BURHAN

Transformations forcées : l'électrolyse : exercices, application

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

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

Chapitre	Palier	Exercices
Transformations forcées : l'électrolyse	Application	8

Exercice 1

Bromure de zinc : un quotient qui s'éloigne de K

On électrolyse une solution de bromure de zinc entre deux électrodes de graphite : du zinc se dépose sur l'une, et du dibrome, qui reste dissous, colore la solution en jaune orangé près de l'autre. Le zinc et le dibrome réagissent spontanément selon l'équation :

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

de constante d'équilibre $K = 3 \times 10^{62}$ à $25\,^{\circ}\mathrm{C}$. Après quelques minutes d'électrolyse, on mesure $[\mathrm{Zn^{2+}}] = 9{,}5 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$, $[\mathrm{Br^{-}}] = 0{,}19\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ et $[\mathrm{Br_2}] = 5{,}0 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol\cdot L^{-1}}$.

1.

Écrire l'expression du quotient de réaction Q_r associé à cette équation, puis calculer sa valeur à cet instant.

INDICE

Le zinc solide n'apparaît pas dans le quotient ; chaque concentration porte en exposant son coefficient stœchiométrique.

2.

Comparer Q_r à K. Dans quel sens le système évoluerait-il si l'on débranchait le générateur ?

INDICE

Le critère d'évolution spontanée compare le quotient de réaction à la constante d'équilibre.

3.

Pendant l'électrolyse, le générateur consomme des ions zinc(II) et bromure et forme du zinc et du dibrome. Montrer que Q_r diminue et conclure sur la nature de la transformation.

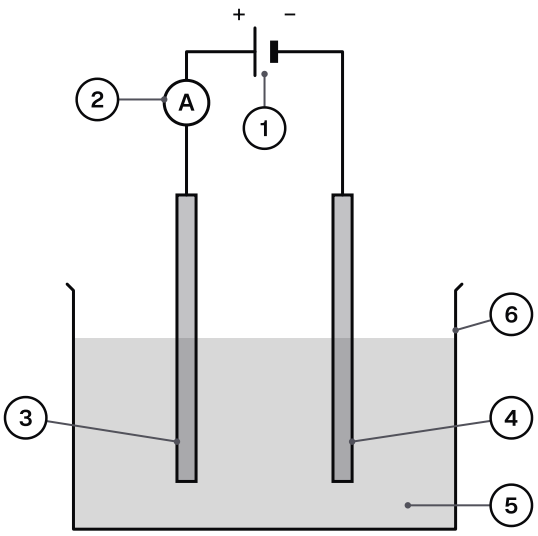
INDICE

Regarder comment varient le numérateur et le dénominateur du quotient quand les ions disparaissent et que le dibrome apparaît.

Exercice 2

Nommer les éléments d'un montage d'électrolyse

Un élève réalise l'électrolyse d'une solution de chlorure de potassium. Le document représente son montage ; les éléments sont repérés par des numéros, et les bornes du générateur par les signes $+$ et $-$.



Montage d'électrolyse dont les éléments sont repérés par des numéros

1.

Nommer les éléments numérotés de 1 à 6.

INDICE

Repérer d'abord l'appareil qui fournit le courant, puis celui qui le mesure, et enfin ce qui plonge dans la cuve.

2.

Dans la solution, le courant imposé par le générateur va de l'électrode 3 vers l'électrode 4. En déduire laquelle de ces deux électrodes est l'anode, puis contrôler la réponse avec les bornes du générateur.

INDICE

Relier le sens du courant dans la solution au trajet des électrons dans les fils, puis à la nature de la réaction à chaque électrode.

3.

Indiquer le sens du courant et celui des électrons dans les fils, puis le sens de déplacement des ions potassium et des ions chlorure dans la solution.

INDICE

Repérer la borne d'où part le courant ; à travers la solution, les ions positifs suivent ce courant.

Exercice 3

Chlorure de cobalt(II) : demi-équations et bilan

On électrolyse une solution de chlorure de cobalt(II) entre deux électrodes de graphite. On observe un dépôt gris de cobalt sur une électrode, et un dégagement de dichlore, gaz jaune-vert à l'odeur suffocante, sur l'autre électrode.

Couples mis en jeu : $\mathrm{Co^{2+}/Co}$ et $\mathrm{Cl_2/Cl^-}$.

1.

L'électrode où se dépose le cobalt est-elle l'anode ou la cathode ? Justifier à partir de la réaction qui forme le cobalt, préciser la borne du générateur à laquelle elle est reliée, puis donner la demi-équation correspondante.

INDICE

Se demander si la formation d'un métal à partir de ses ions est une oxydation ou une réduction.

2.

Donner le nom de l'autre électrode et la demi-équation de la formation du dichlore.

INDICE

Le dichlore provient d'une oxydation des ions chlorure ; une oxydation libère des électrons.

3.

Additionner ces demi-équations pour obtenir l'équation bilan ; combien d'électrons z sont-ils échangés ?

INDICE

Comparer le nombre d'électrons cédés à l'anode et le nombre d'électrons captés à la cathode.

Exercice 4

Eau acidifiée : deux gaz dans le rapport deux

On électrolyse de l'eau acidifiée par de l'acide sulfurique entre deux électrodes de platine. Un gaz se dégage à chaque électrode ; on le recueille dans deux éprouvettes graduées et on relève les volumes au bout de dix minutes, dans les mêmes conditions de température et de pression.

Électrode	reliée à la borne négative	reliée à la borne positive
test du gaz	détonation près d'une flamme	rallume une bûchette incandescente
volume mesuré	$36{,}2\,\mathrm{mL}$	$18{,}0\,\mathrm{mL}$

En milieu acide, les couples de l'eau sont $\mathrm{H_3O^+}/\mathrm{H_2}$ et $\mathrm{O_2}/\mathrm{H_2O}$.

1.

Identifier le gaz formé à chaque électrode et écrire les demi-équations correspondantes.

INDICE

Les tests nomment les gaz ; chaque électrode porte une seule demi-équation, oxydation ou réduction selon la borne à laquelle elle est reliée.

2.

Combiner les deux demi-équations pour établir le bilan de l'électrolyse de l'eau, et donner z.

INDICE

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

3.

Montrer que les volumes mesurés sont en accord avec ce bilan.

INDICE

Pour deux gaz pris dans les mêmes conditions, les volumes sont dans le rapport des quantités de matière, que donnent les coefficients du bilan.

Exercice 5

Argenter une cuillère : masse d'argent déposée

Pour argenter une cuillère, on la relie à la borne négative d'un générateur. On la plonge dans une solution de nitrate d'argent, face à une plaque d'argent reliée à la borne positive.

L'intensité est maintenue à $I = 0{,}300\ \mathrm{A}$ pendant $\Delta t = 20{,}0\ \mathrm{min}$.

À la cathode, les ions argent sont réduits ; à l'anode, l'argent de la plaque est oxydé :

$$\mathrm{Ag^{+}_{(aq)}} + \mathrm{e^{-}} \rightleftharpoons \mathrm{Ag_{(s)}}$$

Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\ \mathrm{C \cdot mol^{-1}}$; $M(\mathrm{Ag}) = 107{,}9\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$.

1.

Calculer la quantité d'électricité Q qui a traversé la cuve.

INDICE

La durée doit être exprimée dans l'unité du système international avant le calcul.

2.

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

INDICE

Chaque ion argent ne capte qu'un électron ; la charge reçue est celle des électrons échangés.

3.

En déduire la masse d'argent déposée sur la cuillère.

INDICE

La quantité d'argent déposé se lit dans le tableau ; la masse molaire fait passer à la masse.

Exercice 6

Cadmier des vis d'avion : durée nécessaire

Les vis en acier des trains d'atterrissage sont protégées par une fine couche de cadmium. Dans un atelier, un lot de vis est relié à la borne négative d'un générateur et plongé dans un bain contenant des ions cadmium(II), face à une plaque de cadmium reliée à la borne positive.

On souhaite déposer $m = 1{,}20\,\mathrm{g}$ de cadmium avec un courant d'intensité constante $I = 1{,}50\,\mathrm{A}$. À la cathode :

$$\mathrm{Cd^{2+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{e^-} \rightleftharpoons \mathrm{Cd_{(s)}}$$

Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\,\mathrm{C\cdot mol^{-1}}$; $M(\mathrm{Cd}) = 112{,}4\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$.

1.

Calculer la quantité de cadmium à déposer.

INDICE

La masse molaire du cadmium relie la masse déposée à sa quantité de matière.

2.

À l'aide d'un tableau d'avancement, exprimer la durée Δt nécessaire en fonction de m, $M(\mathrm{Cd})$, I et $\mathcal{F}$, puis la calculer.

INDICE

Le dépôt d'un atome de cadmium demande deux électrons ; la charge transportée est le produit de l'intensité par la durée.

3.

Quelle masse la plaque de cadmium a-t-elle perdue pendant cette durée ? Justifier.

INDICE

Comparer, dans le tableau d'avancement, la quantité de cadmium qui quitte l'anode et celle qui se dépose à la cathode.

Exercice 7

Chromage d'une pièce : trois électrons par atome

On chrome une pièce d'acier reliée à la borne négative d'un générateur, dans une solution contenant des ions chrome(III). L'anode, en plomb, ne réagit pas : du dioxygène s'y dégage. Le bilan de l'électrolyse est :

$$\begin{aligned} 4\,\mathrm{Cr^{3+}_{(aq)}} + 18\,\mathrm{H_2O_{(\ell)}} \\ \longrightarrow 4\,\mathrm{Cr_{(s)}} + 3\,\mathrm{O_{2(g)}} \\ + 12\,\mathrm{H_3O^{+}_{(aq)}} \end{aligned}$$

Il échange $z = 12$ électrons. L'électrolyse dure $\Delta t = 45{,}0\,\mathrm{min}$ sous $I = 5{,}00\,\mathrm{A}$. Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^{4}\,\mathrm{C\cdot mol^{-1}}$; $M(\mathrm{Cr}) = 52{,}0\,\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$.

1.

Quelle charge électrique Q la cuve reçoit-elle pendant le chromage ?

INDICE

Convertir d'abord la durée en secondes ; la charge transportée dépend de l'intensité et de la durée.

2.

Construire le tableau d'avancement à partir du bilan donné, puis en tirer x.

INDICE

La colonne des électrons porte le nombre d'électrons échangés par le bilan multiplié par l'avancement.

3.

En déduire la masse de chrome déposée sur la pièce.

INDICE

Le coefficient du chrome dans le bilan relie sa quantité à l'avancement ; la masse molaire fait passer à la masse.

Exercice 8

Acide chlorhydrique : l'intensité tirée d'un volume

On électrolyse une solution d'acide chlorhydrique entre deux électrodes de graphite. Du dihydrogène se dégage à la cathode et du dichlore à l'anode. On recueille le dihydrogène dans une éprouvette graduée retournée sur la cathode : au bout de $\Delta t = 8{,}00\,\text{min}$, on lit $V(\text{H}_2) = 30{,}0\,\text{mL}$.

$$2\,\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + 2\,\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})} + 2\,\text{H}_2\text{O}_{(\ell)}$$

$$2\,\text{Cl}^-_{(\text{aq})} \rightleftharpoons \text{Cl}_{2(\text{g})} + 2\,\text{e}^-$$

Données : $\mathcal{F} = 9{,}65 \times 10^4\,\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $V_m = 24{,}0\,\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$ dans les conditions de l'expérience.

1.

Écrire l'équation bilan de l'électrolyse et préciser le nombre z d'électrons échangés.

INDICE

Avant toute combinaison, compter les électrons que chaque demi-équation met en jeu.

2.

Calculer la quantité de dihydrogène recueillie, puis, à l'aide d'un tableau d'avancement, l'avancement x.

INDICE

Le volume molaire donné relie le volume d'un gaz à sa quantité de matière.

3.

En déduire l'intensité du courant, supposée constante.

INDICE

La charge transportée pendant la durée de l'électrolyse est celle des électrons échangés, lue dans la colonne des électrons.