

OBJECTIF GÉNÉRAL

OG7 : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

TITRE DE LA LEÇON :

RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION

OBJECTIFS SPÉCIFIQUES :

OS1 : Utiliser la notion de couple oxydant-réducteur.

DURÉE : 3 heures

PLAN DE LA LEÇON

I- OXYDATION ET RÉDUCTION

- 1- Oxydation
- 2- Réduction
- 3- Réducteur
- 4- Oxydant

II- COUPLE OXYDANT-RÉDUCTEUR OU COUPLE REDOX

- 1- Transformation du métal cuivre en ion cuivre II
- 2- Transformation de l'ion cuivre II en métal cuivre
- 3- Couple oxydant-réducteur ou couple redox
- 4- Généralisation

III- RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION

- 1- Réaction entre le fer et une solution aqueuse de sulfate de cuivre
- 2- Réaction d'oxydoréduction

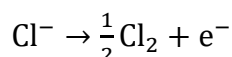
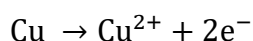
CHAPITRE 1 : RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION

I- OXYDATION ET RÉDUCTION

1- Oxydation

Une oxydation est une réaction au cours de laquelle une particule libère un ou plusieurs électrons.

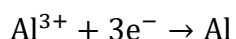
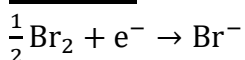
Exemple :



2- Réduction

Une réduction est une réaction au cours de laquelle une particule gagne ou capte un ou plusieurs électrons.

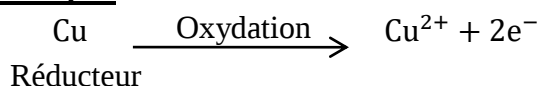
Exemple :



3- Réducteur

Un réducteur est une particule qui perd un ou plusieurs électrons lors d'une oxydation.

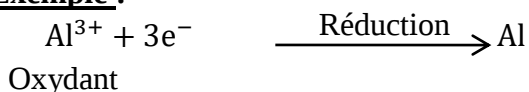
Exemple :



4- Oxydant

Un oxydant est une particule qui gagne un ou plusieurs électrons lors d'une réduction.

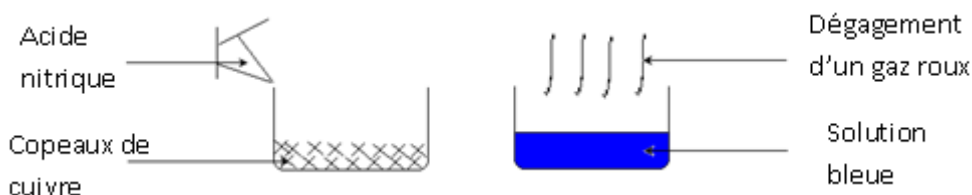
Exemple :



II- COUPLE OXYDANT-RÉDUCTEUR OU COUPLE REDOX

1- Transformation du métal cuivre en ion cuivre II

1.1- Expérience et observations

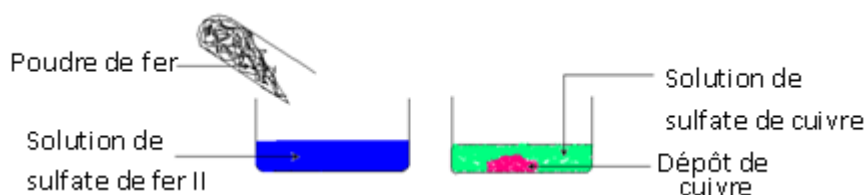


1.2- Interprétation

L'action de l'acide nitrique sur le métal cuivre produit une solution bleue contenant des ions cuivre II selon l'équation : $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$.

2- Transformation de l'ion cuivre II en métal cuivre

2.1- Expérience et observation



2.2- Interprétation

La solution de cuivre contenant des ions cuivre II en présence du fer réagit pour donner du métal cuivre selon l'équation : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.

3- Couple oxydant-réducteur ou couple redox

Les réactions des deux différentes expériences ($\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ et $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$) sont inverses l'une de l'autre et peuvent être réunies en une seule telle que :



Les entités Cu^{2+} et Cu forment un couple oxydant-réducteur ou couple redox : Cu^{2+}/Cu .

4- Généralisation



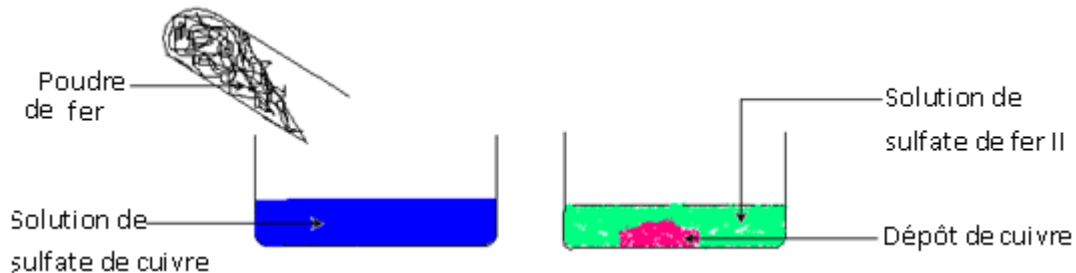
Oxydant

Réducteur

III- RÉACTION D'OXYDORÉDUCTION

1- Réaction entre le métal fer et une solution aqueuse de sulfate de cuivre.

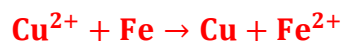
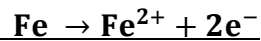
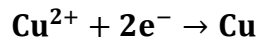
1.1- Expérience et observations



1.2- Interprétation

- Chaque ion cuivre II se transforme en atome de cuivre en gagnant deux électrons. Ce qui se traduit par la demi-équation électronique : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$.
- Chaque atome de fer se transforme en ion fer II en perdant deux électrons selon la demi-équation électronique : $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$.

1.3- Équation-bilan de la réaction



2- Réaction d'oxydoréduction.

- Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle on a un transfert d'électrons du réducteur vers l'oxydant. À la fin de la réaction chimique, le réducteur se retrouve sous la forme **Oxydée** et l'oxydant sous la forme **réduite**.
- Les réactions d'oxydoréduction sont **exothermiques**.
- Les réactions d'oxydation et de réduction sont appelées **demi réaction d'oxydoréduction**.

OBJECTIF GÉNÉRAL

OG7 : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

TITRE DE LA LEÇON :

CLASSIFICATION DES COUPLES OXYDANTS-RÉDUCTEURS

OBJECTIFS SPÉCIFIQUES :

OS2 : Classer qualitativement les couples oxydants-réducteurs.

OS3 : Classer quantitativement les couples redox.

OS7 : Expliquer le fonctionnement des piles électrochimiques.

DURÉE : 5 heures

PLAN DE LA LEÇON

I- FORCE DES OXYDANTS ET RÉDUCTEURS

- 1- Expérience et observations
- 2- Interprétation
- 3- Conclusion
- 4- Force des oxydants des réducteurs

II- CLASSIFICATION DES COUPLES OXYDANTS-RÉDUCTEURS

- 1- Couples redox métalliques
- 2- Action de l'ion H_3O^+ sur les métaux
- 3- Place du couple H_3O^+/H_2
- 4- Règle du Gamma

III- NOTION DE PILE ÉLECTROCHIMIQUE

- 1- La pile Daniell
- 2- Notion de demi-pile

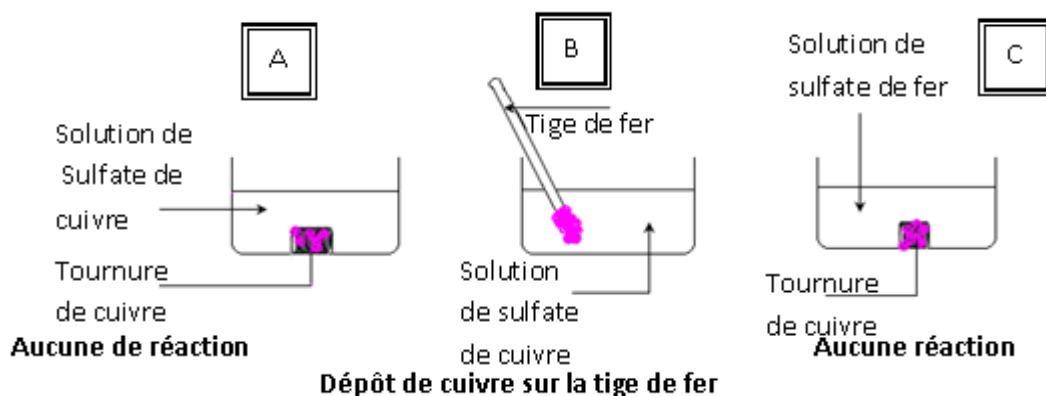
IV- CLASSIFICATION QUANTITATIVE ÉLECTROCHIMIQUE DES MÉTAUX

- 1- Principe de classification
- 2- Potentiel d'un couple oxydant-réducteur
- 3- La demi-pile H_3O^+/H_2 ou électrode normale à hydrogène

CHAPITRE 2 : CLASSIFICATION DES COUPLES OXYDANTS-REDUCTEURS

I- FORCE DES OXYDANTS ET RÉDUCTEURS

1- Expérience et observations



2- Interprétation

Expérience (a) : il n'y a pas de réaction car le métal cuivre ne peut réduire son propre ion.

Expérience (b) : les ions cuivre se transforment en métal cuivre en gagnant deux électrons perdus par le métal fer. Le passage de la solution en vert-pâle caractérise la transformation du fer en ion fer II. Il s'agit d'une **réaction d'oxydoréduction**. Le fer peut donc réduire les ions cuivre II.

Expérience (c) : Il n'y a aucune réaction car le métal cuivre ne peut réduire les ions fer II.

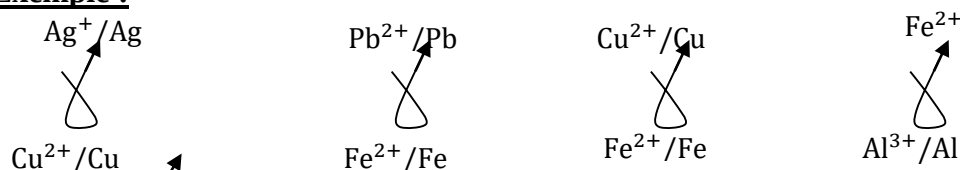
3- Conclusion

Le fer peut réduire les ions cuivre II. Le fer est donc plus réducteur que le cuivre.

4- Force des oxydants et des réducteurs

- ❖ Lors d'une réaction chimique entre deux couples oxydants-réducteurs, c'est l'oxydant le plus fort qui réagit avec le réducteur le plus fort. Ainsi, on met en haut le couple ayant l'oxydant le plus fort et en bas celui ayant le réducteur le plus fort : c'est la **règle de Gamma**.

Exemple :



- ❖ Le symbole signifie que l'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort pour donner l'oxydant plus faible et le réducteur le plus faible.

II- CLASSIFICATION DES COUPLES OXYDANTS-RÉDUCTEURS

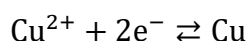
1- Couples redox métalliques

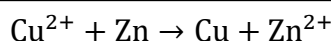
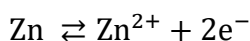
Avec les mêmes expériences que précédemment, nous pouvons comparer plusieurs couples redox.

Exemple : $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$

L'ion Cu^{2+} est un oxydant plus fort que l'ion Zn^{2+} et le métal Zn est un réducteur plus fort que le métal cuivre.

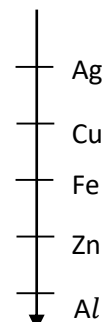
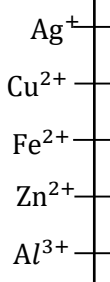
Équation-bilan de la réaction :





Classification de quelques couples redox métalliques

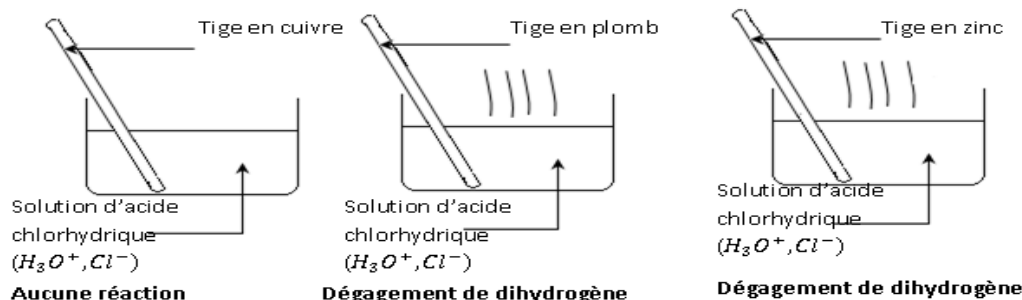
Oxydant le plus fort



Réducteur le plus fort

2- Action de l'ion H_3O^+ sur les métaux

2.1- Expérience et observations

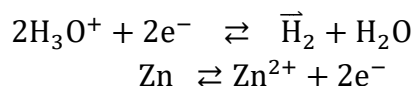
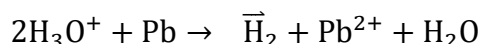
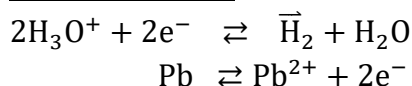


2.2- Interprétation

Expérience (a) : l'ion H_3O^+ est moins oxydant que l'ion Cu^{2+} .

Expériences (b) et (c) : élévation de la température : réaction exothermique. L'ion H_3O^+ est plus oxydant que les ions Pb^{2+} et Zn^{2+} .

Équation-bilan :



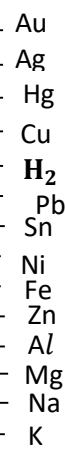
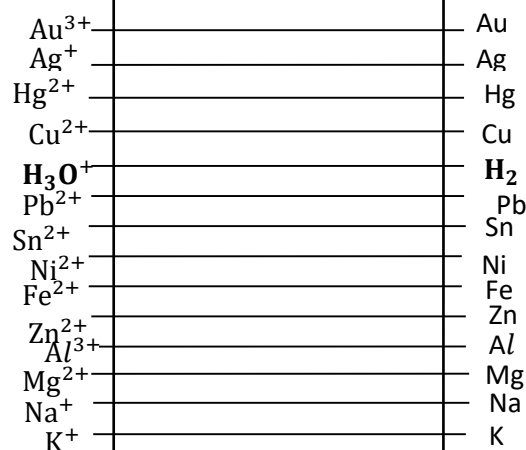
2.3- Conclusion

L'ion H_3O^+ est plus oxydant que les ions Pb^{2+} et Zn^{2+} et moins oxydant que l'ion Cu^{2+} . Le plomb et le zinc sont plus réducteurs que H_2 et Cu est moins réducteur que H_2 .

3- Place du couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$

Pouvoir oxydant

croissant



Pouvoir réducteur
croissant

III- NOTION DE PILE ÉLECTROCHIMIQUE

1- La pile Daniell

1.1. Définition

La pile Daniell est un dispositif qui fait intervenir deux couples oxydants-réducteurs. On fait circuler les électrons d'un couple à l'autre par un circuit extérieur. Ce dispositif transforme l'énergie chimique en énergie électrique.

1.2. Schéma du dispositif

Faisons intervenir deux couples redox :

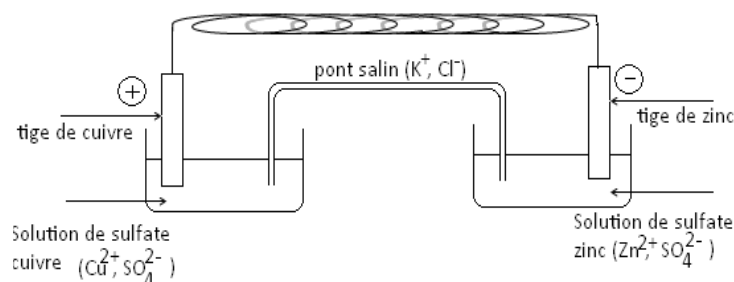
Cu^{2+}/Cu et Zn^{2+}/Zn .

- Le pont de fonctionnement est imbibé d'un électrolyte : il s'agit du chlorure de potassium (KCl).

- Si les concentrations des cations

Cu^{2+} et Zn^{2+} sont toutes égales à 1 mol/L, la f.é.m. de la pile réalisée est $e = 1,10\text{V}$.

- La borne (+) de la pile est la lame de cuivre et la borne (-) est la tige de zinc.

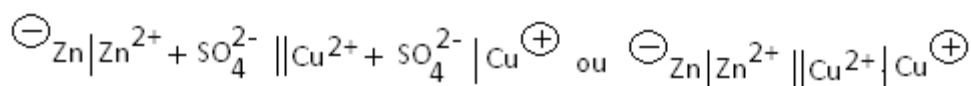


1.3. Interprétation

Lorsque la pile fonctionne, les réactions aux électrodes sont :

- Électrode de zinc (borne négative) : $\text{Zn} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 2e^-$. Le métal zinc est rongé et libère 2 électrons.
- Électrode de cuivre (borne positive) : $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons \text{Cu}$.

On peut représenter la pile Daniell par le symbole :



1.4. Équation-bilan de la réaction : $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

1.5. La force électromotrice (f.é.m.)

Le voltmètre numérique branché aux bornes de la pile Daniel indique une tension à vide de 1,10V appelée **force électromotrice (f.é.m.)**. On note : $e_{\text{Cu/Zn}} = V_{\text{Cu}} - V_{\text{Zn}} = 1,10\text{V}$.

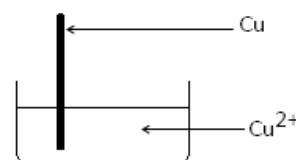
Exemple :

$$e_{\text{Cu/Pb}} = V_{\text{Cu}} - V_{\text{Pb}} = 0,47\text{V}$$

$$e_{\text{Zn/Pb}} = V_{\text{Zn}} - V_{\text{Pb}} = 0,63\text{V}$$

2- Notion de demi-pile

La demi-pile est constituée d'un récipient dans lequel on plonge un métal dans une solution contenant son propre ion.



IV- CLASSIFICATION QUANTITATIVE ÉLECTROCHIMIQUE DES MÉTAUX

1- Potentiel d'un couple oxydant-réducteur

On caractérise un couple oxydant – réducteur par un nombre qui mesurerait son pouvoir réducteur. Un tel nombre est appelé **potentiel du couple** et est noté : $V_{\text{M}^{n+}/\text{M}}$.

Par convention, le couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$ est pris comme référence d'où $V_{\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2} = 0\text{V}$.

2- Principe de classification

Les mesures des f.é.m. des piles permettent de faire un classement quantitatif des piles couples oxydants – réducteurs. Ainsi au pôle (+), on a le métal le moins réducteur (M_1) et au pôle (-) le métal le plus réducteur (M_2). La f.é.m. de cette pile est notée :

$$E_{\text{M}_1/\text{M}_2} = V_{\text{M}_1^{n+}/\text{M}_1} - V_{\text{M}_2^{n+}/\text{M}_2}$$

En déterminant les polarités des différentes piles, on établit le classement suivant :

Couple ox/red	E°(V)
F_2 / F^-	2,87
$S_2O_8^{2-} / SO_4^{2-}$	2,01
H_2O_2 / H_2O	1,77
ClO^- / Cl^-	1,71
ClO^- / Cl_2	1,63
MnO_4^- / Mn^{2+}	1,51
Au^{3+} / Au	1,50
Ce^{4+} / Ce^{3+}	1,45
Cl_2 / Cl^-	1,36
$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$	1,33
CrO_4^{2-} / Cr^{3+}	1,33
O_2 / H_2O	1,23
MnO_2 / Mn^{2+}	1,21
Br_2 / Br^-	1,07
Pt^{2+} / Pt	1,00
NO_3^- / NO	0,96
Hg^{2+} / Hg	0,86
Ag^+ / Ag	0,80
Fe^{3+} / Fe^{2+}	0,77
O_2 / H_2O_2	0,68
I_2 / I^-	0,54
Cu^+ / Cu	0,52
Cu^{2+} / Cu	0,34

HCHO / CH ₃ OH	0,19
CH ₃ CHO / C ₂ H ₅ OH	0,19
SO ₄ ²⁻ / SO ₂	0,17
Cu ²⁺ / Cu ⁺	0,16
Sn ⁴⁺ / Sn ²⁺	0,15
HCOOH / CH ₃ OH	0,12
S ₄ O ₆ ²⁻ / S ₂ O ₃ ²⁻	0,08
HCOOH / HCHO	0,06
H ₃ O ⁺ / H ₂	0
CH ₃ COOH / CH ₃ CHO	-0,12
Pb ²⁺ / Pb	-0,13
Sn ²⁺ / Sn	-0,14
Ni ²⁺ / Ni	-0,23
Fe ²⁺ / Fe	-0,44
S / S ²⁻	-0,48
CO ₂ / C ₂ O ₄ H ₂	-0,49
Cr ³⁺ / Cr	-0,74
Zn ²⁺ / Zn	-0,76
Al ³⁺ / Al	-1,66
Mg ²⁺ / Mg	-2,37
Na ⁺ / Na	-2,71
Ca ²⁺ / Ca	-2,87
K ⁺ / K	-2,92
Li ⁺ / Li	-3,04

OBJECTIF GÉNÉRAL

OG : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

TITRE DE LA LEÇON :

OXYDORÉDUCTION PAR VOIE SÈCHE

OBJECTIF SPÉCIFIQUE :

OS : Expliquer l'oxydoréduction par voie sèche.

DURÉE : 4 heures

PLAN DE LA LEÇON

I- COMBUSTION DU MAGNÉSIUM DANS LE DIOXYGÈNE

- 1- Expérience et observations
- 2- Interprétation
- 3- Équation –bilan
- 4- Conclusion

II- COMBUSTION DU MAGNÉSIUM PAR LE DICHLORE

- 1- Expérience et observations
- 2- Interprétation
- 3- Conclusion

III- RÉACTION D'ALUMINOTHERMIE

- 1- Expérience
- 2- Observations
- 3- Interprétation
- 4- Conclusion

IV- GÉNÉRALISATION DE LA NOTION DE NOMBRE D'OXYDATION

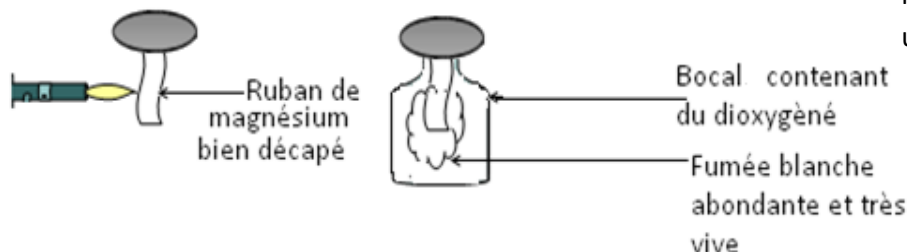
- 1- Définition
- 2- Nombre d'oxydation d'un corps pur simple
- 3- Nombre d'oxydation d'un ion monoatomique
- 4- Nombre d'oxydation d'un ion polyatomique
- 5- Utilisation des nombres d'oxydation

CHAPITRE 4:

OXYDOREDUCTION PAR VOIE SECHE

I- COMBUSTION DU MAGNÉSIUM DANS LE DIOXYGÈNE

1- Expérience et observations

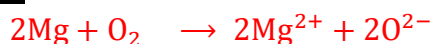


2- Interprétation

Le métal magnésium s'ionise en cation (Mg^{2+}) en cédant ainsi 2 électrons : il y a oxydation du magnésium (Mg) selon la demi – équation : $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$.

La molécule de dioxygène O_2 s'ionise en anion (O^{2-}) en captant 2 électrons par atome : il y a réduction selon la demi – équation : $\text{O}_2 \rightarrow \text{O}^{2-} + 2\text{e}^-$.

3- Équation –bilan



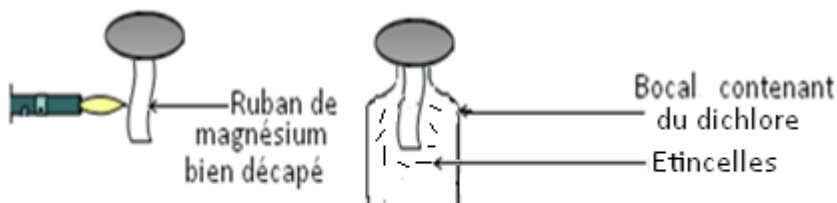
4- Conclusion

On obtient comme produit de l'oxyde de magnésium (MgO) ou magnésie qui est un solide ionique dont la structure est semblable à celle du NaCl .

La lumière blanche très vive est mauvaise pour la rétine des yeux.

II- COMBUSTION DU MAGNÉSIUM PAR LE DICHLORE

1- Expérience et observations



2- Interprétation

Au cours de la réaction, chaque atome de magnésium (Mg) cède 2 électrons selon la demi – équation : $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$.

Chaque molécule de dichlore (Cl_2) s'ionise en ion chlorure (Cl^-) selon la demi – équation : $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$.

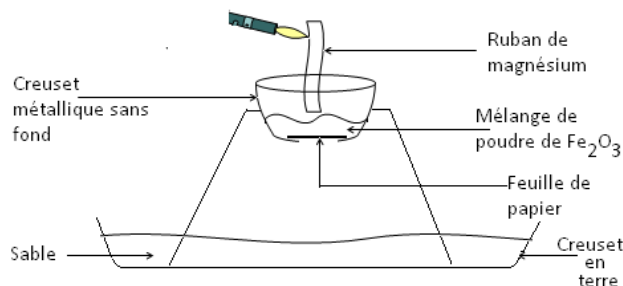
Equation –bilan : $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

3- Conclusion

On obtient comme produit le chlorure de magnésium (MgCl_2) qui est un composé ionique.

III- RÉACTION D'ALUMINOTHERMIE

1- Expérience

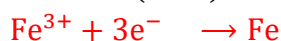


2- Observation

Une gerbe d'étincelles, accompagnée de fumée blanche d'oxyde d'aluminium, jaillit du creuset, tandis qu'une masse incandescente de métal s'écoule dans le bac de sable : il s'agit du magnésium.

3- Interprétation

Le fer III (Fe^{3+}) s'est réduit en métal fer selon l'équation :



L'aluminium s'est oxydé en ion aluminium (Al^{3+}) selon l'équation :



Equation – bilan de la réaction



4- Conclusion

L'aluminothermie est une réaction d'oxydoréduction au cours de laquelle il y a transfert d'électrons entre l'aluminium et un oxyde métallique d'un élément réducteur autre que l'aluminium.

IV- GÉNÉRALISATION DE LA NOTION DE NOMBRE D'OXYDATION

1- Définition

Le nombre d'oxydation (n.o) d'un élément dans une entité chimique quelconque est un nombre entier noté en chiffre romain.

2- Nombre d'oxydation d'un corps pur simple

Le nombre d'oxydation d'un corps pur simple est nul.

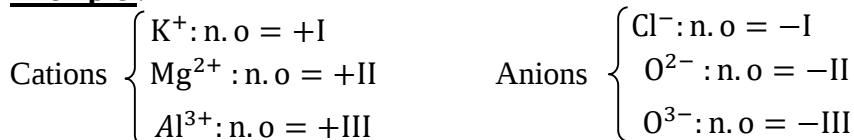
Exemple :

Cu : n.o = 0 ; O_2 : n.o = 0

3- Nombre d'oxydation d'un ion monoatomique

Le nombre d'oxydation d'un ion monoatomique est égal au nombre de charge de l'ion.

Exemple :

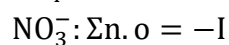
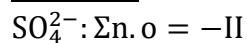


4- Nombre d'oxydation d'un ion polyatomique ou d'une molécule

4.1- n.o d'anion polyatomique

La somme des n.o de tous les éléments est égale à la charge de l'ion.

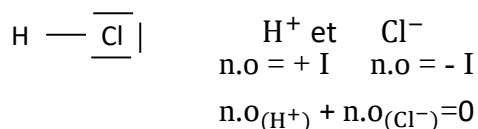
Exemple :



4.2- n.o d'une molécule

La somme des n.o de tous les éléments est nulle.

Exemple :

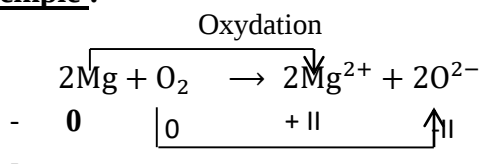


5- Utilisation des nombre d'oxydation

5.1.- Nouvelle définition de l'oxydation et de la réduction

- La réduction d'un élément chimique correspond à une diminution de son n.o.
- L'oxydation d'un élément chimique correspond à une augmentation de son n.o.

Exemple :



5.2- Intérêt de la notion de n.o

Le calcul des n.o d'un élément intervenant dans une réaction permet de voir s'il y a eu réduction ou oxydation de l'élément : c'est un moyen de déceler une réaction d'oxydoréduction.

OBJECTIF GÉNÉRAL

OG7 : Analyser une réaction d'oxydoréduction.

TITRE DE LA LEÇON :

ÉLECTROLYSE

OBJECTIF SPÉCIFIQUE :

OS6 : Interpréter le phénomène de l'électrolyse.

DURÉE : 3 heures

PLAN DE LA LEÇON

I- ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION AQUEUSE D'ACIDE SULFURIQUE

- 1- Expérience
- 2- Observation
- 3- Interprétation
- 4- Conclusion

II- ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE D'ETAIN

- 1- Expérience
- 2- Observation
- 3- Interprétation
- 4- Conclusion

III- ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE DE SODIUM

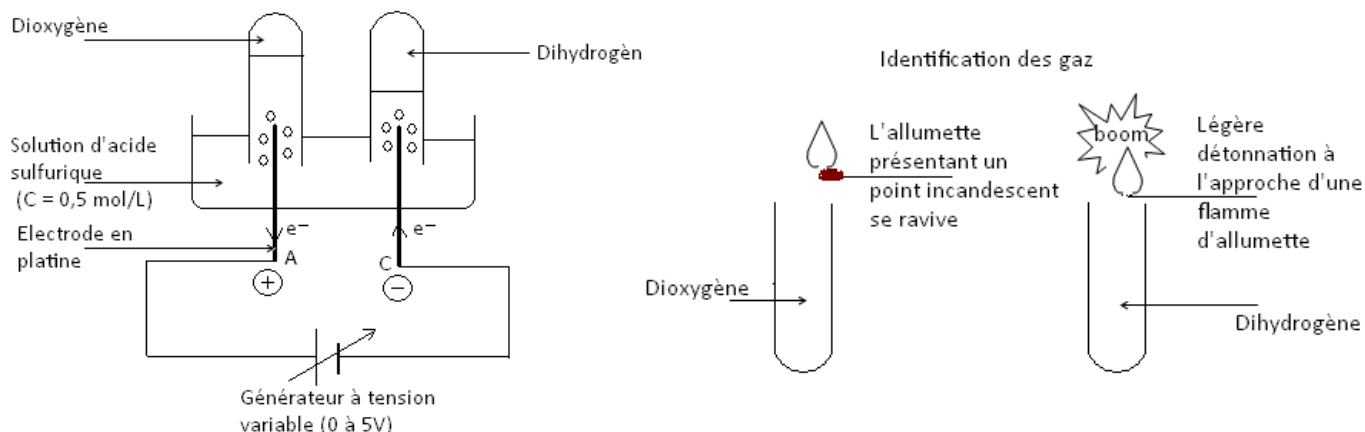
- 1- Expérience
- 2- Observation
- 3- Interprétation
- 4- Conclusion

IV- INTERET DE L'ÉLECTROLYSE DANS L'INDUSTRIE

CHAPITRE 5 : ÉLECTROLYSE

I- ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION AQUEUSE D'ACIDE SULFURIQUE

1- Expérience



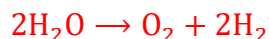
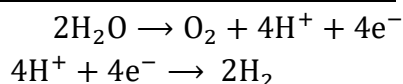
2- Observation

$U_{AC} < 2V$: l'intensité du courant est très faible et aucun dégagement gazeux aux différentes électrodes.
 $2V < U_{AC} \leq 5V$: l'intensité du courant augmente et un dégagement gazeux se produit aux deux électrodes.

3- Interprétation

- À l'anode, on a une réaction d'oxydation appelée **oxydation anodique** selon l'équation : $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$
- À la cathode, on a une réaction de réduction dite réduction cathodique selon l'équation : $4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2$

Équation – bilan de la réaction

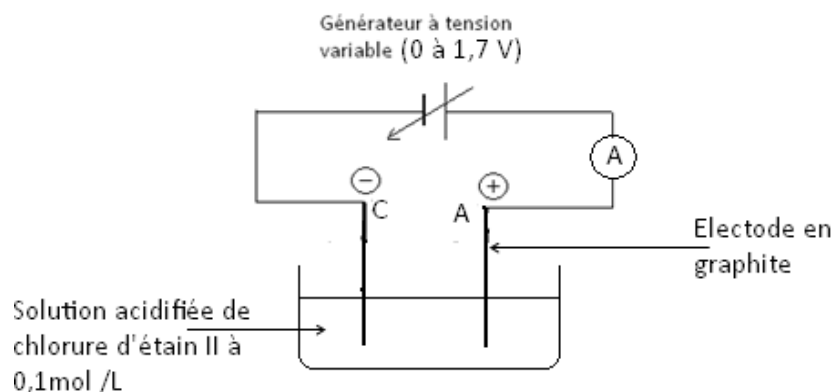


4- Conclusion

- L'électrolyse de la solution d'acide sulfurique semblable à celle de l'eau.
- Les couples mis en jeu sont : O_2/H_2O et H^+/H_2 avec comme potentiel standard, on a : $E^\circ_{(O_2/H_2O)} = 1,23 V$ et $E^\circ_{(H^+/H_2)} = 0V$.
- L'électrolyse de l'acide sulfurique n'est pas une réaction d'oxydoréduction spontanée (elle ne se fait pas naturellement).
- Pour une réaction spontanée, on aurait comme équation – bilan :
 $O_2 + 2H_2 \rightarrow 2H_2O$

II- ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE D'ÉTAIN

1- Expérience

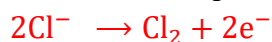


2- Observation

- $U < 1,4 \text{ V}$, $I = 0$ et aucune réaction ne se produit aux différentes électrodes.
- $U > 1,4 \text{ V}$, $I \neq 0$, il y a formation de cristaux métalliques d'étain et on note un dégagement de dichlore (Cl_2) qui décolore l'indigo.

3- Interprétation

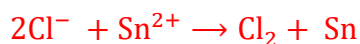
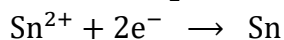
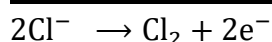
- À l'anode, il se produit une réaction d'oxydation selon l'équation :



- À la cathode, il y a formation de métal étain selon l'équation :



Équation – bilan de la réaction



4- Conclusion

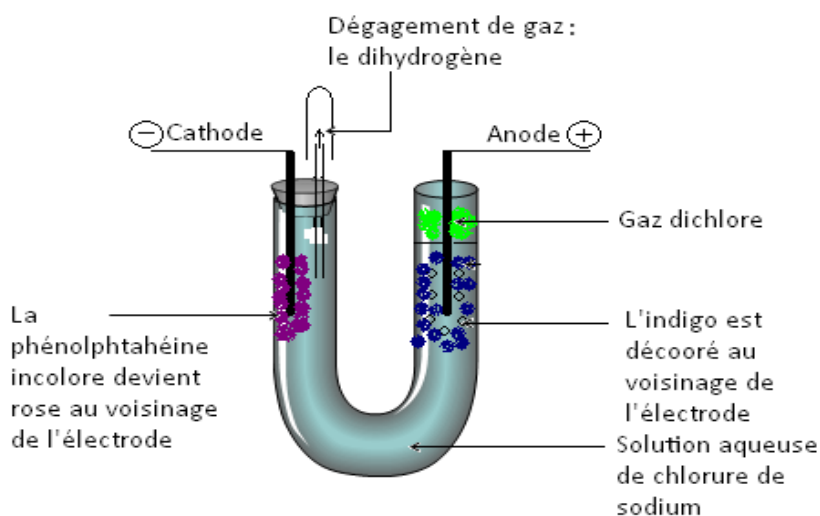
L'électrolyse du chlorure d'étain II n'est pas une réaction spontanée ; elle forcée ou provoquée.

Potentiel standard des couples redox :

$$E_{(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn})}^{\circ} = -0,14 \text{ V} ; E_{(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-)}^{\circ} = 1,36 \text{ V}$$

III- ÉLECTROLYSE DE LA SOLUTION AQUEUSE DE CHLORURE DE SODIUM

1- Expérience



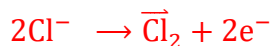
2- Observation

Pour $U > 2 \text{ V}$:

- Dégagement de dichlore (Cl_2) à l'anode ce qui décolore l'indigo.
- Dégagement de dihydrogène (H_2).
- L'ajout de quelques gouttes de phénolphtaléine vire au rose. Ce qui caractérise la présence des ions hydroxydes (OH^-).

3- Interprétation

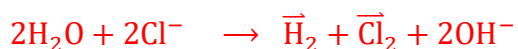
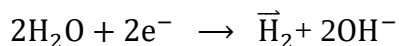
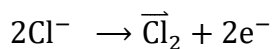
À l'anode, il y a oxydation des ions chlorures (Cl^-) en dichlore (Cl_2) selon l'équation :



À la cathode, il y a réduction des molécules d'eau en dihydrogène (H_2) selon l'équation :



Équation – bilan de la réaction :



4- Conclusion

L'électrolyse de la solution aqueuse de NaCl est très importante en industrie car elle permet de produire le dichlore, le dihydrogène et l'hydroxyde de sodium.

IV- INTÉRÊT DE L'ÉLECTROLYSE DANS L'INDUSTRIE

Les électrolyses des solutions aqueuses permettent :

- La protection de certains métaux par galvanoplastie (application d'une couche métallique sur un métal).
- De purifier certains métaux précieux tels que l'or.