

Phénomène d'oxydoréduction**Exercice n° 1 :**

Écrire les demi-équations d'oxydoréduction des couples oxydant / réducteur :

- a- Zn^{2+} / Zn b- I_2 / I^-
 c- Al^{3+} / Al d- Cl_2 / Cl^-

Exercice n° 2 :

On considère les réactions dont les équations sont données ci-dessous :

- a- $2 Fe^{3+} + 2 I^- \rightarrow 2 Fe^{2+} + I_2$
 b- $Fe^{2+} + Ce^{4+} \rightarrow Fe^{3+} + Ce^{3+}$
 c- $Au^{3+} + 3 Ag (s) \rightarrow Au (s) + 3 Ag^+$
 d- $2 Fe^{2+} + S_2O_8^{2-} \rightarrow 2 Fe^{3+} + 2 SO_4^{2-}$

- 1) Rechercher, parmi les réactifs de ces réactions, l'oxydant et le réducteur.
- 2) Montrer que chaque équation d'oxydoréduction peut être considérée comme la somme de deux demi équations que l'on précisera.
- 3) Préciser les couples redox mis en jeu au cours de chaque réaction

Exercice n° 3 :

Les ions argent Ag^+ réagissent avec le plomb métallique pour donner un dépôt métallique et des ions plomb II Pb^{2+} .

- 1) Cette réaction est-elle une réaction d'oxydoréduction ? Justifier.
- 2) Quels sont les couples oxydant / réducteur mis en jeu ? Écrire leurs demi-équations d'oxydoréduction.
- 3) Identifier l'oxydant et le réducteur qui réagissent. Ont-ils été oxydés ou réduits ?

Exercice n° 4:

On plonge une lame de zinc dans un bécher contenant un volume $V = 50 \text{ mL}$ d'une solution bleue de sulfate de cuivre II de concentration $c = 0.1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$.

Données : Masses molaires : $M(Zn) = 65.4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(Cu) = 63.5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

- 1) On observe que la solution se décolore entièrement. Quelle indication peut-on en tirer ?
- 2) Un dépôt rouge apparaît sur la lame de zinc. Quelle est la nature de ce dépôt ?
- 3) Écrire l'équation de la réaction qui a lieu entre la lame de zinc et la solution de sulfate de cuivre.
- 4) Quel est le rôle joué par les ions cuivre dans cette réaction ? Sont-ils oxydés ou réduits ?
- 5) Préciser les couples oxydant/réducteur mis en jeu dans cette réaction et écrire les demi-équations correspondantes.
- 6) Quelle est la masse de zinc m_1 qui a été oxydée ?
- 7) Quelle est la masse du dépôt rouge m_2 qui apparaît ?

Exercice n°5 :

Des morceaux d'aluminium sont décapés puis pesés, leur masse est égale à $0,16g$. Ils sont ensuite totalement immergés dans une solution de $200mL$ de sulfate de cuivre (II) de concentration $c = 0,10 mol.L^{-1}$.

- 1) Ecrire l'équation-bilan de la réaction qui a lieu.
- 2) Décrire le système final en précisant les concentrations des différents ions en solution.

Exercice n°6 :

La gravure à l'eau forte est une méthode de reproduction ancienne.

L'artiste dessine à l'aide d'une pointe en métal sur une plaque de cuivre recouverte de vernis.

Lorsque la gravure est terminée, la plaque est plongée dans une solution d'acide nitrique, $\{H^+ + NO_3^-\}$, anciennement appelée eau forte :

Les parties de cuivre non protégées par le vernis sont alors attaquées par les ions nitrate NO_3^- et la solution utilisée devient bleue.

- 1) La solution :
 - a- Pourquoi la solution bleuit-elle ?
 - b- Quel est le rôle joué par le cuivre ? A-t-il été oxydé ou réduit ?
 - c- Écrire la demi-équation d'oxydoréduction du couple oxydant / réducteur mis en jeu.
- 2) L'autre couple :
 - a- Quel est le rôle joué par les ions nitrate NO_3^- ? Ont-ils été oxydés ou réduits ?
 - b- L'espèce conjuguée de l'ion nitrate est le monoxyde d'azote gazeux NO .
Écrire la demi-équation d'oxydoréduction correspondante.
- 3) En déduire l'équation de la réaction ayant lieu entre le cuivre et l'acide nitrique.
- 4) Pourquoi doit-on utiliser une solution d'acide nitrique et non une solution de nitrate de potassium $\{K^+ + NO_3^-\}$?
- 5) Étude quantitative : On utilise un volume $V = 500 mL$ d'une solution d'acide nitrique de concentration $C = 1,0 mol.L^{-1}$
Lors de la gravure, une masse de cuivre $m = 1,5 g$ est oxydée.
 - a- Quelles sont les concentrations finales des ions cuivre II et des ions nitrate dans la solution ?
 - b- Quel est le volume de monoxyde d'azote dégagé ?

Données :

Masse molaire du cuivre : $M(Cu) = 63,5 g.mol^{-1}$

Volume molaire du gaz : $V_m = 24 L.mol^{-1}$