BURHAN

Transformations forcées : l'électrolyse : exercices, entraînement

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

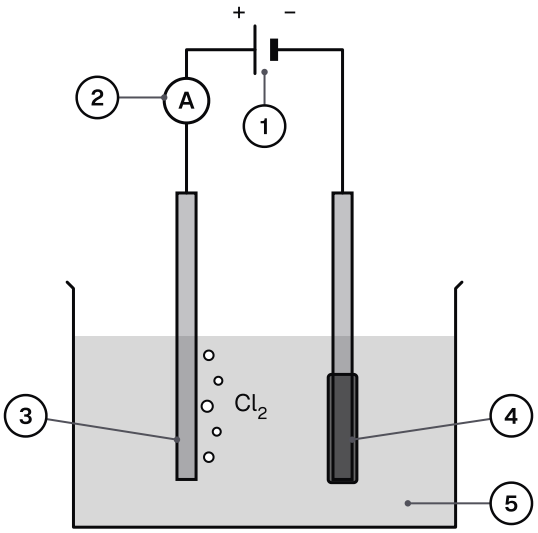
Corrigé détaillé en ligne : burhan.ma/2bac/pc/physique-chimie/transformations-forcees-electrolyse/exercices/entrainement

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations forcées : l'électrolyse	Entraînement	7

Exercice 1

Électrolyse du chlorure de zinc, du schéma au bilan

Une solution de chlorure de zinc est électrolysée entre deux électrodes de graphite, A à gauche et B à droite. Le document représente le montage et les produits observés : un dégagement de dichlore sur une électrode, un dépôt de zinc sur l'autre.



Électrolyse d'une solution de chlorure de zinc entre deux électrodes de graphite

1 : générateur de tension continue

2 : ampèremètre

3 : électrode de graphite A

4 : électrode de graphite B

5 : solution de chlorure de zinc $(Zn^{2+} + 2\,Cl^{-})$

1.

Nommer l'anode et la cathode en justifiant à l'aide du schéma, puis contrôler la réponse avec les produits observés.

INDICE

La borne du générateur à laquelle est reliée chaque électrode décide de la nature de la réaction qui s'y produit.

2.

Indiquer le sens de déplacement des électrons dans les fils, puis celui des ions zinc(II) et chlorure dans la solution.

INDICE

Partir de la borne d'où sort le courant ; les électrons vont en sens contraire.

3.

Écrire la demi-équation propre à l'électrode A, puis celle de l'électrode B.

INDICE

Le dichlore provient des ions chlorure, le zinc des ions zinc(II) ; chaque demi-équation suit la nature de son électrode.

4.

Établir l'équation bilan de cette électrolyse et préciser z.

INDICE

Les deux demi-équations échangent déjà le même nombre d'électrons.

5.

Mis en contact, le zinc et le dichlore réagissent spontanément pour redonner des ions zinc(II) et chlorure. Que peut-on en conclure sur la transformation réalisée par le générateur ?

INDICE

Comparer le sens du bilan de l'électrolyse au sens dans lequel ces espèces réagissent d'elles-mêmes.

Exercice 2

Nitrate d'argent : cristaux d'argent et dioxygène

On électrolyse une solution de nitrate d'argent entre deux électrodes de graphite. Des cristaux d'argent brillants poussent sur l'électrode reliée à la borne négative, et des bulles de dioxygène se dégagent sur l'autre ; les ions nitrate ne réagissent pas. Relevés et données :

Grandeur	Valeur
intensité, constante	$I = 0{,}450\ \mathrm{A}$
durée de l'électrolyse	$\Delta t = 35{,}0\ \mathrm{min}$
volume molaire à $20\,^{\circ}\mathrm{C}$	$V_m = 24{,}0\ \mathrm{L\cdot mol^{-1}}$
masse molaire de l'argent	$M(\mathrm{Ag}) = 107{,}9\ \mathrm{g\cdot mol^{-1}}$
faraday	$\mathcal{F} = 9{,}65\times 10^{4}\ \mathrm{C\cdot mol^{-1}}$

1.

Nommer chaque électrode et écrire la demi-équation de la réaction observée à sa surface.

INDICE

L'argent provient de la réduction de ses ions ; le dioxygène provient d'une oxydation de l'eau.

2.

Écrire le bilan de l'électrolyse du nitrate d'argent et la valeur de z.

INDICE

Multiplier la demi-équation de la cathode pour qu'elle échange autant d'électrons que celle de l'anode.

3.

Calculer la quantité d'électricité Q reçue par la cuve.

INDICE

La durée s'exprime en secondes dans la relation entre charge, intensité et durée.

4.

Dresser le tableau d'avancement de l'électrolyse et calculer l'avancement x.

INDICE

La colonne des électrons vaut le nombre d'électrons du bilan multiplié par l'avancement.

5.

Calculer la masse d'argent déposée.

INDICE

Le coefficient de l'argent dans le bilan relie sa quantité à l'avancement.

6.

Calculer le volume de dioxygène formé à l'anode.

INDICE

La quantité de dioxygène se lit dans le tableau ; le volume molaire donné fait passer au volume.

Exercice 3

Proposer un protocole d'argenture d'une médaille

On veut argenter une médaille en laiton. On dispose du matériel suivant :

Matériel	Précision
générateur de tension continue	réglable, bornes positive et négative repérées
ampèremètre, interrupteur, fils	à brancher dans le circuit
plaque d'argent	métal pur
médaille en laiton	décapée et dégraissée
solution de nitrate d'argent	ions $\mathrm{Ag^+}$ et $\mathrm{NO_3^-}$
bécher, balance, chronomètre	matériel courant

1.

Proposer un protocole permettant de déposer de l'argent sur la médaille, en précisant quelle pièce relier à quelle borne du générateur et où placer l'ampèremètre. Schématiser ensuite le montage en légendant le générateur et ses bornes, l'ampèremètre, l'anode et la cathode, et en fléchant le sens du courant et celui des électrons le long du circuit.

INDICE

L'argent doit se déposer sur la médaille par réduction des ions argent ; une réduction se produit à l'électrode reliée à une borne bien précise.

2.

Pour chacune des deux pièces, écrire la demi-équation qui décrit sa transformation.

INDICE

À l'anode, le métal de la plaque perd des électrons ; à la cathode, les ions du même métal en gagnent.

3.

Montrer que la concentration en ions argent de la solution reste constante pendant l'argenture.

INDICE

Comparer les quantités d'ions argent formés à l'anode et consommés à la cathode pendant la même durée, pour un même courant.

4.

Comment déterminer, à la fin de l'expérience, la masse d'argent déposée ? Pourquoi l'intensité doit-elle rester constante ?

INDICE

Penser à la balance de la liste de matériel, puis à ce que suppose le calcul de la charge reçue à partir de l'intensité et de la durée.

5.

Énoncer trois règles de sécurité adaptées à cette manipulation.

INDICE

Penser aux effets d'une solution de sel d'argent sur la peau et les yeux, au circuit électrique et au devenir des solutions usagées.

Exercice 4

Nickelage suivi par pesées : intensité du courant

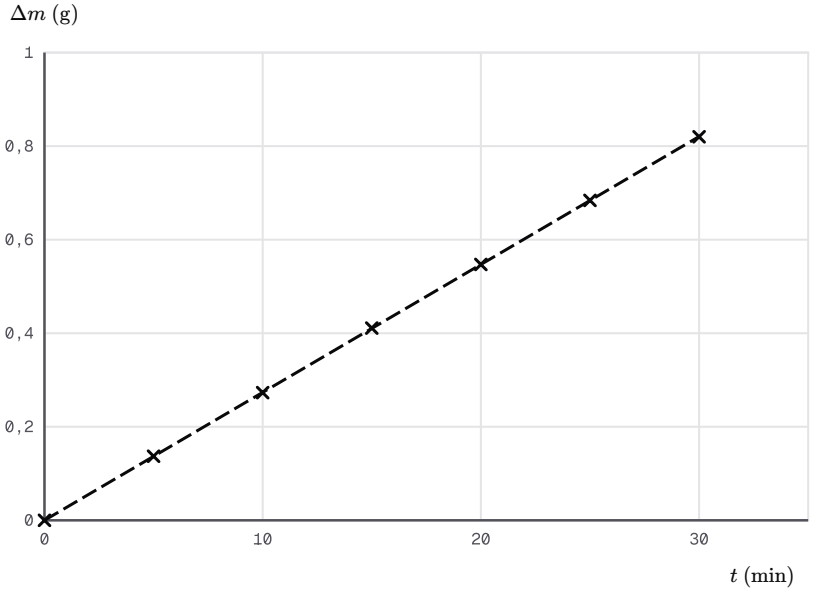
Une plaque d'acier, reliée à la borne négative d'un générateur, est nickelée dans un bain de sulfate de nickel(II) ; l'anode est en graphite et il s'y dégage du dioxygène. Le bilan de l'électrolyse échange $z = 4$ électrons :

$$2\,\mathrm{Ni^{2+}_{(aq)}} + 6\,\mathrm{H_2O_{(\ell)}} \longrightarrow 2\,\mathrm{Ni_{(s)}} + \mathrm{O_{2(g)}} + 4\,\mathrm{H_3O^{+}_{(aq)}}$$

L'intensité, maintenue constante, n'est pas connue : on la détermine en pesant la plaque, rincée et séchée, à intervalles réguliers.

t (min)	0	5	10	15	20	25	30
m (g)	12,400	12,537	12,673	12,811	12,947	13,084	13,220

Le document représente la variation de masse $\Delta m = m - m_0$ de la plaque en fonction du temps, pour toutes les pesées, avec la droite de modélisation. Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^4\ \mathrm{C\cdot mol^{-1}}$; $M(\mathrm{Ni}) = 58{,}7\ \mathrm{g\cdot mol^{-1}}$.



Variation de masse de la plaque d'acier en fonction du temps pendant le nickelage, et droite de modélisation

1.

Justifier que la plaque d'acier est la cathode, puis écrire la réduction qui s'y déroule.

INDICE

La borne à laquelle la plaque est reliée et le dépôt observé indiquent le type de réaction.

2.

Montrer à partir du document que la masse de nickel déposée est proportionnelle à la durée, puis déterminer le coefficient de proportionnalité a en $\mathrm{g \cdot min^{-1}}$.

INDICE

Une droite de modélisation qui passe par l'origine traduit une proportionnalité ; son coefficient se lit avec un point de la droite éloigné de l'origine.

3.

À l'aide d'un tableau d'avancement, montrer que l'intensité vérifie $I = \dfrac{2\,\mathcal{F}\,a'}{M(\mathrm{Ni})}$, où a' est le coefficient a exprimé en $\mathrm{g \cdot s^{-1}}$, puis calculer I.

INDICE

La quantité de nickel déposé et la quantité d'électrons échangés se lisent toutes deux dans le tableau, en fonction de l'avancement.

4.

Quelle masse de nickel aurait-on déposée au bout de $90{,}0\,\mathrm{min}$, avec la même intensité ?

INDICE

La proportionnalité établie par le document reste valable tant que l'intensité ne change pas.

5.

Pourquoi faut-il rincer et sécher la plaque avant chaque pesée, et maintenir l'intensité constante pendant toute l'expérience ?

INDICE

Penser à ce qui peut s'ajouter à la masse du dépôt, et à l'hypothèse qui rend la masse proportionnelle à la durée.

Exercice 5

Plombage d'une plaque d'acier : épaisseur du dépôt

Une plaque d'acier destinée à une cuve d'acide doit résister à la corrosion : on la recouvre de plomb. La plaque est reliée à la borne négative d'un générateur et plongée dans un bain contenant des ions plomb(II), face à une anode en plomb. Données de l'opération :

Grandeur	Valeur
surface recouverte, deux faces	$S = 2{,}50 \times 10^{2}\,\mathrm{cm^{2}}$
intensité, constante	$I = 2{,}00\,\mathrm{A}$
durée	$\Delta t = 30{,}0\,\mathrm{min}$
masse molaire du plomb	$M(\mathrm{Pb}) = 207{,}2\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$
masse volumique du plomb	$\rho = 11{,}3\,\mathrm{g\cdot cm^{-3}}$

On donne $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\,\mathrm{C\cdot mol^{-1}}$ et $1\,\mu\mathrm{m} = 10^{-4}\,\mathrm{cm}$.

1.

Traduire par une demi-équation ce qui arrive à l'anode de plomb, puis à la plaque d'acier.

INDICE

L'anode en plomb s'oxyde ; les ions plomb(II) du bain se réduisent sur la plaque.

2.

Calculer la charge électrique Q qui traverse la cuve pendant le plombage.

INDICE

La durée doit être convertie dans l'unité du système international.

3.

À l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer la quantité de plomb déposée sur la plaque.

INDICE

Le dépôt d'un atome de plomb demande deux électrons ; la charge reçue est celle des électrons échangés.

4.

En déduire la masse de plomb déposée.

INDICE

La masse molaire relie la quantité de matière à la masse.

5.

Le dépôt est uniforme. Calculer son épaisseur e, en micromètres.

INDICE

La masse du dépôt est celle d'une couche dont le volume est le produit de la surface par l'épaisseur.

Exercice 6

Sulfate de cadmium : volume de dioxygène et rendement

On électrolyse une solution de sulfate de cadmium entre deux électrodes de platine, sous une intensité constante $I = 0{,}350\ \mathrm{A}$. Un dépôt de cadmium apparaît sur l'électrode reliée à la borne négative ; du dioxygène se dégage sur l'autre, et on le recueille dans une éprouvette graduée retournée. Volumes relevés :

t (min)	$V(\mathrm{O_2})$ (mL)
$5{,}0$	$6{,}2$
$10{,}0$	$12{,}3$
$15{,}0$	$18{,}5$
$20{,}0$	$24{,}7$
$25{,}0$	$30{,}9$

Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\ \mathrm{C\cdot mol^{-1}}$; $V_m = 24{,}4\ \mathrm{L\cdot mol^{-1}}$ dans les conditions de l'expérience, à $25\ ^\circ\mathrm{C}$.

1.

Écrire les demi-équations aux électrodes, puis l'équation bilan de l'électrolyse et le nombre z d'électrons échangés.

INDICE

Le cadmium provient de la réduction de ses ions ; le dioxygène, de l'oxydation de l'eau ; les électrons doivent s'équilibrer avant l'addition.

2.

Les mesures montrent-elles que le dioxygène se forme à vitesse constante ? Justifier.

INDICE

Calculer, pour quelques relevés, le volume formé par minute.

3.

Calculer la quantité d'électricité reçue au bout de $25{,}0\ \mathrm{min}$, puis l'avancement x à l'aide d'un tableau d'avancement.

INDICE

Convertir la durée en secondes ; la colonne des électrons relie la charge à l'avancement.

4.

Calculer le volume de dioxygène attendu au bout de $25{,}0\ \mathrm{min}$ si tous les électrons servaient au bilan.

INDICE

La quantité de dioxygène se lit dans le tableau d'avancement ; le volume molaire donné fait passer au volume.

5.

En déduire le rendement de la production de dioxygène.

INDICE

Le rendement compare la quantité obtenue à la quantité calculée ; pour un gaz pris dans les mêmes conditions, les volumes suffisent.

6.

Proposer une explication de l'écart entre le volume mesuré et le volume attendu.

INDICE

Penser à ce que peut devenir une partie du gaz formé, et aux autres réactions possibles à l'anode.

Exercice 7

Nickel et dibrome : quotient de réaction à deux instants

On électrolyse une solution de bromure de nickel(II) entre deux électrodes de graphite, sous une intensité constante. Du nickel se dépose à la cathode ; du dibrome, qui reste dissous, se forme à l'anode. Le nickel et le dibrome réagissent spontanément selon l'équation :

$$\mathrm{Ni_{(s)} + Br_{2(aq)} \rightleftharpoons Ni^{2+}_{(aq)} + 2\,Br^{-}_{(aq)}}$$

de constante d'équilibre $K = 3 \times 10^{45}$ à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$. Données de l'expérience :

Grandeur	Valeur
volume de solution, constant	$V = 200\,\mathrm{mL}$
concentrations initiales	$[\mathrm{Ni^{2+}}]_0 = 0{,}100\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$; $[\mathrm{Br^{-}}]_0 = 0{,}200\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$
intensité	$I = 0{,}500\,\mathrm{A}$
instants étudiés	$t_1 = 10{,}0\,\mathrm{min}$; $t_2 = 30{,}0\,\mathrm{min}$
masse molaire du nickel	$M(\mathrm{Ni}) = 58{,}7\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$
faraday	$\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\,\mathrm{C\cdot mol^{-1}}$

1.

Quel est le bilan de cette électrolyse ? Préciser z.

INDICE

Repérer les espèces que le générateur consomme et celles qu'il forme pendant l'électrolyse.

2.

Dresser le tableau d'avancement de l'électrolyse en quantités de matière, puis calculer l'avancement aux instants t_1 et t_2.

INDICE

Les quantités initiales se tirent des concentrations et du volume ; la charge reçue à chaque instant donne l'avancement.

3.

Calculer le quotient de réaction Q_r associé à l'équation de la réaction spontanée aux instants t_1 et t_2.

INDICE

Le nickel solide n'apparaît pas dans le quotient ; chaque concentration se déduit du tableau et du volume de solution.

4.

Comparer Q_r à K aux deux instants et conclure sur la nature de la transformation.

INDICE

Le critère d'évolution spontanée indique dans quel sens évolue un système selon la position de son quotient par rapport à la constante d'équilibre.

5.

Calculer la masse de nickel déposée à l'instant t_2.

INDICE

La quantité de nickel se lit dans le tableau ; la masse molaire fait passer à la masse.