PHENOMENE D'OXYDO-REDUCTION

I/ Rappel

- Un métal est un corps simple formé par un seul élément : exemple : cuivre(Cu), fer (Fe), argent (Ag). Les métaux possèdent tous une bonne conductibilité électrique et thermique.
- Une solution aqueuse ionique contient toujours des cations et des anions dispersés et entourés d'un nombre variable de molécules d'eau (ions hydratés)
- Certains cations confèrent à la solution les contenants, une couleur caractéristique
  Exemple, les colorations de solutions aqueuses contenant des cations Fe^{2+} (vert) et Cu^{2+} (bleu).
  D'autre part, on peut utiliser des réactions de précipitations pour tester la présence des cations Fe^{2+} et Cu^{2+} dans une solution aqueuse soit par le test à soude ou par le test à flamme.
  - $Fe^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Fe(OH)_2$: hydroxyde de fer II (vert)
  - $Zn^{2+} + 2OH^- \longrightarrow Zn(OH)_2$: hydroxyde de zinc (blanc gélatineux)

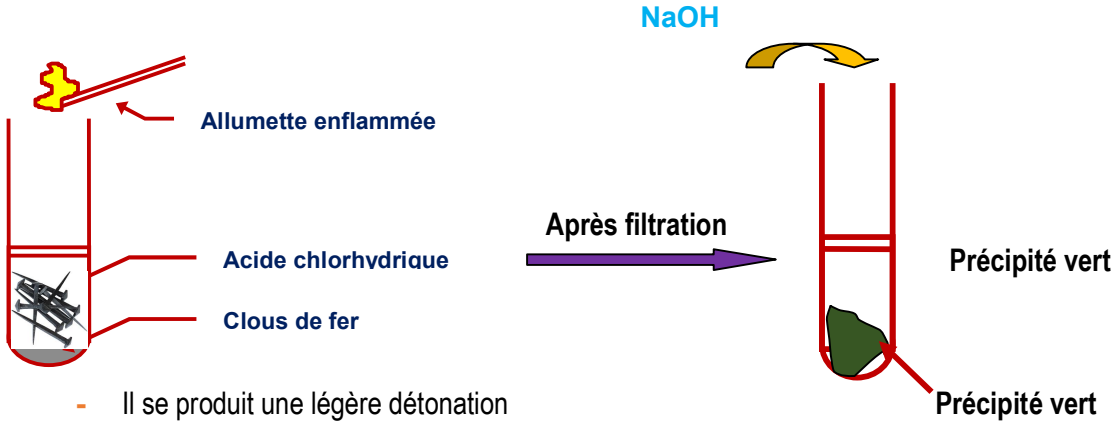
II/ Mise en évidence du phénomène d'oxydoréduction

1) Action des acides sur les métaux

a) Réaction entre une solution diluée d'acide chlorhydrique et le fer

i) Expérience et observation

.



- Il se produit une légère détonation
- Il se forme un précipité vert d'hydroxyde de fer II : **$Fe(OH)_2$**

ii) Interprétations

- Les ions hydronium **H_3O^+** provenant de l'acide donnent un dégagement de dihydrogène **H_2** : chacun d'eux a capté un électron selon l'équation de demi-réaction :

$$\mathbf{2\ H_3O^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ H_2O}$$

- Le fer métallique **Fe** donne naissance à des ions **Fe^{2+}** : chaque atome de fer a donc cédé deux électrons. Cette transformation peut être représentée par l'équation de la demi-réaction :

$$\mathbf{Fe\ (sd) \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-}$$

- L'équation chimique de la réaction entre le fer et les ions hydronium est obtenue en combinant les deux équations précédentes :

$$\mathbf{2\ H_3O^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ H_2O}$$
$$\mathbf{Fe\ (sd) \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-}$$

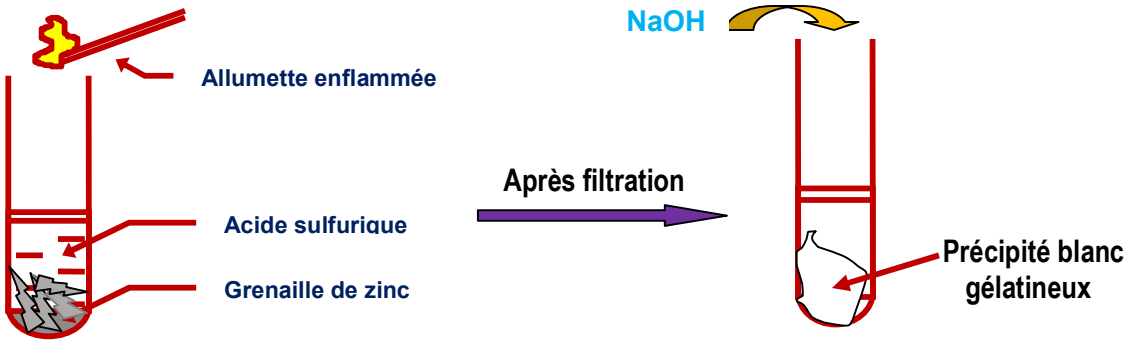
$$\mathbf{Fe\ (sd) + 2\ H_3O^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2\ (g) + 2\ H_2O}$$

Cette réaction est appelée réaction d'oxydoréduction

- Le fer **Fe** qui cède des électrons est **un réducteur.**
- L'ion hydronium **H_3O^+** qui capte un électron est **un oxydant**

b) Réaction entre une solution diluée d'acide sulfurique et le zinc

i) Expérience et observations



- Il se produit une légère détonation
- Il se forme un précipité blanc gélatineux d'hydroxyde de zinc $Zn(OH)_2$

ii) Interprétations

- Les ions hydronium H_3O^+ provenant de l'acide donnent un dégagement de dihydrogène H_2 : chacun d'eux a capté un électron selon l'équation de demi-réaction :

$$2\ H_3O^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ H_2O$$

- Le zinc métallique **Zn** donne naissance à des ions Zn^{2+} : chaque atome de zinc a donc cédé deux électrons. Cette transformation peut être représentée par l'équation de la demi-réaction :

$$Zn\ (sd) \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$

- L'équation chimique de la réaction entre le fer et les ions hydronium est obtenue en combinant les deux équations précédentes :

$$2\ H_3O^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2(g) + 2\ H_2O$$
$$Zn\ (sd) \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$$

$$Zn\ (sd) + 2\ H_3O^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2\ (g) + 2\ H_2O$$

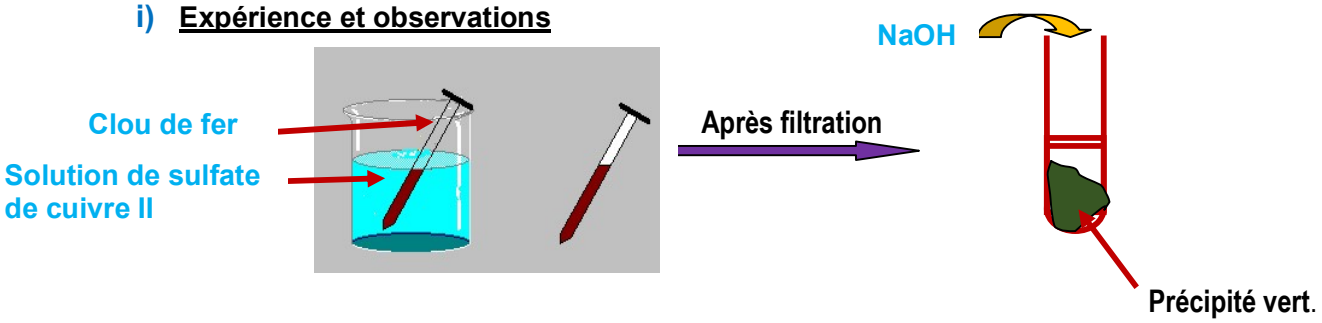
Cette réaction est appelée réaction d'oxydoréduction

- Le zinc **Zn** qui cède des électrons est **un réducteur**.
- L'ion hydronium H_3O^+ qui capte un électron est **un oxydant**

2) Action d'un cation métallique sur un métal

a) Réaction entre une solution contenant l'ion cuivre et le fer.

i) Expérience et observations



- Il se forme un dépôt rouge de cuivre métallique sur le clou de fer.
- Il se forme un précipité vert d'hydroxyde de fer II : $Fe(OH)_2$

i) Interprétations

- le fer métallique **Fe** est transformé en ions fer II Fe^{2+} selon l'équation de la demi-réaction :

$$Fe\ (sd) \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$$

- Les ions cuivre Cu^{2+}sont transformés en cuivre métallique **Cu** selon l'équation de la demi-réaction

$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu\ (sd)$$

- L'équation d'oxydoréduction s'obtient en combinant les deux équations :

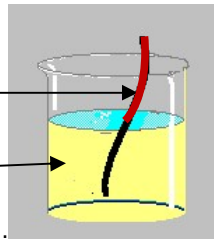
$$Fe\ (sd) \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$$
$$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu\ (sd)$$

$$Fe\ (sd) + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu(sd)$$

  - le fer **Fe** joue le rôle d'un **réducteur**
  - l'ion cuivre **Cu^{2+}** joue le rôle d'un **oxydant**

b) Réaction entre une solution contenant l'ion argent et le cuivre.

i) Expérience et observations



- La partie du fil de cuivre immergée se recouvre d'un **dépôt gris noirâtre** d'argent métallique.
- La solution bleuit progressivement : formation des ions **Cu^{2+}**

ii) Interprétations

- le cuivre métallique **Cu** est transformé en ions cuivre **Cu^{2+}** selon l'équation de la demi-réaction:

$$Cu\ (sd) \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$$

- Les ions argent **Ag^+**sont transformés en argent métallique **Ag** selon l'équation de la demi-réaction

$$Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag\ (sd)$$

- L'équation d'oxydoréduction s'obtient en combinant les deux équations :

$$Cu\ (sd) + 2Ag^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2\ Ag(sd)$$

  - le cuivre **Cu** joue le rôle d'un **réducteur**
  - l'ion argent **Ag^+** joue le rôle d'un **oxydant**

3) Conclusion

Toute réaction au cours de laquelle il y a transfert d'électrons entre les réactifs, est dite réaction d'oxydoréduction (ou redox).

III/ Définitions

- Une réaction d'oxydoréduction est une réaction chimique mettant en jeu un transfert d'électrons entre ses réactifs.
- Un réducteur est une entité chimique capable de céder des électrons.
- Un oxydant est une entité chimique capable de gagner des électrons.
- Une oxydation est une transformation correspondant à une perte d'électrons.
- Une réduction est une transformation correspondant à un gain d'électrons.

Remarque

- **Un oxydant** subit une **réduction**
- **Un réducteur** subit une **oxydation**

IV-Notion de couples redox (oxydant / réducteur)

1) Exemples de couples redox simples.

- Selon le réactif avec lequel il réagit, l'élément cuivre peut subir l'oxydation ou la réduction :
  - **$Cu\ (sd) \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$** : oxydation
  - **$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu\ (sd)$** : réduction
    On dit que **Cu^{2+}** et **Cu** constituent un couple redox **Cu^{2+} / Cu**, et les 2 demi-équations précédentes peuvent être regroupées en une seule équation :
    $Cu^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cu\ (sd)$: appelée **équation formelle** du couple.
- Selon le réactif avec lequel il réagit, l'élément fer peut subir l'oxydation ou la réduction :
  - **$Fe\ (sd) \rightarrow Fe^{2+} + 2\ e^-$** : oxydation
  - **$Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe\ (sd)$** : réduction
    On dit que **Fe^{2+}** et **Fe** constituent un couple redox **Fe^{2+} / Fe**, et les 2 demi-équations précédentes peuvent être regroupées en une seule équation :
    $Fe^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Fe\ (sd)$: appelée **équation formelle** du couple.
- Selon le réactif avec lequel il réagit, l'élément argent peut subir l'oxydation ou la réduction :
  - **$Ag\ (sd) \rightarrow Ag^+ + 1\ e^-$** : oxydation
  - **$Ag^+ + 1e^- \rightarrow Ag\ (sd)$** : réduction
    On dit que **Ag^+** et **Ag** constituent un couple redox **Ag^+ / Ag**, et les 2 demi-équations précédentes peuvent être regroupées en une seule équation :
    $Ag^+ + 1e^- \rightleftarrows Ag\ (sd)$: appelée **équation formelle** du couple.

2) Définition

- Un couple oxydant réducteur ou couple rédox est constitué de deux entités chimiques l'une correspondant à la forme oxydée Ox et l'autre à la forme réduite Red d'un même élément chimique. On le note **Ox/Red.**
- A chaque couple redox on associe une équation formelle écrite avec une double flèche, pour les couples redox simples, cette équation est de la forme : **$a\ Ox + n\ e^- \rightleftarrows b\ Red$**

Exercices d'application

Exercice1

A une masse m=2 g de zinc on ajoute V=600 mL d'une solution d'acide chlorhydrique telle que la concentration soit C=0,5 mol $L^{-1.}$
M(Zn)=65,4; M(H)=1 ; M(Cl)=35,5 g mol-1. Volume molaire Vm= 22,4 L mol-1.

1. Quelles sont les quantité de matière initiale de chaque réactif?
2. En déduire qui est en excès et de combien?
3. Quels sont les concentrations finales des ions?
4. Vérifier que la solution est électriquement neutre.
5. Quels sont la masse et le volume de dihydrogène formé ?
6. Quelle est la quantité d'électricité mise en jeu ?

Exercice2

On verse une solution aqueuse de chlorure de cuivre ($CuC\ell_2$) sur de la limaille de fer; après quelque temps il apparait un dépôt rouge de cuivre on filtre le mélange et on lui ajoute de la soude: il se forme un précipité vert.

1) Quel est l'ion mis en évidence par le test à la soude ; expliquer sa formation en écrivant la demi-équation correspondante.
2) En déduire la demi-équation de la réduction ayant lieu.
3) Ecrire l'équation de la réaction redox ayant lieu

4) indiquer l'oxydant et le réducteur
5) Donner les couples rédox mis en jeu.

Remarque :

Pour équilibrer une demi-équation correspondant à un couple dans lequel un élément commun s'associe à l'oxygène :

1. on écrit les deux constituants du couple de part et d'autre du signe =
2. on assure la conservation des éléments autres que O et H.
3. on assure la conservation de l'élément oxygène avec des molécules d'eau.
4. on assure la conservation de l'élément hydrogène avec des ions H+.
5. on assure la conservation de la charge avec des électrons
6. on ajoute autant de molecules d'eau que d'ion H

Exercice1

La réaction d'oxydoréduction entre les ions bichromate $Cr_2O_7^{2-}$ et les ions fer(II) met en jeu les couples redox $Cr_2O_7^{2-}$ / Cr^{3+} et Fe^{3+} / Fe^{2+}

écrire l'équation d'oxydoréduction correspondante.

$HClO_2/HClO$ MnO_2/Mn^{2+}