TP – Oxydoréduction

Première spécialité Physique-Chimie

Objectifs :

Connaître et savoir utiliser les notions de réactif, produit, d'une transformation chimique.

Découvrir les notions d'oxydant et de réducteur, d'oxydation et de réduction.

I. Le sécateur de Rosalie

La situation décrite par Rosalie (document 1) est modélisée par l'expérience A (document 2).

Document 1 : une mésaventure avec un sécateur

Rosalie, rosiériste passionnée, discute avec son voisin Marcel, jardinier amateur : « Hier soir, après avoir traité mes rosiers avec de la bouillie bordelaise, un produit à base de sulfate de cuivre, j'ai oublié mon sécateur au fond du seau. Le lendemain matin, quelle surprise : la lame en acier (un alliage composé essentiellement de fer) était recouverte d'un dépôt rouge-orangé ! » Marcel, qui utilise la même bouillie pour ses arbres fruitiers, a fait la même observation avec son seau en tôle galvanisée (tôle recouverte de zinc), dont l'intérieur est devenu rouge sombre. Les deux voisins cherchent une explication…

Que s'est-il passé ?!

Doc 2 : expérience A – protocole

- Dans un tube à essai, verser 1 mL de solution de sulfate de cuivre (II), notée (Cu^{2+}(aq) ; SO_4^{2-}(aq)). On rappelle que dans un tube à essai, 1 mL de solution correspond approximativement à une hauteur de 1 cm de liquide.
- Immerger une pointe de spatule de poudre de fer Fe(s).
- Agiter légèrement et observer.

Travail à faire :

I.1 Réaliser un schéma détaillé de l'expérience (début et fin). Le schéma doit être annoté et comporter un titre.

I.2 Observer très attentivement ce qui se produit lors de l'expérience. Quels **réactifs** disparaissent et quelles observations vous permettent d'en être sûr ? Quels **produits** apparaissent et quelles observations vous permettent d'en être sûr ?

I.3 Conclure, en précisant l'équation de la réaction qui modélise la transformation chimique observée. On notera que les ions sulfate SO_4^{2-} n'interviennent pas dans cette réaction. On dit qu'il s'agit d'ions « **spectateurs** ».

Que se passe-t-il lors de la réaction, au niveau microscopique ?

I.4 Quelles peuvent être les particules gagnées par un ion Cu^{2+}(aq) (ou « ion cuivre (II) ») pour donner un atome de cuivre métal Cu(s) ? En indiquer le nombre et compléter la demi-équation suivante :

$$\mathbf{Cu^{2+}_{(aq)} + \ldots\ldots\ldots \rightarrow Cu_{(s)}}$$

I.5 Mêmes questions pour les particules perdues par un atome de fer Fe(s) lorsqu'il donne un ion Fe^{2+}(aq) :

$$\mathbf{Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + \ldots\ldots\ldots}$$

I.6 Observe-t-on ces particules dans l'équation finale ? Proposer une explication.

II. L'arbre de Diane

Doc 3 : Expérience B – protocole

Dans un tube à essai, verser 1 mL de solution de nitrate d'argent de formule (Ag^+(aq) , NO_3^-(aq)), puis immerger un fil (ou copeau) de cuivre Cu(s).

Observer.

Doc 4 : Oxydant et réducteur / Oxydation et réduction

On appelle **OXYDANT** une espèce chimique capable de capter des électrons.
On appelle **RÉDUCTEUR** une espèce chimique capable de céder des électrons.

Une demi-équation rédox du type

oxydant + n e^- → réducteur est une **réduction**

Une demi-équation rédox du type

réducteur → oxydant + n e^- est une **oxydation**

Travail à faire :

II.1 Observer très attentivement l'expérience. La schématiser dans le compte-rendu et déduire des observations, l'équation de la réaction qui modélise la transformation chimique observée.

II.2 Le cuivre Cu(s) est-il oxydant ou réducteur ? Subit-il une oxydation ou une réduction ? Écrire la demi-équation rédox associée à la transformation chimique observée.

II.3 Mêmes questions pour les ions argent $Ag^+(aq)$.

III. Attaque d'un métal par un acide

Regarder l'expérience suivante :

Doc 5 : Expérience C

https://hooktube.com/watch?v=1ZAnsAvbAXw

ou

https://www.youtube.com/watch?v=1ZAnsAvbAXw

III.1 Décrire le protocole de cette expérience en précisant les règles de sécurité à respecter.

III.2 En déduire la demi-équation de disparition des ions $H^+(aq)$ provenant de l'acide chlorhydrique, puis l'équation d'oxydoréduction, équilibrée, entre les ions $H^+(aq)$ et le magnésium Mg(s).

Pour aller plus loin

On donne l'équation suivante :

$$S_2O_8^{2-}{}_{(aq)} + Hg_2^{2+}{}_{(aq)} \rightarrow 2SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2Hg^{2+}{}_{(aq)}$$

B.1 Rechercher le nom de l'élément dont le symbole est Hg.

B.2 Identifier les deux couples rédox mis en jeu dans cette réaction d'oxydoréduction.

B.3 Écrire les demi-équations d'oxydoréduction correspondant à ces couples.

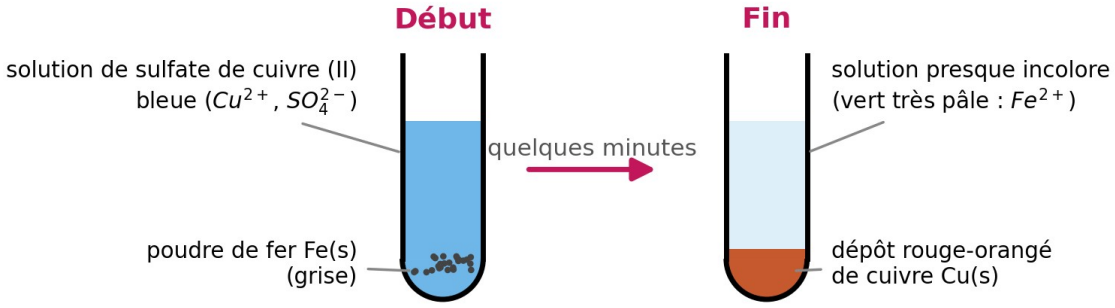
B.4 Déterminer quels sont, respectivement, l'oxydant et le réducteur dans la transformation étudiée.

Corrigé – TP Oxydoréduction

Première spécialité Physique-Chimie

I. Le sécateur de Rosalie

I.1 Schéma de l'expérience A (début et fin).



Titre : Action de la poudre de fer sur une solution de sulfate de cuivre (II)

I.2 Réactifs qui disparaissent : les ions cuivre (II) $Cu^{2+}(aq)$, car la couleur bleue de la solution s'atténue puis disparaît ; le fer Fe(s), car la poudre grise disparaît.

Produits qui apparaissent : le cuivre métal Cu(s), car il se forme un dépôt rouge-orangé ; les ions fer (II) $Fe^{2+}(aq)$, responsables de la teinte vert très pâle de la solution (on peut le confirmer par un test à la soude : précipité vert).

I.3 Équation de la réaction :

$$\mathbf{Cu^{2+}_{(aq)} + Fe_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Fe^{2+}_{(aq)}}$$

Les ions sulfate SO_4^{2-} sont spectateurs : ils sont présents au début et à la fin, sans changer.

I.4 Pour passer de l'ion Cu^{2+} à l'atome Cu, l'ion doit **gagner 2 électrons** :

$$\mathbf{Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow Cu_{(s)}}$$

I.5 Pour passer de l'atome Fe à l'ion Fe^{2+}, l'atome doit **perdre 2 électrons** :

$$\mathbf{Fe_{(s)} \rightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-}$$

I.6 Non, les électrons n'apparaissent pas dans l'équation finale : les 2 électrons perdus par l'atome de fer sont exactement ceux gagnés par l'ion cuivre (II). Ils sont échangés directement entre les deux espèces et ne restent pas libres en solution : en additionnant les deux demi-équations, ils se simplifient.

Retour au document 1 : sur la lame du sécateur, c'est le fer de l'acier qui réagit avec les ions Cu^{2+} ($Cu^{2+}(aq) + Fe(s) \rightarrow Cu(s) + Fe^{2+}(aq)$) ; dans le seau en tôle galvanisée de Marcel, c'est le zinc ($Cu^{2+}(aq) + Zn(s) \rightarrow Cu(s) + Zn^{2+}(aq)$). Dans les deux cas, du cuivre métal rouge se dépose sur le métal.

II. L'arbre de Diane

II.1 Observations : le fil de cuivre se recouvre peu à peu d'un dépôt gris brillant (argent métal Ag(s), qui forme des dendrites ressemblant à un arbre) et la solution, d'abord incolore, devient bleue (apparition d'ions $Cu^{2+}(aq)$).

$$\mathbf{2\ Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow 2\ Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}}$$

II.2 Le cuivre Cu(s) **cède des électrons** : c'est un **réducteur**. Il subit une **oxydation** :

$$\mathbf{Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-}$$

II.3 Les ions argent $Ag^+(aq)$ **captent des électrons** : ce sont des **oxydants**. Ils subissent une **réduction** :

$$\mathbf{Ag^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Ag_{(s)}}$$

Remarque : pour équilibrer l'équation bilan, on multiplie la demi-équation de l'argent par 2 afin que les électrons échangés se compensent.

III. Attaque d'un métal par un acide

III.1 Protocole (à adapter à la vidéo de l'expérience C) : dans un tube à essai maintenu dans un support, verser environ 1 cm de hauteur de solution d'acide chlorhydrique, puis y introduire un morceau de ruban de magnésium Mg(s). Observer le dégagement gazeux et la disparition du métal ; le gaz peut être identifié par le test de la détonation (dihydrogène).

Règles de sécurité : porter une blouse, des lunettes de protection et des gants (l'acide chlorhydrique est corrosif) ; manipuler sous la hotte ou dans un endroit aéré ; tenir le tube à distance du visage ; ne pas approcher de flamme tant que le gaz n'est pas identifié (le dihydrogène est inflammable) ; rincer abondamment en cas de projection.

III.2 Demi-équation de disparition des ions $H^+(aq)$ (réduction) :

$$2\ H^+_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow H_{2(g)}$$

Demi-équation du magnésium (oxydation) : $Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$

Équation d'oxydoréduction, équilibrée :

$$2\ H^+_{(aq)} + Mg_{(s)} \rightarrow H_{2(g)} + Mg^{2+}_{(aq)}$$

Pour aller plus loin

B.1 Hg est le symbole du **mercure**.

B.2 Couples rédox : $S_2O_8^{2-}(aq)$ / $SO_4^{2-}(aq)$ et $Hg_2^{2+}(aq)$ / $Hg^{2+}(aq)$.

B.3 Demi-équations :

$$S_2O_8^{2-}{}_{(aq)} + 2\ e^- \rightarrow 2\ SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

$$Hg_2^{2+}{}_{(aq)} \rightarrow 2\ Hg^{2+}_{(aq)} + 2\ e^-$$

B.4 L'**oxydant** est $S_2O_8^{2-}$ (il capte des électrons) ; le **réducteur** est Hg_2^{2+} (il cède des électrons).