

Oxydoréduction en solution

Objectifs :

- Identifier l'oxydant et le réducteur, l'oxydation et la réduction
- Ecrire la demi équation d'un couple redox
- Ecrire l'équation bilan d'une réaction d'oxydoréduction
- Reconnaître les différentes parties d'une pile commerciale

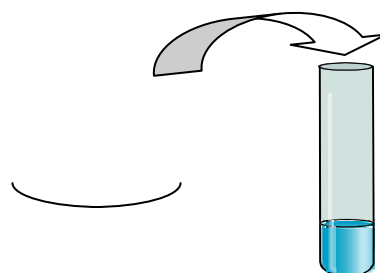
I - Exemple de réaction d'oxydoréduction :

1° - Expérience :

➤ **Manipulation :**

Ajouter de la poudre de fer dans une solution de sulfate de cuivre (II).

Boucher puis agiter vigoureusement quelques instants.



- Quelles sont les espèces chimiques mises en présence ?.....
- Attendre quelques instants, puis noter les observations:

.....

.....

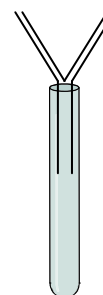
➤ Filtrer la solution obtenue dans un troisième tube à essai.

➤ Ajouter quelques gouttes d'hydroxyde de sodium (soude) dans la solution filtrée.

➤ Observations :

.....

.....



RAPPEL :

Ions	Al^{3+}	Fe^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}
Réactifs	Soude	Soude	Soude	Soude
Précipité obtenu	Blanc	Vert	Blanc	Bleu

- Quel est l'ion mis en évidence ?.....
- Caractérisation des produits formés :

.....

.....

➤ **Interprétation :**

.....

.....

.....

.....

2° - Retenons :

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3° - Remarques :

- L'écriture des demi équations redox est fondée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques. La conservation de la **charge électrique** est assurée par les **électrons**.
- Tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant du deuxième couple. Par conséquent **il n'apparaît aucun électron dans l'équation de la réaction**.

4° - Application :

Dans un tube à essai, on verse une solution de nitrate d'argent (Ag^+ , NO_3^-) et on ajoute de la tournure de cuivre.

- Observations:

.....

.....

- Verser quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium sur un échantillon de la solution obtenue.
- Quel métal s'est formé ? Quel ion est caractérisé par la formation du précipité ?
- Quelle espèce chimique a perdu des électrons ? laquelle en a gagné ?

.....

.....

- Ecrire l'équation : - d'oxydation :
- de réduction :

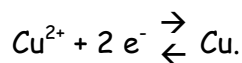
- Ecrire et équilibrer l'équation bilan de cette oxydoréduction :

.....

.....

II - Couple oxydant/réducteur :

La transformation chimique entre le métal cuivre et les ions argent Ag^+ , est une réaction d'oxydoréduction, les atomes de cuivre cèdent des électrons aux ions Ag^+ et se transforment en ions Cu^{2+} . Le cuivre métallique est le réducteur. On constate que selon les réactions, il y a passage de l'ion cuivre Cu^{2+} (oxydant) au métal cuivre (réducteur) ou l'inverse. Ceci se traduit par une seule demi équation électronique :



Les ions cuivre Cu^{2+} et le cuivre métallique forment un couple oxydant/réducteur appelé couple redox, noté Cu^{2+}/Cu .

Définition :

.....

.....

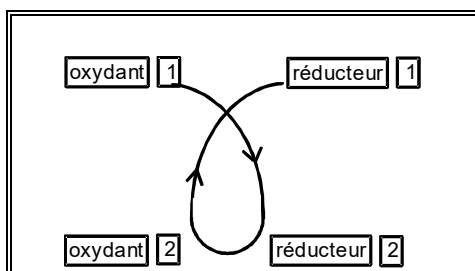
.....

.....

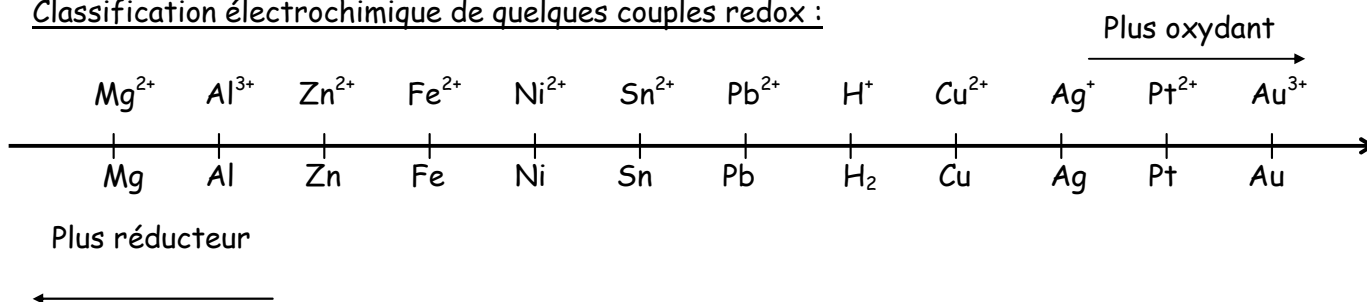
.....

.....

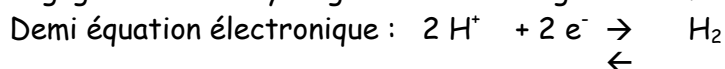
REGLE du "GAMMA"



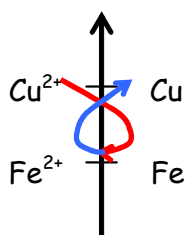
Classification électrochimique de quelques couples redox :



Place du couple H^+ / H_2 : L'acide chlorhydrique, noté (H^+ , Cl^-), réagit avec certains métaux avec un dégagement de dihydrogène. Ainsi il réagit sur le fer mais ne réagit pas sur le cuivre.



Exemple : Pour les couples Fe^{2+}/Fe et Cu^{2+}/Cu , l'oxydant le plus fort Cu^{2+} oxyde le réducteur le plus fort Fe.



Equation de réduction :

Equation d'oxydation :

Equation d'oxydoréduction :

III - Exemples de couples redox : Les exemples suivants sont à connaître.

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation redox
$H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	ion hydrogène (aq)	dihydrogène	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$
$M^{n+}_{(aq)} / M_{(s)}$	cation métallique	métal	$M^{n+}_{(aq)} + ne^- \rightleftharpoons M_{(s)}$
$Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$	ion fer (III)	ion fer (II)	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$
$MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$	ion permanganate	ion manganèse (II)	$MnO_4^-_{(aq)} + 5e^- + 8H^+_{(aq)} \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$
$I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$	diiode (aq)	ion iodure	$I_{2(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)}$
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	ion tétrathionate	ion thiosulfate	$S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

IV - Réaction d'oxydoréduction (ou réaction redox) :

1°. Demi-équations d'oxydoréduction :

L'écriture des demi-équations redox est fondée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques. La conservation de la **charge électrique** est assurée par les **électrons**.

La conservation des éléments nécessite, le cas échéant, l'intervention de l'**oxygène** (on le trouve dans l'**eau** pour les solutions aqueuses) et/ou des ions $H^+_{(aq)}$ ou H_3O^+ (pour certaines réactions qui ont lieu en milieu acide).

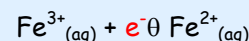
a - Premier exemple : On considère le couple $Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$ et l'on veut écrire la demi-équation redox correspondante.

On écrit:



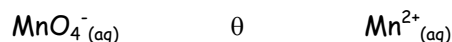
Les éléments sont équilibrés. Il faut équilibrer les charges.

On utilise les électrons.



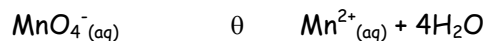
b - Deuxième exemple : On considère le couple $MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$ et l'on veut écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondante.

On écrit:



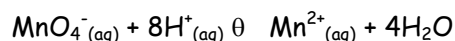
L'élément manganèse est équilibré. Il faut

équilibrer l'élément oxygène. En milieu aqueux cela se fait avec l'eau.



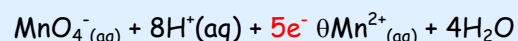
Il faut équilibrer l'élément hydrogène introduit par l'eau.

En milieu acide on utilise $H^+_{(aq)}$ (ou H_3O^+)



Il reste à équilibrer les charges électriques.

On utilise pour cela les électrons.

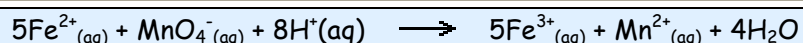
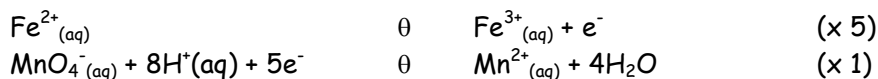


2°. Les réactions d'oxydoréduction :

Tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant du deuxième couple.

Par conséquent,

Par exemple on veut écrire l'équation de l'oxydation des ions fer (II) par les ions permanganate en milieu acide. On écrira:



Oxydoréduction en solution

Objectifs :

- Identifier l'oxydant et le réducteur, l'oxydation et la réduction
- Ecrire la demi équation d'un couple redox
- Ecrire l'équation bilan d'une réaction d'oxydoréduction
- Reconnaître les différentes parties d'une pile commerciale

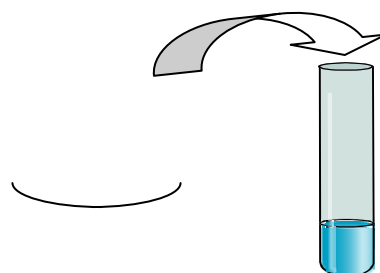
I - Exemple de réaction d'oxydoréduction :

1° - Expérience :

➤ Manipulation :

Ajouter de la poudre de fer dans une solution de sulfate de cuivre (II).

Boucher puis agiter vigoureusement quelques instants.



- Quelles sont les espèces chimiques mises en présence ? Fe , (Cu^{2+}, SO_4^{2-})
- Attendre quelques instants, puis noter les observations:

Au bout de quelques secondes on observe alors sur la poudre de fer un dépôt brun rouge

Au bout d'une durée suffisamment longue on observe la décoloration de la solution de sulfate de cuivre (II).

➤ Filtrer la solution obtenue dans un troisième tube à essai.

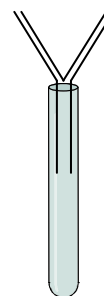
➤ Ajouter quelques gouttes d'hydroxyde de sodium (soude) dans la solution filtrée.

- Observations :

Il se forme un précipité vert

RAPPEL :

Ions	Al^{3+}	Fe^{2+}	Zn^{2+}	Cu^{2+}
Réactifs	Soude	Soude	Soude	Soude
Précipité obtenu	Blanc	Vert	Blanc	Bleu



- Quel est l'ion mis en évidence ? *L'ion mis en évidence est l'ion ferreux Fe^{2+}*

- Caractérisation des produits formés :

Le dépôt rouge est un dépôt de cuivre métallique. L'hydroxyde de sodium a mis en évidence est l'ion ferreux Fe^{2+} . L'équation de la réaction peut alors s'écrire: $Fe_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

- Interprétation :

Au cours de cette transformation, le fer cède deux électrons. C'est un réducteur. On écrira: $Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

L'ion cuivre (II) capte deux électrons. C'est un oxydant. On écrira: $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

Il apparaît donc que cette réaction mettant en jeu un oxydant et un réducteur, ou réaction redox, consiste en un transfert de deux électrons du réducteur $Fe_{(s)}$ à l'oxydant $Cu^{2+}_{(aq)}$.

Au cours de cette transformation le réducteur $Fe_{(s)}$ est oxydé et l'oxydant $Cu^{2+}_{(aq)}$ est réduit.

2° - Retenons :

Un réducteur est une espèce chimique susceptible de donner un ou plusieurs électron(s) au cours d'une réaction d'oxydation.

Un oxydant est une espèce susceptible de capter un ou plusieurs électron(s) au cours d'une réaction de réduction.

Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples redox. Elle consiste en un transfert d'un ou plusieurs électron(s) du réducteur de l'un des couples à l'oxydant de l'autre couple.

Une réduction est un gain d'électron (s). Une oxydation est en une perte d'électron(s).

3° - Remarques :

- L'écriture des demi équations redox est fondée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques. La conservation de la **charge électrique** est assurée par les **électrons**.
- Tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant du deuxième couple. Par conséquent **il n'apparaît aucun électron dans l'équation de la réaction.**

4° - Application :

Dans un tube à essai, on verse une solution de nitrate d'argent (Ag^+ , NO_3^-) et on ajoute de la tournure de cuivre.

- Observations:

La solution prend une coloration bleue. On observe un dépôt d'argent métallique sur la tournure de cuivre.

- Verser quelques gouttes de solution d'hydroxyde de sodium sur un échantillon de la solution obtenue.

Il se forme un précipité bleu.

- Quel métal s'est formé ? Quel ion est caractérisé par la formation du précipité ?

Il s'est formé de l'argent. On a caractérisé l'ion cuivre Cu^{2+} .

- Quelle espèce chimique a perdu des électrons ? laquelle en a gagné ?

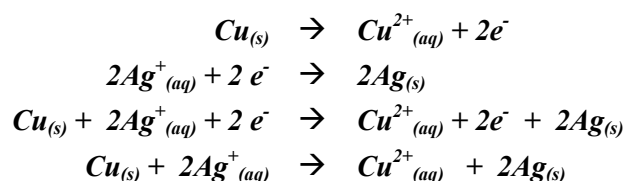
Au cours de cette transformation, le cuivre cède deux électrons. C'est un réducteur.

L'ion argent capte un électron. C'est un oxydant.

Ecrire l'équation : - d'oxydation : $\text{Cu}_{(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

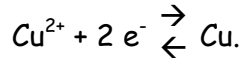
- de réduction : $\text{Ag}^+_{(aq)} + 1e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$

- Ecrire et équilibrer l'équation bilan de cette oxydoréduction :



II - Couple oxydant/réducteur :

La transformation chimique entre le métal cuivre et les ions argent Ag^+ , est une réaction d'oxydoréduction, les atomes de cuivre cèdent des électrons aux ions Ag^+ et se transforment en ions Cu^{2+} . Le cuivre métallique est le réducteur. On constate que selon les réactions, il y a passage de l'ion cuivre Cu^{2+} (oxydant) au métal cuivre (réducteur) ou l'inverse. Ceci se traduit par une seule demi équation électronique :



Les ions cuivre Cu^{2+} et le cuivre métallique forment un couple oxydant/réducteur appelé couple redox, noté Cu^{2+}/Cu .

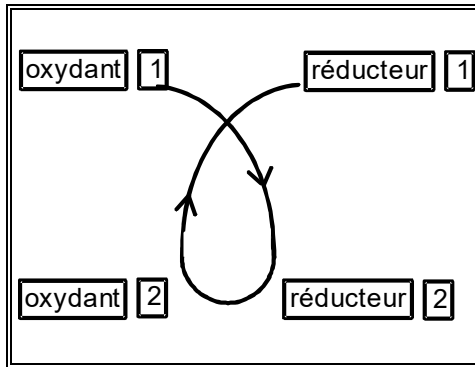
Définition : Un couple oxydant / réducteur est l'ensemble formé par un oxydant et un réducteur qui se correspondent dans la même demi équation redox.



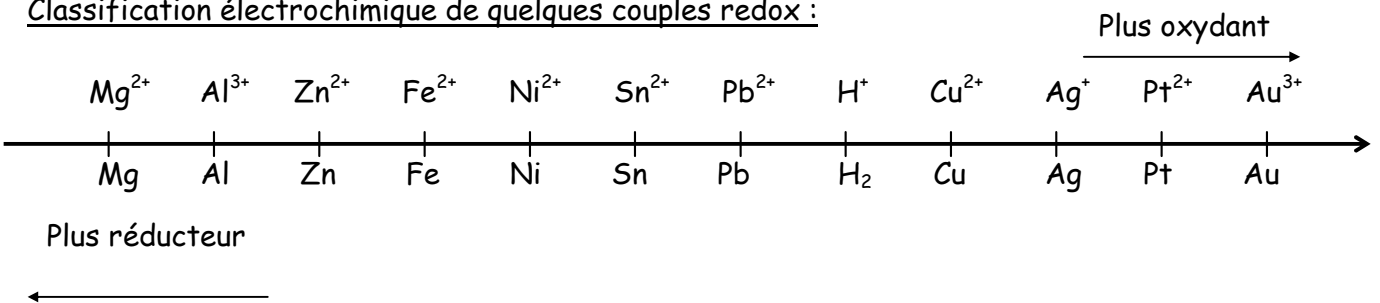
←

Une oxydoréduction se produit spontanément entre l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort de deux couples redox selon la règle du gamma (γ).

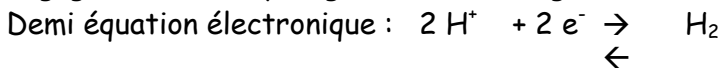
REGLE du "GAMMA"



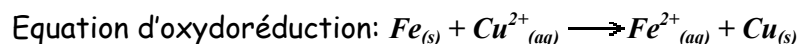
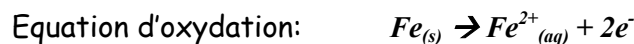
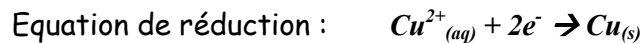
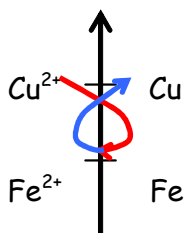
Classification électrochimique de quelques couples redox :



Place du couple H^+ / H_2 : L'acide chlorhydrique, noté (H^+, Cl^-), réagit avec certains métaux avec un dégagement de dihydrogène. Ainsi il réagit sur le fer mais ne réagit pas sur le cuivre.



Exemple : Pour les couples Fe^{2+}/Fe et Cu^{2+}/Cu , l'oxydant le plus fort Cu^{2+} oxyde le réducteur le plus fort Fe .



III - Exemples de couples redox :

Les exemples suivants sont à connaître.

Couple	Oxydant	Réducteur	Demi-équation redox
$H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$	ion hydrogène (aq)	dihydrogène	$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$
$M^{n+}_{(aq)} / M_{(s)}$	cation métallique	métal	$M^{n+}_{(aq)} + ne^- \rightleftharpoons M_{(s)}$
$Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$	ion fer (III)	ion fer (II)	$Fe^{3+}_{(aq)} + e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}_{(aq)}$
$MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$	ion permanganate	ion manganèse (II)	$MnO_4^-_{(aq)} + 5e^- + 8H^+_{(aq)} \rightleftharpoons Mn^{2+}_{(aq)} + 4H_2O$
$I_{2(aq)} / I^-_{(aq)}$	diiode (aq)	ion iodure	$I_{2(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-_{(aq)}$
$S_4O_6^{2-}_{(aq)} / S_2O_3^{2-}_{(aq)}$	ion tétrathionate	ion thiosulfate	$S_4O_6^{2-}_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons 2S_2O_3^{2-}_{(aq)}$

IV - Réaction d'oxydoréduction (ou réaction redox) :

1°. Demi-équations d'oxydoréduction :

L'écriture des demi-équations redox est fondée sur les lois de conservation des éléments et des charges électriques.

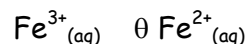
La conservation de la **charge électrique** est assurée par les **électrons**.

La conservation des éléments nécessite, le cas échéant, l'intervention de l'**oxygène** (on le trouve dans l'**eau** pour les solutions aqueuses) et/ou des ions $H^+_{(aq)}$ ou H_3O^+ (pour certaines réactions qui ont lieu en milieu acide).

a - Premier exemple :

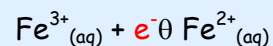
On considère le couple $Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$ et l'on veut écrire la demi-équation redox correspondante.

On écrit:



Les éléments sont équilibrés. Il faut équilibrer les charges.

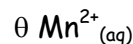
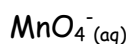
On utilise les électrons.



b - Deuxième exemple :

On considère le couple $MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$ et l'on veut écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondante.

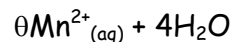
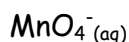
On écrit:



L'élément manganèse est équilibré.

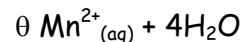
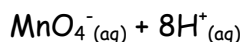
Il faut équilibrer l'élément oxygène.

En milieu aqueux cela se fait avec l'eau.



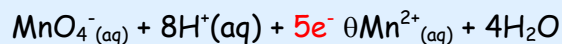
Il faut équilibrer l'élément hydrogène introduit par l'eau.

En milieu acide on utilise $H^+_{(aq)}$ (ou H_3O^+)



Il reste à équilibrer les charges électriques.

On utilise pour cela les électrons.

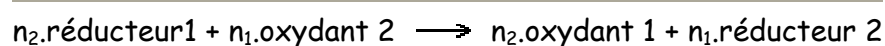
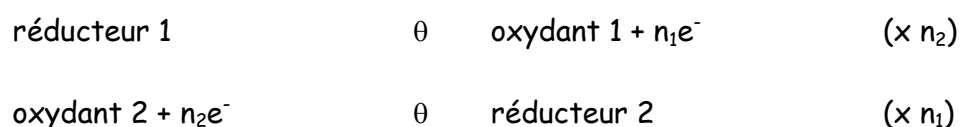


2°. Les réactions d'oxydoréduction :

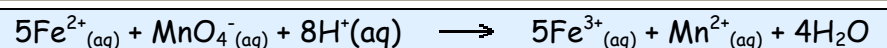
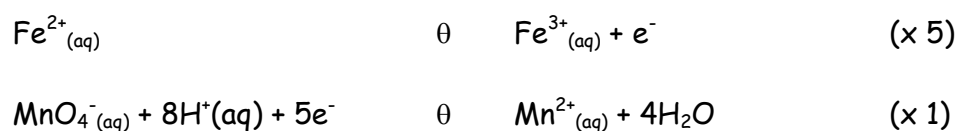
Une réaction d'oxydoréduction met en jeu deux couples redox. Elle consiste en un transfert d'un ou plusieurs électron(s) du réducteur de l'un des couples à l'oxydant de l'autre couple.

Tous les électrons cédés par le réducteur du premier couple sont captés par l'oxydant du deuxième couple. Par conséquent il n'apparaît aucun électron dans l'équation de la réaction.

On écrira:



Par exemple on veut écrire l'équation de l'oxydation des ions fer (II) par les ions permanganate en milieu acide. On écrira:



On pourra utiliser le [tableau des éléments les plus courants](#) pour déterminer les masses molaires atomiques des éléments chimiques cités dans les exercices suivants:

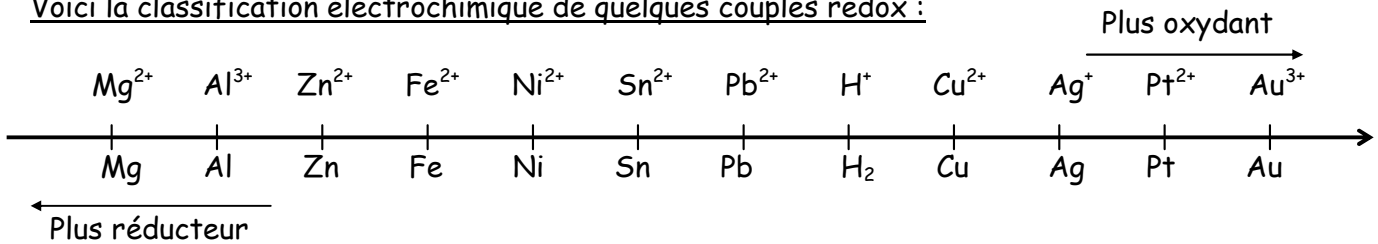
Questions cours :

I - Donner la définition, d'un oxydant, d'un réducteur, d'une oxydation, d'une réduction.

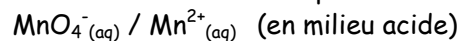
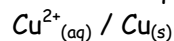
II - En quoi consiste une oxydoréduction ?

III - Qu'est qu'un couple oxydant/réducteur ?

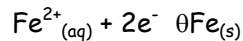
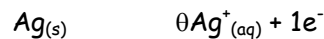
Voici la classification électrochimique de quelques couples redox :

**Exercices :**

Exercice 1 : Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction relatives aux couples suivants:

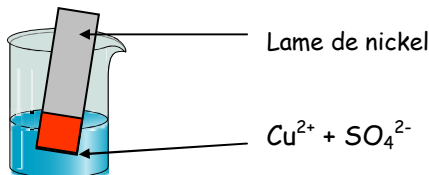


Exercice 2 : Ecrire les couples oxydant / réducteur relatifs aux demi-équations d'oxydoréduction suivantes:



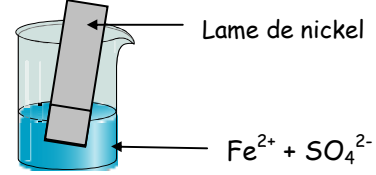
Exercice 3 : On réalise les expériences suivantes :

①



On observe un dépôt de cuivre sur la partie immergée de la lame de nickel

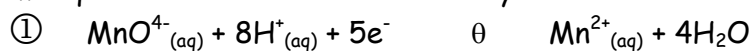
②



Aucun dépôt n'est observé sur la partie immergée de la lame de nickel

- Ecrire la demi-équation du couple rédox qui permet d'expliquer le dépôt de cuivre.
- Ecrire la demi-équation du couple rédox qui permet d'où proviennent les électrons de la demi-réaction précédente.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction chimique traduisant le dépôt métallique.
- Expliquer pourquoi aucun dépôt n'est observé dans l'expérience 2.

Exercice 4 : Une solution aqueuse de permanganate de potassium peut oxyder l'eau oxygénée en milieu acide. Les demi-équations de cette réaction d'oxydoréduction sont les suivantes :



- Ecrire les couples oxydant / réducteur relatifs aux demi-équations d'oxydoréduction.
- Nommer la réaction ① et la réaction ②, préciser l'oxydant et le réducteur.
- Ecrire l'équation bilan de cette réaction d'oxydoréduction.