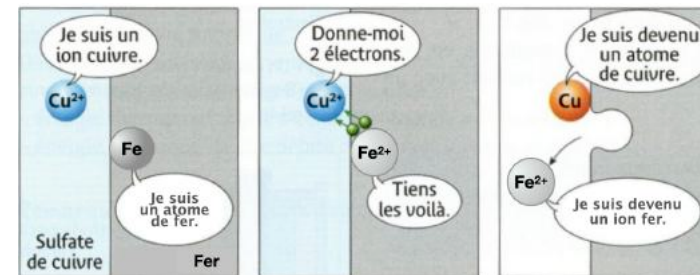


Rappels Redox

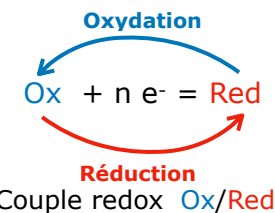
© sciencespartout.fr

1

Transfert d'électrons entre Fe et Cu²⁺



demi-équation redox :

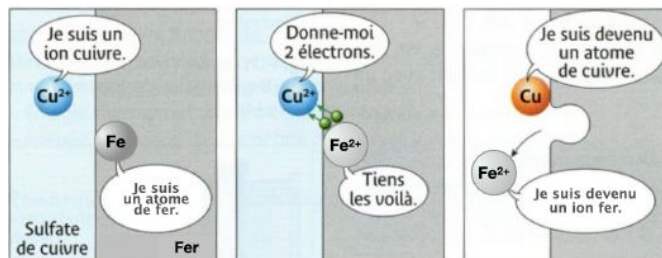


© sciencespartout.fr

- Dans une demi-équation redox, on écrit l'oxydant à gauche et le réducteur à droite.
- Cependant, cette écriture ne présage en rien du sens de la réaction d'oxydoréduction qui a lieu.
- La demi-équation redox est un outil : c'est pourquoi on l'écrit avec un signe « = » et pas avec une flèche.

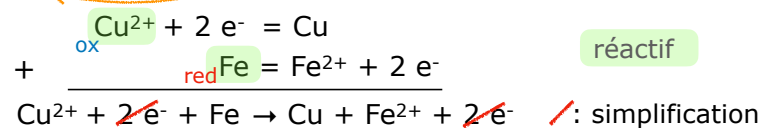
2

Transfert d'électrons entre Fe et Cu²⁺



Une « demi-réaction » qui consomme des électrons
 $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- = \text{Cu}$ **réduction**

Une « demi-réaction » qui produit des électrons
 $\text{Fe}^{2+} + 2 e^- = \text{Fe}$ **oxydation**



© sciencespartout.fr

3

Pour équilibrer une demi-équation redox en milieu aqueux acide, on utilise la méthode suivante :

Placer l'oxydant et le réducteur de chaque côté du signe = (ou \rightleftharpoons)

- ① Appliquer la conservation des éléments autres que O et H.
- ② Appliquer la conservation de l'élément O grâce à l'ajout éventuel de molécules d'eau H₂O.
- ③ Appliquer la conservation de l'élément H grâce à l'ajout éventuel de ions H⁺(aq) ; la réaction se déroulant en milieu acide.
- ④ Assurer la conservation de la charge électrique grâce à l'ajout d'électrons e⁻. Ils sont censés se trouver du même côté de l'équation que l'oxydant, ce dernier ayant pour définition de les capter.

© sciencespartout.fr

4

Pour écrire une équation d'oxydoréduction à partir des demi-équations redox, on utilise la méthode suivante :

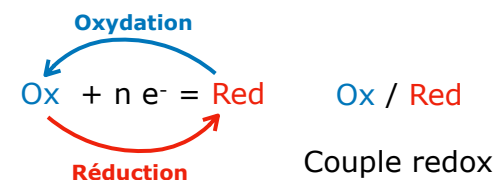
- 1) Recopier les demi-équations redox pour chacun des deux couples mis en jeu, dans le sens où les transformations ont lieu. (L'oxydant d'un premier couple réagit avec le réducteur du deuxième couple)
- 2) Combiner les demi-équations redox de manière à ce que le nombre d'électrons cédés par le réducteur soit égal au nombre d'électrons captés par l'oxydant en multipliant les demi-équations par les bons facteurs multiplicatifs.
- 3) Additionner les deux demi-équations et simplifier les électrons, les H₂O et les H⁺ qui apparaissent des deux côtés de la réaction. Le signe « → » remplace le signe « = » dans l'équation de la réaction.

Les électrons n'apparaissent pas dans l'équation de la réaction d'oxydoréduction.

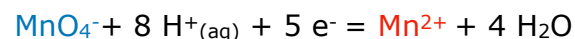
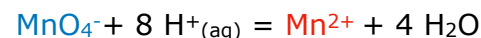
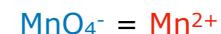
© sciencespartout.fr

5

Demi réaction du couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$



$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$

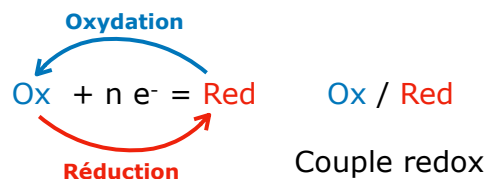


- ① \rightleftharpoons autres que H et O
- ② \rightleftharpoons O (ajout H₂O)
- ③ \rightleftharpoons H (ajout H⁺)
- ④ \rightleftharpoons charges (ajout e⁻)

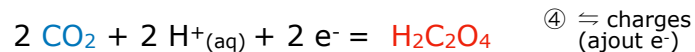
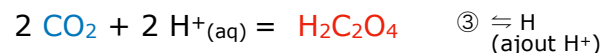
© sciencespartout.fr

6

Demi réaction du couple $\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$



$\text{CO}_2 / \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

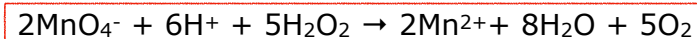
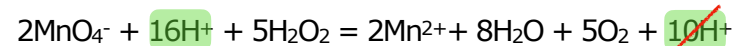
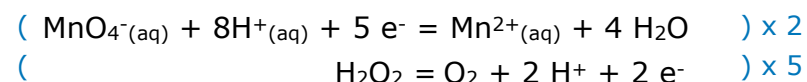
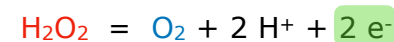
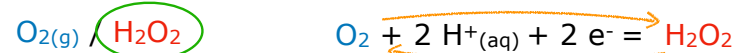


© sciencespartout.fr

7

Réaction de MnO_4^- (oxydant) et H_2O_2 (réducteur)

$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$



© sciencespartout.fr

8