

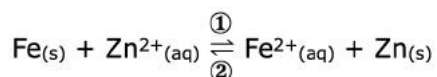
Évolution forcée d'un système chimique

« L'électrolyse permet de réaliser des transformations chimiques qui ne se produisent pas spontanément. »

I. Transformation forcée

1. Équilibre et constante d'équilibre

Rien ne se passe lorsqu'on plonge un clou en fer $\text{Fe}_{(s)}$ dans une solution contenant des ions zinc $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$. La transformation associée peut s'écrire :



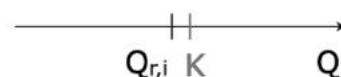
La constante d'équilibre à 25°C de la réaction correspondante est $K = 1,5 \cdot 10^{-11}$ (très faible)

Une constante d'équilibre K très faible indique que la réaction très peu dans le sens direct $\textcircled{1}$.

On note $Q_{r,i}$ le quotient de la réaction à l'état initial : $Q_{r,i} = \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{[\text{Zn}^{2+}]}$

Initialement, $[\text{Fe}^{2+}] = 0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Donc $Q_{r,i} = 0$.

Ainsi, $Q_{r,i} < K$ mais K étant très faible, la transformation reste extrêmement limitée : la réaction est pratiquement inexistante.



2. Principe d'électrolyse

Certaines transformations chimiques ne se produisent pas spontanément : elles n'évoluent pratiquement pas, car l'équilibre est très fortement déplacé du côté des réactifs.

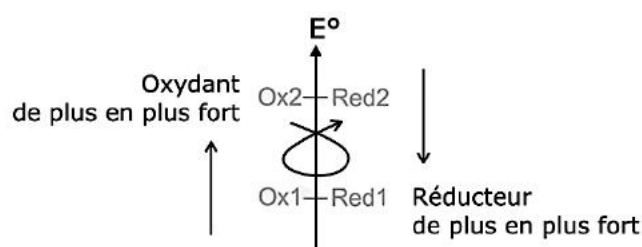
Remarque (hors programme)

Les couples oxydant/réducteur peuvent être classés sur une échelle qui permet de comparer leur "force", comme le pK_a pour les acides. Cette échelle est définie par le potentiel standard E° .

Plus E° est grand, plus l'oxydant du couple est fort. Inversement, plus E° est faible, plus le réducteur du couple est fort. E° est mesuré en Volt.

Une transformation **spontanée** se produit entre l'oxydant le plus fort d'un couple et le réducteur le plus fort d'un autre couple. Cette règle, appelée **règle du gamma**, permet de prévoir le sens d'évolution d'une réaction d'oxydoréduction.

Le potentiel standard E° est une grandeur relative : il est défini par rapport au couple H^+ / H_2 , auquel on attribue $E^\circ = 0\text{V}$. Il peut donc être positif ou négatif.



Application 1 : Fer et Zinc

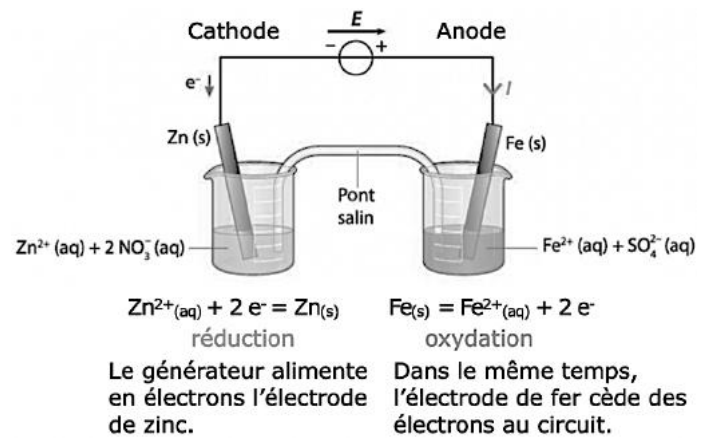
Le potentiel standard du couple $\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$ est $-0,45 \text{ V}$ et celui du couple $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ est de $-0,76 \text{ V}$.

Écrire la réaction spontanée mettant en jeu ces deux couples.

En apportant de l'énergie électrique à un système chimique, il est possible de forcer l'évolution d'une transformation dans le sens non spontané. On appelle **électrolyse** ce type de transformation forcée, qui éloigne le système de son état d'équilibre.

Un électrolyseur est un récepteur électrique constitué de deux conducteurs appelés **électrodes**, plongés dans une solution appelée **électrolyte**. Un générateur **impose** le sens de circulation des électrons et force la réaction à s'éloigner de son état d'équilibre.

- La borne **positive** du générateur est reliée à l'électrode où se produit l'oxydation. Cette électrode est appelée **anode**.
- La borne **négative** du générateur est reliée à l'électrode où se produit la réduction. Cette électrode est appelée **cathode**.



Dans le cas étudié précédemment, la transformation : $Fe(s) + Zn^{2+}_{(aq)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Zn(s)$ n'est pas spontanée. Pour la réaliser, il faut donc apporter de l'énergie électrique au système.

3. Comparaison de l'électrolyse et de la pile

Une pile et un électrolyseur mettent en jeu les mêmes transformations d'oxydoréduction, mais dans des sens opposés : la pile fonctionne spontanément et produit un courant électrique, tandis que l'électrolyse nécessite un apport d'énergie électrique pour forcer la transformation. Le tableau ci-contre met en évidence cette symétrie : dans les deux cas, l'oxydation a lieu à l'anode et la

	Nom de l'électrode	Réaction de l'électrode	ions de l'électrolyte qui migrent vers l'électrode	Raison de migration des ions	Signe de l'électrode
Pile (Sens spontané) Le système produit les e- et impose le sens de courant	Anode	Oxydation	Anion	Contrainte chimique : Maintien de l'électroneutralité de l'électrolyte	⊖
	Cathode	Réduction	Cation		⊕
Électrolyse (Sens inverse) Le générateur impose le sens des e- et le sens du courant	Anode	Oxydation	Anion	Contrainte électrique : Champ électrique imposé par le générateur qui met les ions en mouvement	⊕
	Cathode	Réduction	Cation		⊖

réduction à la cathode, mais le signe des électrodes et le sens de circulation des charges sont inversés. Dans une pile, le mouvement des charges est dicté par la réaction chimique (contrainte chimique), alors qu'en électrolyse, il est imposé par le générateur (contrainte électrique).

Application 2 : Electrolyse d'une solution de nitrate de plomb

L'électrolyse d'une solution de nitrate de plomb ($Pb_{(aq)}^{2+}$; $2 NO_3^{-}_{(aq)}$) est modélisée par les demi-équations :

- $2 H_2O(l) = O_2(g) + 4 H^+_{(aq)} + 4 e^-$
- $Pb^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = Pb(s)$

Donnée : $M(Pb) = 207,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

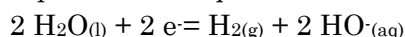
La quantité d'électricité échangée pendant 1 h 30 vaut $Q = 3,5 \times 10^4 \text{ C}$.

1. Calculer l'intensité I du courant électrique qui alimente l'électrolyseur.
2. Calculer la masse de plomb formée
3. Préciser sur quelle électrode (anode ou cathode) le plomb se dépose.

Application 3 : Fabrication de l'ion hypochlorite $\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$

La fabrication de l'ion hypochlorite $\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$ qui est l'un des constituants de l'eau de Javel, est réalisée par électrolyse d'une solution aqueuse de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})} \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$). Les électrodes sont en graphite. Du dichlore gazeux $\text{Cl}_2(\text{g})$ se forme sur l'anode.

Sur la cathode, la réaction est modélisée par la demi-équation :



1. Écrire la demi-équation de la réaction qui se produit sur l'anode. En déduire l'équation de la réaction d'électrolyse.
2. Faire le schéma du montage en précisant le sens de circulation des porteurs de charges. Justifier.

La formation de l'ion $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ rend la solution électrolytique dans la cuve de l'électrolyseur basique. Dans ces conditions, le dichlore formé, oxydant du couple $\text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ et réducteur du couple $\text{ClO}^-_{(\text{aq})} / \text{Cl}_2(\text{g})$, réagit avec lui-même.

3. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction correspondante.

4. Production d'un produit par électrolyse

L'électrolyse a joué un rôle majeur dans l'histoire de la chimie en permettant, dès le XIX^e siècle, d'isoler pour la première fois de nombreux éléments chimiques. Elle a notamment conduit à la découverte et à la production de métaux très réactifs comme le sodium ou le potassium.

Isoler des éléments, c'est une première étape. Mais on peut aller plus loin : en contrôlant le "débit" d'électrons (le courant) et la durée, on peut "doser" la quantité de matière produite, comme on remplirait un récipient avec un robinet.

Aujourd'hui, elle est également utilisée dans l'industrie pour réaliser des dépôts de métal (électrozingage, galvanoplastie) et ainsi protéger certains matériaux contre la corrosion.

Application 4 : Protection contre la corrosion

🍷 Première expérience : quatre tubes à essai contiennent chacun un clou en fer. Dans les tubes 1 à 3, le clou est immergé dans un liquide (eau + huile, eau salée et eau). Dans le tube 4, le clou est uniquement en contact avec l'air.

Après 2 jours, on observe

- Tube 1 (eau + huile) : aucune corrosion observable
- Tube 2 (eau salée) : corrosion très importante
- Tube 3 (eau) : corrosion modérée
- Tube 4 (air) : corrosion très faible

📺 Regarder la vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=YvsQrkyjMoI>



1. À partir de ces informations (et de la vidéo fournie), identifier ce qu'est la corrosion du fer et les facteurs qui la favorisent.

La coque de nombreux bateaux est fabriquée en acier. L'acier étant essentiellement composé de fer, la coque peut être ainsi exposée à la rouille. Pour éviter cette corrosion de la coque des bateaux, des plaques de zinc sont réparties sur la coque (traits gris sur l'image ci-contre). On dit qu'il y a protection par anode sacrificielle (le zinc).

Données : - Couple O_2 / HO^-

- Dans l'eau, le dioxygène dissous peut être réduit selon la demi-équation : $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4 \text{OH}^-$

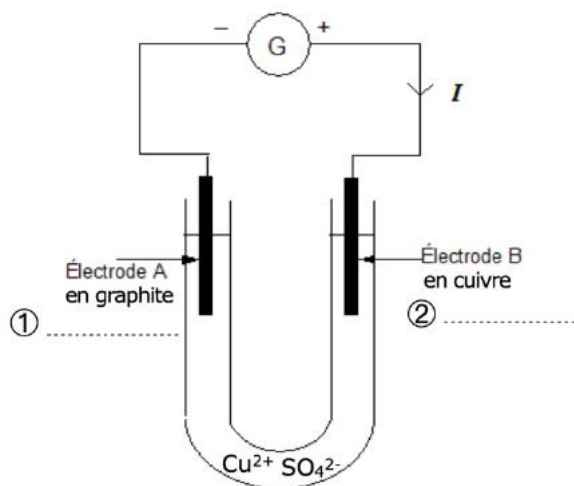
	E°
O_2	HO^- 0,4 V
Cu^{2+}	Cu 0,34 V
Fe^{2+}	Fe -0,45 V
Zn^{2+}	Zn -0,76 V



2. Pourquoi le zinc est-il appelé « anode sacrificielle » ? Expliquer en lien avec les réactions d'oxydoréduction mises en jeu.

Application 5 : Galvanoplastie et électrozingage

Regarder la vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=CYOW9f95Fkg>



1. Compléter le schéma ci-contre correspondant au dépôt de cuivre sur une électrode de graphite.

Préciser :

- les réactions se produisant à chaque électrode ;
- indiquer en ① et ② si l'électrode est la cathode ou l'anode ;
- le sens de déplacement des anions et des cations dans l'électrolyte.

2. Compléter le schéma ci-contre afin de réaliser un électrozingage, c'est-à-dire le dépôt de zinc sur un clou en fer.

Indiquer

- les bornes du générateur,
- la cathode, l'anode,
- le sens de déplacement des charges (ions et électrons).

On fait fonctionner le générateur pendant 20 minutes avec une intensité de courant de 0,34 A.

Données :

Masse initiale du clou : $m_i = 5,82 \text{ g}$;

Masse finale du clou : $m_f = 5,96 \text{ g}$.

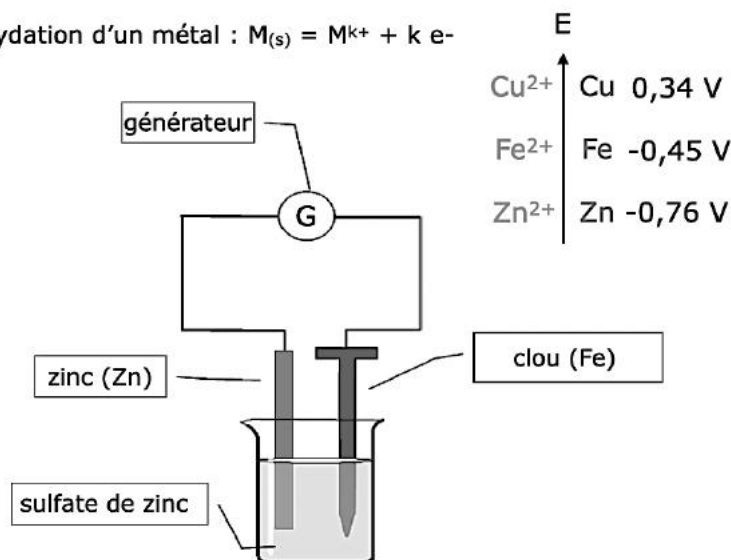
$M(\text{Zn}) = 65,38 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Constante de Faraday $F = 9,65 \times 10^4 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$.

3. Calculer la quantité de charges Q transférée au cours de l'électrozingage.

4. Calculer la charge transférée par le générateur pendant les 20 minutes, puis comparer les deux résultats (Rappel : $I = \frac{Q}{\Delta t}$).

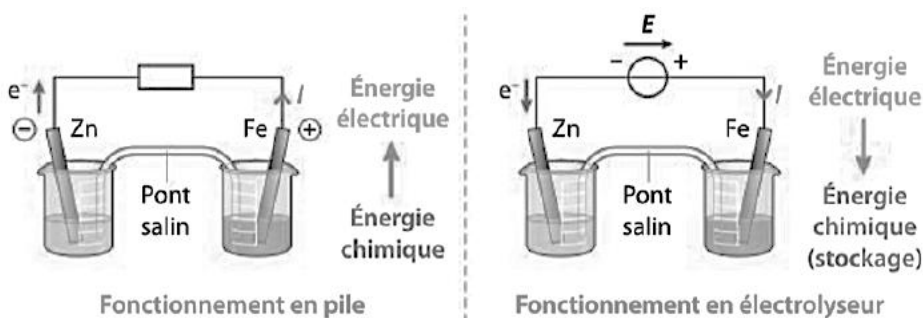
Oxydation d'un métal : $\text{M}_{(s)} = \text{M}^{k+} + k e^-$



II. Conversion d'énergie dans pile et accumulateur

Un accumulateur électrique (ou « pile rechargeable ») est un dispositif réversible capable de fonctionner soit comme une pile, soit comme un électrolyseur.

En mode **Générateur**, il se comporte comme une pile : la transformation chimique est spontanée et produit de l'énergie électrique.



En mode **Récepteur**, il se comporte comme un électrolyseur : une transformation chimique non spontanée est forcée grâce à un apport d'énergie électrique.

Plan de travail

QCM : <http://www.hatier-clic.fr/pct245>

Exigences et capacités exigibles du Chapitre 13 : Évolution forcée d'un système chimique : électrolyse	Exercices Applications et TP	Exercices Hatier
Modéliser et schématiser les transferts d'électrons aux électrodes lors de réactions électrochimiques.	Applications 3 et 5	23 et 27 p.248 28 et 32 p.249 35 p.250 39 p.251
Savoir relier quantité de matière, durée de l'électrolyse et valeur d'intensité de courant.	Application 2, 4 et 5	25, 26 et 27 p.248 38, 39 p.251 44 p.253

Exercice 1 : Traitement de surface d'une pièce de jeu d'échecs

Bac Metropole Septembre 2025

Le procédé d'anodisation est un procédé de traitement de surface utilisé le plus souvent sur des pièces en aluminium.

L'aluminium $Al(s)$ est transformé à la surface des pièces en alumine $Al_2O_3(s)$ au cours d'une électrolyse. Cette couche d'alumine permet ainsi de protéger la pièce de la corrosion et rend possible l'imprégnation d'un colorant.

On s'intéresse, dans cet exercice, au processus d'anodisation d'une pièce de jeu d'échecs en aluminium, ainsi qu'à sa coloration.



Données :

- quelques données concernant l'acide sulfurique commercial :

Formule	Masse molaire	Densité	Titre massique	Pictogramme
H_2SO_4	$98,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	1,83	98 %	

- masse molaire de l'alumine $Al_2O_3(s)$: $M_{\text{alumine}} = 102 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- masse volumique de l'eau : $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$;
- couple oxydant/réducteur associé à l'alumine : $Al_2O_3(s) / Al(s)$;
- couples oxydant/réducteur de l'eau : $H_2O(l) / H_2(g)$ et $O_2(g) / H_2O(l)$;
- charge d'une mole d'électrons : $F = 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$;
- on appelle anode l'électrode siège d'une oxydation et cathode l'électrode siège d'une réduction.

1. Préparation du bain d'anodisation sulfurique

Lors de son anodisation, une pièce de jeu d'échecs est plongée dans une solution aqueuse d'acide sulfurique à 18 °C. Cette solution est aussi appelée « bain d'anodisation » sulfurique.

Q1. Préciser, en justifiant, les précautions à prendre lors de la manipulation de l'acide sulfurique.

Q2. Déterminer la masse d'acide sulfurique commercial à peser pour préparer 500 mL d'une solution aqueuse d'acide sulfurique de concentration $180 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

2. Anodisation de la pièce de jeu d'échecs

La pièce de jeu d'échecs, après avoir été nettoyée de manière appropriée, est immergée dans le bain d'anodisation où se déroule l'électrolyse. Elle constitue alors l'anode de l'électrolyse, la cathode étant une électrode en graphite inerte.

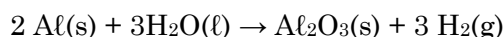
Q3. Indiquer si la transformation qui se déroule lors d'une électrolyse est une transformation d'oxydoréduction spontanée ou forcée.

Q4. Écrire la demi-équation électronique modélisant la transformation électrochimique de l'aluminium en alumine, puis justifier que la pièce de jeu d'échecs à traiter constitue l'anode de l'électrolyse.

La cathode est le siège de la réduction de l'eau.

Q5. Écrire la demi-équation électronique modélisant la réduction de l'eau, puis justifier l'observation d'un dégagement gazeux au niveau de l'électrode en graphite.

Q6. En déduire que l'équation de réaction modélisant cette électrolyse s'écrit :



Q7. Indiquer, sur le schéma du montage de l'électrolyse de l'ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE :

- le sens de déplacement des électrons ;
- les bornes + et – du générateur ;
- le sens de déplacement des cations $\text{H}^+(\text{aq})$ et des anions $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ dans la solution entre les électrodes.

Durant les 40 minutes de l'électrolyse, le générateur débite un courant d'intensité constante et égale à 0,55 A.

Q8. Déterminer la masse théorique d'alumine $\text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$ produite sur la pièce de jeu d'échecs au cours de cette électrolyse.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.

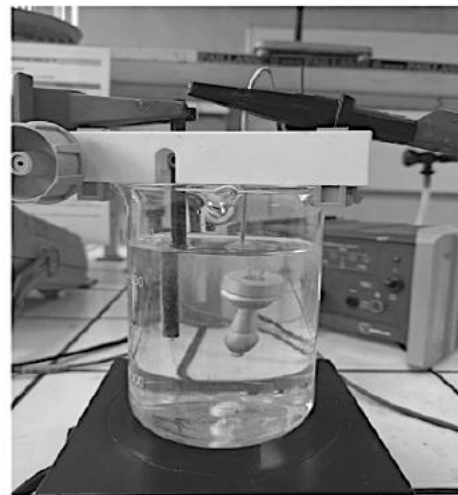
3. Coloration de la pièce de jeu d'échecs

La couche d'alumine formée lors de l'anodisation, de formule $\text{Al}_2\text{O}_3\text{(s)}$, est poreuse. Lors de la coloration, les pigments de couleur se fixent dans les pores à condition d'avoir une épaisseur d'alumine d'au moins $15 \mu\text{m}$.

Données :

- masse volumique de l'alumine : $\rho_{\text{alumine}} = 3,97 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$;
- masse d'alumine théorique formée lors de l'anodisation d'une pièce de jeu d'échecs : $m_{\text{alumine}} = 0,23 \text{ g}$;
- surface estimée d'une pièce de jeu d'échecs : $S = 25 \text{ cm}^2$.

Q9. En supposant un rendement d'anodisation de 100 %, déterminer si la coloration de la pièce de jeu d'échecs est possible suite à l'anodisation sulfurique.



Montage expérimental de l'électrolyse

Q10. L'épaisseur de la couche d'alumine est en réalité voisine de 19 μm . Calculer le rendement réel de cette anodisation.

ANNEXE À RENDRE AVEC LA COPIE

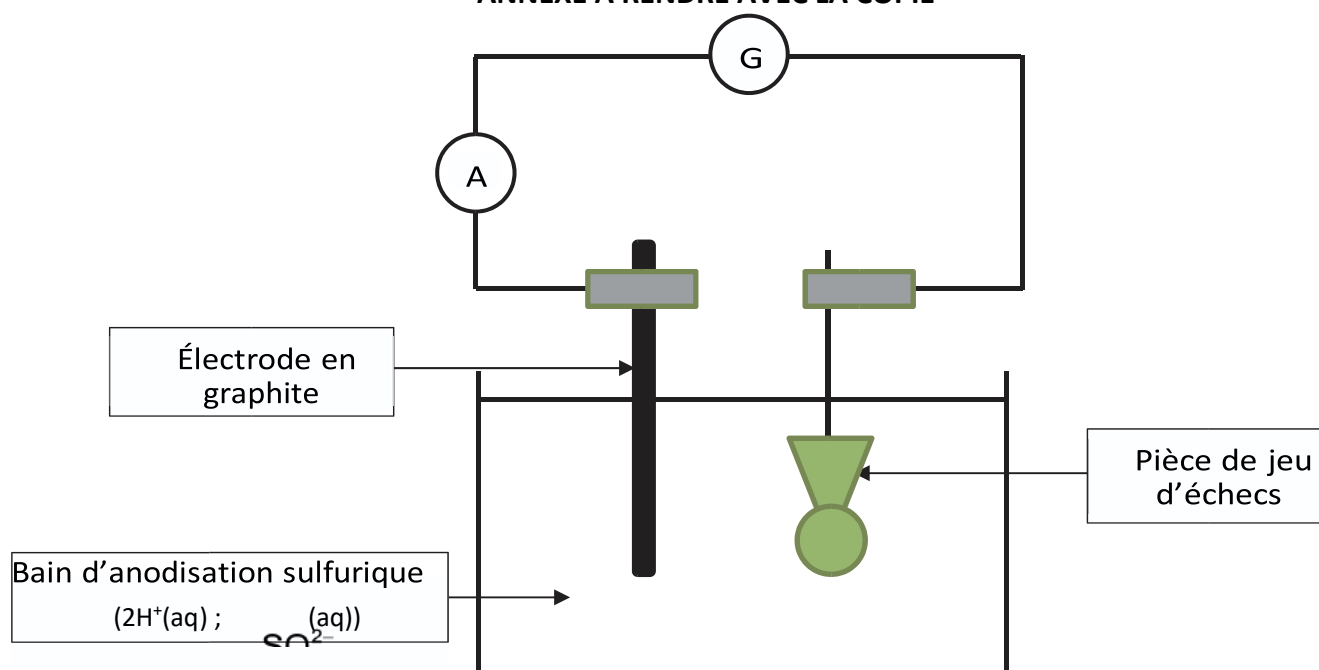


Schéma de l'électrolyse réalisée pour un traitement de surface d'une pièce de jeu d'échecs par anodisation

Exercice 2 : Ammoniac : un futur carburant pour les transports maritimes *Bac Centre étrangers J2 2024*

L'industrie chimique produit chaque année 180 millions de tonnes d'ammoniac. L'ammoniac est principalement utilisé dans la production d'engrais et dans le stockage de l'énergie. C'est aussi un carburant potentiel pour les années futures, notamment dans le domaine des transports maritimes.

Dans les conditions normales de température et de pression, l'ammoniac, de formule NH_3 , est un gaz incolore à l'odeur très désagréable.

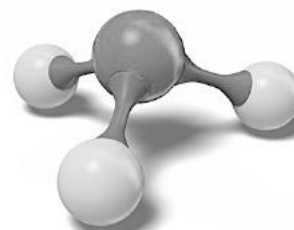
D'après le site Médiachimie.

Cet exercice comporte deux parties : la première s'intéresse à la molécule d'ammoniac et ses propriétés chimiques, la seconde traite de la synthèse de l'ammoniac et de l'amélioration du procédé.

1. Étude de la molécule et de ses propriétés

Données

- numéro atomique de l'azote : $Z(\text{N}) = 7$;
- électronégativités : $\chi(\text{N}) = 3,04$; $\chi(\text{H}) = 2,20$; $\chi(\text{O}) = 3,44$;
- la géométrie de la molécule d'ammoniac est pyramidale :
- $\text{p}K_{\text{A}}$ du couple $\text{NH}_4^+(\text{aq}) / \text{NH}_3(\text{aq}) = 9,2$;
- zones de virage de quelques indicateurs colorés :



Indicateur coloré	Teinte acide	Zone de virage	Teinte basique
Hélianthine	Rouge	3,1 – 4,4	Jaune
Rouge de méthyle	Rouge	4,2 – 6,2	Jaune
Bleu de bromothymol ou BBT	Jaune	6,0 – 7,6	Bleu
Thymolphaléine	Incolore	9,3 – 10,5	Bleu

Q.1. Représenter le schéma de Lewis de la molécule d'ammoniac.

Q.2. Donner un argument justifiant la grande solubilité de l'ammoniac dans l'eau.

Pour vérifier la dissolution de l'ammoniac dans l'eau, on réalise l'expérience dite du jet d'eau.

Sous la hotte, on remplit de gaz ammoniac un ballon bien sec.

On immerge le tuyau de caoutchouc dans un cristallisoir contenant de l'eau à $\text{pH} = 7$. On observe alors un jet d'eau dans le ballon. Une fois le ballon totalement rempli de solution, on y ajoute du BBT.

Q.3. Définir une base selon Brönsted.

Q.4. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation de l'ammoniac avec l'eau.

Q.5. En déduire, en la justifiant, la couleur de la solution obtenue.

On mesure le pH de la solution aqueuse d'ammoniac obtenue : $\text{pH} = 11,0$.

Q.6. Indiquer l'espèce qui prédomine en justifiant la réponse à l'aide d'un diagramme de prédominance.

On simule le titrage d'un volume $V_B = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution aqueuse d'ammoniac de $\text{pH} = 11,0$ par de l'acide chlorhydrique ($\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) ; \text{Cl}^- (\text{aq})$) de concentration $C_A = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

On obtient la courbe suivante :

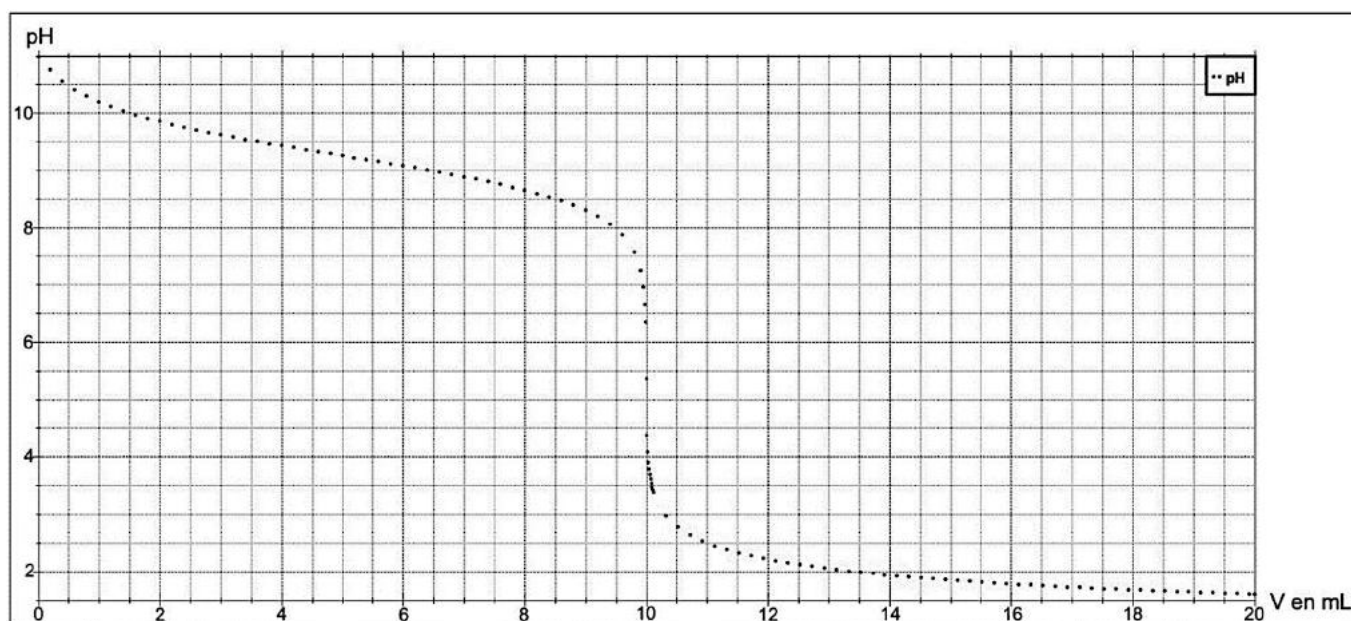
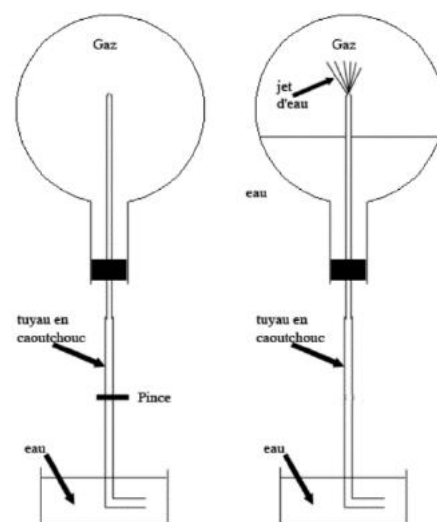


Figure 1 : courbe simulée du titrage de 20,0 mL de la solution aqueuse d'ammoniac par l'acide chlorhydrique de concentration $0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Q.7. Écrire l'équation de la réaction support du titrage.

Q.8. Justifier l'utilisation du rouge de méthyle comme indicateur coloré pour ce titrage.

Q.9. Déterminer la valeur de la concentration C_B de la solution aqueuse d'ammoniac choisie pour cette simulation.

2. Synthèse de l'ammoniac

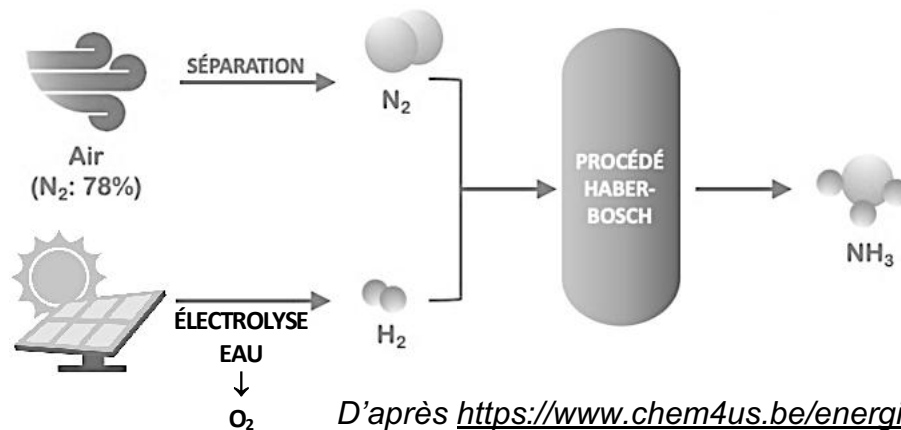
En 1909, le chimiste allemand, Fritz Haber, chercheur à l'Université de Karlsruhe, réussit, en laboratoire, la synthèse de l'ammoniac $\text{NH}_3(\text{g})$ à partir du diazote de l'air $\text{N}_2(\text{g})$ et de dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.

Aujourd'hui, cette synthèse se fait sous une pression d'environ 300 bar, à $500 \text{ }^\circ\text{C}$ en présence d'un catalyseur riche en fer. En utilisant 6,0 mol de diazote et 6,0 mol de dihydrogène, on obtient 0,80 mol d'ammoniac.

Q.10. Écrire l'équation de la réaction modélisant la synthèse de l'ammoniac.

Q.11. Déterminer l'avancement final x_f de cette réaction dans les conditions données. Comparer la valeur obtenue à celle de l'avancement maximal et conclure.

La société française ENGIE investit dans le développement d'un des premiers projets de dihydrogène renouvelable. Ce projet est situé dans la région de Pilbara en Australie. En 2024, la première phase produira 640 tonnes de dihydrogène par an. Le dihydrogène sera utilisé comme matière première pour la production d'ammoniac. Le rendement de la production d'ammoniac sera de 20 %.



D'après <https://www.chem4us.be/energie/lammoniac/#>

Figure 2 : schéma du procédé Haber-Bosch

Données :

- équations des réactions électrochimiques modélisant les transformations aux électrodes :
 - $2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = \text{H}_{2(\text{g})}$
 - $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} = \text{O}_{2(\text{g})} + 4 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 4 \text{e}^-$;
- volume molaire dans les conditions de l'expérience : $V_m = 24 \text{ L mol}^{-1}$;
- nombre d'Avogadro : $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$;
- charge élémentaire $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$;
- quantité d'électricité Q : $Q = I \times \Delta t = n_e \times N_A \times e$ avec n_e la quantité de matière d'électrons échangés (en mol) ;
- masses molaires atomiques en g mol^{-1} : $M(\text{H}) = 1,0$; $M(\text{N}) = 14,0$.

L'électrolyse de l'eau utilisée dans l'usine de Pilbara peut être reproduite au laboratoire grâce au montage de la figure 3, en remplaçant la cellule photovoltaïque par un générateur.

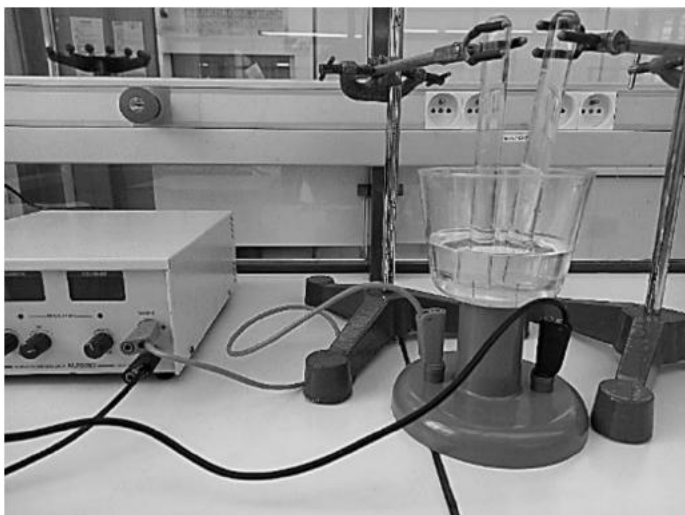


Figure 3 : montage expérimental

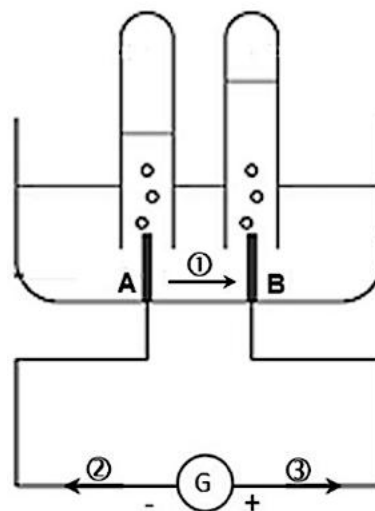


Figure 4 : schéma du montage

- Q.12.** Indiquer, parmi celles numérotées ①, ② ou ③ sur la figure 4, les deux flèches représentant respectivement le sens du courant électrique et celui du déplacement des électrons.
- Q.13.** Associer à chacune des électrodes, A et B, une des équations des réactions électrochimiques figurant dans les données et nommer les gaz formés à chaque électrode.

On recueille 4,0 mL de gaz dans un des tubes et 2,0 mL dans l'autre.

- Q.14.** Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation chimique qui se déroule dans l'électrolyseur. Valider la stœchiométrie des deux gaz formés en analysant les volumes de gaz obtenus aux électrodes.

La manipulation dure $\Delta t = 3 \text{ min et } 20 \text{ s}$. L'intensité du courant est de 0,16 A.

- Q.15.** Calculer la quantité d'électricité Q ayant circulé dans le circuit électrique pendant la durée de l'électrolyse au laboratoire et en déduire la quantité de matière d'électrons échangés.
- Q.16.** En déduire le volume de dihydrogène que l'on pourrait obtenir dans les conditions de l'expérience. Comparer aux données expérimentales.
- Q.17.** Déterminer la masse d'ammoniac qui pourra être produite en 2024 à partir du dihydrogène produit dans l'usine de Pilbara. Commenter.

Le candidat est invité à prendre des initiatives et à présenter la démarche suivie, même si elle n'a pas abouti. La démarche est évaluée et nécessite d'être correctement présentée.