

C13 – TP 1 : Étude d'une transformation chimique

OBJECTIFS DU TP :

- Suivre l'évolution de la température d'un système chimique
- Ajuster les coefficients stœchiométriques d'une équation de réaction

I- Étude expérimentale d'une transformation

On dispose de poudre de fer (Fe) et d'une solution aqueuse de sulfate de cuivre (II) contenant des ions cuivre Cu^{2+} (de couleur bleue) et des ions sulfate SO_4^{2-} (incolores).

- Prélever, au moyen d'une balance électronique, une masse $m = 2,00$ g de poudre de fer dans un petit bécher.
- Mesurer, avec une éprouvette graduée, un volume $V = 50$ mL de solution aqueuse de sulfate de cuivre (II)

1) Quel est le rôle de l'eau ?

- Mesurer à l'aide de la sonde thermométrique la température de la solution de sulfate de cuivre (II) et noter cette température T_1 sur le compte-rendu.
- Introduire la totalité de la solution de sulfate de cuivre (II) dans le bécher contenant la poudre de fer. Agiter la suspension quelques minutes et mesurer l'évolution de la température du mélange.

2) Faire un schéma du bécher à l'état final en faisant apparaître en légende :

- o La couleur de la solution
- o La couleur du solide
- o La température finale T_2

3) En comparant la température initiale et la température finale, et grâce au document ci-dessous, trouver quel est l'effet thermique associée à la transformation étudiée.

Document 1 : Effet thermique d'une transformation

- le système peut globalement céder de l'énergie au milieu extérieur : cela se traduit par une élévation de la température et on parle de transformation exothermique.
- le système peut globalement prendre de l'énergie au milieu extérieur : cela se traduit par une baisse de la température et on parle de transformation endothermique.

4) En observant la couleur du solide et le tableau ci-dessous, indiquer quel métal a été produit au cours de la transformation.

| Le métal | Cu | Fe |
|-----------------------|----------------|------|
| est de couleur | Orangé/ Marron | Gris |

- Verser un peu de la solution finale dans un tube à essais.

- Rajouter quelques gouttes de soude et noter la couleur du précipité obtenu sur le compte-rendu.
- 5) À partir du résultat de l'expérience et du document 2 ci-dessous, indiquer quel ion est présent dans la solution finale.

Document 2 : Mise en évidence de certains ions

La soude permet de mettre en évidence plusieurs ions :

En présence d'ions cuivre Cu^{2+} , un précipité bleu se forme

En présence d'ions fer (II) Fe^{2+} , un précipité vert se forme

En présence d'ions fer (III) Fe^{3+} , un précipité orange se forme.

- Verser un peu de la solution finale dans un tube à essais.
 - Rajouter quelques gouttes de chlorure de baryum (**Ne pas verser à la pipette : elle n'est que pour la soude !**).
- 6) À partir du résultat de l'expérience et du document 3 ci-dessous, indiquer quel autre ion est présent dans la solution finale.

Document 3 : Le chlorure de baryum

En présence d'ions sulfate SO_4^{2-} , un précipité blanc se forme.

- 7) Recopier et compléter le tableau suivant :

| | État initial (Infos dans le texte introductif de la partie I) | État final (Infos dans les réponses 4, 5 et 6) |
|--------------------------------|---------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------|
| Espèces chimiques présentes | | |

- 8) En rassemblant les informations du tableau ci-dessus, identifier qui sont les réactifs, les produits et les espèces spectatrices en les encadrant de couleurs différentes dans le tableau.
- 9) Écrire l'équation de la réaction qui modélise la transformation chimique.

II- Ajuster les coefficients de l'équation d'une réaction

1- Équation sans charges électriques

On utilise l'animation « Équilibrer une équation chimique » :

https://phet.colorado.edu/sims/html/balancing-chemical-equations/latest/balancing-chemical-equations_fr.html

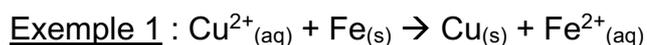
- Cliquer sur « Introduction »
- Choisir la synthèse de l'ammoniac (en bas) et l'outil « balance » (en haut à droite).
- Équilibrer les plateaux des balances (et donc l'équation de réaction) en modifiant les nombres devant les réactifs et les produits.

- 1) Recopier l'équation de la synthèse de l'ammoniac.
- 2) Équilibrer les deux autres équations de réaction proposées dans l'animation et les recopier.

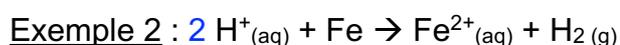
2- Équation avec des charges électriques

Règle supplémentaire : S'il y a des ions dans l'équation de réaction, alors les charges électriques doivent être ajustées de chaque côté de la flèche.

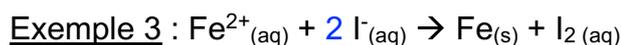
- Lire et comprendre les exemples suivants :



À gauche de la flèche, il y a une charge « 2+ » et à droite de la flèche, il y a une charge « 2+ » : l'équation est bien ajustée.



À gauche de la flèche, il y a une charge « 2+ » (Le coefficient 2 devant « H⁺ » multiplie aussi la charge : 2 × "+" = "+"). À droite de la flèche, il y a une charge « 2+ » : l'équation est bien ajustée.



À droite de la flèche, il n'y a aucune charge.

À gauche de la flèche il n'y a aucune charge : « 2+ » + 2 « - » = 0. L'équation est bien ajustée.

- Sur le site dont l'adresse est donnée ci-après, faire **uniquement** les exemples n° 3, 4, 5 et 7 : <http://landrevie.josiane.free.fr/cours/ajustements/avec%20ions.htm>

3- Entraînement

- 1) On utilise l'animation « Équilibrer une équation chimique » :

https://phet.colorado.edu/sims/html/balancing-chemical-equations/latest/balancing-chemical-equations_fr.html

- Cliquer sur « Jeu ».
- Relever les défis pour chaque niveau de difficulté.

- 2) On utilise le site : <http://landrevie.josiane.free.fr/cours/ajustements/avec%20ions.htm> :

- Faire les exemples 8, 9 et 10 de la page

- 3) Faire les exercices du parcours solo 8 et 9 de la feuille d'exercices du chapitre 13.

À la fin de la séance, reprendre la grille d'auto-évaluation du début du chapitre pour la remplir.