Spécialité : Traitement des effluents industriels

Bac S 2007 Antilles-Guyane rattrapage (ancien programme) · Exercice 4 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1 L'électrodéposition du cuivre est un exemple d'électrolyse. Est-ce une transformation spontanée ?

Une électrolyse n'a lieu que si un générateur impose le passage du courant : le système évolue dans le sens inverse de son sens spontané grâce à l'énergie électrique reçue.

Non : l'électrodéposition est une transformation **forcée**.

1.2 Sur quelle électrode s'effectue le dépôt de cuivre métallique ? Écrire la demi-équation électronique correspondante.

Le dépôt de cuivre correspond à un gain d'électrons par les ions cuivre(II) : c'est une réduction, elle se produit à la cathode.

Les électrons sortent de la borne $-$ du générateur et arrivent sur l'électrode en carbone : c'est elle la cathode.

Dépôt sur l'électrode en **carbone** : $\mathrm{Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- = Cu\,(s)}$

PIÈGE
Dans une électrolyse, la cathode est reliée à la borne $-$ du générateur, alors que dans une pile la cathode est la borne $+$. Seule la définition ne change pas : la réduction a lieu à la cathode.

1.3 L'autre électrode est également le siège d'une transformation chimique. Est-ce une oxydation ou une réduction ?

L'électrode en titane est reliée à la borne $+$ du générateur : des électrons la quittent vers le circuit extérieur. Ils sont cédés par une espèce de la solution.

C'est une **oxydation** (l'électrode en titane est l'anode).

1.4 À partir de l'équation globale de l'électrolyse, écrire la demi-équation électronique qui se déroule à l'anode et identifier le couple oxydant/réducteur mis en jeu.

Données utiles $\mathrm{2\,Cu^{2+}\,(aq) + 2\,H_2O\,(l) = O_2\,(g) + 4\,H^+\,(aq) + 2\,Cu\,(s)}$

À l'anode, un réducteur est oxydé. Dans l'équation globale, le cuivre est réduit ; l'espèce oxydée est donc l'eau, qui donne du dioxygène.

$\mathrm{2\,H_2O\,(l) = O_2\,(g) + 4\,H^+\,(aq) + 4\,e^-}$; couple $\mathrm{O_2\,(g)\ /\ H_2O\,(l)}$

MÉTHODE
Vérification : la réduction $\mathrm{Cu^{2+} + 2\,e^- = Cu}$ comptée deux fois, ajoutée à cette oxydation, redonne l'équation globale. Quatre électrons sont échangés chaque fois que la réaction a lieu « une fois ».

2.1 Calculer la masse initiale m_0 d'ions $\mathrm{Cu^{2+}}$ présents dans la solution au début du rinçage.

Données utiles $C_{m0} = 900{,}0\ \mathrm{mg \cdot L^{-1}}$; $V_0 = 300\ \mathrm{L}$

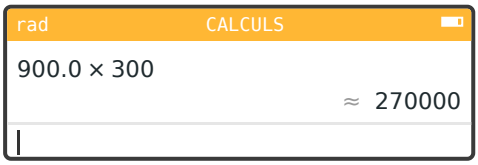
La concentration en masse est $C_{m0} = \dfrac{m_0}{V_0}$, donc $m_0 = C_{m0} \times V_0$.

$m_0 = 900{,}0 \times 300 = 2{,}70 \times 10^5\ \mathrm{mg}$

$m_0 = 270\ \mathrm{g}$

COMPRENDRE
Trois chiffres significatifs, comme V_0, la donnée la moins précise. La concentration est en milligrammes par litre : le produit sort en milligrammes, à convertir en grammes pour la suite.

À LA CALCULATRICE



2.2 Calculer la masse m_f de ces ions restant en solution en fin de rinçage et en déduire la masse m_{Cu} de cuivre métallique déposé à la cathode.

Données utiles $C_{mf} = 30{,}0\ \text{mg} \cdot \text{L}^{-1}$; $V_0 = 300\ \text{L}$; $m_0 = 270\ \text{g}$ (2.1)

$m_f = C_{mf} \times V_0 = 30{,}0 \times 300 = 9{,}00 \times 10^3\ \text{mg} = 9{,}00\ \text{g}$

Chaque ion Cu^{2+} qui disparaît donne un atome de cuivre, de même masse (celle des électrons est négligeable) :

$m_{Cu} = m_0 - m_f = 270 - 9{,}00$

$m_f = 9{,}00\ \text{g}$ et $m_{Cu} = 261\ \text{g}$

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$30.0 \times 300 \approx 9000$

$270 - 9.00 \approx 261$

2.3 Calculer les quantités de matière de cuivre présent sous ses deux formes, $n_{Cu^{2+}}$ et n_{Cu}, en fin de rinçage.

Données utiles $M_{Cu} = 63{,}5\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $m_f = 9{,}00\ \text{g}$ et $m_{Cu} = 261\ \text{g}$ (2.2)

On utilise $n = \dfrac{m}{M}$, avec la même masse molaire pour l'ion et pour l'atome.

Ions restant en solution : $n_{Cu^{2+}} = \dfrac{m_f}{M_{Cu}} = \dfrac{9{,}00}{63{,}5} = 0{,}142\ \text{mol}$

Cuivre déposé : $n_{Cu} = \dfrac{m_{Cu}}{M_{Cu}} = \dfrac{261}{63{,}5} = 4{,}11\ \text{mol}$

$n_{Cu^{2+}} = 0{,}142\ \text{mol}$ et $n_{Cu} = 4{,}11\ \text{mol}$

COMPRENDRE

Contrôle : $0{,}142 + 4{,}11 = 4{,}25$ mol, la quantité initiale n donnée dans le tableau de l'annexe ($270 \div 63{,}5$). Le cuivre est conservé.

À LA CALCULATRICE

rad CALCULS

$\dfrac{9.00}{63.5} \approx 0.1417323$

$\dfrac{261}{63.5} \approx 4.110236$

2.4 Compléter la partie grisée du tableau d'évolution de la transformation donné en annexe, avec les quantités de matière des espèces chimiques mises en jeu.

Données utiles $n = 4{,}25$ mol ; $n_{Cu^{2+}} = 0{,}142$ mol et $n_{Cu} = 4{,}11$ mol (2.3)

D'après les nombres stœchiométriques, pour un avancement x : il disparaît $2x$ mol d'ions Cu^{2+} ; il se forme $2x$ mol de Cu, x mol de O_2 et $4x$ mol d'ions H^+.

À l'état final, on reporte les valeurs de la question 2.3.

Ligne finale : $n - 2x_f = 0{,}142$ mol ; $2x_f = 4{,}11$ mol ; x_f ; $4x_f$ (tableau ci-dessous).

		$2\,Cu^{2+}(aq)$	$+\,2\,H_2O(l) =$	$2\,Cu(s)$	$+\,O_2(g)$	$+\,4\,H^+(aq)$	
État	Avancement (mol)	Quantités de matière des espèces en jeu (mol)					Quantité d'électrons échangés (mol)
initial	0	$n = 4{,}25$	excès	0	0	0	0
intermédiaire	x	$n - 2x$	excès	$2x$	x	$4x$	
final	x_f	$n - 2x_f$ = 0,142	excès	$2x_f$ = 4,11	x_f	$4x_f$	

2.4 · Annexe : partie grisée complétée (en orange)

2.5 Calculer l'avancement final en fin de rinçage, x_f.

Données utiles $m_{Cu} = 261$ g (2.2) ; $M_{Cu} = 63{,}5\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

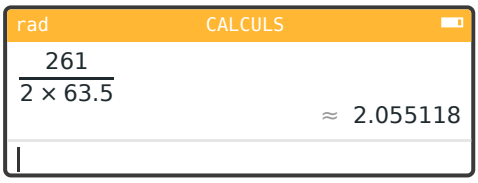
D'après le tableau, la quantité de cuivre déposé est $n_{Cu} = 2x_f$, donc

$$x_f = \frac{n_{Cu}}{2} = \frac{m_{Cu}}{2\,M_{Cu}} = \frac{261}{2 \times 63{,}5}$$

$x_f = 2{,}06$ mol

PIÈGE
Avec la valeur arrondie $4{,}11 \div 2 = 2{,}055$, on hésite entre 2,05 et 2,06. Le calcul sans arrondi intermédiaire donne 2,0551 : l'arrondi correct est 2,06 mol.

À LA CALCULATRICE



2.6 Compléter la dernière colonne du tableau de l'annexe (quantité d'électrons échangés), en s'aidant de la réponse à la question 1.4.

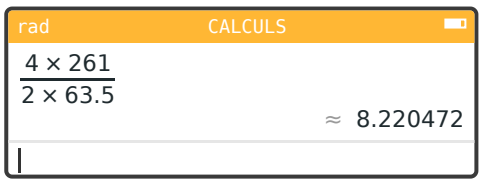
Données utiles $x_f = 2{,}06$ mol (2.5)

D'après la demi-équation de la question 1.4, la formation d'une mole de O_2 s'accompagne du transfert de 4 moles d'électrons. Pour un avancement x, il se forme x mol de O_2 : la quantité d'électrons échangés est $4x$.

À l'état final : $n_e = 4x_f = 4 \times \dfrac{261}{2 \times 63{,}5} = 8{,}22$ mol

Dernière colonne : $4x$ (état intermédiaire) et $4x_f = 8{,}22$ mol (état final).

À LA CALCULATRICE



		$2\,Cu^{2+}(aq)$	$+\,2\,H_2O(l) =$	$2\,Cu(s)$	$+\,O_2(g)$	$+\,4\,H^+(aq)$	
État	Avancement (mol)	Quantités de matière des espèces en jeu (mol)					Quantité d'électrons échangés (mol)
initial	0	$n = 4{,}25$	excès	0	0	0	0
intermédiaire	x	$n - 2x$	excès	$2x$	x	$4x$	$4x$
final	x_f	$n - 2x_f$ = 0,142	excès	$2x_f$ = 4,11	x_f = 2,06	$4x_f$ = 8,22	$4x_f$ = 8,22

2.6 · Annexe : dernière colonne complétée (en orange)

2.7 À partir de ce résultat, exprimer la quantité d'électricité Q utilisée par la cellule durant toute l'opération.

Données utiles $1\ F = 9{,}65 \times 10^4\ \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $n_e = 4x_f = 8{,}22$ mol (2.6)

Une mole d'électrons transporte une charge égale, en valeur absolue, à un faraday. La charge qui a traversé la cellule est donc

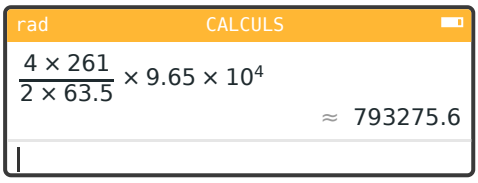
$$Q = n_e \times F = 4\,x_f\,F$$

Valeur : $Q = 8{,}22 \times 9{,}65 \times 10^4 = 7{,}93 \times 10^5$ C

$$\boxed{Q = 4\,x_f\,F \approx 7{,}93 \times 10^5\ \text{C}}$$

COMPRENDRE
La question demande seulement l'expression ; la valeur sert à la question suivante. Le faraday est la charge d'une mole d'électrons : $F = N_A \times e$.

À LA CALCULATRICE



2.8 En considérant que l'intensité du courant qui alimente la cellule reste constante, exprimer puis calculer cette intensité I.

Données utiles $\Delta t = 6$ h ; $Q = 4\,x_f\,F = 7{,}93 \times 10^5$ C (2.7)

Pour un courant d'intensité constante, $Q = I \times \Delta t$, donc

$$I = \frac{Q}{\Delta t} = \frac{4\,x_f\,F}{\Delta t}$$

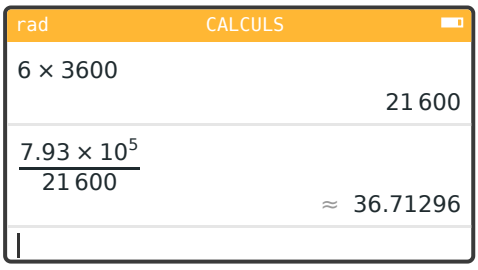
avec $\Delta t = 6 \times 3600 = 2{,}16 \times 10^4$ s.

$$I = \frac{7{,}93 \times 10^5}{2{,}16 \times 10^4}$$

$$\boxed{I = 36{,}7\ \text{A}}$$

PIÈGE
Laisser la durée en heures. Dans $Q = I\,\Delta t$, la charge est en coulombs et l'intensité en ampères seulement si Δt est en secondes.

À LA CALCULATRICE



3.1 Calculer la masse de précipité d'hydroxyde de cuivre(II) produite lors de la précipitation de 4,11 mol d'ions Cu^{2+}. Comparer cette masse avec la masse de cuivre obtenue à la question 2.2.

Données utiles $Cu^{2+}(aq) + 2\,HO^-(aq) = Cu(OH)_2(s)$; $M_{Cu} = 63{,}5$, $M_O = 16{,}0$, $M_H = 1{,}0$ g · mol^{-1} ; $m_{Cu} = 261$ g (2.2)

D'après l'équation, une mole d'ions Cu^{2+} donne une mole de précipité : $n_{Cu(OH)_2} = n_{Cu^{2+}} = 4{,}11$ mol.

Masse molaire : $M_{Cu(OH)_2} = 63{,}5 + 2 \times (16{,}0 + 1{,}0) = 97{,}5\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

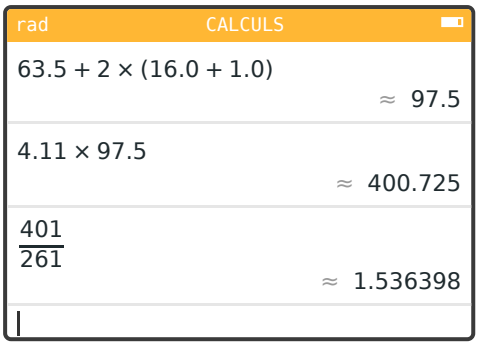
$m_{Cu(OH)_2} = n_{Cu(OH)_2} \times M_{Cu(OH)_2} = 4{,}11 \times 97{,}5 = 401$ g

Comparaison : $\dfrac{401}{261} \approx 1{,}5$.

$m_{Cu(OH)_2} = 401$ g, soit environ 1,5 fois la masse de cuivre métallique (261 g).

COMPRENDRE
Pour la même quantité de cuivre retirée de l'eau, le précipité est plus lourd car il contient aussi les atomes d'oxygène et d'hydrogène des ions hydroxyde.

À LA CALCULATRICE



3.2.1 Quel est le produit obtenu qu'il faudra extraire des eaux de rinçage, puis traiter chimiquement pour le recycler ?

Le précipité reste en suspension dans les eaux de rinçage : il faut le séparer (filtration ou décantation), puis le transformer chimiquement pour retrouver du cuivre métallique.

L'hydroxyde de cuivre(II) $\mathrm{Cu(OH)_2\,(s)}$, obtenu par précipitation.

3.2.2 Lequel des deux procédés donne un produit directement utilisable ?

L'électrolyse dépose directement du cuivre métallique sur l'électrode en carbone : il suffit de le récupérer, sans autre traitement chimique.

L'**électrodéposition**, qui fournit du cuivre métallique.