

TP 4A

Réaction d'oxydoréduction

Document 1 : Réaction d'oxydoréduction. Définition d'un oxydant et d'un réducteur

Les réactions chimiques sont plus complexes que ce que vous avez pu voir en seconde, on les classe en plusieurs « types » de réaction. En classe de 1^{er} vous allez vous intéresser aux réactions d'oxydoréduction.

Ces réactions mettent en jeux des échanges d'électrons entre une espèce dite « oxydante » et une autre qui est dite « réducteur » Voici les définitions :

Un oxydant est une espèce chimique qui gagne des électrons au cours de la réaction.

Ex $\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Al}$ Al^{3+} est donc un oxydant car il a gagné des électrons, il s'est transformé en Al au cours de la réaction qui est son réducteur conjugué

Un réducteur est une espèce chimique qui perd des électrons au cours de la réaction.

Ex $\text{Ni} \longrightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$ Ni est donc un réducteur car il a perdu des électrons, il s'est transformé en Ni^{2+} au cours de la réaction qui est son oxydant conjugué

Document 2 : Couleurs caractéristiques de quelques espèces chimiques

Espèce chimique	Etat physique	Couleur
Cu	Solide métallique	rouge-marron
Fe	Solide métallique	gris
Ag	Solide métallique	gris argenté
Cu^{2+}	aqueux	cyan
Fe^{2+}	aqueux	Jaune-vert
Fe^{3+}	aqueux	Rouille
Ag^+	aqueux	incolore
I^-	aqueux	incolore

Document 3: Test d'identification des quelques ions

De nombreux ions en solution aqueuse peuvent être identifiés par un test chimique : ils forment des précipités caractéristiques avec les ions réactifs :

Ion à identifier	Réactif	Résultat
$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$	Hydroxyde de sodium	Précipité bleu
$\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$	Hydroxyde de sodium	Précipité vert
$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$	Hydroxyde de sodium	Précipité rouille
$\text{Ag}^+_{(\text{aq})}$	Nitrate d'argent	Précipité blanc qui noircit à la lumière
$\text{I}^-_{(\text{aq})}$	Nitrate d'argent	Précipité jaune

Partie manipulation :**Expérience1: Réaction entre le métal fer $\text{Fe}_{(\text{s})}$ et les ions cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$**

- Introduire dans un tube à essai un morceau de paille de fer
- Ajouter environ 2mL de solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$)(la paille de fer doit être immergée) .
- Agiter pendant 1 minute environ
- Observer

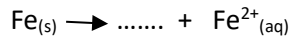
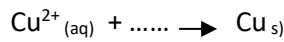
Questions :

1. La paille de fer s'est recouverte d'un dépôt. De quelle couleur est ce dépôt ? En déduire le nom et la formule chimique de l'espèce produite.
2. Quelle est la couleur de la solution aqueuse en toute fin de réaction ?
3. Protocole : Prélever un peu du filtrat et le placer dans un nouveau tube à essai. Ajouter quelques gouttes d'hydroxyde de sodium. Observer
4. Quel ion a-t-on mis en évidence avec le test à la solution d'hydroxyde de sodium ?
5. Quelles espèces chimiques sont présentes au début de la réaction ? Indiquer parmi ces espèces celles qui réagissent ?

6. Comment qualifie-t-on alors les ions sulfate ?
7. Quelles espèces chimiques sont apparues en fin de réaction ?
8. Ecrire l'équation de la réaction chimique entre les ions cuivre et le métal fer en précisant l'état physique de chaque espèce chimique.

Ecrire les demi-équation d'oxydoréduction: (A l'aide du doc.2, 3 et 4)

9. Est-ce que le cuivre Cu^{2+} a gagné ou perdu des électrons dans cette réaction ? Même question pour le Fer .
10. Dire si l'ion cuivre Cu^{2+} est un oxydant ou un réducteur ? Même question pour le Fer.
11. Ecrire les demi-équations d'oxydoréduction en utilisant le fiche d'aide (Attention toutes les règles ne sont pas forcément à utiliser, par contre vous devez traiter les règles dans l'ordre!)



Ecrire l'équation globale de la réaction :

12. Ecrire alors l'équation globale de la réaction en suivant les règles de la fiche aide (écrire cette réaction globale en dessous du trait des 2 demi-équations).

Expérience2: Réaction entre le métal cuivre $\text{Cu}_{(\text{s})}$ et les ions argent $\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})}$

- Introduire dans un tube à essai des fils de cuivre
- Ajouter environ 2-3mL de solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^{+}_{(\text{aq})} + \text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})}$) (les fils de cuivre doivent être immergés) .
- Observer

Questions :

1. Les fils de cuivre se sont recouverts d'un dépôt. De quelle couleur est-ce dépôt ? En déduire le nom et la formule chimique de l'espèce correspondante.
2. Quelle est la couleur du filtrat après l'expérience ?
3. Protocole : Prélever un peu du filtrat et le placer dans un nouveau tube à essai. Ajouter quelques gouttes d'hydroxyde de sodium. Observer
4. Identifier alors les réactifs, les produits de la réaction

Ecrire les demi-équation d'oxydoréduction:

5. Est-ce que le cuivre Cu a gagné ou perdu des électrons dans cette réaction ?
Même question pour l'ion argent ?
6. Dire si le cuivre est un oxydant ou un réducteur ? Même question pour l'ion argent
7. Ecrire les demi-équations d'oxydo-réduction en utilisant le fiche d'aide



Ecrire l'équation globale de la réaction :

8. Ecrire alors l'équation globale de la réaction en suivant les règles de la fiche aide . (écrire cette réaction globale en dessous du trait des 2 demi-équations).

Expérience 3: Réaction entre le diiode $I_{2(aq)}$ en solution et le métal fer $Fe_{(s)}$

1. Proposer un protocole permettant de réaliser cette réaction et de caractériser les produits formés.
Le mettre en œuvre après accord du professeur.
2. Ecrire alors les demi-équations et l'équation globale de la réaction qui a lieu .

Couple Ox/Red :

Document 3 : couple oxydant/réducteur

Dans l'exemple du document 2 on parle de couple Oxydant/Réducteur : car on place l'oxydant du couple à gauche du « / » et le réducteur à droite

Par exemple $Al^{3+} + 3 e^- \longrightarrow Al$ forme le couple Al^{3+} / Al car Al^{3+} est l'oxydant et Al est dit « réducteur conjugué »

$Ni \longrightarrow Ni^{2+} + 2e^-$ forme le couple Ni^{2+} / Ni car Ni est le réducteur et Ni^{2+} est dit « l'oxydant conjugué »

1. Pour l'expérience 1 . Retrouver les 2 couples Ox/Red mis en jeu.
2. Faire la même chose pour l'expérience 2 et 3
3. Pourquoi parle-t-on de réaction d'oxydoréduction ?

Application :

Pour chaque situation :

- ✓ Ecrire les demi-équations associées.
- ✓ Indiquer l'oxydant et le réducteur dans la réaction
- ✓ Ecrire l'équation bilan de la réaction.

1. Le magnésium métallique Mg réagit avec les ions hydrogène H^+ d'une solution d'acide chlorhydrique et il se forme du dihydrogène H_2 et des ions magnésium Mg^{2+} .

Couple $H^+_{(aq)} / H_{2(g)}$ $Mg^{2+}_{(aq)} / Mg_{(s)}$

2. Les ions argent Ag^+ réagissent avec le plomb Pb pour donner un dépôt d'argent métallique Ag et des ions plomb Pb^{2+} .

Couple : $Ag^+_{(aq)} / Ag_{(s)}$ $Pb^{2+}_{(aq)} / Pb_{(s)}$

3. Le permanganate MnO_4^- réagit avec le Fer II Fe^{2+} , il y a alors décoloration de la solution et formation de Mn^{2+} et Fe^{3+}

Couple : $MnO_4^-_{(aq)} / Mn^{2+}_{(aq)}$ $Fe^{3+}_{(aq)} / Fe^{2+}_{(aq)}$

A : acquis PA: Partiellement acquis NA : Non Acquis

<u>A la fin de la séance je dois savoir :</u>	A	PA	NA
-Identifier les réactifs, produits et les espèces spectatrices dans une réaction chimique			
- Savoir qu'une réaction d'oxydoréduction correspond à un échange d'électron			
-Identifier et définir un oxydant et un réducteur			
-Ecrire les demi-équations d'une réaction d'oxydoréduction et l'équation globale en suivant les règles			
-Ecrire un couple Ox/Red			