

DOC2/ 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 est une solution aqueuse d'hypochlorite de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$; $\text{ClO}^-_{(\text{aq})}$) et de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(\text{aq})}$; $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$). Les propriétés désinfectantes et blanchissantes de l'eau de Javel sont dues à l'ion hypochlorite ClO^- .

DOC3/ L'empois d'amidon (d'après Wikipédia)

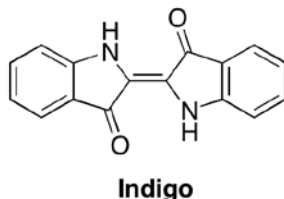
▪ L'empois d'amidon résulte de l'agitation de la poudre d'amidon dans de l'eau chaude. Il se forme une suspension translucide plus ou moins visqueuse selon la concentration d'amidon.

Il est utilisé comme indicateur coloré de fin de réaction lors des titrages chimiques ou biochimiques d'oxydo-réduction qui font intervenir du diiode

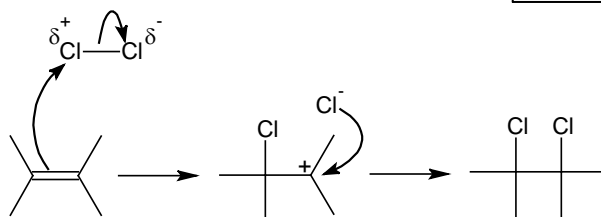
En effet, en présence de diiode, l'empois prend une teinte bleu foncé caractéristique.

DOC5/ L'encre bleue

▪ L'encre bleue des stylos contient, entre autre, 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.

1^{ère} étape : Attaque électrophile

A l'approche des électrons de la double liaison, la liaison covalente du dichlore se polarise.

L'atome de chlore appauvri en électron, donc électrophile, attaque la double liaison ; la réaction s'accompagne de l'éjection de l'ion chlorure pour conduire à la formation d'un carbocation.

2^{ème} étape : Attaque nucléophile

Le carbocation subit ensuite l'attaque nucléophile de l'ion chlorure. Cette addition du dichlore sur une double liaison est appelée « addition électrophile » car la première attaque est électrophile.

Remarque :

Lors d'une réaction d'addition ou de substitution entre un composé organique et un composé minéral, on appelle « substrat », le composé organique, et « réactif », le composé minéral.

La nature du réactif (électrophile ou nucléophile) donne le nom de la réaction (addition/substitution électrophile/nucléophile).

DOC1/ Quelques couples OX/RED

		Potentiels standards
ClO^-	Cl_2	1,63 V
ClO^-	Cl^-	1,49 V
Cl_2	Cl^-	1,40 V
O_2	H_2O	1,23 V
I_2	I^-	0,54 V
Cu^{2+}	Cu	0,34 V
H^+	H_2	0,00 V
H_2O	H_2	-0,83 V
Na^+	Na	-2,71 V

DOC4/ 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

DOC6/ Les électrolyses

▪ Lorsqu'un générateur de tension continue fournit de l'énergie électrique à un système chimique, il peut lui imposer d'évoluer dans le sens inverse de son sens d'évolution spontanée.

Cette transformation forcée constitue une électrolyse.

→ L'électrode reliée au pôle (-) du générateur électrique est le siège d'une réduction : il s'agit de la cathode

→ L'électrode reliée au pôle (+) du générateur électrique est le siège d'une oxydation : il s'agit de l'anode

Préparation de l'eau de Javel

EXP1

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

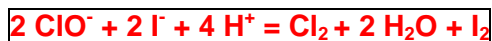
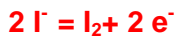
→ Qu'observe-t-on ?

- La solution devient jaune.

- l'empois d'amidon devient bleu noir

↳ Formation de diiode

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



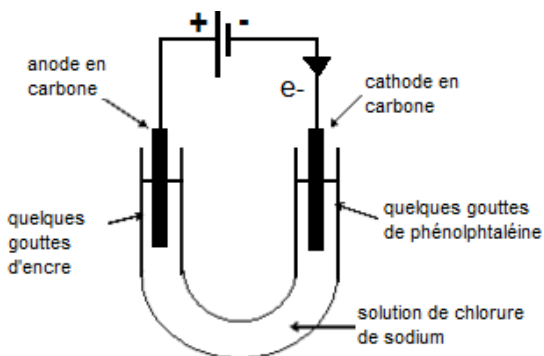
→ Parle-t-on ici d'une réaction spontanée ou de réaction forcée ? Justifier

Deux couples interviennent dans cette réaction : $\text{ClO}^- / \text{Cl}_2$ et I_2 / I^-

La réaction est spontanée car elle se fait entre l'oxydant le plus fort ClO^- et le réducteur le plus fort I^- (règle du gamma)

EXP2

- Dans un tube en U, verser une solution concentrée de chlorure de sodium ($\text{Na}^+ ; \text{Cl}^-$)
- Réaliser l'électrolyse de la solution avec deux électrodes en graphite (carbone), après avoir ajouté quelques gouttes de phénolphtaléine à la cathode et quelques gouttes d'encre à l'anode.



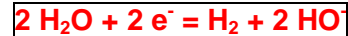
→ Qu'observe-t-on à la cathode ? La réaction est-elle une oxydation ou une réduction ?

- dégagement d'un gaz

- La phénolphtaléine devient rose : le milieu devient basique, il y a formation d'ions HO^-

La réaction est une réduction à la cathode

→ Ecrire l'équation électronique de la réaction se déroulant à la cathode sachant que la couple OX/RED intervenant est $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ (en milieu basique)



→ Qu'observe-t-on à l'anode ? La réaction est-elle une oxydation ou une réduction ?

- dégagement d'un gaz

- l'encre bleue se décolore car il y a formation de dichlore

La réaction est une oxydation à l'anode

→ Quel est le couple OX/RED qui intervient lors de la réaction à l'anode, Cl_2/Cl^- ou ClO^-/Cl_2 ?

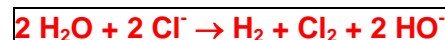
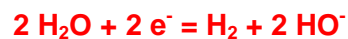
La réaction est une oxydation → il faut que le réactif soit un réducteur et le dichlore qui se forme doit être un oxydant

↳ $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$

→ Ecrire l'équation de la réaction se déroulant à l'anode



→ Ecrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction se déroulant lors de l'électrolyse de l'eau salée

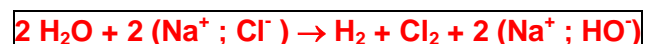


→ Parle-t-on ici d'une réaction spontanée ou de réaction forcée ? Justifier

Deux couples interviennent dans cette réaction : $\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$ et $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$

La réaction est forcée car elle ne se fait pas entre l'oxydant le plus fort Cl_2 et le réducteur le plus fort H_2 , suivant la règle du gamma. Elle se fait dans le sens inverse

→ 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.



Formation de dichlore, de dihydrogène et de soude

EXP3

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

→ Qu'observe-t-on ? Que peut-on en conclure

- La solution devient jaune.

- l'empois d'amidon devient bleu noir

↪ La solution préparée lors de l'exp 2 est de l'eau de Javel

• 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).

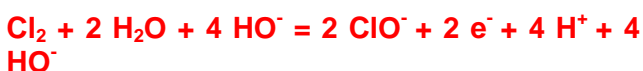
→ Montrer (en écrivant l'équation de la réaction) que ce mélange permet la formation d'une solution d'eau de Javel contenant les ions Cl^- , ClO^- et Na^+

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

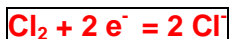
Remarque

En milieu basique, le potentiel standard du couple Cl_2/Cl^- est supérieur au potentiel standard du couple ClO^-/Cl_2

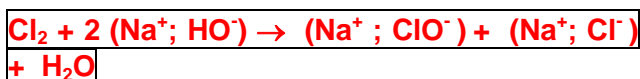
couples ClO^-/Cl_2 (en milieu basique)



couples Cl_2/Cl^-



Equation de la réaction



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

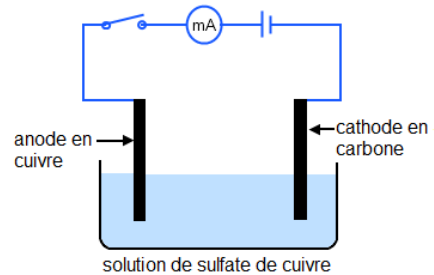
Deux couples interviennent dans cette réaction : ClO^-/Cl_2 et Cl_2/Cl^-

La réaction est spontanée car elle se fait entre l'oxydant le plus fort Cl_2 et le réducteur le plus fort Cl_2 (règle du gamma)

Electrolyse d'une solution de sulfate de cuivre

EXP4

- Verser une solution concentrée de sulfate de cuivre ($Cu^{2+}_{(aq)}$, $SO_4^{2-}_{(aq)}$) dans un bécher.
- Réaliser l'électrolyse de la solution en utilisant une anode en cuivre et une cathode en graphite



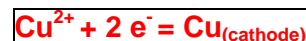
→ Qu'observe-t-on ?

La cathode en carbone se recouvre d'un dépôt de cuivre

→ 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. Ecrire l'équation de la réaction. S'agit-il d'une oxydation ou d'une réduction ?

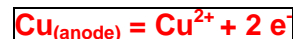
Le dépôt se forme sur la cathode, électrode reliée au pôle (-) du générateur.

La cathode est le siège d'une réaction de réduction :



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

L'anode est le siège d'une réaction d'oxydation :



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

Lors de l'électrolyse, l'anode se consomme et disparaît

→ Donner une relation entre n_{Cu} , la quantité de cuivre déposée, et n_{e^-} , la quantité d'électrons ayant circulé dans le circuit

$$n_{Cu} = \frac{n_{e^-}}{2}$$

→ Exprimer n_{e^-} , la quantité d'électrons en fonction de l'intensité I du courant d'électrolyse, la durée Δt de l'électrolyse, le nombre d'Avogadro N_A et la charge élémentaire e .

$$Q = I \times \Delta t = n_{e^-} \times N_A \times e$$

$$n_{e^-} = \frac{I \times \Delta t}{N_A \times e}$$

→ Exprimer n_{Cu} , la quantité de cuivre déposée en fonction de l'intensité I du courant d'électrolyse, la durée Δt de l'électrolyse, le nombre d'Avogadro N_A et la charge élémentaire e

$$n_{Cu} = \frac{n_{e^-}}{2} \rightarrow n_{Cu} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times N_A \times e}$$

→ Exprimer m_{Cu} , la masse de cuivre déposée, en fonction de l'intensité I du courant d'électrolyse, la durée Δt de l'électrolyse, le nombre d'Avogadro N_A , la charge élémentaire e , et la masse molaire M_{Cu}

$$m_{Cu} = n_{Cu} \times M_{Cu} \rightarrow m_{Cu} = \frac{I \times \Delta t}{2 \times N_A \times e} \times M_{Cu}$$

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

- Certains métaux (comme l'argent, l'or, le chrome et le cuivre) peuvent être déposés par électrolyse sur un support conducteur d'électricité.

- La couche de métal peut servir à décorer des objets (cuivrage, dorure, argenture) ou à protéger de la corrosion une pièce métallique (dans l'industrie automobile, chromage, nickelage)

Electrolyse de l'eau

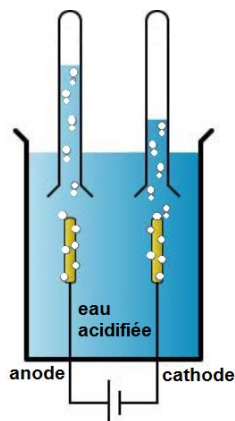
EXP5

- 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.



→ Qu'observe-t-on ?

On observe une effervescence à chaque électrode

EXP6

- Lorsque toute l'eau contenue dans le tube recouvrant la cathode est évacuée, récupérer le tube en bouchant son extrémité.

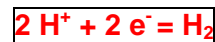
- Présenter une allumette allumée devant l'orifice du tube

→ Qu'observe-t-on ? Que peut-on en conclure ?

Le gaz détonne en présence de l'allumette : c'est du dihydrogène

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

Réaction de réduction à la cathode



EXP7

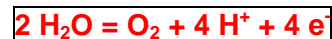
- Lorsque toute l'eau contenue dans le tube recouvrant l'anode est évacuée, récupérer le tube en bouchant son extrémité

- Plonger une baguette incandescente dans le tube.

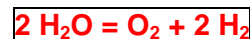
→ Qu'observe-t-on ? Que peut-on en conclure ?

Le gaz rallume la buchette incandescente : c'est du dioxygène

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



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



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

Cette électrolyse permet de préparer du dioxygène et du dihydrogène