

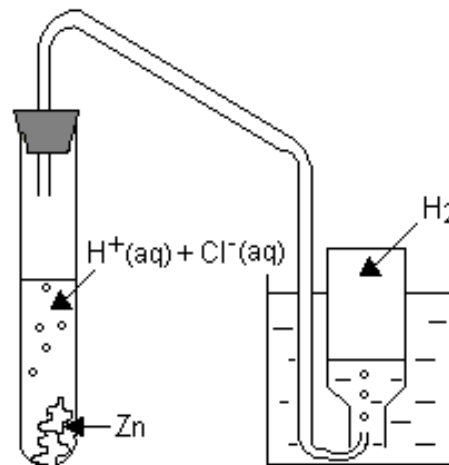
Expérience d'oxydoréduction

URL source du document

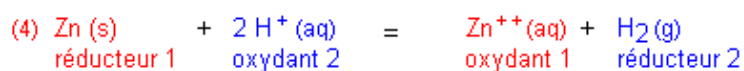
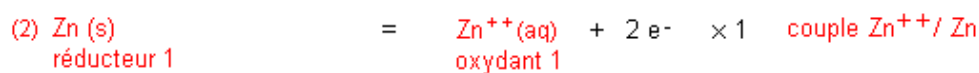
<http://perso.wanadoo.fr/physique.chimie/>

Document

Action d'une solution d'acide chlorhydrique $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ sur le zinc $\text{Zn}(\text{s})$.



- Les ions chlorure, présents dans la solution d'acide chlorhydrique $\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$, sont passifs.
- Les atome de zinc $\text{Zn}(\text{s})$ perdent, chacun, deux électrons e^- et se transforment en ions zinc $\text{Zn}^{++}(\text{aq})$.
- Les ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ gagnent, chacun, un électrons e^- et se transforment en molécules de dihydrogène $\text{H}_2(\text{g})$.



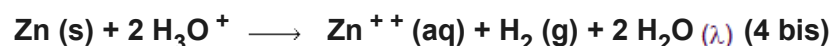
(4) s'obtient en ajoutant (2) et (3)

Le réducteur 1 donne 2 électrons, l'oxydant 2 reçoit 1 électron.

Il est donc nécessaire de multiplier la deuxième demi-équation par 2 afin que le nombre d'électrons donnés soit égal au nombre d'électrons reçus.

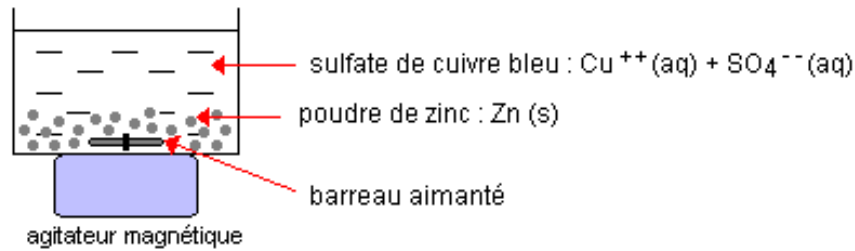
Remarque 1 : En donnant des électrons, un réducteur subit une oxydation. En recevant des électrons, un oxydant subit une réduction.

Remarque 2 : Si les ions hydrogène $\text{H}^+(\text{aq})$ sont écrits sous la forme d'ions oxonium H_3O^+ alors l'équation (4) s'écrit sous la forme :



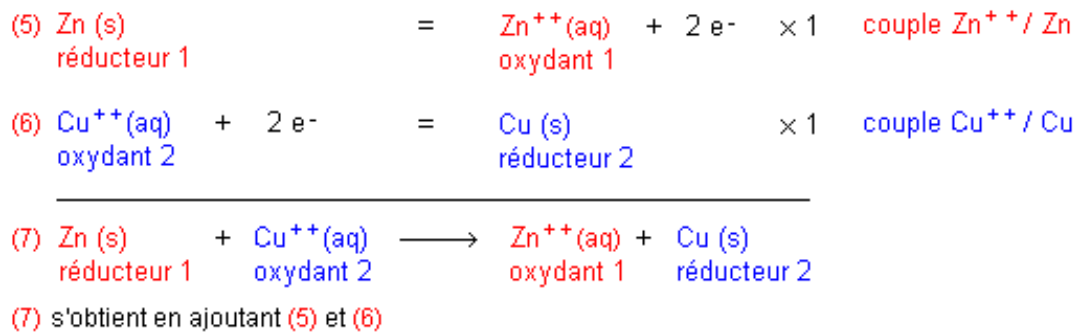
Rappelons que (λ) signifie (liquide).

Réduction des ions cuivrique $\text{Cu}^{++}(\text{aq})$ par le métal zinc $\text{Zn}(\text{s})$.



Après quelques minutes d'agitation, on observe la disparition de la couleur bleue des ions $\text{Cu}^{++}(\text{aq})$ et un dépôt de cuivre rouge $\text{Cu}(\text{s})$.

On réalise l'expérience schématisée ci-dessus. Les ions sulfates sont spectateurs. L'équation de la réaction d'oxydoréduction qui se produit s'écrit :



Le réducteur 1 donne 2 électrons, l'oxydant 2 reçoit 2 électrons.
 Le nombre d'électrons donnés par le réactif réducteur est égal au nombre d'électrons reçus par le réactif oxydant.

Les ions oxydants Cu^{++} , recevant des électrons, sont réduits et deviennent Cu.

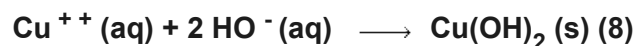
Un oxydant subit une réduction en gagnant des électrons.

Les atomes réducteurs Zn, perdant des électrons, sont oxydés et deviennent Zn^{++} .

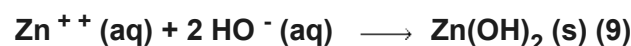
Une oxydation est une perte d'électrons.

Remarque :

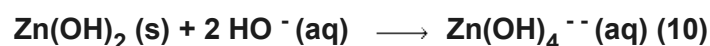
- La solution initiale contient des ions cuivre (II) Cu^{++} qui, avec de la soude, donnent un précipité bleu d'hydroxyde cuivrique :



-La solution finale contient des ions Zn^{++} qui, avec de la soude, donnent un précipité blanc d'hydroxyde de zinc :



Un excès d'ions hydroxyde ferait disparaître le précipité blanc d'hydroxyde de zinc en donnant des ions zincates incolores :

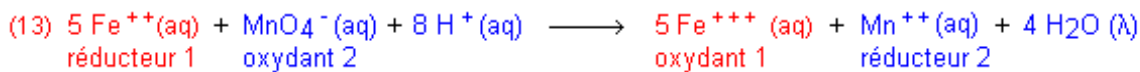


Réduction des ions permanganates MnO_4^- par les ions fer (II) Fe^{++} en milieu acide.

- Un bécher de 100 mL contient 10 mL d'une solution décimolaire de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$), acidifié par quelques gouttes d'acide sulfurique concentré ($2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{--}$). Le mélange possède la couleur violette des ions MnO_4^- .

- On ajoute progressivement une solution de sulfate ferreux décimolaire $\text{Fe}^{++} + \text{SO}_4^{--}$. La couleur violette finit par disparaître.

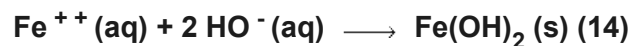
- On peut montrer que les ions fer (II) Fe^{++} se sont transformés en ions fer (III) Fe^{+++} . Ils ont été oxydés par les ions permanganate MnO_4^- :



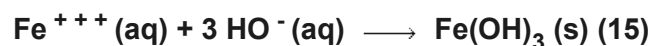
(13) s'obtient en ajoutant (11) et (12)

Le réducteur 1 donne 1 électron, l'oxydant 2 reçoit 5 électrons.
Il est donc nécessaire de multiplier la deuxième demi-équation par 5 afin que le nombre d'électrons donnés soit égal au nombre d'électrons reçus.

- Les ions fer (II) Fe^{++} (ou ferreux) initiaux donneraient avec des ions hydroxyde HO^- un précipité vert d'hydroxyde ferreux :

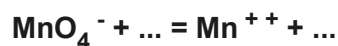


- Les ions fer (III) Fe^{+++} (ou ferrique) formés donneraient avec des ions hydroxyde HO^- un précipité rouille d'hydroxyde ferrique :



Remarque 1 : Les ions potassium K^+ et les ions sulfates SO_4^{--} sont des ions spectateurs.

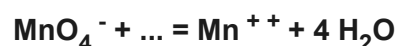
Remarque 2 : Pour équilibrer la demi équation (12) on suit les étapes suivantes :



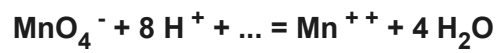
- On équilibrera en dernier les charges électriques (avec des électrons e^-).

- Le dernier élément équilibré sera l'élément manganèse qui figure sous forme d'ion simple Mn^{++} .

- On équilibre l'élément oxygène :



- On équilibre l'élément hydrogène en se rappelant qu'on opère en milieu acide, en présence de $\text{H}^+(\text{aq})$.



- L'élément manganèse est équilibré.

- Equilibre des charges électriques :

Le bilan des charges est provisoirement de 7 (+) à gauche et de 2 (+) à droite.

On fait donc intervenir 5 e⁻ à gauche.



ou mieux :

