

Comment savoir si les réactifs
sont dans les proportions
stœchiométriques ?

Méthode

Exemple

1. J'écris l'équation de la réaction



2. J'écris la relation de proportionnalité entre les quantités de matière des réactifs due aux coefficients de l'équation

$$\frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{7}$$

3. Je relève dans l'énoncé les valeurs des quantités de matière des réactifs:

- données directement,
- ou à calculer en fonction de :
 - la masse et la masse molaire pour un solide,
 - ou en fonction du volume et de la concentration pour un soluté)

4. Je calcule pour chaque réactif le quotient de la quantité de matière par le nombre stœchiométrique.

- 1^{er} cas: Les **résultats** de ces calculs sont **égaux**.

Alors **les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques**.

D'après l'énoncé,

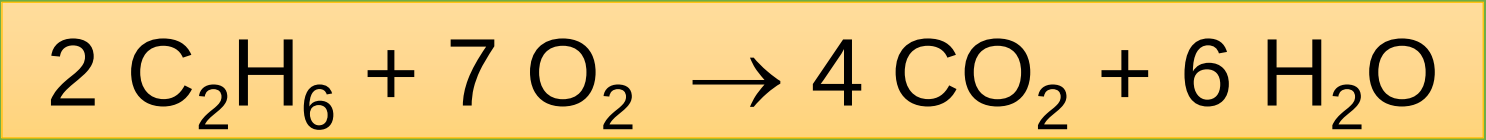
$$n(\text{C}_2\text{H}_6) = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol et } n(\text{O}_2) = 10,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2} = \frac{3,0 \times 10^{-2}}{2} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{O}_2)}{7} = \frac{10,5 \times 10^{-2}}{7} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Lorsque les réactifs
sont dans les
proportions
stœchiométriques.

Détermination de la composition finale: les réactifs vont disparaître totalement pour donner les produits selon les proportions de l'équation.



$$\frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{7} = \frac{n(\text{CO}_2)}{4} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{6}$$

Réactifs qui disparaissent Produits qui se forment

Lorsque les réactifs sont dans les proportions stœchiométriques.

On peut donc calculer les quantités de produits formés en choisissant une « partie » de l'égalité.

Calcul de la quantité de CO_2 formé:

$$\frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{7} = \frac{n(\text{CO}_2)}{4} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{6}$$

$$\frac{n(\text{CO}_2)}{4} = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2}$$

$$\text{Donc: } n(\text{CO}_2) = 4 \times \frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2} = 2 \times n(\text{C}_2\text{H}_6)$$

Avec: $n(\text{C}_2\text{H}_6) = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$, on obtient: $n(\text{CO}_2) = 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$

Lorsque les réactifs
sont dans les
proportions
stœchiométriques.

Calcul de la quantité de H₂O formé:

$$\frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{7} = \frac{n(\text{CO}_2)}{4} = \frac{n(\text{H}_2\text{O})}{6}$$

$$\frac{n(\text{H}_2\text{O})}{6} = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2}$$

$$\text{Donc: } n(\text{H}_2\text{O}) = 6 \times \frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2} = 3 \times n(\text{C}_2\text{H}_6)$$

Avec: $n(\text{C}_2\text{H}_6) = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$, on obtient: $n(\text{H}_2\text{O}) = 9,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$

Bilan:
Lorsque les réactifs
sont dans les
proportions
stœchiométriques

Etat initial
Réactifs



Etat final
Produits

$C_2H_6 : 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
 $O_2 : 10,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$



$CO_2 : 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
 $H_2O : 9,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$

2^{ème} cas: Les **résultats** de ces calculs **ne sont pas égaux**, alors les réactifs **ne sont pas dans les proportions stœchiométriques**.

D'après l'énoncé,

$$n(\text{C}_2\text{H}_6) = 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol et } n(\text{O}_2) = 13 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2} = \frac{3,0 \times 10^{-2}}{2} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{O}_2)}{7} = \frac{13 \times 10^{-2}}{7} = 1,85 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

On en conclut que les réactifs ne sont pas dans les proportions stœchiométriques.

Lorsque les réactifs
ne sont pas dans
les proportions
stoechiométriques.

Le réactif limitant est celui pour lequel le résultat est le plus petit.

$$\frac{n(\text{C}_2\text{H}_6)}{2} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{O}_2)}{7} = 1,7 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Donc C_2H_6 est le réactif limitant.

L'autre réactif est en excès.

O_2 est en excès.

Il aurait suffi d'avoir:

$$\frac{n(\text{O}_2)}{7} = 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol}, \text{ soit } n(\text{O}_2) = 7 \times 1,5 \times 10^{-2} \text{ mol} = 10,5 \text{ mol}$$

A la fin de la réaction, il en reste donc: $13 \times 10^{-2} - 10,5 \times 10^{-2} = 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$

Lorsque les réactifs ne sont pas dans les proportions stoechiométriques

La réaction s'arrête lorsque le réactif limitant a totalement disparu. C'est donc à partir de sa valeur qu'on calcule les quantités des produits dans l'état final.

Pour cela, on suit le même raisonnement que précédemment, mais en utilisant la valeur de la quantité de matière du réactif limitant.

$$\frac{n(C_2H_6)}{2} = \frac{n(CO_2)}{4} = \frac{n(H_2O)}{6}$$

Réactif limitant

Produits qui se forment

Bilan:
Lorsque les réactifs
ne sont pas dans
les proportions
stœchiométriques.

Etat initial
Réactifs



Etat final
Réactif en excès
Produits

$\text{C}_2\text{H}_6 : 3,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
 $\text{O}_2 : 10,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$



$\text{O}_2 : 2,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$
 $\text{CO}_2 : 6,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$
 $\text{H}_2\text{O} : 9,0 \times 10^{-2} \text{ mol}$