

Nom:..... Prénom:..... Classe:..... Date:

Réactions d'oxydoréduction

✔ Objectifs	👤 Classe
<input type="checkbox"/> Transformation modélisée par une réaction d'oxydo-réduction: oxydant, réducteur, couple oxydant-réducteur, demi-équation électronique. <input type="checkbox"/> À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modéliser par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydoréduction. <input type="checkbox"/> Mettre en œuvre des transformations modélisées par des réactions d'oxydoréduction.	1 ^{ère} Spé
	🕒 Durée
	2 h

✂ Sur la paillasse

- 3 tubes à essais avec leur support et bouchons;
 - un flacon de 25 mL contenant une solution sulfate de cuivre de concentration $5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 - un flacon de 25 mL contenant une solution sulfate de fer II de concentration $5 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$;
 - un flacon de 25 mL de soude de concentration $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (avec compte-goutte);
 - un flacon de 25 mL de chlorure de baryum de concentration $1 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (avec compte-goutte);
 - un goupillon;
 - une coupelle contenant un peu de grenaille de fer;
 - une spatule;
- Sur la paillasse du professeur:
- un fil de cuivre;
 - Un flacon de 100 mL contenant une solution de nitrate d'argent de concentration $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
 - un tube à essais.

1 Rappel : les tests de reconnaissance de quelques ions

- Pour chacun des ions suivants, verser dans un tube à essai environ 4 mL de solution contenant l'ion à tester. Ajouter quelques gouttes du réactif indiqué, jusqu'à apparition d'un précipité. Remarque : pour l'ion sulfate, prendre la solution de sulfate de fer II qui est incolore, on voit mieux la couleur du précipité qui se forme.¹
- Noter les observations en complétant le tableau suivant:

Ion testé	Formule de l'ion	Réactif à ajouter dans le tube à essai	Couleur du précipité qui se forme
Ion cuivre II	Cu^{2+}	Soude (hydroxyde de sodium)	Bleu
Ion fer II	Fe^{2+}	Soude (hydroxyde de sodium)	Vert
Ion sulfate	SO_4^{2-}	Chlorure de baryum	Blanc

- Vider les tubes à essai dans le bac de récupération dédié et bien les nettoyer.

2 Réaction entre le fer métallique et l'ion cuivre II

4. Observer les couleurs des solutions de sulfate de cuivre et de sulfate de fer II. À quel ion est due la couleur bleue de la solution sulfate de cuivre II ?

Solution: L'ion cuivre II Cu^{2+} donne la couleur à la solution de sulfate de cuivre (ce ne peut être l'ion sulfate puisque la solution de sulfate de fer n'est pas bleue).

La couleur verte de la solution de sulfate de fer II est dû à l'ion fer II Fe^{2+} pour les mêmes raisons.

5. Dans un tube à essai, ajouter une pointe de spatule de grenaille de fer, puis verser 4 mL de solution de sulfate de cuivre II (contenant donc des ions cuivre II Cu^{2+}).
6. Agiter vigoureusement en bouchant le tube à essai.
7. Quelle est la couleur de la solution obtenue ? Quelle est la couleur de la grenaille de fer maintenant ?

Solution: La solution est maintenant incolore et la grenaille de fer est couleur rouge "cuivre".

8. Par conséquent, quel ion a disparu dans la solution au cours de la réaction chimique ? Que s'est-il formé sur la grenaille de fer ?

Solution: L'ion qui a disparu est l'ion cuivre II $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ et sur le fer est apparu du cuivre solide $\text{Cu}_{(\text{s})}$

9. Séparer la solution obtenue en deux dans deux tubes à essai.
10. Verser quelques gouttes de soude dans un des tubes, jusqu'à apparition d'un précipité.
11. Verser quelques gouttes de chlorure de baryum dans l'autre tube, jusqu'à apparition d'un précipité.
12. Quel est l'ion mis en évidence par la soude et qui est apparu au cours de la réaction chimique ?

Solution: Un précipité vert apparaît: il s'est donc formé des ions fer II $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ dans le milieu réactionnel.

13. Ces ions n'étaient pas présents initialement en solution. À partir de quelle espèce présente dans les réactifs ont-ils pu être formés ?

Solution: Les ions fer II $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ se sont formés à partir du fer solide de la grenaille.

14. Quel est l'ion mis en évidence par le chlorure de baryum ?

Solution: Un précipité blanc apparaît qui est caractéristique des ions sulfate $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.

15. Cet ion était-il présent au départ dans la solution de sulfate de cuivre ?

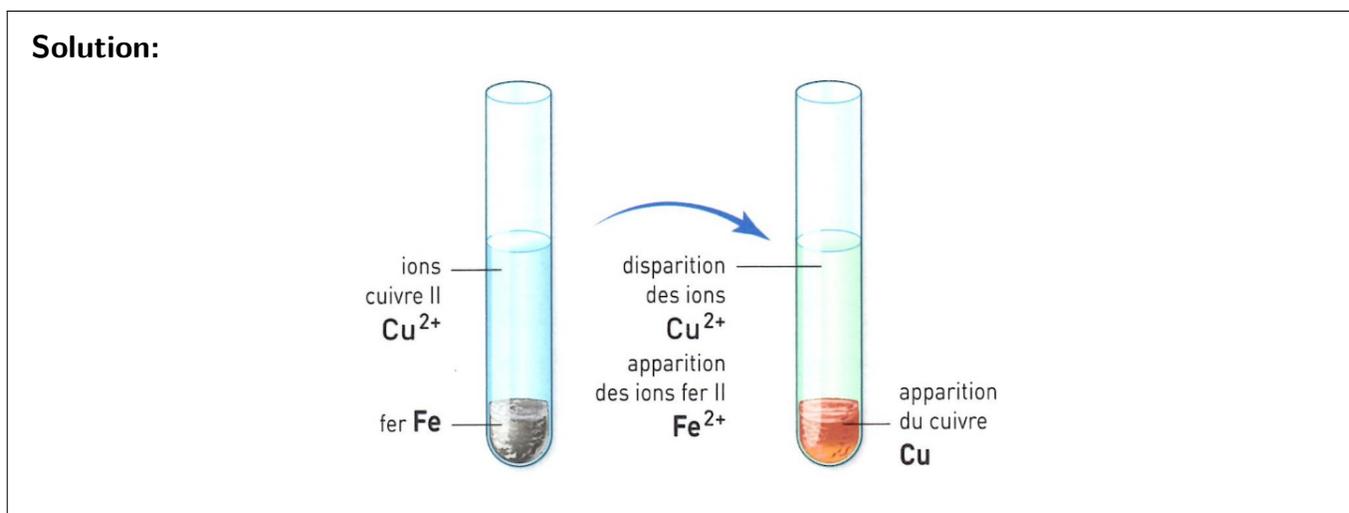
Solution: L'ion sulfate était déjà présent dans la solution de sulfate de cuivre.

Il est donc présent au début et à la fin de la réaction chimique, il n'a pas participé à la réaction. On parle d'**ion spectateur**.

16. Vider les tubes dans le bac de récupération dédié. Rincer les tubes.

17. Bilan en commun

(a) Schéma de la réaction chimique:



(b) Noms et formules des réactifs de la réaction chimique:

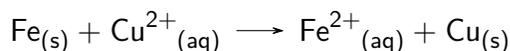
Solution: Les réactifs sont le fer solide $\text{Fe}_{(s)}$ et les ions cuivre II en phase aqueuse $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$

(c) Noms et formules des produits de la réaction chimique:

Solution: Les produits sont les ions fer II $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ et le cuivre solide $\text{Cu}_{(s)}$.

(d) Équation de la réaction modélisant les transformations chimiques observées:

Solution:



Cette réaction est appelée réaction d'**oxydoréduction**.

(e) En passant de Fe à Fe²⁺, le fer a perdu 2 électrons.

(f) En passant de Cu^{2+} à Cu , l'ion Cu^{2+} a gagné 2 électrons.

Dans une réaction d'oxydoréduction, on définit un oxydant et un réducteur de la manière suivante:

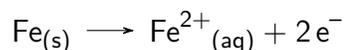
- Une espèce chimique qui perd un ou plusieurs électrons est un réducteur.
- Une espèce chimique qui gagne un ou plusieurs électrons est un oxydant.

(g) Dans cette réaction chimique: l'oxydant (pas l'occident !!) est l'ion cuivre II, le réducteur est le Fe.

Ces gains ou pertes d'électrons sont résumés dans une équation appelée « demi-équation électronique ». On représente les électrons gagnés ou perdus par le symbole « e^- ».

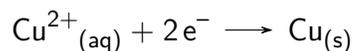
(h) Demi-équation électronique concernant les ions cuivre II :

Solution:



(i) Demi-équation électronique concernant le fer solide :

Solution:



Remarque: L'équation de la réaction se déduit en additionnant les deux demi-équations électroniques.

3 Réaction entre le cuivre métallique et l'ion argent (au bureau)

18. On introduit une tournure de cuivre dans un erlenmeyer contenant une solution aqueuse de nitrate d'argent (contenant donc des ions argent Ag^+).

(a) Observations:

Solution: Le milieu réactionnel prend une couleur bleue et un solide de couleur gris se dépose sur le fil de cuivre.



AVANT

APRES



(b) Noms et formules des réactifs de la réaction chimique:

Solution: Les réactifs sont le cuivre solide $\text{Cu}_{(s)}$ et les ions argents $\text{Ag}^+_{(aq)}$.

(c) Noms et formules des produits de la réaction chimique:

Solution: Les produits sont les ions cuivre II $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ et l'argent solide $\text{Ag}_{(s)}$.

(d) Équation de la réaction modélisant les transformations chimiques observées:

Solution:



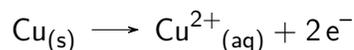
(e) En passant de Cu à Cu^{2+} , le cuivre a perdu 2 électrons.

(f) En passant de Ag^+ à Ag, l'ion Ag^+ a gagné 1 électrons.

(g) Dans cette réaction chimique: l'oxydant (pas l'occident !!) est l'ion argent Ag^+ , le réducteur est le cuivre.

(h) Demi-équation électronique concernant les ions argents :

Solution:



(i) Demi-équation électronique concernant le cuivre solide :

Solution:

