Chimie au quotidien: des expériences de chimie réalisables chez-soi

Bac S 2011 Centres étrangers (ancien programme) · Exercice 2 **6,5 points** **Durée conseillée 1 h 05**

1.1.1 Quel autre nom donne-t-on à la tension à vide d'une pile ?

La tension à vide d'une pile est sa **force électromotrice** (f.é.m.), notée E ; ici $E = 0{,}84\ \text{V}$.

1.1.2 Déterminer la polarité de la pile au niveau de la pièce et du trombone. Justifier.

Données utiles indication du voltmètre : $+0{,}84\ \text{V}$; sur la figure 1, la borne COM est reliée au trombone et la borne V à la pièce.

Un voltmètre affiche la tension $U = V_{\text{borne V}} - V_{\text{COM}}$. Ici la borne V est reliée à la pièce et la borne COM au trombone :

$U = V_{\text{pièce}} - V_{\text{trombone}} = +0{,}84\ \text{V} > 0$, donc $V_{\text{pièce}} > V_{\text{trombone}}$.

La pièce en cuivre est le pôle **positif** de la pile, le trombone en zinc le pôle **négatif**.

MÉTHODE
Valeur positive au voltmètre : la borne V est du côté du pôle $+$, la borne COM du côté du pôle $-$. Valeur négative : c'est l'inverse.

1.2.1 Comment peut-on mettre en évidence expérimentalement la présence de dihydrogène ?

On recueille le gaz dans un tube à essais, puis on présente une flamme (allumette enflammée) à l'ouverture du tube.

Une légère détonation, appelée « aboiement », caractérise le dihydrogène.

1.2.2 Écrire les équations des réactions ayant lieu à chaque électrode, en précisant le type de réaction (oxydation ou réduction) et le nom de chaque électrode.

Données utiles couples $\text{Zn}^{2+}\,(\text{aq})\ /\ \text{Zn}\,(\text{s})$ et $\text{H}^{+}\,(\text{aq})\ /\ \text{H}_2\,(\text{g})$; effervescence de dihydrogène sur la pièce ; pièce : pôle $+$ (1.1.2)

Sur la pièce (pôle $+$), du dihydrogène se forme : les ions H^{+} captent des électrons.

$$2\,\text{H}^{+}\,(\text{aq}) + 2\,\text{e}^{-} = \text{H}_2\,(\text{g})$$

C'est une **réduction** : la pièce est la **cathode**.

Sur le trombone (pôle $-$), le zinc cède les électrons qui partent dans le circuit :

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

C'est une **oxydation** : le trombone est l'**anode**.

Pièce : réduction de H^{+}, cathode. Trombone : oxydation de Zn, anode.

PIÈGE
Associer « anode » à « pôle $+$ » par habitude. L'anode est l'électrode où se produit l'oxydation : pôle $-$ dans une pile, pôle relié au $+$ du générateur dans une électrolyse.

COMPRENDRE
Le cuivre de la pièce ne réagit pas : il sert seulement de conducteur où arrivent les électrons. Dans une pile, les électrons sortent par le pôle $-$, donc l'oxydation a lieu au pôle $-$.

1.2.3 En déduire l'équation de la réaction globale se produisant au cours du fonctionnement de cette pile.

Chaque demi-équation échange 2 électrons : on les additionne.

$$\text{Zn}\,(\text{s}) + 2\,\text{H}^{+}\,(\text{aq}) = \text{Zn}^{2+}\,(\text{aq}) + \text{H}_2\,(\text{g})$$

1.2.4 D'où proviennent les ions $H^+(aq)$ présents dans les réactifs ?

Ils proviennent du jus de citron, solution acide (il contient notamment de l'acide citrique) dans laquelle plongent les deux électrodes.

1.2.5 Parmi le vinaigre, l'eau sucrée et le jus d'orange, quelle(s) solution(s) aurai(en)t pu remplacer le citron ? Justifier.

La pile consomme des ions $H^+(aq)$: il faut une solution acide.

Le vinaigre (acide éthanoïque) et le jus d'orange (acide citrique) sont acides. L'eau sucrée n'est pas acide ; elle ne contient d'ailleurs pas d'ions, donc elle conduit très mal le courant.

Le **vinaigre** et le **jus d'orange** conviennent, pas l'eau sucrée.

1.2.6 Comment obtenir, avec le matériel disponible, un dispositif délivrant une tension à vide deux fois plus grande ?

Données utiles $E = 0{,}84$ V pour une pile ; plusieurs citrons, pièces, trombones et fils disponibles

On fabrique une seconde pile identique (un autre citron, une pièce, un trombone) et on associe les deux piles en **série** : un fil relie le trombone de la première à la pièce de la seconde. Les tensions s'ajoutent.

Deux piles au citron en série : $2 \times 0{,}84 = 1{,}68$ V, soit environ 1,7 V.

PIÈGE
Planter deux pièces et deux trombones dans le même citron, ou relier les deux pièces entre elles : les tensions ne s'ajoutent pas. Il faut relier le pôle $-$ d'une pile au pôle $+$ de l'autre.

1.3.1 Quelle quantité d'électricité Q est débitée par la pile pendant la durée Δt ?

Données utiles $I = 10$ mA ; $\Delta t = 5$ min 30 s

$Q = I \times \Delta t$ avec $I = 10 \times 10^{-3}$ A et $\Delta t = 5 \times 60 + 30 = 330$ s.

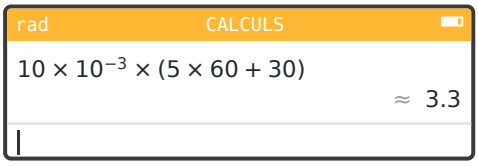
$Q = 10 \times 10^{-3} \times 330$

$Q = 3{,}3$ C

PIÈGE
Laisser l'intensité en mA ou la durée en minutes : le coulomb est un ampère-seconde.

COMPRENDRE
Deux chiffres significatifs, comme $I = 10$ mA, la donnée la moins précise.

À LA CALCULATRICE



1.3.2 Déterminer n, la quantité de matière de zinc consommée au cours du fonctionnement de la pile. Justifier.

Données utiles $Q = 3{,}3$ C (1.3.1) ; $F = 96\,500$ C · mol^{-1}

La charge débitée est portée par les électrons échangés : $Q = n(e^-) \times F$.

D'après $Zn(s) = Zn^{2+}(aq) + 2\,e^-$, chaque atome de zinc consommé libère 2 électrons : $n(e^-) = 2\,n$.

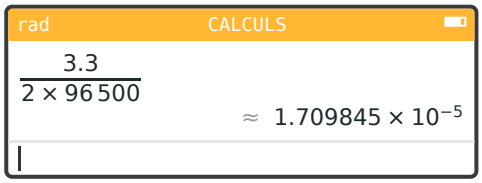
Donc $Q = 2\,n\,F$, soit $n = \dfrac{Q}{2F} = \dfrac{I \times \Delta t}{2F}$.

$$n = \frac{3{,}3}{2 \times 96\,500}$$

$n = 1{,}7 \times 10^{-5}$ mol

PIÈGE
Oublier le facteur 2 : on obtiendrait la quantité d'électrons, pas celle de zinc.

À LA CALCULATRICE



1.3.3 En déduire la variation de masse Δm du trombone pendant la durée de fonctionnement Δt.

Données utiles $n = 1{,}71 \times 10^{-5}$ mol (1.3.2, valeur non arrondie) ; $M(\text{Zn}) = 65{,}4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Le zinc du trombone est consommé : sa masse diminue de $m_{\text{conso}} = n \times M(\text{Zn})$.

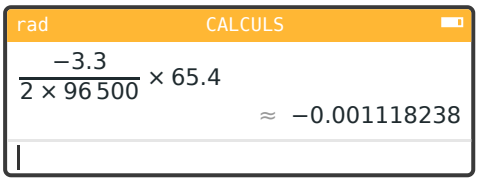
$\Delta m = m_{\text{finale}} - m_{\text{initiale}} = -n \times M(\text{Zn})$

$\Delta m = -1{,}71 \times 10^{-5} \times 65{,}4 = -1{,}1 \times 10^{-3}$ g

$\boxed{\Delta m = -1{,}1 \text{ mg}}$

COMPRENDRE
Une variation se calcule « final moins initial » : elle est négative pour un réactif. La perte est infime, la pile au citron peut fonctionner longtemps avant d'user le trombone.

À LA CALCULATRICE



2.1.1 Déterminer la masse m de bouillie bordelaise à prélever pour préparer $V = 250$ mL de solution de sulfate de cuivre de concentration $C = 1{,}0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Données utiles bouillie à 80 % en masse de CuSO_4 ; $M(\text{Cu}) = 63{,}5$; $M(\text{S}) = 32{,}1$; $M(\text{O}) = 16{,}0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Masse molaire : $M(\text{CuSO}_4) = 63{,}5 + 32{,}1 + 4 \times 16{,}0 = 159{,}6 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Masse de sulfate de cuivre nécessaire : $m(\text{CuSO}_4) = C \times V \times M(\text{CuSO}_4)$.

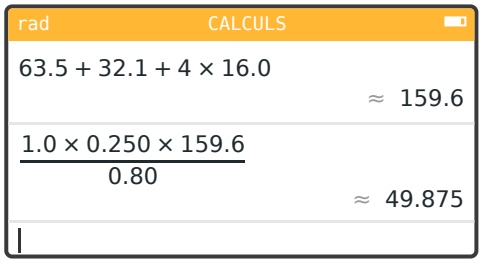
Cette masse ne représente que 80 % de la masse de poudre : $m(\text{CuSO}_4) = 0{,}80\, m$, donc

$$m = \frac{C \times V \times M(\text{CuSO}_4)}{0{,}80} = \frac{1{,}0 \times 0{,}250 \times 159{,}6}{0{,}80}$$

$\boxed{m = 50 \text{ g}}$

PIÈGE
Multiplier par $0{,}80$ au lieu de diviser. La poudre n'est pas pure : il en faut plus que les 40 g de CuSO_4 nécessaires, pas moins.

À LA CALCULATRICE



2.1.2 Indiquer le protocole expérimental pour préparer l'électrolyte avec le matériel d'un laboratoire de lycée.

Données utiles $m = 50$ g (2.1.1) ; $V = 250$ mL

1. Placer une coupelle sur une balance, faire la tare, puis peser 50 g de bouillie bordelaise avec une spatule. 2. Verser la poudre dans une fiole jaugée de 250 mL à l'aide d'un entonnoir ; rincer la coupelle et l'entonnoir à l'eau déminéralisée en récupérant l'eau de rinçage dans la fiole. 3. Remplir la fiole aux trois quarts d'eau déminéralisée, boucher et agiter jusqu'à dissolution. 4. Compléter jusqu'au trait de jauge (bas du ménisque), boucher et homogénéiser.

$\boxed{\text{Dissolution de } 50 \text{ g de poudre en fiole jaugée de } 250 \text{ mL.}}$

MÉTHODE
Dissolution : balance et fiole jaugée. Dilution : pipette jaugée et fiole jaugée. Dans les deux cas, on agite avant de compléter au trait, puis on homogénéise.

2.2.1 Écrire l'équation de la réaction qui modélise la transformation. Préciser l'oxydant et le réducteur.

Données utiles couples $Cu^{2+}(aq)$ / $Cu(s)$ et $Fe^{2+}(aq)$ / $Fe(s)$; du cuivre se dépose sur la clé en fer

Du cuivre métallique apparaît : $Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- = Cu(s)$.

Les électrons sont fournis par le fer de la clé : $Fe(s) = Fe^{2+}(aq) + 2\,e^-$.

$Cu^{2+}(aq) + Fe(s) = Cu(s) + Fe^{2+}(aq)$; l'**oxydant** est l'ion Cu^{2+} (il capte des électrons), le **réducteur** est le fer Fe (il en cède).

2.2.2 Calculer le quotient de réaction initial $Q_{r,i}$ et justifier le caractère spontané de cette transformation.

Données utiles $K = 10^{26}$; $[Cu^{2+}]_i = C = 1{,}0\ mol \cdot L^{-1}$; pas d'ions Fe^{2+} au départ

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

$$Q_{r,i} = \frac{[Fe^{2+}]_i}{[Cu^{2+}]_i} = \frac{0}{1{,}0} = 0$$

car la solution ne contient initialement aucun ion fer(II).

$Q_{r,i} < K$: le système évolue spontanément dans le sens direct, celui de la formation du cuivre.

$Q_{r,i} = 0 < K = 10^{26}$: la transformation est spontanée dans le sens direct.

COMPRENDRE
Le sujet imprime « K = 1026 » : il faut lire 10^{26}. Une constante aussi grande indique en plus une réaction quasi totale.

2.2.3 Le dépôt de cuivre sur la clé interrompt la réaction : proposer une explication.

La réaction exige un contact entre les ions Cu^{2+} de la solution et le fer, pour que les électrons passent de l'un à l'autre.

Dès que la couche de cuivre recouvre toute la clé, elle isole le fer de la solution : les réactifs ne sont plus en contact et la transformation s'arrête.

2.3.1 Sur quelle électrode doit se faire le dépôt de cuivre ? Écrire l'équation de la réaction à cette électrode.

On veut cuivrer la clé : le dépôt doit se former sur la **clé**.

$$Cu^{2+}(aq) + 2\,e^- = Cu(s)_{clé}$$

Dépôt sur la clé, par réduction des ions Cu^{2+} : la clé est la **cathode**.

2.3.2 En déduire l'équation de la réaction à l'autre électrode et montrer que le bilan de l'électrolyse est $Cu^{2+}(aq) + Cu(s)_{pièces} = Cu(s)_{clé} + Cu^{2+}(aq)$.

Une réduction a lieu sur la clé, donc une oxydation a lieu sur la pièce en cuivre (anode). Le seul couple en jeu est Cu^{2+} / Cu :

$$Cu(s)_{pièce} = Cu^{2+}(aq) + 2\,e^-$$

En additionnant les deux demi-équations (2 électrons échangés de chaque côté) :

$Cu^{2+}(aq) + Cu(s)_{pièce} = Cu(s)_{clé} + Cu^{2+}(aq)$

COMPRENDRE
« Anode soluble » : la pièce se dissout peu à peu. Chaque ion Cu^{2+} consommé sur la clé est remplacé par un ion formé à l'anode : la concentration de l'électrolyte reste constante.

2.3.3 Compléter le schéma de la figure 2 : placer les fils électriques et la pile de 4,5 V en précisant sa polarité, et indiquer le déplacement des charges lors de l'électrolyse.

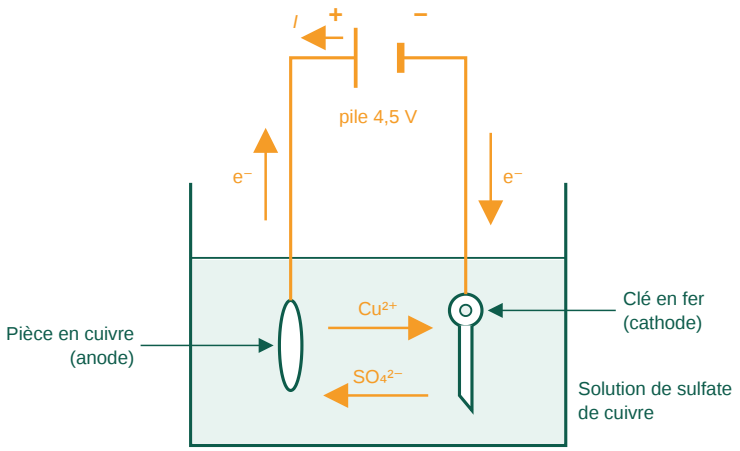
La clé (cathode) doit recevoir des électrons : elle est reliée à la borne $-$ de la pile. La pièce en cuivre (anode) est reliée à la borne $+$.

Dans les fils, les électrons vont de la pièce vers la borne $+$ et de la borne $-$ vers la clé ; le courant I circule en sens inverse.

Dans la solution, les cations Cu^{2+} migrent vers la clé et les anions SO_4^{2-} vers la pièce.

Borne $+$ sur la pièce en cuivre, borne $-$ sur la clé ; électrons de la pièce vers la clé par les fils, ions Cu^{2+} de la pièce vers la clé dans la solution.

PIÈGE
Faire circuler des électrons dans la solution. Ils ne se déplacent que dans les métaux ; dans l'électrolyte, ce sont les ions qui transportent la charge.



2.3.3 · Figure 2 complétée : électrolyse à anode soluble