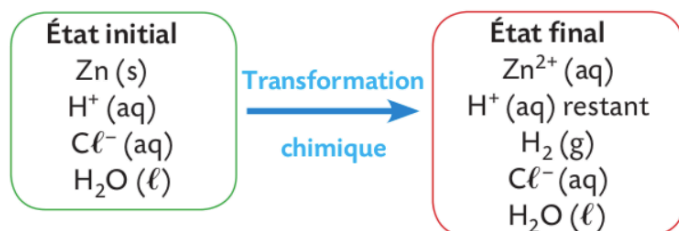


# Chapitre 14 : Les transformations chimiques



## Les transformations chimiques

### Exercice 1 :



1. Les deux produits formés sont les ions zinc Zn<sup>2+</sup> et le dihydrogène H<sub>2</sub>. Ces deux espèces n'étaient pas présentes à l'E.I.
2. Les réactifs sont les espèces chimiques présentes au début de la transformation chimique : le zinc Zn, les ions hydrogène et les ions chlorure : H<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup> et de l'eau H<sub>2</sub>O.
3. a. Le réactif qui est totalement consommé à la fin est le zinc solide Zn.  
b. ce réactif est appelé le réactif limitant ?
4. Les espèces spectatrices sont présentes à l'E.I et à l'E.F. Elles n'ont pas réagi. Il s'agit des ions Chlorure Cl<sup>-</sup> et de l'eau H<sub>2</sub>O.

### Exercice 2 :

Combustion du butane C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>(g) :

- a. Réactifs : Butane C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>(g) et Dioxygène O<sub>2</sub>(g)  
Produits : Dioxyde de carbone CO<sub>2</sub>(g) et Eau H<sub>2</sub>O(g)  
Espèce spectatrice : Aucune
- b. Bilan de la transformation chimique :  
Butane + Dioxygène --> Dioxyde de carbone + Eau
- c. Équation de la réaction chimique :  
$$\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \frac{13}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
  
Ou 
$$2 \text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + 13 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 8 \text{CO}_2(\text{g}) + 10 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

Combustion du butanol C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O(g) :

- a. Réactifs : Butanol C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>O(g) et Dioxygène O<sub>2</sub>(g)  
Produits : Dioxyde de carbone CO<sub>2</sub>(g) et Eau H<sub>2</sub>O(g)  
Espèce spectatrice : Aucune
- b. Bilan de la transformation chimique :  
Butanol + Dioxygène --> Dioxyde de carbone + Eau
- c. Équation de la réaction chimique :  
$$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}(\text{g}) + 6 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 5 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

### Exercice 3 :

### Exercice 4 :

1. Réactifs : Ions fer III Fe<sup>3+</sup>(aq) et Ions hydroxyde HO<sup>-</sup>(aq)  
Produit : Précipité d'hydroxyde de fer (III) Fe(OH)<sub>3</sub>(s)
- 2.
3. La bonne équation est le d car c'est la seule qui respecte la conservation des éléments chimiques et des charges électriques.
4. Espèces spectatrices : Les ions chlorure Cl<sup>-</sup>(aq) et les ions sodium Na<sup>+</sup>(aq)

### Exercice 5 :

1. La réaction est dite endothermique ce qui signifie que le système thermique reçoit de la chaleur.
2. La température diminue.

### Exercice 6 :

1. a.  
Réactifs : Acide stéarique  $C_{18}H_{36}O_2(s)$  et dioxygène  $O_2(g)$   
Produits : Eau  $H_2O(g)$  et Dioxyde de carbone  $CO_2(g)$   
Espèce spectatrice : Aucune  
b.  $C_{18}H_{36}O_2(s) + 26 O_2(g) \rightarrow 18 H_2O(g) + 18 CO_2(g)$
2. a. Cette transformation libère de l'énergie donc la combustion est exothermique.  
b. Calcul de l'énergie libérée lors de la combustion de 200 g d'acide stéarique :  
On sait que la combustion de 1 kg soit 1000 g libère 38,0 MJ :

1000 g	38,0 MJ
200 g	? = $38,0 \times 200 / 1000 = 7,6$ MJ

La combustion de 200 g d'acide stéarique libère 7,6 MJ ?

- d. La variation de température sera 5 fois plus importante pour la combustion de 1000 g plutôt que pour 200 g.

## Équilibrer une équation de réaction

### Exercice 7 :

- a.  $2 C_2H_6O(g) + 6 O_2(g) \rightarrow 4 CO_2(g) + 6 H_2O(g)$  : **Équation déjà équilibrée**
- b.  $2 C_7H_8(g) + 18 O_2(g) \rightarrow 14 CO_2(g) + 8 H_2O(g)$
- c.  $Fe^{3+}(aq) + 2 I^-(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + I_2(aq)$  : **Équation déjà équilibrée**
- d.  $2 Sn^{2+}(aq) + 4 Fe^{3+}(aq) \rightarrow 2 Sn^{4+}(aq) + 4 Fe^{2+}(aq)$

### Exercice 8 :

- a.  $2 Cu(s) + O_2(g) \rightarrow 2 CuO(s)$
- b.  $C_8H_{18}(g) + 25/2 O_2(g) \rightarrow 8 CO_2(g) + 9 H_2O(g)$
- c.  $Fe^{2+}(aq) + 2 HO^-(aq) \rightarrow Fe(OH)_2(s)$
- d.  $2 I^-(aq) + S_2O_8^{2-} \rightarrow I_2(aq) + 2 SO_4^{2-}(aq)$

### Exercice 9 :

- a.  $2 C_{12}H_{26}(g) + 74 O_2(g) \rightarrow 24 CO_2(g) + 26 H_2O(g)$
- e.  $2 CuO(s) + C(s) \rightarrow 2 Cu(s) + CO_2(g)$  : **Équation déjà équilibrée**
- b.  $3 AgNO_3(s) \rightarrow 3 Ag^+(aq) + 3 NO_3^-(aq)$
- c.  $Fe^{2+}(aq) + 6 CN^-(aq) \rightarrow Fe(CN)_6^{4-}(aq)$

### Exercice 10 :

- a.  $2 MgO(s) + Si(s) \rightarrow 2 Mg(s) + SiO_2(l)$
- b.  $CH_4(g) + 2 Cl_2(g) \rightarrow C(s) + 4 HCl(g)$
- c.  $Pb^{2+}(aq) + 2 I^-(aq) \rightarrow PbI_2(s)$
- d.  $Zn(s) + 2 H^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$

## Réactif limitant

### Exercice 11 :

1. Le réactif limitant est le réactif qui vient à manquer le premier lors de la réaction chimique. C'est le réactif entièrement consommé.
2.  $n_0(\text{Fe}) / 4 = 8 / 4 = 2$   
 $n_0(\text{O}_2) / 3 = 9 / 3 = 3$

Donc le réactif limitant est le fer car  $n_0(\text{Fe}) / 4 < n_0(\text{O}_2) / 3$ .

### Exercice 12 :

1. Le mélange stoechiométrique est le b car les réactifs sont introduits de telle sorte que :  
 $n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7) / 1 = n_0(\text{HO}^-) / 3$ .
2.  $n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7) / 1 = 6 / 1$   
 $n_0(\text{HO}^-) / 3 = 6 / 3 = 2$
3.  $n_0(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7) / 1 < n_0(\text{HO}^-) / 3$  donc le réactif limitant est  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ .
- 4.

### Exercice 13 :

1. D'après les coefficients stœchiométriques, il faut que  $n_0(\text{H}_2) / 2 = n_0(\text{O}_2) / 1$ .
2. Le bon mélange est a car  $4 / 2 = 2 / 1$

### Exercice 14 :

- a.  $n_0(\text{Al}) / 2 = 1,0 \cdot 10^{-1} / 2 = 0,5 \cdot 10^{-1}$   
 $n_0(\text{HO}^-) / 2 = 1,0 \cdot 10^{-2} / 2 = 0,5 \cdot 10^{-2}$   
 $n_0(\text{Al}) / 2 > n_0(\text{HO}^-) / 2$  donc le réactif limitant est  $\text{HO}^-$
- b. On nous dit qu'à la fin de la réaction, il subsiste un solide. Le seul solide intervenant dans la transformation chimique est l'Aluminium. Donc, à la fin, il reste de l'aluminium. Ce n'est pas le réactif limitant. Il s'agit des ions hydroxyde.

### Exercice 15 :

- $n_0(\text{NO}) / 2 = 5,0 \cdot 10^{-2} / 2 = 2,5 \cdot 10^{-2}$   
 $n_0(\text{O}_2) / 1 = 1,0 \cdot 10^{-2}$   
 $n_0(\text{NO}) / 2 > n_0(\text{O}_2)$  donc le réactif limitant est le dioxygène  $\text{O}_2$ .

### Exercice 16 :

1.  $\text{H}^+ + \text{HO}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
2. On voit que la température augmente donc la réaction est exothermique.
3. a.  $t = m / V$   
b. Lors de l'ajout des ions hydroxyde, la masse du système augmente.  
c. Plus on introduit d'ions hydroxyde, plus la température du système augmente.