



## Chapitre 8

### Cours 3 : le réactif limitant (1/5)

2<sup>nde</sup>

#### Objectifs :

Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction.  
*Déterminer le réactif limitant lors d'une transformation chimique totale, à partir de l'identification des espèces chimiques présentes dans l'état final.*

#### Document 1 : la notion de réactif limitant

Un réactif est dit limitant s'il est entièrement consommé lors d'une réaction chimique. Il s'agit donc du réactif dont la disparition totale empêche la poursuite de la réaction chimique.

Etude sur un exemple : Légende : atome de carbone :  molécule de dioxygène : 

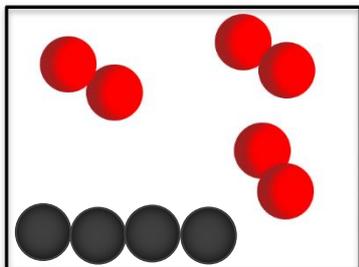
Schématisation de la transformation :  +  → 

Bilan de la transformation : carbone + dioxygène → dioxyde de carbone

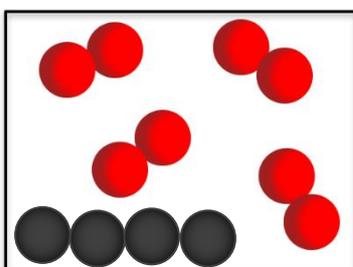


Cette équation signifie qu'un atome de carbone réagit avec une molécule de dioxygène pour former une molécule de dioxyde de carbone.

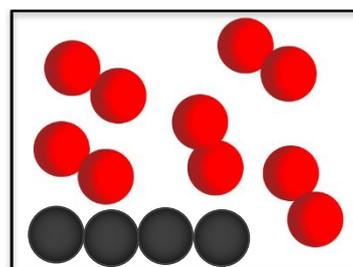
cas 1 :



cas 2 :



cas 3 :



D'après les coefficients de l'équation, il faut autant d'atomes de carbone que de molécules de dioxygène pour que les deux réactifs réagissent entièrement.

Dans le cas 1 : 4 atomes de carbone et 3 molécules de dioxygène

Le dioxygène est le réactif limitant ( il va manquer une molécule de dioxygène pour faire réagir le dernier atome de carbone ).

Dans le cas 2 : 4 atomes de carbone et 4 molécules de dioxygène

Le dioxygène et le carbone sont les réactifs limitants ( les deux réactifs vont manquer en même temps ). Dans ce cas on dit que les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques.

Dans le cas 3 : 4 atomes de carbone et 5 molécules de dioxygène

Le carbone est le réactif limitant ( il va manquer un atome de carbone pour faire réagir la dernière molécule de dioxygène ).



## Chapitre 8

### Cours 3 : le réactif limitant (2/5)

2<sup>nde</sup>

#### Document 2 : détermination du réactif limitant

Légende : Une mole d'atomes de fer :



Une mole de molécules de dioxygène :



Lors de la combustion du fer  $\text{Fe}_{(s)}$  dans le dioxygène  $\text{O}_{2(g)}$ , il se forme de l'oxyde de fer  $\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)}$ .

L'équation ajustée de cette combustion est :  $3 \text{Fe}_{(s)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 1 \text{Fe}_3\text{O}_{4(s)}$

Si initialement en proportions il y a 3 atomes de fer pour 2 molécules de dioxygène, les réactifs seront présents dans les proportions stœchiométriques.

Soient les quantités de matière initiale des réactifs :

- $n(\text{Fe})$  : la quantité de matière initiale de fer
- $n(\text{O}_2)$  : la quantité de matière initiale de dioxygène

Si les réactifs sont présents dans les proportions stœchiométriques alors les coefficients stœchiométriques (3 et 2) et les quantités de matière des réactifs vérifient le tableau de proportionnalité suivant :

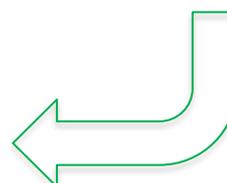
3	2
$n(\text{Fe})$	$n(\text{O}_2)$

Tableau qui est plus facile à exploiter en l'écrivant de la manière suivante :

$n(\text{Fe})$	$n(\text{O}_2)$
3	2

La situation de proportionnalité permet d'écrire :

$$\frac{n(\text{Fe})}{3} = \frac{n(\text{O}_2)}{2}$$



Il existe donc 3 possibilités :

- Si  $\frac{n(\text{Fe})}{3} > \frac{n(\text{O}_2)}{2}$

Le dioxygène est le réactif limitant. Il n'y a pas assez de dioxygène par rapport au fer. On peut aussi dire qu'il y a trop de fer par rapport au dioxygène

- Si  $\frac{n(\text{Fe})}{3} = \frac{n(\text{O}_2)}{2}$

Les réactifs sont présents dans les proportions stœchiométriques. Les deux réactifs sont limitants. En proportions il y a 3 atomes de fer pour 2 molécules de dioxygène.

- Si  $\frac{n(\text{Fe})}{3} < \frac{n(\text{O}_2)}{2}$

Le fer est le réactif limitant. Il n'y a pas assez de fer par rapport au dioxygène. On peut aussi dire qu'il y a trop de dioxygène par rapport au fer



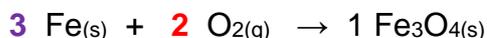
## Chapitre 8

### Cours 3 : le réactif limitant (3/5)

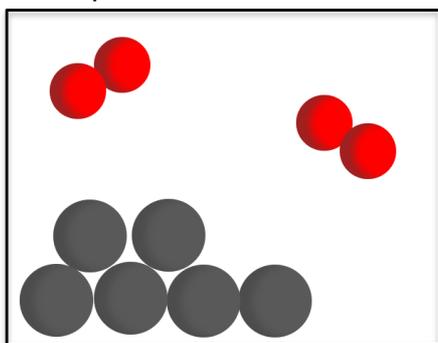
2<sup>nde</sup>

#### Document 3 : 3 exemples de détermination du réactif limitant

Nous reprenons la réaction dont l'équation équilibrée est la suivante :

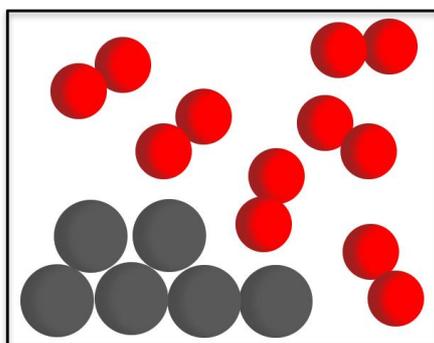


Exemple 1 :



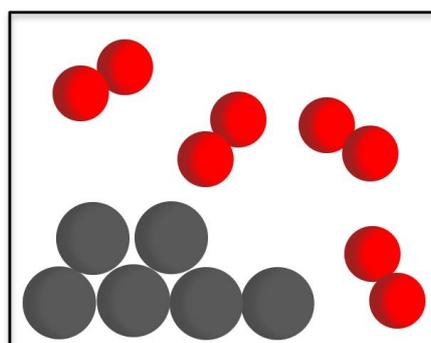
Ex 1 :  $n(\text{Fe}) = 6 \text{ mol}$   
 $n(\text{O}_2) = 2 \text{ mol}$

Exemple 2 :



Ex 2 :  $n(\text{Fe}) = 6 \text{ mol}$   
 $n(\text{O}_2) = 6 \text{ mol}$

Exemple 3 :



Ex 3 :  $n(\text{Fe}) = 6 \text{ mol}$   
 $n(\text{O}_2) = 4 \text{ mol}$

Comment déterminer le réactif limitant dans chacun des 3 exemples présentés ci-dessus ?

Pour déterminer le réactif limitant, vous devez comparer  $\frac{n(\text{Fe})}{3}$  et  $\frac{n(\text{O}_2)}{2}$  :

Etude de l'exemple 1 :

$$\frac{n(\text{Fe})}{3} = \frac{6}{3} = 2 \text{ mol} \quad \text{et} \quad \frac{n(\text{O}_2)}{2} = \frac{2}{2} = 1 \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{Fe})}{3} > \frac{n(\text{O}_2)}{2} \quad \text{donc O}_2 \text{ est le réactif limitant ( le Fe est en excès )}$$

Etude de l'exemple 2 :

$$\frac{n(\text{Fe})}{3} = \frac{6}{3} = 2 \text{ mol} \quad \text{et} \quad \frac{n(\text{O}_2)}{2} = \frac{6}{2} = 3 \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{Fe})}{3} < \frac{n(\text{O}_2)}{2} \quad \text{donc Fe est le réactif limitant ( le O}_2 \text{ est en excès )}$$

Etude de l'exemple 3 :

$$\frac{n(\text{Fe})}{3} = \frac{6}{3} = 2 \text{ mol} \quad \text{et} \quad \frac{n(\text{O}_2)}{2} = \frac{4}{2} = 2 \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{Fe})}{3} = \frac{n(\text{O}_2)}{2} \quad \text{donc Fe et O}_2 \text{ sont tous les deux des réactifs limitants}$$



### TRAVAIL À EFFECTUER

#### Question 1 : combustion du carbone

Bilan de la transformation étudiée : carbone + dioxygène → dioxyde de carbone



Cette équation signifie qu'une mole d'atomes de carbone réagit avec une mole de molécules de dioxygène pour former une mole de molécules de dioxyde de carbone.

On donne les masses suivantes :

Masse d'une mole d'atomes de carbone : 12 g

Masse d'une mole d'atomes d'oxygène : 16 g

On définit le nombre d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

Déterminer le réactif limitant dans les exemples suivants :

- 1) Le mélange réactionnel est constitué de 7 mol d'atomes de carbone et de 7 mol de molécules de dioxygène
- 2) Le mélange réactionnel est constitué de 12 g d'atomes de carbone et de 16 g de molécules de dioxygène
- 3) Le mélange réactionnel est constitué de  $6,02 \times 10^{23}$  atomes de carbone et de  $12,04 \times 10^{23}$  molécules de dioxygène
- 4) Le mélange réactionnel est constitué de 36 g d'atomes de carbone et de  $18,06 \times 10^{23}$  molécules de dioxygène

#### Question 2 : le sodium et l'eau

Comme nous avons pu l'observer lors d'une séance de TP, le sodium métallique ( $\text{Na}_{(s)}$ ) réagit violemment avec l'eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ). Au cours de cette réaction il se forme des ions sodium ( $\text{Na}^+_{(aq)}$ ), des ions hydroxyde ( $\text{HO}^-_{(aq)}$ ) et du dihydrogène ( $\text{H}_{2(g)}$ ).

L'équation chimique de cette transformation est la suivante :



En prenant les précautions nécessaires, on place 0,50 mol de sodium dans un cristalliseur qui contient 4 mol d'eau.

- 1) Ecrivez les noms de réactifs de cette transformation
- 2) Ecrivez les noms des produits de cette transformation
- 3) Déterminer le réactif limitant de cette transformation. Justifiez clairement votre réponse.



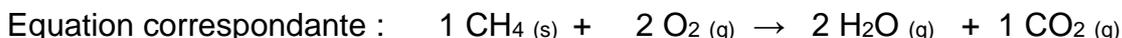
## Chapitre 8

### Cours 3 : le réactif limitant (5/5)

2<sup>nde</sup>

#### Question 3 : combustion du méthane

Bilan de la transformation étudiée : méthane + dioxygène → eau + dioxyde de carbone



Cette équation signifie qu'une mole de molécules de méthane réagit avec une mole de molécules de dioxygène pour former deux moles de molécules d'eau et une mole de molécules de dioxyde de carbone.

On donne les masses suivantes :

Masse d'une mole d'atomes d'hydrogène : 1 g

Masse d'une mole d'atomes d'oxygène : 16 g

Masse d'une mole d'atomes de carbone : 12 g

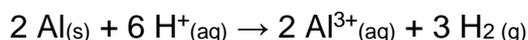
On définit le nombre d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

Déterminer le réactif limitant dans les exemples suivants :

- 1) Le mélange réactionnel est constitué de 2 mol de molécules de méthane et de 2 mol de molécules de dioxygène.
- 2) Le mélange réactionnel est constitué de 16 g de molécules de méthane et de 32 g de molécules de dioxygène.
- 3) Le mélange réactionnel est constitué de 20 mol de molécules de méthane et de 40 mol de molécules de dioxygène.
- 4) Le mélange réactionnel est constitué de  $6,02 \times 10^{24}$  molécules de méthane et de 20 mol de molécules de dioxygène

#### Question 4 : l'aluminium et l'acide

L'aluminium métallique réagit avec une solution concentrée d'acide chlorhydrique suivant l'équation chimique suivante :



Donnée : masse d'une mole d'aluminium : 27 g

- 1) On introduit une canette de boisson gazeuse commençant par « coca » et finissant par « cola » dans une grand b cher contenant une solution concentr e d'acide chlorhydrique.  
La canette est constitu e de 13,5 g d'aluminium.  
La solution acide du b cher contient 0,5 mol d'ions  $\text{H}^+_{(aq)}$

Déterminer le réactif limitant de cette réaction

- 2) La canette va-t-elle totalement se dissoudre dans l'acide ?