

I Définition à partir d'un exemple expérimental

I.1 Réaction entre le fer et le sulfate de cuivre

► Introduire 2mL d'une solution de sulfate de cuivre ($\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) dans un tube à essais contenant de la poudre de fer $\text{Fe}(\text{s})$.

1. De quelle façon la couleur de la solution a-t-elle évoluée ? Interpréter.

La solution se décolore. Il y a disparition des ions $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$.

2. Observer et interpréter l'aspect de la poudre de fer à la fin de l'expérience.

La poudre de fer devient rouge, car du cuivre métal s'y dépose.

3. Récupérer un peu de solution qui surnage dans un autre tube. Ajouter une dizaine de gouttes d'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$) dans le tube sans mélanger. Qu'observe-t-on ? Quel ion s'est formé ?

Un précipité vert se forme, ce qui prouve l'apparition d'ions fer (II) de formule $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

4. Interpréter cette réaction chimique en précisant les noms des réactifs et les produits, puis en écrivant son équation-bilan.

- réactifs :
- produits :

..... + → +

Réactifs : ions cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, métal fer $\text{Fe}(\text{s})$

Produits : ions fer $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, métal cuivre $\text{Cu}(\text{s})$

$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$

I.2 Oxydation et réduction

Définition

L'oxydation d'une espèce chimique correspond à une perte d'électrons, alors que la réduction d'une espèce chimique est un gain d'électrons.

5. Pendant cette réaction chimique, quelle espèce a été oxydée ? laquelle a été réduite ?

Les ions cuivre $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ ont été réduits, alors que le fer métallique $\text{Fe}(\text{s})$ a été oxydé.

6. Compléter les demi-équations ci-dessous :

Réduction : + 2e^- =

Oxydation : = + 2e^-

Réduction : $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- = \text{Cu}(\text{s})$

Oxydation : $\text{Fe}(\text{s}) = \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

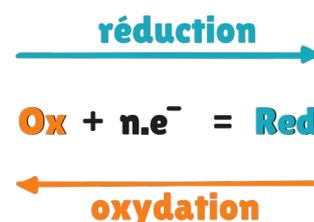
I.3 Couple oxydoréducteur

Un réducteur (Red) est une espèce chimique capable de donner des électrons à une autre.

Un oxydant (Ox) est une espèce chimique capable de prendre des électrons à une autre.

Réducteur : donneur
Oxydant : prend

Deux espèces chimiques notées Ox et Red qui forment un couple oxydant/réducteur sont reliées par une demi-équation d'oxydoréduction, dont la forme générale est donnée ci-contre. La transformation de l'oxydant en réducteur est une réduction, alors que la transformation inverse est une oxydation



Par association d'un oxydant et d'un réducteur conjugués (contenant un même élément chimique), on obtient un couple oxydant / réducteur, noté couple Ox / Red.

7. Pour chacune des demi-équations écrites précédemment, préciser quel est l'oxydant et quel est le réducteur, et déterminer le couple oxydant / réducteur.

Première demi-équation : l'oxydant est $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, le réducteur est $\text{Cu}(\text{s})$, le couple oxydant/ réducteur est $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$.

Deuxième demi-équation : l'oxydant est $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, le réducteur est $\text{Fe}(\text{s})$, le couple oxydant/ réducteur est $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})/\text{Fe}(\text{s})$.

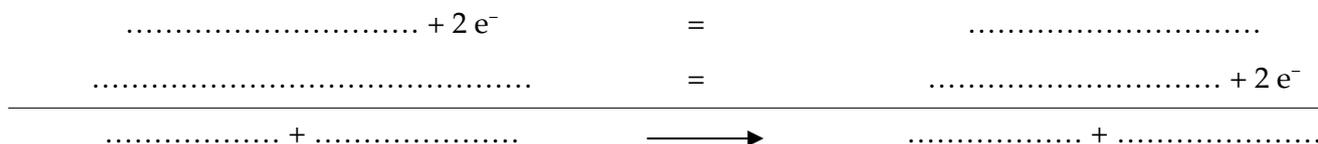
I.4 Équation-bilan d'une réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction au cours de laquelle des électrons sont échangés entre les réactifs.

Pour écrire l'équation-bilan d'une réaction d'oxydoréduction, il faut combiner les deux demi-équations des deux couples Ox / Red mis en jeu.

Cette équation-bilan doit être équilibrée : elle montre la conservation des éléments chimiques et des charges électriques. En outre, les électrons e^{-} ne doivent plus apparaître dans l'équation-bilan globale.

8. Retrouver l'équation-bilan de la réaction étudiée en combinant les deux demi-équations :



II Étude expérimentale d'autres couples oxydant/réducteur

II.1 Expérience de l'arbre de Diane (expérience prof)

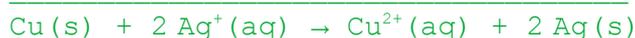
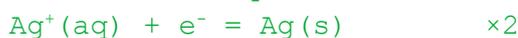
► Introduire dans un bécher un fil de cuivre $\text{Cu}(\text{s})$, puis ajouter doucement quelques millilitres de solution de nitrate d'argent ($\text{Ag}^{+}(\text{aq}) + \text{NO}_3^{-}(\text{aq})$). Ne pas agiter !

9. Noter vos observations et proposer une interprétation, sachant que les deux couples Ox/Red mis en jeu sont $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ et $\text{Ag}^{+}(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$ et que les ions nitrate $\text{NO}_3^{-}(\text{aq})$ sont « spectateurs ».

Un dépôt d'argent $\text{Ag}(s)$ se forme sur la tournure de cuivre tandis que la solution se colore en bleu (apparition d'ions $\text{Cu}^{2+}(aq)$).

10. Écrire les demi-équations puis l'équation de la réaction entre les ions argent $\text{Ag}^+(aq)$ et les atomes de cuivre $\text{Cu}(s)$.

Les deux couples sont : $\text{Ag}^+(aq)/\text{Ag}(s)$ et $\text{Cu}^{2+}(aq)/\text{Cu}(s)$.



II.2 Réaction entre l'acide chlorhydrique et le zinc métallique

► Dans un tube à essais introduire de la poudre de zinc $\text{Zn}(s)$ puis verser quelques millilitres d'acide chlorhydrique ($\text{H}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$).

11. Qu'observe-t-on ?

L'apparition de bulles montre qu'un dégagement gazeux se produit.

► Boucher le tube afin d'accumuler une partie du gaz qui se dégage, puis le tester à l'aide d'une allumette enflammée.

12. Le gaz dihydrogène H_2 est formé lors de cette réaction : comment est-il mis en évidence grâce à ce test ?

Une détonation a lieu quand l'allumette enflammée est introduite dans le tube.

► Dans le tube à essai, verser de l'hydroxyde de sodium jusqu'à obtenir la formation d'un précipité.

13. Noter vos observations. Quel ion est présent à l'état final et s'est formé pendant la réaction (utiliser les données en début d'énoncé) ?

Un précipité blanc se forme. Ce test permet d'identifier l'ion zinc $\text{Zn}^{2+}(aq)$.

14. Écrire les demi-équations puis l'équation de la réaction entre le zinc et l'acide chlorhydrique.

NB : les ions chlorure Cl^- ne participent pas à la réaction : ils sont « spectateurs ».

Les deux couples sont $\text{Zn}^{2+}(aq)/\text{Zn}(s)$ et $\text{H}^+(aq)/\text{H}_2(g)$.



II.3 Réaction avec les ions hypochlorite contenus dans l'eau de Javel

► Dans un tube à essai, verser 2 mL d'une solution d'iodure de potassium ($K^+(aq) + I^-(aq)$), une goutte d'acide chlorhydrique ($H^+(aq) + Cl^-(aq)$), puis ajouter goutte à goutte de l'eau de Javel diluée.

L'eau de Javel est une solution qui contient notamment des ions hypochlorite ClO^- .

15. Quel changement de teinte observez-vous ? L'interpréter en utilisant les données en début d'énoncé.

La solution prend une couleur brune-orangée.

Ce changement de teinte est dû à l'apparition de diiode dissous $I_2(aq)$

16. Écrire la demi-équation correspondante au couple $I_2(aq)/I^-(aq)$.



Le deuxième couple intervenant dans cette réaction est ClO^-/Cl^- où l'ion $ClO^-(aq)$ a pour nom hypochlorite.

17. Écrire la demi-équation de ce couple. Pour cela :

- Ajuster si besoin la stœchiométrie de l'élément oxygène O en ajoutant autant de molécules d'eau $H_2O(l)$ que nécessaire du côté des produits.
- Ajuster si besoin la stœchiométrie de l'élément hydrogène H en ajoutant autant d'ions hydrogène $H^+(aq)$ du côté des réactifs.
- Ajuster le nombre de charges électriques en ajoutant si besoin le nombre d'électrons e^- nécessaires.



18. Écrire l'équation chimique de la réaction d'oxydo-réduction qui a lieu entre les ions hypochlorite de l'eau de Javel et les ions iodure en combinant les deux demi-équations précédentes. (les ions potassium $K^+(aq)$ sont spectateurs).

