

1 Demi-équations électroniques

Écrire la demi-équation correspondant à chacun des couples oxydant/réducteur suivants :

1. Au^{3+}/Au .
2. $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$.
3. Cl_2/Cl^- .
4. $\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}$.

2 Demi-équations électroniques 2

Écrire la demi-équation correspondant à chacun des couples oxydant/réducteur suivants :

1. $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2/\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
2. HClO/Cl_2 .
3. $\text{CO}_2/\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$.
4. NO/N_2 .

3 Équations de réactions d'oxydoréduction

 Données : couples oxydant/réducteur

- Ag^+/Ag
- Zn^{2+}/Zn
- H^+/H_2
- $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$
- Fe^{2+}/Fe
- Cu^{2+}/Cu
- Br_2/Br^-
- Au^{3+}/Au
- Mg^{2+}/Mg

Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre :

1. les ions argent Ag^+ et le zinc Zn .
2. Les ions hydrogène H^+ et le fer Fe .
3. le cuivre Cu et le dibrome Br_2 .
4. les ions or Au^{3+} et le magnésium Mg .

4 Équations de réactions d'oxydoréduction 2

 Données : couples oxydant/réducteur

- $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$
- I_2/I^-
- $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}/\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$
- $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$

Écrire l'équation de la réaction d'oxydoréduction entre :

1. les ions fer (III) Fe^{3+} et le diiode I_2 .
2. les ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ et le diiode I_2 .
3. les ions fer (II) Fe^{2+} et les ions permanganate MnO_4^- .

5 Oxydation du vin

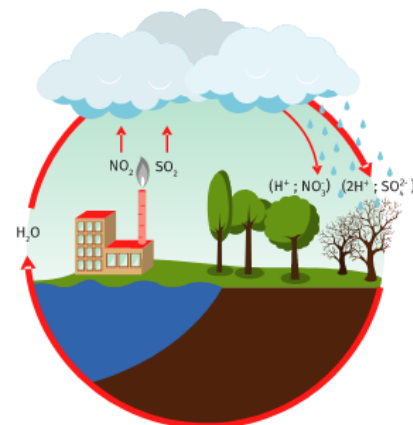
L'éthanol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ est une espèce de la famille des alcools. Toxique, il peut être ingéré en faibles quantités et est contenu dans les boissons alcoolisées. À l'air libre, il peut être oxydé par le dioxygène en éthanal $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. Pour empêcher l'oxydation du vin, les viticulteurs y ajoutent de l'acide ascorbique $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ (vitamine C), qui est un puissant réducteur, pouvant être oxydé en $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$.

1. Écrire l'équation d'oxydation de l'éthanol par le dioxygène, qui se réduit en eau.
2. Expliquer pourquoi l'ajout d'acide ascorbique permet d'empêcher cette oxydation.

6 Pluies acides

L'industrie et les énergies fossiles rejettent dans l'atmosphère du dioxyde de soufre SO_2 et du dioxyde d'azote NO_2 . Ces composés toxiques, en réagissant avec le dioxygène et l'eau de l'atmosphère, produisent des pluies acides, responsables d'importants dégâts environnementaux.

1. Écrire la demi-équation électronique associée au couple dont fait partie le dioxyde de soufre, $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2$.
2. Écrire la demi-équation électronique associée au couple dont fait partie le dioxyde d'azote, $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2$.
3. Déterminer l'équation de la réaction entre le dioxyde de soufre SO_2 et le dioxygène.
4. Déterminer l'équation de la réaction entre le dioxyde d'azote NO_2 et le dioxygène.



7 Oxydation du fer à l'air libre

Un objet en fer laissé à l'air libre rouille. Il s'agit d'une oxydation lente du fer.

La rouille est un composé complexe, qui se forme en plusieurs étapes.

1. Étape 1 : formation de l'hydroxyde de fer (II). Les couples qui interviennent sont $\text{Fe}(\text{OH})_2/\text{Fe}$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$.
 - (a) Calculer le nombre d'oxydation du fer dans l'hydroxyde de fer (II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$.
 - (b) Déterminer l'équation de la réaction.
2. Étape 2 : formation de l'hydroxyde de fer (III). Les couples qui interviennent sont $\text{Fe}(\text{OH})_3/\text{Fe}(\text{OH})_2$ et $\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}$.
 - (a) Calculer le nombre d'oxydation du fer dans l'hydroxyde de fer (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
 - (b) Déterminer l'équation de la réaction.
3. D'après ces deux équations, le dioxygène est-il la seule espèce responsable de l'oxydation du fer ?