Des piles historiques

Bac 2022 Métropole Jour 2 · Exercice 4 **5 points** **Durée conseillée 53 min**

Q1 Justifier que la transformation chimique ayant lieu lorsque la cellule débite s'écrit $\mathrm{Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \longrightarrow Zn^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)}$.

Données utiles couples $\mathrm{Zn^{2+}\,(aq)}$ / $\mathrm{Zn\,(s)}$ et $\mathrm{H^+\,(aq)}$ / $\mathrm{H_2\,(g)}$; dégagement gazeux observé ; cuivre inerte

Le gaz observé est le dihydrogène : les ions $\mathrm{H^+}$ sont réduits. Le cuivre étant inerte, le réducteur qui réagit est le zinc métallique.

Oxydation : $\mathrm{Zn\,(s) = Zn^{2+}\,(aq) + 2\,e^-}$

Réduction : $\mathrm{2\,H^+\,(aq) + 2\,e^- = H_2\,(g)}$

Les deux demi-équations échangent chacune deux électrons : on les additionne membre à membre.

$\mathrm{Zn\,(s) + 2\,H^+\,(aq) \longrightarrow Zn^{2+}\,(aq) + H_2\,(g)}$

MÉTHODE
Repérer d'abord les réactifs grâce aux observations (ici le gaz formé), écrire chaque demi-équation dans le sens où elle se produit, puis vérifier que le nombre d'électrons cédés égale le nombre d'électrons captés avant d'additionner.

Q2 En déduire quelle électrode, du zinc ou du cuivre, joue le rôle de cathode. Justifier.

La cathode est l'électrode où se produit la réduction. Ici, ce sont les ions $\mathrm{H^+}$ qui sont réduits. Le zinc, lui, est oxydé : il constitue l'anode. La réduction des ions $\mathrm{H^+}$ a donc lieu à la surface du cuivre, qui reçoit les électrons par le circuit extérieur sans être transformé.

La cathode est l'électrode de **cuivre**.

PIÈGE
Chercher une demi-équation faisant intervenir le cuivre. Une électrode inerte n'est ni oxydée ni réduite : elle sert seulement de surface d'échange pour les électrons.

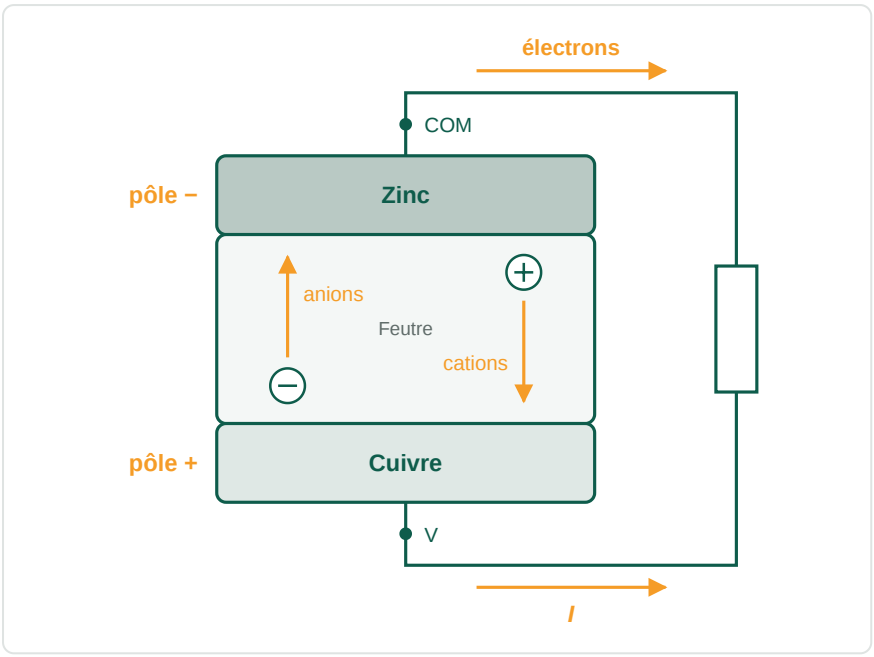
Q3 Compléter le schéma de l'annexe : pôles de la cellule, mouvement des électrons, mouvement des cations $\oplus$ et des anions $\ominus$ dans le feutre, sens conventionnel du courant d'intensité I.

- Le zinc cède des électrons (oxydation) : c'est le pôle $-$. Le cuivre, où ils sont consommés, est le pôle $+$.
- Dans les fils, les électrons vont du zinc vers le cuivre en traversant le conducteur ohmique.
- Le courant I circule en sens inverse des électrons : il sort par le cuivre et rentre par le zinc.
- Dans le feutre, les cations migrent vers le cuivre et les anions vers le zinc.

Zinc : pôle $-$; cuivre : pôle $+$; électrons du zinc vers le cuivre par le circuit ; I en sens inverse ; cations vers le cuivre, anions vers le zinc.

PIÈGE
Faire circuler des électrons dans le feutre. Les électrons ne se déplacent que dans les métaux ; dans la solution, les porteurs de charge sont les ions.

COMPRENDRE
Les ions assurent la neutralité électrique : près du zinc apparaissent des charges positives ($\mathrm{Zn^{2+}}$), ce qui attire les anions ; près du cuivre disparaissent des ions $\mathrm{H^+}$, ce qui attire les cations.



Q3 · Annexe complétée : pôles, électrons, courant I et ions dans le feutre

Q4 Justifier la cohérence du signe de la tension mesurée avec les réponses précédentes.

Données utiles borne « V » sur le cuivre, borne « COM » sur le zinc ; $U = 0{,}82$ V

Le voltmètre affiche la différence de potentiel entre sa borne « V » et sa borne « COM » : $U = V_{\text{Cu}} - V_{\text{Zn}}$.

Comme $U = +0{,}82\ \text{V} > 0$, on a $V_{\text{Cu}} > V_{\text{Zn}}$: le cuivre est au potentiel le plus élevé.

Le cuivre est bien le pôle $+$ et le zinc le pôle $-$, en accord avec Q2 et Q3.

Q5 Proposer une relation numérique entre la tension U et le nombre N de cellules.

Données utiles figure 4 : point de coordonnées $N = 16$; $U = 13{,}6$ V

Les points sont alignés sur une droite passant par l'origine : U est proportionnelle à N, soit $U = k \times N$.

Avec le point le plus éloigné de l'origine : $k = \dfrac{U}{N} = \dfrac{13{,}6}{16} = 0{,}85$ V par cellule.

$U = 0{,}85 \times N$ (avec U en volts)

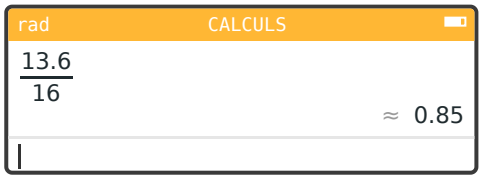
COMPRENDRE

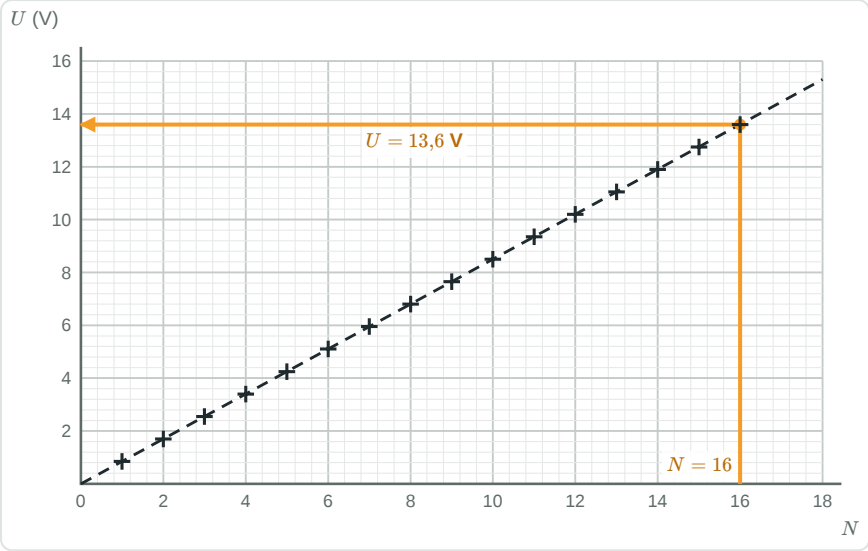
Une lecture graphique ne donne guère plus de deux chiffres significatifs : on garde $k = 0{,}85$ V. Cette valeur est cohérente avec la tension de $0{,}82$ V mesurée sur une seule cellule.

MÉTHODE

Pour un coefficient directeur, choisir sur la droite un point éloigné de l'origine : l'erreur relative de lecture est plus petite.

À LA CALCULATRICE





Q5 · Figure 4 du sujet, avec la droite modèle et le point utilisé

Q6 Déterminer l'ordre de grandeur du nombre de cellules élémentaires nécessaires pour obtenir une tension d'une centaine de volts.

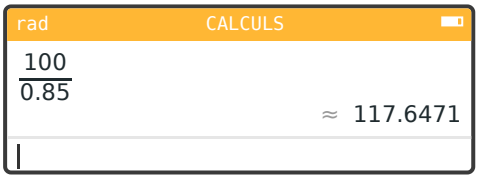
Données utiles $U = 0{,}85 \times N$ (Q5) ; $U \approx 100$ V

$N = \dfrac{U}{k} = \dfrac{100}{0{,}85} \approx 1{,}2 \times 10^2$, soit environ 120 cellules.

Ordre de grandeur : $N \sim 10^2$ cellules (une centaine).

COMPRENDRE
L'ordre de grandeur est la puissance de dix la plus proche du résultat : $1{,}2 \times 10^2$ donne 10^2. Chaque cellule fournissant un peu moins d'un volt, il en faut un peu plus de cent.

À LA CALCULATRICE



Q7 Montrer que l'ion Cu^{2+} est le réactif limitant de la transformation $Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \longrightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$.

Données utiles $V = 100$ mL ; $C = 0{,}100$ mol · L^{-1} ; $m \approx 100$ g ; $M(Zn) = 65{,}4$ g · mol^{-1}

Quantités de matière initiales :

$n(Cu^{2+}) = C \times V = 0{,}100 \times 100 \times 10^{-3} = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol

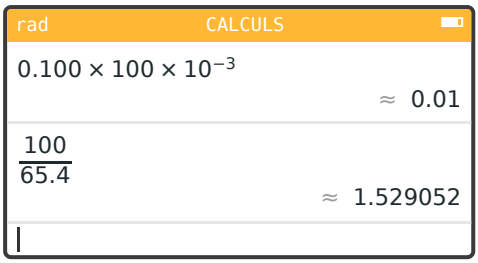
$n(Zn) = \dfrac{m}{M(Zn)} = \dfrac{100}{65{,}4} = 1{,}53$ mol

Les nombres stœchiométriques des deux réactifs valent 1 : on compare directement les quantités.

$\dfrac{n(Cu^{2+})}{1} = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol $< \dfrac{n(Zn)}{1} = 1{,}53$ mol : Cu^{2+} est le réactif limitant.

PIÈGE
Oublier de convertir le volume en litres. La masse molaire du sulfate de cuivre est inutile ici : la concentration en ions Cu^{2+} est donnée directement.

À LA CALCULATRICE



Q8 La pile alimente un appareil nécessitant un courant d'intensité 20 mA. Déterminer la durée maximale de fonctionnement de la pile.

Données utiles $I = 20$ mA ; $n(\mathrm{Cu^{2+}}) = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol (Q7) ; charge d'une mole d'électrons $F = 9{,}65 \times 10^{4}$ C

La pile s'arrête quand le réactif limitant $\mathrm{Cu^{2+}}$ est entièrement consommé.

À la cathode : $\mathrm{Cu^{2+}\,(aq) + 2\,e^- = Cu\,(s)}$. Chaque ion consommé correspond à deux électrons échangés : $n(\mathrm{e^-}) = 2\,n(\mathrm{Cu^{2+}})$.

Charge maximale débitée : $Q = n(\mathrm{e^-}) \times F = 2\,n(\mathrm{Cu^{2+}}) \times F$.

Par ailleurs, à intensité constante, $Q = I \times \Delta t$, donc :

$$\Delta t = \frac{2\,n(\mathrm{Cu^{2+}}) \times F}{I} = \frac{2 \times 1{,}00 \times 10^{-2} \times 9{,}65 \times 10^{4}}{20 \times 10^{-3}} = 9{,}7 \times 10^{4}\ \mathrm{s}$$

$\Delta t \approx 9{,}7 \times 10^{4}$ s, soit environ 27 h.

PIÈGE
Oublier le facteur 2 (deux électrons par ion $\mathrm{Cu^{2+}}$) divise la durée par deux. L'intensité doit être en ampères : $20\ \mathrm{mA} = 20 \times 10^{-3}$ A.

MÉTHODE
Durée de vie d'une pile : 1) réactif limitant ; 2) quantité d'électrons via la demi-équation ; 3) $Q = n(\mathrm{e^-}) \times F$; 4) $\Delta t = Q/I$.

À LA CALCULATRICE

