PHYSIQUE-CHIMIE · TERMINALE / EXERCICES CORRIGÉS

Piles et électrolyse

Astrolab Cours · astrolabcours.fr

Ex. 1 Polarité d'une pile

●○○ Application

Une pile est formée d'une lame d'argent dans une solution de nitrate d'argent ($\mathrm{Ag^+}$) et d'une lame de cuivre dans une solution de sulfate de cuivre ($\mathrm{Cu^{2+}}$). On observe un dépôt d'argent sur la lame d'argent. Écrire les demi-équations, identifier l'anode et la cathode et donner la polarité de la pile.

Indice

Un dépôt d'argent signifie que les ions $\mathrm{Ag^+}$ sont réduits.

Côté argent

$\mathrm{Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag(s)}$, une réduction. La lame d'argent est la cathode.

Côté cuivre

$\mathrm{Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,e^-}$, une oxydation. La lame de cuivre est l'anode.

Polarité

Borne + = argent (cathode), borne − = cuivre (anode). Bilan $\mathrm{2\,Ag^+ + Cu \longrightarrow 2\,Ag + Cu^{2+}}$.

Ex. 2 Charge débitée

●○○ Méthode

Une pile débite un courant constant de 50 mA pendant 2,0 h. Calculer la charge débitée puis la quantité d'électrons échangés. $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^4\ \mathrm{C\cdot mol^{-1}}$.

Indice

Convertis tout en unités SI.

La charge

$Q = I\,\Delta t = 0{,}050 \times 2{,}0 \times 3600 = 360\ \mathrm{C}$.

Les électrons

$$n(\mathrm{e^-}) = \frac{Q}{\mathcal{F}} = \frac{360}{9{,}65 \times 10^4} \approx 3{,}7 \times 10^{-3}\ \mathrm{mol}.$$

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/piles-et-electrolyse/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Ex. 3 Capacité d'une pile Daniell ●●○ Méthode

Dans une pile Daniell, la demi-pile au cuivre contient 50 mL de solution de $\mathrm{Cu^{2+}}$ à $0{,}20\ \mathrm{mol\cdot L^{-1}}$. La lame de zinc est en large excès. Calculer la capacité de la pile en coulombs puis en mA·h.

Indice

Le réactif limitant est $\mathrm{Cu^{2+}}$, et chaque ion capte 2 électrons.

Le réactif limitant

$n(\mathrm{Cu^{2+}}) = 0{,}20 \times 0{,}050 = 1{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol}$.

Les électrons

$\mathrm{Cu^{2+}} + 2\,\mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Cu}$, donc $n(\mathrm{e^-}) = 2 \times 1{,}0 \times 10^{-2} = 2{,}0 \times 10^{-2}\ \mathrm{mol}$.

La capacité

$Q = n(\mathrm{e^-})\,\mathcal{F} = 2{,}0 \times 10^{-2} \times 9{,}65 \times 10^{4} \approx 1{,}9 \times 10^{3}\ \mathrm{C}$.

En mA·h

$Q = 1930/3600 \approx 0{,}54\ \mathrm{A\cdot h} = 540\ \mathrm{mA\cdot h}$.

Ex. 4 Anode et borne ●●○ Piège

Lors de l'électrolyse d'une solution de chlorure de cuivre, du cuivre se dépose sur une électrode et du dichlore se dégage sur l'autre. Un élève relie l'électrode où se forme le dichlore à la borne − du générateur « parce que l'anode est toujours le pôle moins ». Corriger.

Indice

Qui est oxydé, qui est réduit ? Puis, dans un électrolyseur, à quelle borne est reliée l'anode ?

Les demi-équations

$2\,\mathrm{Cl^-} \longrightarrow \mathrm{Cl_2} + 2\,\mathrm{e^-}$ (oxydation, anode) ; $\mathrm{Cu^{2+}} + 2\,\mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{Cu}$ (réduction, cathode).

L'erreur

L'anode est la borne − dans une pile. Dans un électrolyseur, le générateur arrache des électrons à l'anode, elle est reliée à sa borne +.

Conclusion

Le dichlore se forme à l'anode, reliée à la borne + du générateur ; le cuivre se dépose sur la cathode, reliée à la borne −.

●●●

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/piles-et-electrolyse/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits

Ex. 5 Produire du dihydrogène — Type bac

Un électrolyseur produit du dihydrogène à la cathode selon $2\,\mathrm{H^+} + 2\,\mathrm{e^-} \longrightarrow \mathrm{H_2}$. Il fonctionne sous une intensité constante $I = 200\ \mathrm{A}$ pendant 8,0 h.

1. La transformation est-elle spontanée ? Justifier.
2. Calculer la quantité de dihydrogène produite.
3. En déduire sa masse, puis le volume de gaz dans les conditions où le volume molaire vaut $24\ \mathrm{L \cdot mol^{-1}}$. $M(\mathrm{H}) = 1{,}0\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.

Indice

$n(\mathrm{H_2}) = n(\mathrm{e^-})/2$.

Spontanée ?

Non. Elle est imposée par un générateur, c'est une transformation forcée (le remonte-pente).

Les électrons

$Q = 200 \times 8{,}0 \times 3600 = 5{,}76 \times 10^6$ C, donc $n(\mathrm{e^-}) = 5{,}76 \times 10^6 / 9{,}65 \times 10^4 \approx 59{,}7$ mol.

Le dihydrogène

$n(\mathrm{H_2}) = n(\mathrm{e^-})/2 \approx 29{,}8$ mol.

← 2 électrons par molécule de H_2

Masse et volume

$m = 29{,}8 \times 2{,}0 \approx 60$ g et $V = 29{,}8 \times 24 \approx 7{,}2 \times 10^2$ L.

© Astrolab Cours · astrolabcours.fr/physique/terminale/piles-et-electrolyse/ · Tous droits réservés : usage personnel uniquement, republication et usage commercial interdits