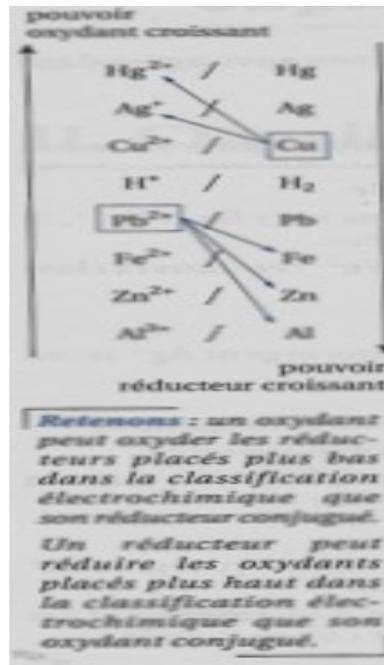


# Classification des couples redox- Applications



## Résumé de cours:

- Les couples redox  $M^{n+}/M$  sont placés dans la classification électrochimique, en fonction du pouvoir oxydant de la forme oxydée  $M^{n+}$  du couple ou du pouvoir réducteur de sa forme réduite  $M$ .

Le couple redox écrit le plus haut dans cette classification contient l'oxydant le plus fort alors que le couple écrit le plus bas possède le réducteur le plus fort.

Plus fort est l'oxydant, plus faible est son réducteur conjugué.

- Le couple  $H^+/H_2$  sert de couple de référence dans la classification électrochimique; il se trouve au-dessus des couples  $M^{n+}/M$  quand l'ion hydrogène  $H^+$  peut oxyder le métal  $M$  (c'est le cas des métaux zinc et fer), par contre il se place au-dessous des couples  $M^{n+}/M$  quand l'ion hydrogène  $H^+$  ne peut pas oxyder le métal  $M$  (c'est le cas du cuivre et de l'argent)

La classification électrochimique des couples redox permet de prévoir la réaction spontanée d'oxydoréduction pouvant s'effectuer entre deux couples redox donnés en appliquant la règle du gamma  $\gamma$ :

L'oxydant le plus fort réagit avec le réducteur le plus fort. La réaction inverse ne peut jamais se faire spontanément.

## Exercice résolu:

Le métal manganèse  $Mn$  est attaqué par une solution d'acide chlorhydrique avec dégagement de dihydrogène .

Il est moins réducteur que l'aluminium.

IL appartient au couple redox  $Mn^{2+}/Mn$  où  $Mn^{2+}$  est l'ion manganèse.

Indiquer si l'on peut prévoir l'existence ou l'absence d'une réaction spontanée d'oxydoréduction quand on plonge: [Tapez une équation ici.](#)

1) Une lame de manganèse:

a) Dans une solution de sulfate d'aluminium:  $2Al^{3+} + 3SO_4^{2-}$

b) Dans une solution de sulfate de cuivre II:  $Cu^{2+} + SO_4^{2-}$

2) Un fil d'argent dans une solution de chlorure de manganèse  $Mn^{2+} + 2Cl^-$

Dans le cas où une réaction spontanée est possible, écrire son équation-bilan.

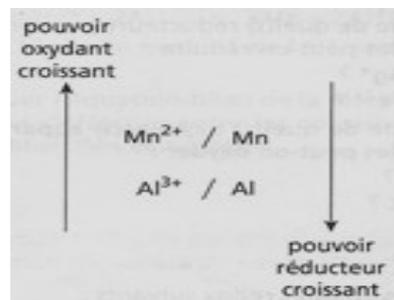
## Réponses:

Le métal manganèse réagissant avec les ions hydrogène  $H^+$  de la solution d'acide chlorhydrique est donc plus réducteur que le dihydrogène.

Le couple  $Mn^{2+}/Mn$  est donc situé en dessous du couple  $H^+/H_2$  dans la classification électrochimique.

Le métal manganèse étant moins réducteur que le métal aluminium le couple  $Mn^{2+}/Mn$  est donc situé au-dessus du couple  $Al^{3+}/Al$  dans la classification électrochimique.

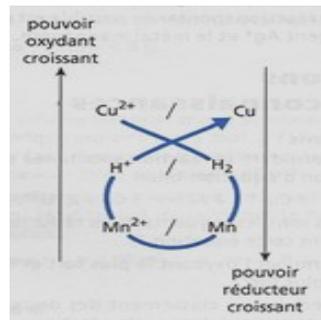
1) a) Réduisons la classification électrochimique aux couples  $Mn^{2+}/Mn$  et  $Al^{3+}/Al$ .



Le manganèse étant moins réducteur que l'aluminium et les ions aluminium  $Al^{3+}$  moins oxydants que les ions manganèse  $Mn^{2+}$  il est impossible d'effectuer une réaction spontanée d'oxydoréduction entre le manganèse et les ions aluminium  $Al^{3+}$ .

En revanche, la réaction spontanée entre les ions manganèse  $Mn^{2+}$  et le métal aluminium est possible.

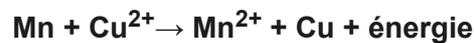
b) Réduisons la classification électrochimique aux couples redox:  $Mn^{2+}/Mn$ ;  $H^+/H_2$  et  $Cu^{2+}/Cu$ .



La règle du  $\gamma$  nous permet de dire que le métal manganèse peut réduire les ions cuivre II  $\text{Cu}^{2+}$  en métal cuivre .

Le métal manganèse étant oxydé à l'état d'ions manganèse  $\text{Mn}^{2+}$ .

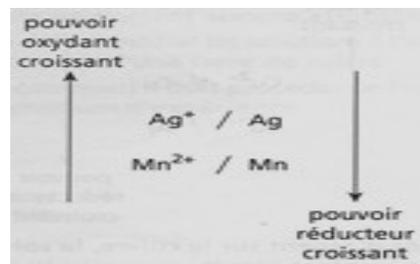
Les demi-équations électroniques traduisant ces résultats sont:



Cette équation est l'équation-bilan de la réaction d'oxydoréduction spontanée entre le métal manganèse et les ions cuivre II.

On observe la formation d'un dépôt de cuivre métallique sur la lame de manganèse et une décoloration progressive de la solution résultant de la consommation des ions cuivre II  $\text{Cu}^{2+}$ .

2) Réduisons la classification électronique aux couples redox  $\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}$  et  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ .



L'argent étant moins réducteur que le manganèse et les ions manganèse  $\text{Mn}^{2+}$  moins oxydants que les ions argent  $\text{Ag}^+$ , il est impossible d'effectuer une réaction spontanée d'oxydoréduction entre l'argent et les ions manganèse  $\text{Mn}^{2+}$ .

La seule réaction spontanée possible est entre les ions argent  $\text{Ag}^+$  et le métal manganèse.

## Exercices proposés:

### Exercice I:

1) Parmi les espèces chimiques suivantes:  $\text{Ag}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  et en vous aidant de la classification électrochimique indiquer:

a) Quel est l'oxydant le plus fort?

- b) Quel est le réducteur le plus fort?
- 2) Indiquer, parmi ces quatre espèces, celles qui peuvent donner lieu à une réaction spontanée d'oxydoréduction entre elles.
- 3) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui s'effectue.

### Exercice II:

- 1) On utilise une solution de nitrate de plomb:  $Pb^{2+} + 2NO_3^-$ . Quelle est l'équation de la réaction qui se produit quand on plonge dans celle-ci une lame de fer?
- 2) Le fer étant en excès par rapport aux ions  $Pb^{2+}$ , comment peut-on caractériser les ions formés une fois la réaction terminée?

### Exercice III:

Soient les couples redox suivants:  $Fe^{2+}/Fe$ ;  $Zn^{2+}/Zn$ ;  $Ag^+/Ag$

- 1) Reproduire les deux axes de la classification électrochimique et classer ces trois couples sur les axes.
- 2) A l'aide de quel(s) réducteur(s) appartenant à ces couples peut-on réduire:
  - a) L'ion  $Ag^+$ ?
  - b) L'ion  $Fe^{2+}$ ?
- 3) A l'aide de quel(s) oxydant(s) appartenant à ces couples peut-on oxyder:
  - a) Le fer?
  - b) Le zinc?

### Exercice IV:

Soient les couples redox suivants:  $Ag^+/Ag$ ;  $Fe^{2+}/Fe$ ;  $Al^{3+}/Al$ .

- 1) A l'aide de la classification électrochimique, prévoir la réaction spontanée d'oxydoréduction ayant lieu entre les couples redox:
  - a)  $Fe^{2+}/Fe$  et  $Ag^+/Ag$
  - b)  $Al^{3+}/Al$  et  $Fe^{2+}/Fe$
- 2) Ecrire, dans chaque cas, l'équation-bilan correspondante.

### Exercice V:

- 1) Qu'observe-t-on lorsqu'on plonge une lame de plomb dans une solution :
  - a) De nitrate d'argent?
  - b) De chlorure d'aluminium:  $Al^{3+} + 3Cl^-$ ?
  - c) De sulfate de fer II:  $Fe^{3+} + SO_4^{2-}$ ?
  - d) De sulfate de cuivre II?
- 2) Lorsqu'une réaction s'effectue, écrire les deux demi-équations électroniques puis l'équation-bilan.

## Exercice VI:

On effectue successivement les deux expériences suivantes:

1<sup>ère</sup> expérience: on plonge une lame de fer dans une solution de sulfate de nickel:  $Ni^{2+} + SO_4^{2-}$ ?

Un dépôt métallique apparaît sur le fer.

2<sup>ème</sup> expérience: on plonge maintenant une lame de plomb dans une solution de sulfate de nickel. Aucun dépôt n'apparaît sur le plomb.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction s'effectuant au cours de la première expérience.
- 2) Classer à partir de ces deux expériences le couple  $Ni^{2+}/Ni$  par rapport aux couples  $Pb^{2+}/Pb$  et  $Fe^{2+}/Fe$ .

## Exercice VII:

1) Placer le couple  $Mn^{2+}/Mn$  dans la classification électrochimique sachant que les équations-bilan suivantes traduisent des réactions spontanées d'oxydoréduction.



**Rappel:** Mn est le symbole de l'élément manganèse .

2) Indiquer l'équation-bilan de la réaction spontanée qui s'effectue entre les constituants des couples  $Mn^{2+}/Mn$  et  $Ag^+/Ag$ .

## Exercice VIII:

On introduit 1,35g de poudre d'aluminium dans une solution de sulfate de cuivre II.

On constate, peu après, que tout l'aluminium a été consommé.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction réalisée.
- 2) Quelle est la masse du dépôt métallique formé?

**Réponse:** 2)  $m = 4,8$  g

## Exercice IX:

1) Quel volume minimal d'une solution d'acide chlorhydrique molaire ( $c = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ ) faut-il utiliser pour faire disparaître complètement un ruban de magnésium (Mg) de masse 0,48 g?

2) La réaction étant effectuée, on vaporise l'eau du milieu réactionnel. Déterminer la masse du solide obtenu.

**Réponses:** 1)  $v = 40 \text{ mL}$ ; 2)  $m = 1,9$  g.