

TP 22 - Les électrolyses

Les électrolyses sont très utilisées dans l'industrie ; elles permettent d'obtenir :

- Certains produits chimiques (dichlore, dihydrogène, soude, eau de Javel...)
- Des dépôts métalliques sur des supports conducteurs (cuivrage, dorure,
- argenture, chromage ...)
- Certains métaux, à partir de leur oxyde extrait dans la nature

		Potentiels standards
ClO ⁻	Cl ₂	1,63 V
ClO ⁻	Cl ⁻	1,49 V
Cl ₂	Cl ⁻	1,40 V
O ₂	H ₂ O	1,23 V
I ₂	I ⁻	0,54 V
Cu ²⁺	Cu	0,34 V
H ⁺	H ₂	0,00 V
H ₂ O	H ₂	- 0,83 V
Na ⁺	Na	- 2,71 V

I. Électrolyse de l'eau salée (1ère étape)

La phénolphtaléine

▪ La phénolphtaléine est un indicateur coloré de pH : c'est une substance qui change de couleur selon le pH de la solution dans laquelle elle est introduite.

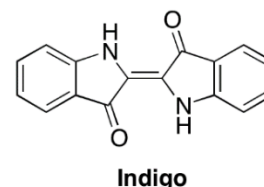
→ Lorsque le pH est inférieur à 8, la phénolphtaléine est incolore

→ Lorsque le pH est supérieur à 9,6, la phénolphtaléine est rose fuchsia

L'encre bleue

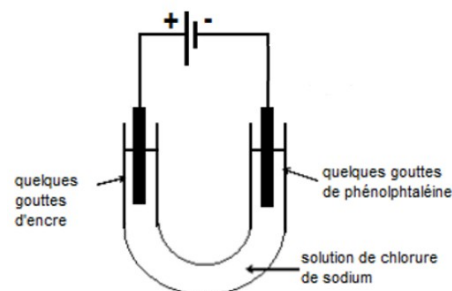
▪ L'encre bleue des stylos contient, entre autres, de l'indigo. La matière contenant cette molécule d'indigo nous apparaît bleue car cette molécule absorbe la lumière jaune et transmet la lumière bleue

C'est la double liaison centrale de la molécule d'indigo qui est responsable de cette absorption. Lors de l'addition du dichlore, la double liaison centrale est rompue, ce qui s'accompagne d'une décoloration de l'indigo



- Dans un tube en U, verser une solution concentrée de chlorure de sodium (Na⁺ ; Cl⁻)

- Réaliser l'électrolyse de la solution avec deux électrodes en graphite (carbone), après avoir ajouté quelques gouttes de phénolphtaléine à l'électrode reliée au pôle moins du générateur et quelques gouttes d'encre bleue à l'électrode reliée au pôle plus du générateur.



1. Quelles sont les espèces présentes dans le tube en U, susceptibles de réagir lors de l'électrolyse ?

2. A chaque électrode :

- Indiquer ce que l'on observe
- Écrire l'équation électronique de la réaction se déroulant à l'électrode après avoir donné le couple OX/RED intervenant lors de cette réaction
- Indiquer si la réaction est une oxydation ou une réduction
- En déduire le nom de l'électrode

3. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction se déroulant lors de l'électrolyse de l'eau salée

4. Parle-t-on ici d'une réaction spontanée ou de réaction forcée ? Justifier

5. Montrer (en rajoutant dans l'équation précédente les ions Na⁺ indifférents) que l'électrolyse de l'eau salée conduit à la production de trois produits importants pour l'industrie chimique.

II. Électrolyse de l'eau salée (2nde étape)

Dans l'industrie chimique, lors de l'électrolyse de l'eau salée, on obtient séparément le dichlore et la soude formés grâce à des membranes entre les compartiments anodique et cathodique. Si cette séparation n'est pas réalisée, il y a alors une réaction, après brassage, entre le dichlore et la soude.

On obtient ainsi un autre produit industriel : l'eau de Javel !

L'eau de Javel

▪ L'eau de Javel, préparée depuis 2 siècles, reste l'un des produits désinfectants les plus efficaces contre les contaminations bactériennes ou virales. Elle tient son nom d'un ancien village d'Ile de France, aujourd'hui un quartier de Paris, où se trouvait une usine de produits chimiques.

L'eau de Javel contient les ions sodium, chlorure et hypochlorite ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$; $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$; $\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$). Les propriétés désinfectantes et blanchissantes de l'eau de Javel sont dues à l'ion hypochlorite ClO^- .

L'empois d'amidon

▪ L'empois d'amidon résulte de l'agitation de la poudre d'amidon dans de l'eau chaude. Il se forme une suspension translucide plus ou moins visqueuse selon la concentration d'amidon.

Il est utilisé comme indicateur coloré de fin de réaction lors des titrages chimiques ou biochimiques d'oxydo-réduction qui font intervenir du diiode. **En effet, en présence de diiode, l'empois prend une teinte bleu-foncé caractéristique.**

- Dans un tube à essai contenant une solution incolore d'iodure de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})}$; $\text{I}^-_{(\text{aq})}$) légèrement acidifiée, verser de l'eau de Javel diluée.
- Rajouter quelques gouttes d'empois d'amidon dans le tube.

6. Qu'observe-t-on ?

7. Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction après avoir donné les deux demi-équations électroniques.

8. Parle-t-on ici d'une réaction spontanée ou de réaction forcée ? Justifier

- Verser dans un erlenmeyer, le contenu du tube en U de l'EXP1 ; remuer.
- Rajouter dans l'erlenmeyer une solution incolore d'iodure de potassium ($\text{K}^+_{(\text{aq})}$; $\text{I}^-_{(\text{aq})}$) légèrement acidifiée
- Rajouter quelques gouttes d'empois d'amidon.

9. Qu'observe-t-on ? Que peut-on en conclure ?

Le mélange de la solution contenue dans le tube en U permet la réaction entre la soude (obtenue à la cathode) et le dichlore (obtenu à l'anode).

10. Montrer (en écrivant l'équation de la réaction) que ce mélange permet la formation d'une solution d'eau de Javel contenant les ions Cl^- , ClO^- et Na^+

Aide : utiliser les couples ClO^-/Cl_2 (en milieu basique) et Cl_2/Cl^-

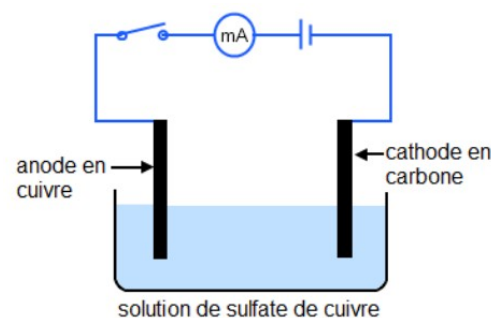
11. Parle-t-on ici d'une réaction spontanée ou de réaction forcée ? Justifier

Remarque

En milieu basique, le potentiel standard du couple ClO^-/Cl_2 baisse ; lorsque le milieu est très basique, il devient inférieur à celui du couple Cl_2/Cl^-

III. Électrolyse d'une solution de sulfate de cuivre

- Verser une solution concentrée de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$, $\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$) dans un bécher.
- Réaliser l'électrolyse de la solution en utilisant une anode en cuivre et une cathode en graphite



12. Qu'observe-t-on ?

13. Préciser le nom de l'électrode où se produit le dépôt ainsi que le signe (+) ou (-) de la borne du générateur auquel elle est reliée. Écrire l'équation de la réaction. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?

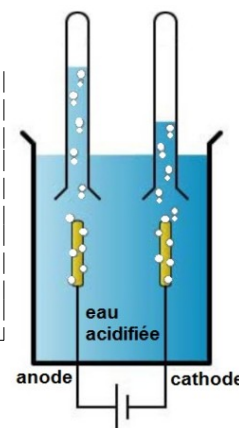
14. Écrire l'équation de la réaction qui se déroule sur l'autre électrode. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?

15. Pourquoi appelle-t-on ce type d'électrolyse « électrolyse à anode soluble » ?

16. Quel peut être l'intérêt industriel d'une telle électrolyse ?

IV. Électrolyse de l'eau

- Verser de l'eau distillée dans la cuve d'un électrolyseur avec électrodes de platine.
- Recouvrir chaque électrode d'un petit tube à essai contenant de l'eau distillée
- Rajouter environ 50 mL d'acide sulfurique à 1 mol.L⁻¹ dans la cuve de l'électrolyseur
- Brancher la cuve aux bornes d'un générateur de tension continue.



17. Qu'observe-t-on ?

- Lorsque toute l'eau contenue dans le tube recouvrant la cathode est évacuée, récupérer le tube en bouchant son extrémité.
- Présenter une allumette allumée devant l'orifice du tube

18. Qu'observe-t-on ? Que peut-on en conclure ?

19. Écrire l'équation électronique de la réaction se déroulant à la cathode ; s'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?

- Lorsque toute l'eau contenue dans le tube recouvrant l'anode est évacuée, récupérer le tube en bouchant son extrémité
- Plonger une baguette incandescente dans le tube.

20. Qu'observe-t-on ? Que peut-on en conclure ?

21. Écrire l'équation électronique de la réaction se déroulant à l'anode ; s'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?

22. Donner l'équation de la réaction d'oxydoréduction se déroulant lors de l'électrolyse de l'eau.

23. Quel peut être l'intérêt industriel d'une telle électrolyse ?