

Réactions d'oxydo-réduction

La verrerie utilisée sera rincée à l'eau distillée avant et après chaque manipulation.

Nettoyer et ranger la paillasse à la fin du travail expérimental

On devra détailler et justifier tous les calculs.

1- Objectifs

Les objectifs de ce travail sont de savoir interpréter des équations de réactions d'oxydoréduction comme le résultat de transfert d'électrons entre un réducteur et un oxydant et faire émerger la notion de couple d'oxydoréduction.

2- Expériences simples d'oxydo-réduction

Ces expériences montrent que dans certaines circonstances les atomes de métal peuvent passer à l'état d'ion par perte d'électrons (ils sont oxydés) et dans d'autres cas les ions métalliques peuvent passer à l'état d'atome par gain d'électrons (ils sont réduits).

2.1- Réaction entre du Fer $\text{Fe}_{(s)}$ et des ions Cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$

- Dans un tube à essais introduire 2mL de solution de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ et de la poudre de fer $\text{Fe}_{(s)}$.
- Observer le dépôt de cuivre métallique sur la lame et la disparition de la couleur bleue de la solution.
- Tester la solution avec de l'hydroxyde de sodium et observer le précipité blanc d'hydroxyde de fer puis sa redissolution si on continue à ajouter de l'hydroxyde de sodium.
- Schématiser et légendier cette expérience
- Ecrire les demi-équation électroniques d'oxydoréduction modélisant les transformations subies par le fer et les ions cuivre.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction et conclure.

2.2- Réaction entre du Cuivre $\text{Cu}_{(s)}$ et des ions Argent $\text{Ag}^{2+}_{(aq)}$

- Dans un tube à essais introduire 2mL de solution de nitrate d'argent $\text{Ag}^{2+}_{(aq)} + \text{NO}_3^{2-}_{(aq)}$ et deux copeaux de cuivre $\text{Cu}_{(s)}$.
- Observer le dépôt d'argent métallique sur les copeaux et la teinte bleutée prise par la solution.
- Tester la solution avec de l'hydroxyde de sodium et observer le précipité bleu d'hydroxyde de cuivre.
- Schématiser et légendier cette expérience
- Ecrire les demi-équation électroniques d'oxydoréduction modélisant les transformations subies par le cuivre et les ions argent.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction et conclure.

2.3- Réaction entre du Magnésium $\text{Mg}_{(s)}$ et des ions Zinc $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$

- Dans un tube à essais introduire 2mL de solution de sulfate de zinc $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ et un morceau de ruban de magnésium $\text{Mg}_{(s)}$.
- Observer le dépôt de zinc métallique sur le morceau de ruban de magnésium.

- Tester la solution avec de l'hydroxyde de sodium et observer le précipité blanc d'hydroxyde de magnésium.
- Schématiser et légéner cette expérience
- Ecrire les demi-équation électroniques d'oxydoréduction modélisant les transformations subies par le magnésium et les ions zinc.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction et conclure.

3- Expériences spectaculaire d'oxydo-réduction

3.1- Arbre de Diane

Un fil de cuivre est plongé dans une solution de nitrate d'argent. Il se recouvre rapidement de petits filaments (dendrites) gris-blanc appelés aussi végétation métallique. Alors que la quantité de dendrites augmente, le liquide prend une couleur bleu-ciel.

- Remplir un bêcher de 200 mL d'une solution de nitrate d'argent à 0,1 mol/L
- Suspendre un fil de cuivre sur une baguette en travers du bêcher de tel façon que le fil plonge dans la solution.
- Observer le dépôt d'argent métallique sur les fil de cuivre et la teinte bleutée prise par la solution.
- Ecrire les demi-équation électroniques d'oxydoréduction modélisant les transformations subies par le cuivre et les ions argent.
- Ecrire l'équation bilan de la réaction et conclure.



3.2- Production de mousse

Cette réaction entre du peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée) $\text{H}_2\text{O}_2\text{(aq)}$ et une solution d'iodure de potassium $\text{K}^{\text{(aq)}}+\text{I}^{\text{(aq)}}-$ est particulièrement spectaculaire, et plutôt simple à réaliser.

- Dans une fiole jaugée verser 50mL de peroxyde d'hydrogène à 30% (eau oxygénée).
- Placer la fiole au centre d'un grand cristallisoir.
- Ajouter ensuite du liquide vaisselle incolore et homogénéiser sans secouer.
- Dans un bêcher, préparer 50mL d'une solution saturée d'iodure de potassium (pour favoriser la dilution on utilisera de l'eau chaude).
- Verser rapidement le contenu du bêcher dans la fiole jaugée.



Lorsque les réactifs entrent en contact, instantanément, un grand volume de mousse se forme et s'échappe de la fiole. Ce résultat spectaculaire est dû au fait que la réaction libère de l'oxygène à l'état gazeux, ce qui déclenche la formation de bulles dans le savon. Précisons tout de même que cette réaction est aussi exothermique, c'est-à-dire qu'elle dégage de l'énergie sous forme de chaleur.

- Bien observer cette expérience.

Ecrire les demi-équation électroniques d'oxydoréduction modélisant les transformations subies sachant que les couples Oxydant / Réducteur mis en jeu sont $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2$ et I_2/I^- .

- Ecrire l'équation bilan de la réaction et conclure

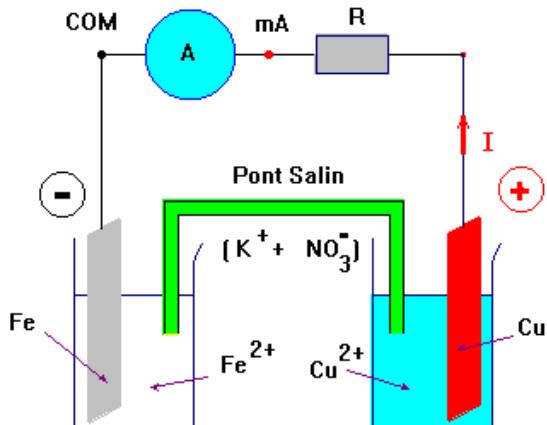
4- Les piles

4.1- La pile Fer / Cuivre

On dispose de deux plaques de métal de cuivre Cu et de fer Fe, ainsi que de deux solutions contenant les ions Cu^{2+} , et Fe^{2+} de concentrations molaires identiques, $0,10\text{mol.L}^{-1}$.

Réaliser les demi-piles suivantes Cu^{2+}/Cu et Fe^{2+}/Fe .

- Dans un bécher de 100mL verser 80mL d'une solution de sulfate de cuivre $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}+\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ de concentration 0,1mol/L et introduire la plaque de cuivre.
- Dans un bécher de 100mL verser 80mL d'une solution de sulfate de fer $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}+\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$ de concentration 0,1mol/L et introduire la plaque de fer.
- Rapprocher les deux bêchers et les relier ensemble avec le pont salin (papier filtre imbibé de nitrate de potassium).
- A l'aide de fils et de pinces crocodiles, relier les deux plaques métalliques à un ampèremètre et une résistance en série.
- Observer la valeur de l'intensité électrique indiquée sur l'ampèremètre et, si elle est négative, inverser les bornes de la pile (c'est-à-dire, inverser les pinces crocodiles).
- Relever la valeur de l'intensité I du courant.
- Après avoir déterminé les bornes de la pile et le sens du courant, en déduire le sens de déplacement des électrons.
- Ecrire les demi-équation électroniques d'oxydoréduction modélisant les transformations subies aux bornes de chacune des électrodes.
- Quel est le rôle du pont salin?



4.2- Les piles citron et patate

Planter 2 lamelles métalliques différentes (cuivre et zinc) dans le citron ou la pomme de terre. Elles doivent être relativement proche (environ 2 cm) sans se toucher.



- Mesurer la tension aux bornes de ces deux plaques.
- Laquelle de ces plaques correspond à la borne \oplus et laquelle correspond à la borne \ominus ?
- Comment pourrait-on augmenter la tension?
- Comment pourrait-on augmenter l'intensité du courant?

5- Electrolyse de l'eau

- Introduire de l'eau distillée dans l'électrolyseur de manière à bien recouvrir les électrodes.
- Ajouter environ 10mL d'acide sulfurique dans la cuve de l'électrolyseur. Homogénéiser la solution.
- Réaliser le montage en série comprenant le générateur de tension continue réglable et l'électrolyseur.
- Ajuster la tension aux bornes du générateur pour que l'intensité du courant soit égale à 0,8A.
- Remplir les 2 tubes à essai avec de l'eau distillée et les retourner, sans bulles d'air, sur les électrodes.
- Comparer les volumes dégagés aux électrodes et identifier les gaz formés.
- Approcher une allumette enflammée du tube ayant surmonté la cathode et introduire une allumette incandescente dans l'autre tube.
- Que conclure pour les tests et les volumes des gaz dégagés dans chacun des tubes?
- Au vu des observations et du sens de circulation des électrons, indiquer les réactions qui se produisent à l'anode et la cathode. Quelle est la réaction globale de l'électrolyse?

