BURHAN

Transformations forcées : l'électrolyse : exercices, application

2ème Année Baccalauréat · Sciences Physiques · Physique-Chimie

Version 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 :

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

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.

CORRIGÉ

Le zinc est un solide : il ne figure pas dans Q_r.

$$\begin{aligned} Q_r &= \frac{[\mathrm{Zn^{2+}}]\,[\mathrm{Br^{-}}]^2}{[\mathrm{Br_2}]} \\ &= \frac{9{,}5 \times 10^{-2} \times 0{,}19^2}{5{,}0 \times 10^{-3}} \\ &= 0{,}69 \end{aligned}$$

À cet instant, le quotient de réaction vaut $Q_r = 0{,}69$, avec deux chiffres significatifs comme les données.

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.

CORRIGÉ

On a $Q_r = 0{,}69$ et $K = 3 \times 10^{62}$, donc $Q_r < K$.

D'après le critère d'évolution spontanée, un système tel que $Q_r < K$ évolue dans le sens direct de l'équation : le dibrome oxyderait le zinc déposé.

Générateur débranché, le système évoluerait donc spontanément dans le sens direct, qui redonne des ions zinc(II) et bromure.

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.

CORRIGÉ

Les ions $\mathrm{Zn^{2+}}$ et $\mathrm{Br^-}$ sont consommés : le numérateur de Q_r diminue. Le dibrome se forme : le dénominateur augmente. Le quotient Q_r diminue donc.

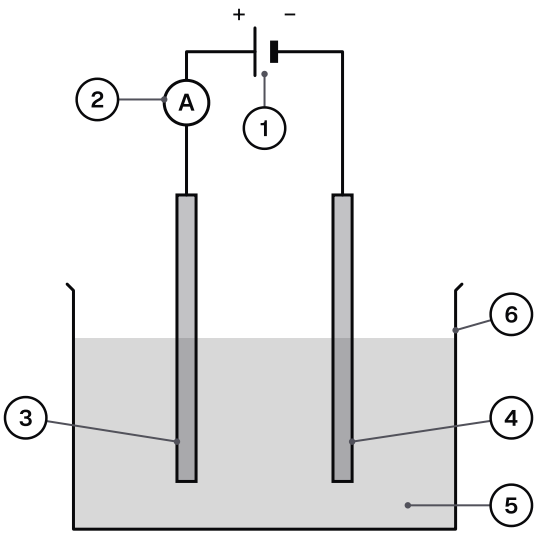
Comme $Q_r < K$ et que Q_r diminue, l'écart entre Q_r et K grandit : le système évolue dans le sens inverse de son sens spontané.

L'électrolyse de la solution de bromure de zinc est donc une transformation forcée, imposée par le générateur.

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.

CORRIGÉ

- 1 : générateur de tension continue ;
- 2 : ampèremètre, branché en série ;
- 3 et 4 : électrodes ;
- 5 : solution de chlorure de potassium ;
- 6 : cuve, ou électrolyseur.

Les six éléments forment le circuit d'un électrolyseur alimenté par un générateur de tension continue.

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.

CORRIGÉ

Le courant entre dans la solution par l'électrode 3 : à cette électrode, des électrons quittent la solution pour rejoindre le circuit extérieur, ce qui traduit une oxydation. L'électrode 3 est l'anode ; l'électrode 4, par laquelle le courant quitte la solution, est le siège d'une réduction : c'est la cathode.

Contrôle : l'électrode 3, à gauche, est reliée à la borne positive du générateur : une oxydation s'y produit, c'est l'anode.

L'anode est donc l'électrode 3, et la cathode l'électrode 4.

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.

CORRIGÉ

Dans les fils, le courant sort par la borne positive et rejoint l'électrode 3 ; les électrons circulent en sens inverse : ils quittent l'électrode 3 pour gagner la borne positive, puis repartent de la borne négative jusqu'à l'électrode 4.

Dans la solution, le courant va de l'électrode 3 vers l'électrode 4 : les ions $\mathrm{K^+}$ migrent vers la cathode 4, les ions $\mathrm{Cl^-}$ vers l'anode 3.

Les cations se dirigent ainsi vers la cathode et les anions vers l'anode, ce qui ferme le circuit dans la solution.

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.

CORRIGÉ

Le cobalt métallique provient des ions cobalt(II), qui captent des électrons : c'est une réduction. L'électrode du dépôt est donc la cathode, reliée à la borne négative du générateur.

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

La demi-équation de la cathode s'écrit avec la double flèche, dans le sens de la réduction des ions cobalt(II).

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.

CORRIGÉ

L'autre électrode, reliée à la borne positive, est l'anode : les ions chlorure y sont oxydés en dichlore.

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

À l'anode, la demi-équation est celle de l'oxydation des ions chlorure, écrite avec la double flèche.

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.

CORRIGÉ

Chaque demi-équation met en jeu deux électrons ; leur somme, sans électron, donne le bilan :

$$\mathrm{Co^{2+}_{(aq)}} + 2\,\mathrm{Cl^{-}_{(aq)}} \longrightarrow \mathrm{Co_{(s)}} + \mathrm{Cl_{2(g)}}$$

Ce bilan, à une seule flèche, décrit la transformation que le générateur impose ; il échange $z = 2$ électrons.

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 $\mathrm{H_3O^+/H_2}$ et $\mathrm{O_2/H_2O}$.

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.

CORRIGÉ

Le gaz qui détone est le dihydrogène : il se forme à la cathode, reliée à la borne négative, par réduction des ions oxonium.

$$2\,\mathrm{H_3O^+_{(aq)}} + 2\,\mathrm{e^-} \rightleftharpoons \mathrm{H_{2(g)}} + 2\,\mathrm{H_2O_{(\ell)}}$$

Le gaz qui rallume la bûchette est le dioxygène : il se forme à l'anode par oxydation de l'eau.

$$6\,\mathrm{H_2O_{(\ell)}} \rightleftharpoons \mathrm{O_{2(g)}} + 4\,\mathrm{H_3O^+_{(aq)}} + 4\,\mathrm{e^-}$$

Le dihydrogène se forme donc à la cathode et le dioxygène à l'anode.

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.

CORRIGÉ

On double la demi-équation de la cathode, qui échange alors quatre électrons comme celle de l'anode, puis on additionne. Les ions oxonium et une partie de l'eau figurent des deux côtés et se simplifient :

$$\begin{aligned} &2\,\mathrm{H_2O_{(\ell)}} \\ &\longrightarrow 2\,\mathrm{H_{2(g)}} + \mathrm{O_{2(g)}} \end{aligned}$$

L'électrolyse décompose l'eau en dihydrogène et en dioxygène, avec $z = 4$ électrons échangés.

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.

CORRIGÉ

D'après le bilan, un avancement x forme $2x$ de dihydrogène et x de dioxygène. Les deux gaz ont le même volume molaire : $V(\mathrm{H_2})$ doit valoir le double de $V(\mathrm{O_2})$.

$$\begin{aligned} \frac{V(\mathrm{H_2})}{V(\mathrm{O_2})} &= \frac{36{,}2}{18{,}0} \\ &= 2{,}01 \end{aligned}$$

Le rapport mesuré, voisin de 2 aux erreurs de lecture près, confirme le bilan de l'électrolyse de l'eau.

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 $I = 0{,}300\ \text{A}$ pendant $\Delta t = 20{,}0\ \text{min}$.

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

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

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

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.

CORRIGÉ

La durée vaut $\Delta t = 20{,}0 \times 60 = 1{,}20 \times 10^{3}\ \text{s}$.

$$\begin{aligned} Q &= I \cdot \Delta t \\ &= 0{,}300 \times 1{,}20 \times 10^{3} \\ &= 3{,}60 \times 10^{2}\ \text{C} \end{aligned}$$

La cuve a reçu une quantité d'électricité de $3{,}60 \times 10^{2}\ \text{C}$.

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.

CORRIGÉ

Le bilan transporte l'argent de la plaque vers la cuillère, avec $z = 1$; quantités en moles :

État	Ag **(plaque)**	$\mathrm{Ag^+}$	Ag **(cuillère)**	$n(\mathrm{e^-})$
initial	excès	n_0	0	0
en cours	excès	n_0	x	x

De $Q = 1 \cdot x \cdot \mathcal{F}$:

$$\begin{aligned} x &= \frac{Q}{\mathcal{F}} \\ &= \frac{3{,}60 \times 10^{2}}{9{,}65 \times 10^{4}} \\ &= 3{,}73 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

L'avancement de l'électrolyse vaut $3{,}73 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$ au bout des vingt minutes.

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.

CORRIGÉ

Le tableau donne $n(\mathrm{Ag}) = x = \dfrac{Q}{\mathcal{F}}$, sans arrondi intermédiaire :

$$\begin{aligned} m &= \frac{Q \cdot M(\mathrm{Ag})}{\mathcal{F}} \\ &= \frac{3{,}60 \times 10^{2} \times 107{,}9}{9{,}65 \times 10^{4}} \\ &= 0{,}403\,\mathrm{g} \end{aligned}$$

La cuillère s'est couverte de $0{,}403\,\mathrm{g}$ d'argent.

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.

CORRIGÉ

La masse molaire du cadmium donne la quantité de matière à déposer :

$$\begin{aligned} n(\mathrm{Cd}) &= \frac{m}{M(\mathrm{Cd})} \\ &= \frac{1{,}20}{112{,}4} \\ &= 1{,}07 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

Il faut déposer $1{,}07 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol}$ de cadmium sur le lot de vis.

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.

CORRIGÉ

Tableau d'avancement. Le cadmium passe de la plaque aux vis, avec $z = 2$; quantités en moles :

État	Cd (plaque)	$\mathrm{Cd^{2+}}$	Cd (vis)	$n(\mathrm{e^-})$
initial	excès	n_0	0	0
en cours	excès	n_0	x	$2x$

Expression. On veut $x = \dfrac{m}{M}$, et $I \cdot \Delta t = 2\,x\,\mathcal{F}$, d'où :

$$\begin{aligned} \Delta t &= \frac{2\,\mathcal{F}\,m}{M \cdot I} \\ &= \frac{2 \times 9{,}65 \times 10^{4} \times 1{,}20}{112{,}4 \times 1{,}50} \\ &= 1{,}37 \times 10^{3}\ \mathrm{s} \end{aligned}$$

Il faut une électrolyse de $1{,}37 \times 10^{3}\ \mathrm{s}$, soit environ $22{,}9\ \mathrm{min}$.

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.

CORRIGÉ

L'anode est oxydée selon la demi-équation inverse de celle de la cathode : chaque atome de cadmium déposé sur les vis correspond à un atome de cadmium qui quitte la plaque.

La plaque a donc perdu la même masse de cadmium que celle déposée sur les vis, $1{,}20\ \mathrm{g}$.

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.

CORRIGÉ

La durée vaut $\Delta t = 45{,}0 \times 60 = 2{,}70 \times 10^{3}\,\mathrm{s}$.

$$\begin{aligned} Q &= I \cdot \Delta t \\ &= 5{,}00 \times 2{,}70 \times 10^{3} \\ &= 1{,}35 \times 10^{4}\,\mathrm{C} \end{aligned}$$

La cuve reçoit une quantité d'électricité de $1{,}35 \times 10^{4}\,\mathrm{C}$.

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.

CORRIGÉ

État	$\mathrm{Cr^{3+}}$	$\mathrm{H_2O}$	Cr	$\mathrm{O_2}$	$\mathrm{H_3O^{+}}$	$n(\mathrm{e^-})$
initial	n_0	excès	0	0	n_1	0
en cours	$n_0 - 4x$	excès	$4x$	$3x$	$n_1 + 12x$	$12x$

De $Q = 12\,x\,\mathcal{F}$:

$$\begin{aligned} x &= \frac{Q}{12\,\mathcal{F}} \\ &= \frac{1{,}35 \times 10^{4}}{12 \times 9{,}65 \times 10^{4}} \\ &= 1{,}17 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

L'avancement atteint $1{,}17 \times 10^{-2}\,\mathrm{mol}$ à la fin du chromage.

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.

CORRIGÉ

Le tableau donne $n(\mathrm{Cr}) = 4x = \dfrac{4\,Q}{12\,\mathcal{F}} = \dfrac{Q}{3\,\mathcal{F}}$: trois électrons par atome de chrome.

$$\begin{aligned} m &= \frac{Q \cdot M(\mathrm{Cr})}{3\,\mathcal{F}} \\ &= \frac{1{,}35 \times 10^{4} \times 52{,}0}{3 \times 9{,}65 \times 10^{4}} \\ &= 2{,}42\ \mathrm{g} \end{aligned}$$

La pièce se couvre de $2{,}42\ \mathrm{g}$ de chrome en trois quarts d'heure.

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.

CORRIGÉ

On additionne les deux demi-équations, qui échangent chacune deux électrons :

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

Le bilan, écrit avec une seule flèche, échange $z = 2$ électrons.

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.

CORRIGÉ

Le dihydrogène recueilli a pour quantité de matière :

$$\begin{aligned} n(\mathrm{H_2}) &= \frac{V(\mathrm{H_2})}{V_m} \\ &= \frac{30{,}0 \times 10^{-3}}{24{,}0} \\ &= 1{,}25 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol} \end{aligned}$$

État	$\mathrm{H_3O^+}$	$\mathrm{Cl^-}$	$\mathrm{H_2}$	$\mathrm{Cl_2}$	$\mathrm{H_2O}$	$n(\mathrm{e^-})$
initial	n_1	n_1	0	0	excès	0
en cours	$n_1 - 2x$	$n_1 - 2x$	x	x	excès	$2x$

Le tableau donne $n(\mathrm{H_2}) = x$: l'avancement vaut $x = 1{,}25 \times 10^{-3}\,\mathrm{mol}$.

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.

CORRIGÉ

De $I \cdot \Delta t = 2\,x\,\mathcal{F}$, avec $\Delta t = 8{,}00 \times 60 = 480\,\mathrm{s}$:

$$\begin{aligned} I &= \frac{2\,x\,\mathcal{F}}{\Delta t} \\ &= \frac{2 \times 1{,}25 \times 10^{-3}}{480} \\ &\quad \times 9{,}65 \times 10^{4} \\ &= 0{,}503\,\mathrm{A} \end{aligned}$$

L'intensité du courant d'électrolyse vaut $0{,}503\ \mathrm{A}$.