

# Académie ARCHIMEDE

## Centre de soutien scolaire

### Chap4 : Stœchiométrie et réactif limitant

#### I- Exemples :

Soit l'équation :  $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

On enflamme une masse de carbone et on l'introduit dans un flacon contenant un volume de dioxygène  $V_{O_2}$ , il se forme de dioxyde de carbone.

On donne :  $V_M = 24L \cdot mol^{-1}$  ;  $M(C) = 12g \cdot mol^{-1}$  ;  $M(O) = 16g \cdot mol^{-1}$

1<sup>er</sup> mélange :

$$m_C = 1,2g ; V_{O_2} = 2,4L$$

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} A.N ; n_C = \frac{1,2}{12} ; n_C = 0,1mol$$

$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_M} A.N ; n_{O_2} = \frac{2,4}{24} ; n_{O_2} = 0,1mol$$

$$\bullet \frac{n_C}{1} = \frac{0,1}{1} = 0,1mol.$$

$$\bullet \frac{n_{O_2}}{1} = \frac{0,1}{1} = 0,1mol$$

➔  $\frac{n_C}{1} = \frac{n_{O_2}}{1}$  ➔ dans ce cas les réactifs disparaissent totalement à la fin de la réaction.

On dit que les réactifs sont mélangés dans **les proportions stœchiométriques**.

2<sup>ème</sup> mélange :

$$m_C = 1,2g ; V_{O_2} = 4,8L$$

$$n_C = \frac{m_C}{M_C} A.N ; n_C = \frac{1,2}{12} ; n_C = 0,1mol$$

$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{V_M} A.N ; n_{O_2} = \frac{4,8}{24} ; n_{O_2} = 0,2mol$$

➔  $\frac{n_C}{1} \neq \frac{n_{O_2}}{1}$  ➔ dans ce cas le mélange n'est pas dans les proportions stœchiométriques.

A la fin de la réaction il reste encore du réactif.

$\frac{n_C}{1} < \frac{n_{O_2}}{1}$  ➔ le carbone est le réactif limitant (réactif en défaut).

Le dioxygène est le réactif en excès.

#### II- Généralisation :

##### 1- Expérience et observation:

Soit la réaction :  $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

- Si :  $\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} \iff \frac{n_A}{n_B} = \frac{a}{b}$ . Le mélange est stœchiométrique (les réactifs disparaissent totalement)
- Si  $\frac{n_A}{a} < \frac{n_B}{b} \iff$  Le mélange n'est pas stœchiométrique (A est disparait à la fin de la réaction : A est le réactif limitant.)
- Si  $\frac{n_A}{a} > \frac{n_B}{b} \iff$  Le mélange n'est pas stœchiométrique (B est disparait à la fin de la réaction : B est le réactif limitant.)

### III- Application :

On introduit 2,80 g de paille de fer porté au rouge dans un flacon de 1,2 L de dichlore gazeux. Il se forme des fumées rousses de chlorure de fer (III)  $FeCl_3$ .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Quelles sont les quantités de matière initiales des réactifs ?
- 3) Les réactifs sont-ils dans les proportions stœchiométriques ? Sinon, lequel est le réactif limitant ?
- 4) Calculer à la fin de la réaction :
  - a) la masse du produit formé.
  - b) la quantité de matière et la masse de réactif restant .

Données :

dans les conditions de l'expérience ,le volume molaire des gaz est  $V_M = 24L.mol^{-1}$   
 $M(Fe) = 56 g.mol^{-1}$  ;  $M(Cl) = 35,5 g.mol^{-1}$



Académie ARCHIMEDE  
Centre de soutien scolaire