

Piles et électrolyse

Contrôle de sciences physiques - niveau Terminale

De plus, ce **contrôle sur les piles** et l'électrolyse dure 1 h 30. Par ailleurs, il porte sur l'évolution spontanée d'un système, la pile Daniell, les transformations forcées et la quantité d'électricité. Puis la calculatrice est autorisée, les documents ne le sont pas. Ensuite, les réponses sont justifiées et les résultats donnés avec l'unité. Barème total : **20 points**.

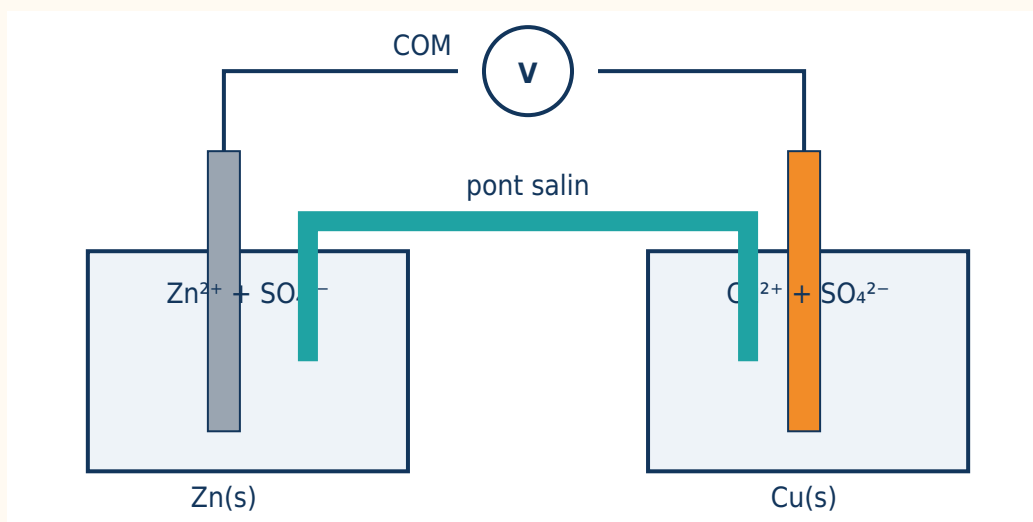
Donc, ce contrôle est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Le sujet du contrôle sur les piles

Données : constante de Faraday $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C/mol}$; volume molaire des gaz $V_m = 24,0 \text{ L/mol}$; masses molaires : Fe 55,8 g/mol, Cu 63,5 g/mol ; $K(\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}) = 2 \times 10^{37}$.

Exercice 1 : la pile cuivre - zinc (6 points)

Enfin, on réalise la pile schématisée ci-dessous. Chaque bécher contient 100,0 mL de solution à 0,10 mol/L (sulfate de zinc à gauche, sulfate de cuivre à droite). Puis le voltmètre, branché avec sa borne COM côté zinc, indique + 1,10 V. De plus, une fois la pile branchée sur un conducteur ohmique, elle débite un courant constant $I = 10 \text{ mA}$; le zinc est en large excès.

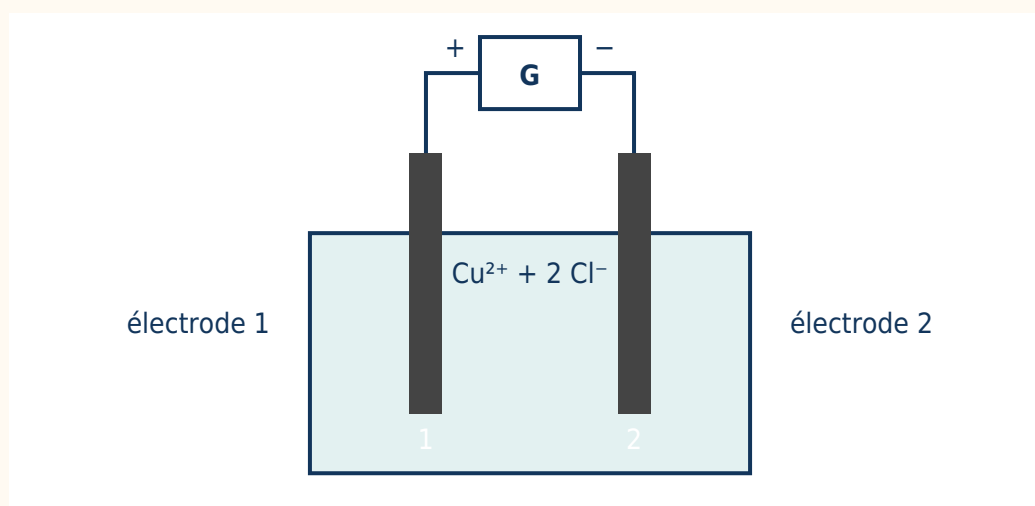


Pile cuivre - zinc : deux demi-piles reliées par un pont salin.

1. Écrire l'équation de la réaction qui peut avoir lieu. Calculer le quotient de réaction initial et en déduire le sens d'évolution spontanée.
2. Quelle électrode est le pôle positif ? Préciser l'anode, la cathode, le sens de circulation des électrons et celui du courant dans le circuit extérieur.
3. Quel est le rôle du pont salin ?
4. Déterminer la quantité d'électricité maximale que peut fournir la pile, puis la durée maximale de fonctionnement à 10 mA.
5. Calculer la masse de cuivre déposée au bout de 10 h de fonctionnement.

Exercice 2 : électrolyse du chlorure de cuivre(II) (5 points)

Ensuite, on électrolyse une solution de chlorure de cuivre(II) avec deux électrodes de graphite, reliées à un générateur de courant continu délivrant $I = 0,50 \text{ A}$ pendant $\Delta t = 30 \text{ min}$. Ensuite, les couples en jeu sont Cu^{2+}/Cu et Cl_2/Cl^- .



Électrolyseur : l'électrode 1 est reliée à la borne + du générateur.

1. Pourquoi parle-t-on de transformation forcée ? Identifier l'anode et la cathode.
2. Écrire les demi-équations aux électrodes et l'équation de l'électrolyse.
3. Calculer la quantité d'électricité Q et la quantité d'électrons échangés.
4. Calculer la masse de cuivre déposée.
5. Calculer le volume de dichlore gazeux formé.

Exercice 3 : un clou de fer dans une solution de cuivre (4 points)

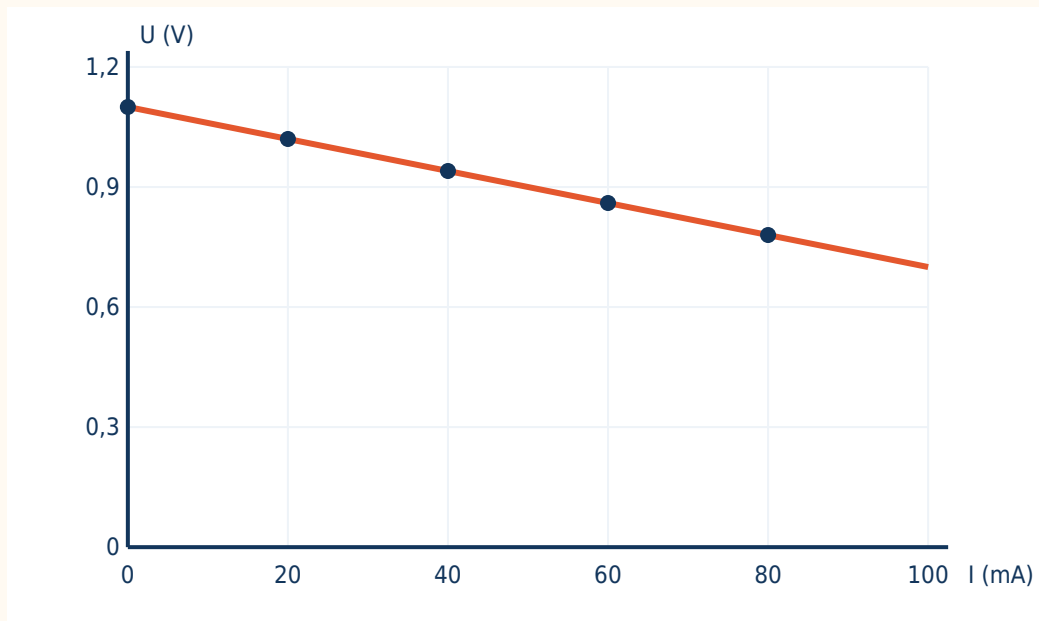
Puis, on plonge un clou de fer de masse 2,80 g dans 100,0 mL de solution de sulfate de cuivre(II) à 0,10 mol/L. Par ailleurs, la réaction $\text{Fe(s)} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{Cu(s)}$ a pour constante d'équilibre $K = 2,5 \times 10^{26}$.

1. Calculer $Q_{r,i}$ et en déduire le sens d'évolution.
2. Établir le tableau d'avancement et déterminer l'avancement maximal, le réactif limitant et la composition finale en quantités de matière.

3. Calculer la masse de cuivre déposé.
4. Calculer la concentration finale en ions cuivre(II) en utilisant K, puis commenter.

Exercice 4 : caractéristique d'une pile (5 points)

Ainsi, on mesure la tension U aux bornes d'une pile en fonction de l'intensité I du courant qu'elle débite. Puis les résultats sont représentés ci-dessous (la caractéristique est une droite).



Caractéristique $U = f(I)$ de la pile.

1. Quelle relation lie U , la force électromotrice E , la résistance interne r et I pour un générateur ? Justifier l'allure de la courbe.
2. Déterminer graphiquement E et r .
3. Par ailleurs, la pile alimente un conducteur ohmique de résistance $R = 50 \, \Omega$. Calculer l'intensité du courant et la tension à ses bornes.
4. Calculer la puissance électrique reçue par le conducteur ohmique.