

Piles et électrolyse

Corrigé du contrôle - niveau Terminale

Par conséquent, voici le **corrigé sur les piles** et l'électrolyse du contrôle, avec les calculs détaillés et les points de chaque question, sur un total de 20. Puis vérifiez en particulier les signes, le sens des électrons et les chiffres significatifs.

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

Corrigé sur les piles : la correction détaillée avec le barème

Correction de l'exercice 1 : la pile cuivre - zinc (6 points)

- $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$. $Q_{r,i} = [\text{Zn}^{2+}] \div [\text{Cu}^{2+}] = 0,10 \div 0,10 = \mathbf{1}$.
Comme $Q_{r,i} < K = 2 \times 10^{37}$, le système évolue **dans le sens direct (1 pt)**.
- Enfin, le voltmètre indique une tension positive avec COM côté zinc : le **cuivre est le pôle positif**, le zinc le pôle négatif. À l'électrode de zinc, oxydation ($\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^-$) : c'est l'**anode** ; à l'électrode de cuivre, réduction ($\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$) : c'est la **cathode**. Ensuite, dans le fil, les électrons circulent du zinc vers le cuivre ; le courant va du cuivre (+) vers le zinc (-) à l'extérieur de la pile (**1 pt**).
- Ensuite, le pont salin ferme le circuit en assurant le passage des ions et la **neutralité électrique** des solutions ; il sépare aussi les deux couples (**0,5 pt**).
- Réactif limitant : Cu^{2+} , $n = 0,10 \times 0,1000 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$, donc $x_{\text{max}} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$ et $n(\text{e}^-) = 2 x_{\text{max}} = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$. $Q_{\text{max}} = n(\text{e}^-) \times F = 2,0 \times 10^{-2} \times 9,65 \times 10^4 = \mathbf{1,9 \times 10^3 \text{ C (1 pt)}}$; $\Delta t = Q \div I = 1,93 \times 10^3 \div 0,010 = 1,9 \times 10^5 \text{ s}$, soit **54 h (1 pt)**.
- $Q = 0,010 \times 10 \times 3600 = 360 \text{ C}$; $n(\text{e}^-) = 360 \div 9,65 \times 10^4 = 3,7 \times 10^{-3} \text{ mol}$;
 $n(\text{Cu}) = 1,87 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $m = 1,87 \times 10^{-3} \times 63,5 = 0,118 \text{ g}$, soit **0,12 g (1,5 pt)**.

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

- Puis, le système évoluerait spontanément dans l'autre sens ; ici le générateur impose le passage du courant et **force** la réaction dans le sens non spontané. L'électrode 1, reliée à la borne +, est l'**anode** (siège de l'oxydation) ; l'électrode 2 est la **cathode (1 pt)**.
- Anode : $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$. Cathode : $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$. Bilan : **$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{Cl}_2(\text{g})$ (1 pt)**.

- $Q = I \times \Delta t = 0,50 \times 1800 = \mathbf{9,0 \times 10^2 \text{ C}}$; $n(e^-) = 900 \div 9,65 \times 10^4 = \mathbf{9,3 \times 10^{-3} \text{ mol (1 pt)}}$.
- $n(\text{Cu}) = n(e^-) \div 2 = 4,66 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $m = 4,66 \times 10^{-3} \times 63,5 = \mathbf{0,30 \text{ g (1 pt)}}$.
- $n(\text{Cl}_2) = n(e^-) \div 2 = 4,66 \times 10^{-3} \text{ mol}$; $V = 4,66 \times 10^{-3} \times 24,0 = 0,112 \text{ L}$, soit **0,11 L = 112 mL (1 pt)**.

Correction de l'exercice 3 : un clou de fer dans une solution de cuivre (4 points)

- Puis, aucun ion fer(II) au départ : $Q_{r,i} = [\text{Fe}^{2+}] \div [\text{Cu}^{2+}] = 0$, inférieur à K : évolution **dans le sens direct (1 pt)**.
- $n_i(\text{Fe}) = 2,80 \div 55,8 = 5,02 \times 10^{-2} \text{ mol}$; $n_i(\text{Cu}^{2+}) = 0,10 \times 0,1000 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$. Tableau : Fe : $5,02 \times 10^{-2} - x$; Cu^{2+} : $1,0 \times 10^{-2} - x$; Fe^{2+} : x ; Cu : x . Ainsi, les ions cuivre(II) sont limitants : $x_{\text{max}} = \mathbf{1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}}$. Composition finale (K très grand, réaction quasi totale) : **$4,0 \times 10^{-2} \text{ mol de Fe}$, $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol de Fe}^{2+}$ et de Cu (1,5 pt)** .
- $m(\text{Cu}) = 1,0 \times 10^{-2} \times 63,5 = \mathbf{0,64 \text{ g (0,5 pt)}}$.
- $[\text{Fe}^{2+}] = 1,0 \times 10^{-2} \div 0,1000 = 0,10 \text{ mol/L}$; $K = [\text{Fe}^{2+}] \div [\text{Cu}^{2+}]$ donc $[\text{Cu}^{2+}] = 0,10 \div 2,5 \times 10^{26} = \mathbf{4 \times 10^{-28} \text{ mol/L}}$: il n'en reste pratiquement plus, la solution se décolore **(1 pt)**.

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

- $U = E - r \times I$ **(0,5 pt)**. De plus, la tension diminue de façon affine quand l'intensité augmente à cause de la chute de tension $r \times I$ dans la résistance interne : la caractéristique est une droite décroissante **(0,5 pt)**.
- Ordonnée à l'origine : **$E = 1,10 \text{ V (0,5 pt)}$** . Coefficient directeur : $(0,78 - 1,10) \div (80 - 0) = -4,0 \times 10^{-3} \text{ V/mA} = -4,0 \text{ V/A}$, donc **$r = 4,0 \Omega$ (1 pt)**.
- $I = E \div (R + r) = 1,10 \div (50 + 4,0) = 2,04 \times 10^{-2} \text{ A}$, soit **20 mA** ; $U = R \times I = 50 \times 2,04 \times 10^{-2} = \mathbf{1,0 \text{ V}}$ (vérification : $E - rI = 1,10 - 0,08 = 1,02 \text{ V}$) **(1,5 pt)**.
- $P = U \times I = 1,02 \times 2,04 \times 10^{-2} = 2,08 \times 10^{-2} \text{ W}$, soit **21 mW (1 pt)**.

Barème et conseils

Exercice	Thème	Points
1	Pile cuivre - zinc	6
2	Électrolyse du chlorure de cuivre	5
3	Clou de fer et ions cuivre	4
4	Caractéristique d'une pile	5
Total		20

Ainsi, pour progresser : retenez que l'anode est toujours le siège de l'oxydation, que dans une pile le courant sort par le pôle positif, et que dans l'électrolyse on relie l'anode à la borne positive du générateur. Faites le lien entre quantité d'électricité, électrons échangés et avancement avant tout calcul de masse.

[Retour au sujet du contrôle](#)

Bien réviser avec corrigé piles

D'abord, refais le contrôle en conditions réelles avant de lire la correction. Ensuite, compare tes réponses avec le barème. Ainsi, tu repères les points qu'il faut encore revoir.

Par ailleurs, corrigé piles en terminale demande surtout de la régularité : quelques séances courtes valent mieux qu'une longue révision la veille. Par exemple, garde une fiche des unités et des formules qui te posent problème, et relis-la avant chaque séance.