amb l'ió Fe^{2+} per donar ions Mn^{2+} i Fe^{3+}.
   a) Igualeu la reacció redox corresponent pel mètode de l'ió-electró i indiqueu quina espècie és l'oxidant i quina la reductora. [1 punt]
   b) Si la reacció es duu a terme amb dissolucions de permanganat de potassi i de sulfat de ferro(II) en presència d'àcid sulfúric, escriviu la reacció igualada en forma molecular. [0,5 punts]
   c) El permanganat de potassi és un exemple de substància comburent. Expliqueu què vol dir això i citeu algun altre exemple. [0,5 punts]

79. PAU 2003 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. El sodi metàl·lic s'obté industrialment per electròlisi del clorur de sodi fos.
   a) Indiqueu en quin elèctrode (ànode o càtode) tindrà lloc la producció de sodi metàl·lic i escriviu la reacció corresponent. [0,5 punts]
   b) Si es fa circular un corrent de 80 A durant 30 minuts per un recipient que conté clorur de sodi fos, calculeu la càrrega que ha circulat i la massa de sodi que s'obté. [1 punt]
   c) Es podria obtenir sodi metàl·lic electrolitzant una dissolució de clorur de sodi? Justifiqueu la resposta. [0,5 punts]

   Dades: masses atòmiques: Na = 23; Cl = 35,5
   $F = 96500\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$

80. PAU 2003 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Per al muntatge d'una pila, tenim a la nostra disposició barretes de coure i de plata i dissolucions 1 M de nitrat de coure (II) i de nitrat de plata.
   a) Feu un esquema de la pila que podríem construir, indicant l'ànode, el càtode, les reaccions que tenen lloc a cada elèctrode, la reacció global i el sentit de circulació dels electrons. [1 punt]
   b) Determineu la força electromotriu estàndard de la pila. [0,5 punts]
   c) Calculeu la variació d'energia de Gibbs estàndard per a la reacció que es produeix. [0,5 punts]

   Dades: E^0 (Ag^+/Ag) = 0,80 V; E^0 (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V; $F = 96500\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$

81. PAU 2002 · Setembre · Sèrie 1 · Exercici 5 (Opció B)

5. Al laboratori es fa el muntatge d'una pila amb una làmina de cobalt submergida en una solució 1 M de nitrat de cobalt (II) i un elèctrode estàndard de clor (en una solució 1 M de KCl). La força electromotriu estàndard d'aquesta pila a 25 °C és 1,64 V.
   a) Identifiqueu quin elèctrode és l'ànode i quin és el càtode i escriviu les reaccions que tenen lloc en aquests. [1 punt]
   b) Indiqueu i justifiqueu quin és el sentit del moviment dels electrons pel circuit. [0,5 punts]
   c) Trobeu el potencial estàndard de reducció del parell Co^{2+}/Co. [0,5 punts]

   Dades: E^0 (Cl_2/Cl^-) = 1,36 V

82. PAU 2002 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Una cel·la electrolítica conté una dissolució de clorur de coure (II) a la qual s'han introduït dos elèctrodes de platí units externament a un generador de corrent continu. Es fa circular per la cel·la un corrent de 5 A durant 30 minuts i s'observa l'aparició d'un sòlid vermellós que es diposita sobre un dels elèctrodes, mentre que en l'altre es produeix un despreniment gasós.
   a) Raoneu en quin dels elèctrodes (ànode o càtode) té lloc cada fenomen i indiqueu les reaccions que es produeixen en cadascun. [1 punt]
   b) Calculeu la massa de sòlid que es diposita. [1 punt]

   Dades: masses atòmiques: H = 1; O = 16; Cl = 35,5; Cu = 63,5
   1 F = 96500 C · mol^{-1}

83. PAU 2002 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. La reacció redox que s'indica a continuació té lloc espontàniament:

$$Zn_{(s)} + 2\ AgNO_{3\ (aq)} \rightarrow 2\ Ag_{(s)} + Zn(NO_3)_{2\ (aq)}$$

   a) Expliqueu com es pot construir una pila basada en la reacció anterior. [0,5 punts]
   b) Indiqueu les reaccions que tenen lloc en cadascun dels elèctrodes (ànode i càtode). [0,5 punts]
   c) Calculeu la força electromotriu estàndard de la pila. [0,5 punts]
   d) Calculeu la massa de Zn que haurà reaccionat quan la pila hagi fet circular una càrrega de 19300 C. [0,5 punts]

   Dades: masses atòmiques: Zn = 65,4
   1 F = 96500 C · mol^{-1}
   E^0 (Zn^{2+}/Zn) = –0,76 V; E^0 (Ag^+/Ag) = 0,80 V

84. PAU 2001 · Setembre · Sèrie 4 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. El dicromat de potassi reacciona amb el sulfat de ferro(II) en una dissolució que conté àcid sulfúric, per donar les sals corresponents de ferro(III) i crom(III).
   a) Escriviu la reacció que té lloc i ajusteu-la pel mètode de l'ió-electró. [1 punt]
   b) Indiqueu quina és l'espècie oxidant i quina la reductora. [0,5 punts]
   c) Calculeu el volum de dissolució de dicromat de potassi 0,1 M necessari per reaccionar amb 150 mg de sulfat de ferro(II). [0,5 punts]

   Dades: masses atòmiques: O = 16, H = 1, S = 32, K = 39, Fe = 55,8, Cr = 52.

85. PAU 2001 · Juny · Sèrie 2 · Exercici 2

2. L'àcid nítric oxida el Cu a Cu^{2+} i es desprenen vapors nitrosos.
   a) Escriviu la reacció, ajustant-la pel mètode de l'ió-electró i suposant que l'únic gas que es desprèn és el monòxid de nitrogen. [1 punt]
   b) Indiqueu quina espècie química és l'oxidant i quina el reductor. [0,5 punts]
   c) Calculeu la quantitat d'àcid nítric 2 M necessari per dissoldre 5 g de coure. [0,5 punts]

Dades: masses atòmiques: N = 14, O = 16, H = 1, Cu = 63,5.

86. PAU 2001 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 1

1. Una mostra de cinabri, mineral compost principalment per sulfur de mercuri(II), es fa reaccionar amb àcid nítric i se n'obté nitrat de mercuri(II), monòxid de nitrogen, diòxid de sofre i aigua.
   a) Escriviu la reacció que té lloc, ajustada pel mètode de l'ió-electró. [1 punt]
   b) Indiqueu l'espècie que s'oxida, la que es redueix, quina actua d'oxidant i quina de reductor. [0,5 punts]
   c) Calculeu el volum d'àcid nítric de concentració 13 M necessari per dissoldre el sulfur de mercuri(II) contingut en 10 g de cinabri (amb un 80% en pes del sulfur de mercuri(II)). [0,5 punts]

Dades: masses atòmiques: S = 32, N = 14, O = 16, H = 1, Hg = 200,6.

87. PAU 2001 · Juny · Sèrie 5 · Exercici 4 (Opció B)

OPCIÓ B

4. Contesteu les qüestions següents justificant les respostes:
   a) Si submergim un fil de ferro en una dissolució de nitrat de plata 1 M, es produirà alguna reacció? En cas afirmatiu, descriviu en què consisteix. [0,8 punts]
   b) Si submergim un fil de platí en una dissolució de sulfat de coure(II) 1 M, es produirà alguna reacció? En cas afirmatiu, descriviu en què consisteix. [0,8 punts]
   c) Calculeu la variació d'energia de Gibbs estàndard de les anteriors possibles reaccions. [0,4 punts]

Dades: E^0 (Fe^{2+}/Fe) = –0,44 V, E^0 (Ag^+/Ag) = 0,799 V.
E^0 (Pt^{2+}/Pt) = 1,19 V, E^0 (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 V.
F = 96500 C · mol^{-1}.

88. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 4 (Opció A)

OPCIÓ A

4. El procés Hall de fabricació d'alumini es realitza mitjançant l'electròlisi d'òxid d'alumini fos.
   a) Escriviu els processos que tenen lloc a l'ànode i al càtode. [1 punt]
   b) Calculeu el temps necessari per fabricar 9 g d'alumini si s'utilitza un corrent elèctric de 10 A i el rendiment de l'operació és del 80%. [1 punt]

Dades: Massa atòmica de l'alumini = 27; 1F = 96.500 C.

89. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 2 · Exercici 5 (Opció A)

5. A partir dels valors de potencials normals de reducció, E^0, per als sistemes:

Mg^{2+}/Mg	–2,34 V	Zn^{2+}/Zn	–0,76 V
Ag^{+}/Ag	+0,80 V	Cd^{2+}/Cd	–0,40 V
K^{+}/K	–2,93 V	Cu^{2+}/Cu	+0,34 V

a) Indiqueu quins metalls de la llista es dissoldran espontàniament en una dissolució aquosa de HCl 1M. [1 punt]
b) Si introduïm una vareta de zinc en dissolucions aquoses 1M de nitrat de plata, nitrat de cadmi i nitrat de magnesi, justifiqueu en quins casos es formarà una capa de l'altre metall sobre la vareta de zinc. [1 punt]

90. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 6 · Exercici 2

Districte univers

2. Una peça metàl·lica de 0,36 m^2 de superfície total es vol recobrir amb una capa de crom de 10^{-7} m de gruix. Se submergeix la peça en una cel·la electrolítica que conté una dissolució d'una sal de crom (III) per la qual circula un corrent elèctric d'una intensitat de 100 A.
   a) Escriviu el procés catòdic i indiqueu el nombre de mols d'electrons necessari per dipositar un mol d'àtoms de crom. [0,5 punts]
   b) Quina serà la massa de crom necessària per recobrir la peça? [0,5 punts]
   c) Calculeu el temps que trigarà a dipositar-se la capa metàl·lica. [1 punt]

   Dades: La massa atòmica del crom és 52 i la seva densitat és 7,19 g · cm^{-3}. 1F = 96500 C.

91. PAU 2000 · Setembre · Sèrie 6 · Exercici 5 (Opció B)

5. Considereu l'equació redox:

$$HCl + KMnO_4 \longrightarrow Cl_2 + MnCl_2 + KCl + H_2O$$

a) Igualeu-la i indiqueu l'oxidant i el reductor. [1 punt]
b) Calculeu el volum de dissolució de $KMnO_4$ de concentració 0,2 M necessari per obtenir 2,8 litres de gas clor mesurats en condicions normals. [1 punt]

92. PAU 2000 · Juny · Sèrie 1 · Exercici 5 (Opció A)

5. Es vol construir una pila basada en la reacció:

$$Zn + 2\ H^{+} \rightarrow Zn^{2+} + H_2$$

a) Dibuixeu l'esquema de la pila, indiqueu el càtode, l'ànode i el sentit del flux d'electrons pel circuit extern i calculeu la FEM estàndard de la pila. [1 punt]
b) Calculeu la variació de massa de l'elèctrode de zinc quan hagin passat 0,02 mols d'electrons pel circuit. [1 punt]

Dades: E^0 (Zn^{2+}/Zn) = –0,76 V. Massa atòmica del zinc = 65,5.

93. PAU 2000 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 2

i de Catalunya
de les PAAU

2. Es disposa de làmines de coure, ferro, zinc i plata, sals d'aquests elements i material divers de laboratori.
   a) Quina seria la pila amb un potencial estàndard més alt que es podria muntar? [1 punt]
   b) Expliqueu com prepararíeu la pila corresponent al laboratori. Feu-ne un esquema i indiqueu el càtode, l'ànode i el sentit en què circulen els electrons pel circuit extern. [1 punt]

$E^0(Zn^{2+}/Zn) = -0{,}76$ V; $E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0{,}34$ V; $E^0(Ag^{+}/Ag) = 0{,}80$ V; $E^0(Fe^{2+}/Fe) = -0{,}41$ V

94. PAU 2000 · Juny · Sèrie 3 · Exercici 5 (Opció B)

5. Quan un tros de ferro s'introdueix en una solució de sulfat de coure (II), al cap de poc temps s'observa que el ferro agafa un color fosc.
   a) Justifiqueu aquest fet. [1 punt]
   b) Per què s'utilitzen més les canonades de coure que les de ferro per transportar aigua? [1 punt]

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