Exemple : En milieu acide, les ions permanganate $MnO_4^-$ oxydent l'acide oxalique $H_2C_2O_4$. Les couples oxydant-réducteur en jeu sont les couples $MnO_{4(aq)}^-/Mn_{(aq)}^{2+}$ et $CO_{2_{(g)}}/H_2C_2O_{4_{(aq)}}$.

Écrire l'équation de la réaction d'oxydo-réduction.

- ✓ Ecrire les 2 demi-équations l'une sur l'autre (double flèche) en mettant à gauche les 2 réactifs (lire l'énoncé).
- ✓ Combiner les 2 demi-équations, en multipliant (si besoin) chaque demi-équation par le nombre adéquat, de telle manière qu'il y ait autant d'$e^-$ captés que d'$e^-$ produits.
- ✓ Enlever les espèces qui, comme les électrons, se retrouvent à la fois dans les réactifs et dans les produits.

2 demi-équations :

On combine

$$MnO_{4(aq)}^- + 8H_{(aq)}^+ + 5e^- = Mn_{(aq)}^{2+} + 4H_2O_{(l)} \quad \times 2$$

$$H_2C_2O_4 = 2CO_{2_{(g)}} + 2H_{(aq)}^+ + 2e^- \quad \times 5$$

$$2MnO_{4(aq)}^- + 16H_{(aq)}^+ + 5H_2C_2O_4 \rightarrow 2Mn_{(aq)}^{2+} + 8H_2O_{(l)} + 10CO_{2_{(g)}} + 10H_{(aq)}^+$$

On simplifie : reste 6 (16-10)

$$2MnO_{4(aq)}^- + 6H_{(aq)}^+ + 5H_2C_2O_4 \rightarrow 2Mn_{(aq)}^{2+} + 8H_2O_{(l)} + 10CO_{2_{(g)}}$$

**5 Identifier des couples oxydant / réducteur**

| Mobiliser ses connaissances.

• Préciser pour chacune des demi-équations électroniques suivantes, le couple oxydant / réducteur correspondant.

**a.** $Bi^{5+}(aq) + 2\,e^- \rightleftarrows Bi^{3+}(aq)$

**b.** $2\,NO(g) + 4\,H^+(aq) + 4\,e^- \rightleftarrows N_2(g) + 2\,H_2O(\ell)$

**c.** $BrO_3^-(aq) + H_2O(\ell) \rightleftarrows BrO_4^-(aq) + 2\,H^+(aq) + 2\,e^-$

a. $Bi_{(aq)}^{5+}/Bi_{(aq)}^{3+}$

b. $NO_{(g)}/N_{2(g)}$

c. $BrO_{4\,(aq)}^-/BrO_{3\,(aq)}^-$

**9 Établir des demi-équations électroniques (2)**

| Utiliser un modèle pour expliquer

Le diazote $N_2(g)$ peut se réduire en ammoniac $NH_3(g)$ tandis que l'eau $H_2O(\ell)$ peut s'oxyder en dioxygène $O_2(g)$.

• Écrire les demi-équations d'oxydoréduction.

$$N_2 + 4H^+ + 4e^- = 2NH_3$$

$$2H_2O = O_2 + 4H^+ + 4e^-$$

## 11 Identifier des couples oxydant / réducteur

| Mobiliser ses connaissances.

L'éthanol, de formule $C_2H_6O(\ell)$, peut être oxydé par le dioxygène $O_2(g)$ de l'air. Les produits de la réaction sont l'éthanal $C_2H_4O(\ell)$ et l'eau $H_2O(\ell)$.

**1.** Préciser, pour chacune des espèces chimiques, s'il s'agit d'un oxydant ou d'un réducteur.

**2.** Identifier les couples oxydant / réducteur mis en jeu au cours de cette réaction.

**3.** Écrire l'équation de la réaction.

1. $C_2H_6O$ : réducteur
   $O_2$ : oxydant
   $C_2H_4O$ : oxydant
   $H_2O$ : réducteur
2. $O_2/H_2O$ et $C_2H_4O/C_2H_6O$

3. Demi-équations : $O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$

$$\left(C_2H_6O = C_2H_4O + 2H^+ + 2e^-\right) \times 2$$

Equation : $O_2 + 2C_2H_6O \rightarrow 2H_2O + 2C_2H_4O$

## 13 Établir et prévoir une réaction d'oxydoréduction

| Utiliser un modèle.

On donne les couples oxydant / réducteur suivants : $Au^{3+}(aq)/Au(s)$ ; $Sn^{2+}(aq)/Sn(s)$ ; $C\ell_2(g)/C\ell^-(aq)$.

**1.** Établir l'équation de la réaction entre l'étain Sn (s) et les ions or (III) $Au^{3+}(aq)$.

**2.** Pourrait-il se produire une réaction d'oxydoréduction entre :

**a.** Sn (s) et $C\ell_2(g)$ ?

**b.** Au (s) et $C\ell^-(aq)$ ?

**c.** Au (s) et $Au^{3+}(aq)$ ? Utiliser le réflexe 2

1. Demi- équations :

$$\left(Au^{3+} + 3e^- = Au\right) \times 2$$
$$\left(Sn = Sn^{2+} + 2e^-\right) \times 3$$

Equation : $2Au^{3+} + 3Sn \rightarrow 2Au + 3Sn^{2+}$

2. Une réaction d'oxydo-réduction peut avoir lieu entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple. Seule la réaction a est possible. En effet, la b fait intervenir 2 réducteurs et la c un seul couple.

**17 L'ion nitrate dans un engrais**

| Proposer un modèle

Pour trouver la teneur en ion nitrate $NO_3^-$ dans un engrais, on réalise la réaction entre les ions nitrate et les ions fer (II) $Fe^{2+}(aq)$.

**1.** Identifier les couples oxydant / réducteur mis en jeu au cours de cette réaction. Justifier.

**2.** Établir l'équation de la réaction.

**Données**

- Couples oxydant / réducteur : $NO_3^-(aq) / NO(g)$ ; $Fe^{3+}(aq) / Fe^{2+}(aq)$ ; $Fe^{2+}(aq) / Fe(s)$.

## Ex 17

1. L'ion $NO_3^-$ est un oxydant (il est écrit à gauche dans son couple). Il ne peu réagir qu'avec un réducteur.
   Cela veut dire que l'ion $Fe^{2+}$ doit être un réducteur.
   Les deux couples mis en jeu sont : $NO_3^-/NO$ et $Fe^{3+}/Fe^{2+}$

2. Demis-équations : $NO_3^- + 4H^+ + 3e^- = NO + 2H_2O$

   $Fe^{2+} = Fe^{3+} + 1e^-$ $) \times 3$

   Equation : $NO_3^- + 4H^+ + 3Fe^{2+} \rightarrow NO + 2H_2O + 3Fe^{3+}$