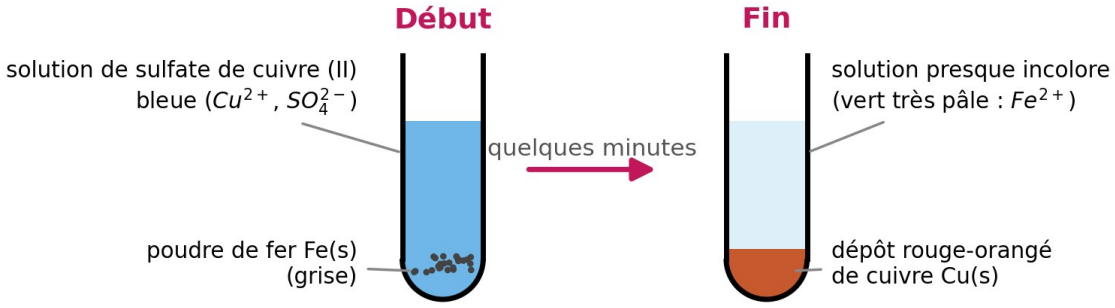
Corrigé – TP Oxydoréduction

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) :

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

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

Équation d'oxydoréduction, équilibrée :

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

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 :

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

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

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