Accumulateurs ou piles rechargeables

Bac S 2010 Polynésie (ancien programme) · Exercice 2 **4 points** **Durée conseillée 52 min**

1.1.1 Donner l'expression littérale du quotient de réaction Q_r de la réaction 1, puis le calculer dans l'état initial.

Données utiles réaction 1 : $\mathrm{Cd^{2+}\,(aq) + Ni\,(s) = Cd\,(s) + Ni^{2+}\,(aq)}$; $c_0 = 0{,}10\ \mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ dans les deux demi-piles

Les solides n'apparaissent pas dans le quotient de réaction :

$$Q_r = \frac{[\mathrm{Ni^{2+}}]}{[\mathrm{Cd^{2+}}]}$$

Dans l'état initial, $[\mathrm{Ni^{2+}}]_i = [\mathrm{Cd^{2+}}]_i = c_0$, donc $Q_{r,i} = \dfrac{c_0}{c_0} = \dfrac{0{,}10}{0{,}10}$.

$\boxed{Q_{r,i} = 1{,}0}$

PIÈGE
Faire figurer $\mathrm{Ni\,(s)}$ et $\mathrm{Cd\,(s)}$ dans Q_r, ou inverser le rapport : les produits de l'équation telle qu'elle est écrite vont au numérateur.

COMPRENDRE
Q_r est sans unité. Le résultat garde deux chiffres significatifs, comme c_0 : on écrit $1{,}0$ et non 1.

1.1.2 Sachant que la constante d'équilibre de la réaction 1 vaut $K = 2{,}2 \times 10^{-6}$, prévoir le sens d'évolution spontanée du système, puis écrire l'équation de fonctionnement de la pile.

Données utiles $Q_{r,i} = 1{,}0$ (1.1.1) ; $K = 2{,}2 \times 10^{-6}$

$Q_{r,i} = 1{,}0 > K = 2{,}2 \times 10^{-6}$: le quotient de réaction doit diminuer pour atteindre K. Le système évolue donc spontanément dans le sens **inverse** de la réaction 1.

Équation de fonctionnement de la pile :

$\boxed{\mathrm{Cd\,(s) + Ni^{2+}\,(aq) \longrightarrow Cd^{2+}\,(aq) + Ni\,(s)}}$

MÉTHODE
Critère d'évolution : si $Q_{r,i} < K$, sens direct ; si $Q_{r,i} > K$, sens inverse ; si $Q_{r,i} = K$, équilibre. On compare toujours à l'équation telle qu'elle est écrite.

1.2 Écrire les demi-équations électroniques en précisant s'il s'agit d'une réduction ou d'une oxydation. Indiquer la polarité des électrodes de nickel et de cadmium.

Données utiles équation de fonctionnement (1.1.2) ; couples $\mathrm{Ni^{2+}(aq)/Ni\,(s)}$ et $\mathrm{Cd^{2+}(aq)/Cd\,(s)}$

- Électrode de cadmium : $\mathrm{Cd\,(s) = Cd^{2+}\,(aq) + 2\,e^-}$. Le cadmium cède des électrons : c'est une **oxydation**.
- Électrode de nickel : $\mathrm{Ni^{2+}\,(aq) + 2\,e^- = Ni\,(s)}$. L'ion nickel capte des électrons : c'est une **réduction**.

Les électrons libérés à l'électrode de cadmium rejoignent celle de nickel par le circuit extérieur.

Électrode de cadmium : pôle **négatif** (anode). Électrode de nickel : pôle **positif** (cathode).

PIÈGE
Écrire les demi-équations d'après la réaction 1 de l'énoncé : la pile fonctionne dans le sens inverse, c'est donc le cadmium qui est oxydé.

COMPRENDRE
Dans le circuit extérieur, les électrons vont du pôle $-$ vers le pôle $+$; le courant circule en sens contraire, du nickel vers le cadmium.

1.3 Quel est le rôle du pont salin ?

Le pont salin relie les deux solutions : ses ions se déplacent et transportent le courant entre les demi-piles, ce qui ferme le circuit.

Ses anions compensent les ions $\mathrm{Cd^{2+}}$ formés, ses cations remplacent les ions $\mathrm{Ni^{2+}}$ consommés : chaque solution reste neutre.

Le pont salin ferme le circuit et assure la neutralité électrique des deux solutions.

COMPRENDRE
Les porteurs de charge ne sont pas les mêmes partout : électrons dans les fils et les électrodes, ions dans les solutions et dans le pont. Sans pont, la pile ne débite pas.

2.1 Compléter le tableau descriptif de l'évolution du système, donné en annexe à rendre avec la copie.

Données utiles réaction 2 : $\mathrm{Cd\,(s) + 2\,NiO(OH)\,(s) + 2\,H_2O\,(l) = Cd(OH)_2\,(s) + 2\,Ni(OH)_2\,(s)}$; à l'électrode de cadmium : $\mathrm{Cd\,(s) + 2\,HO^-\,(aq) = Cd(OH)_2\,(s) + 2\,e^-}$

D'après la demi-équation, chaque mole de cadmium consommée libère 2 moles d'électrons.

Quantité d'électrons échangés : $2x$ en cours de réaction, $2x_f$ dans l'état final (tableau complété ci-dessous).

PIÈGE
Recopier le nombre stœchiométrique 2 de $\mathrm{NiO(OH)}$ dans sa colonne : il est en excès, comme l'eau, on écrit seulement « excès ».

Équation		$Cd_{(s)}$	+ 2 $NiO(OH)_{(s)}$	+ 2 $H_2O_{(l)}$	= $Cd(OH)_{2(s)}$	+ 2 $Ni(OH)_{2(s)}$	
	Avancement	Quantités de matière (mol)					Quantité d'électrons échangés (mol)
État initial	x = 0	n_0	excès	excès	n_2	n_3	0
En cours de réaction	x	$n_0 - x$	excès	excès	$n_2 + x$	$n_3 + 2x$	2x
État final	x_f	$n_0 - x_f$	excès	excès	$n_2 + x_f$	$n_3 + 2x_f$	$2x_f$

2.1 · Annexe complétée (en orange : ce que l'on écrit)

2.2 Le cadmium étant le réactif limitant, retrouver la relation entre la quantité de matière initiale de cadmium n_0 et la quantité de matière d'électrons échangés lorsque la réaction est terminée.

Données utiles tableau d'avancement (2.1)

Le cadmium est limitant : il est entièrement consommé dans l'état final, donc $n_0 - x_f = 0$, soit $x_f = n_0$.

D'après la dernière colonne du tableau, $n(\mathrm{e^-}) = 2x_f$.

$$n(\mathrm{e^-}) = 2\,n_0$$

2.3 Déterminer la quantité maximale d'électricité que peut débiter cet accumulateur.

Données utiles $m(\mathrm{Cd}) = 2{,}0$ g ; $M(\mathrm{Cd}) = 112{,}4\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$; $N_a = 6{,}02 \times 10^{23}\ \mathrm{mol^{-1}}$; $e = 1{,}6 \times 10^{-19}$ C ; $n(\mathrm{e^-}) = 2\,n_0$ (2.2)

Une mole d'électrons porte, en valeur absolue, la charge $N_a\,e$. La quantité d'électricité maximale est donc :

$$Q_{max} = n(\mathrm{e^-})\,N_a\,e = 2\,n_0\,N_a\,e \quad \text{avec} \quad n_0 = \frac{m(\mathrm{Cd})}{M(\mathrm{Cd})}$$

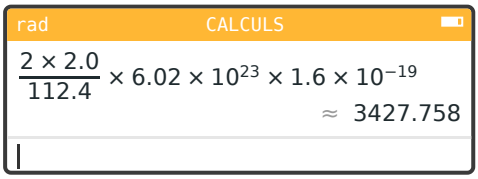
$$Q_{max} = \frac{2\,m(\mathrm{Cd})}{M(\mathrm{Cd})}\,N_a\,e = \frac{2 \times 2{,}0}{112{,}4} \times 6{,}02 \times 10^{23} \times 1{,}6 \times 10^{-19}$$

$$Q_{max} = 3{,}4 \times 10^3\ \mathrm{C}$$

PIÈGE
Oublier le facteur 2 : chaque atome de cadmium cède deux électrons. Sans lui, on trouve $1{,}7 \times 10^3$ C.

COMPRENDRE
Le produit $N_a\,e \approx 9{,}6 \times 10^4\ \mathrm{C \cdot mol^{-1}}$ est la constante de Faraday F. Deux chiffres significatifs, comme la masse et la charge élémentaire.

À LA CALCULATRICE



2.4 Comment réalise-t-on la charge de l'accumulateur ? Quel est alors le type de fonctionnement ? Écrire l'équation de la réaction de charge en justifiant.

Données utiles réaction de décharge (réaction 2)

On branche l'accumulateur sur un générateur de tension continue qui impose un courant de sens opposé à celui de la décharge.

L'accumulateur ne fournit plus d'énergie électrique, il en reçoit : il fonctionne en **récepteur**. La transformation est forcée, c'est une **électrolyse**.

Les électrons circulent en sens inverse, donc chaque réaction d'électrode est inversée : la réaction de charge est l'inverse de la réaction 2, elle régénère le cadmium consommé pendant la décharge.

$$\mathrm{Cd(OH)_2\,(s) + 2\,Ni(OH)_2\,(s) \longrightarrow Cd\,(s) + 2\,NiO(OH)\,(s) + 2\,H_2O\,(l)}$$

COMPRENDRE
La décharge est spontanée et convertit de l'énergie chimique en énergie électrique. La charge fait l'inverse : elle n'a lieu que si le générateur apporte l'énergie.

3.1 Quelle est la valeur de la capacité de cette pile en unité SI ?

Données utiles capacité : 800 mAh

Une capacité est une charge électrique, $Q = I\,\Delta t$; son unité SI est le coulomb, avec I en ampère et Δt en seconde.

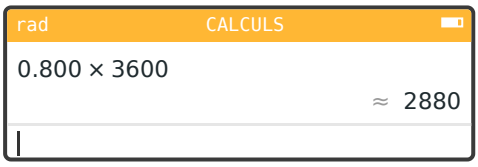
$800\ \mathrm{mAh}$ correspond à $0{,}800$ A pendant $1\ \mathrm{h} = 3600$ s :

$Q = 0{,}800 \times 3600$

$$\boxed{Q = 2{,}88 \times 10^3\ \mathrm{C}}$$

MÉTHODE
Pour convertir des mAh en coulombs, on multiplie par $3{,}6$: $1\ \mathrm{mAh} = 10^{-3}\ \mathrm{A} \times 3600\ \mathrm{s} = 3{,}6$ C.

À LA CALCULATRICE



3.2 L'accumulateur étant totalement déchargé, quelle intensité, en courant constant, faut-il pour retrouver une capacité de 800 mAh en 15 minutes ?

Données utiles $Q = 2{,}88 \times 10^3$ C (3.1) ; $\Delta t = 15$ min

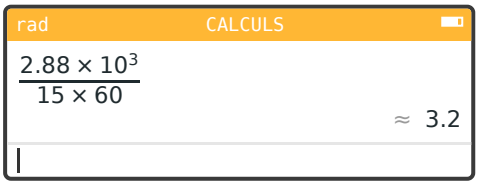
À courant constant, $Q = I\,\Delta t$, donc $I = \dfrac{Q}{\Delta t}$ avec $\Delta t = 15 \times 60 = 900$ s.

$$I = \frac{2{,}88 \times 10^3}{900}$$

$$\boxed{I = 3{,}2\ \mathrm{A}}$$

COMPRENDRE
Vérification rapide en mAh : 15 min est un quart d'heure, donc $I = 800 \div 0{,}25 = 3\,200$ mA. C'est une intensité élevée, d'où le terme de charge rapide.

À LA CALCULATRICE



3.3 L'accumulateur totalement chargé débite une intensité supposée constante de 0,27 A. Quelle est la durée de fonctionnement de cette pile, en minutes ?

Données utiles $Q = 2{,}88 \times 10^3$ C (3.1) ; $I = 0{,}27$ A

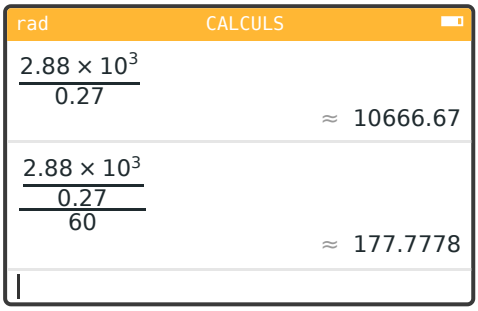
$$\Delta t = \frac{Q}{I} = \frac{2{,}88 \times 10^3}{0{,}27} = 1{,}1 \times 10^4 \text{ s}$$

En minutes : $\Delta t = \dfrac{2{,}88 \times 10^3}{0{,}27 \times 60}$

$\Delta t = 1{,}8 \times 10^2$ min, soit environ 3 h.

PIÈGE
Convertir en minutes à partir de la valeur arrondie $1{,}1 \times 10^4$ s donne 183 min. On garde la valeur exacte dans la calculatrice et on arrondit à la fin.

À LA CALCULATRICE



4.1 Dans quelle colonne de la classification périodique se situe l'élément lithium ? Justifier.

Le texte indique que le lithium est un métal alcalin. Les alcalins forment la première colonne de la classification périodique.

L'atome de lithium a un seul électron externe, qu'il perd facilement pour donner l'ion Li^+ cité dans le texte.

Le lithium se situe dans la **première colonne** (famille des alcalins).

COMPRENDRE
Tous les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons externes, donc des propriétés chimiques voisines : sodium et potassium forment eux aussi des ions de charge $+1$.

4.2 La capacité d'une pile de téléphone portable est de 4320 C. Si la tension à ses bornes est de 3,7 V pendant le fonctionnement, quelle énergie électrique peut-elle fournir ?

Données utiles $Q = 4320$ C ; $U = 3{,}7$ V

Énergie électrique fournie : $E = P\,\Delta t = U\,I\,\Delta t$. Comme $Q = I\,\Delta t$:

$$E = U\,Q = 3{,}7 \times 4320$$

$E = 1{,}6 \times 10^4$ J

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme la tension. En wattheures : $1{,}6 \times 10^4 \div 3600 \approx 4{,}4$ Wh, l'unité que l'on lit sur les batteries.

À LA CALCULATRICE

