


## Recherche du réactif limitant au cours d'une réaction chimique

### I. Recette des crêpes

Il reste dans le garde-manger : <ul style="list-style-type: none"> <li>▪ 16 œufs</li> <li>▪ 225 g de beurre</li> <li>▪ 2,5 L de lait</li> <li>▪ 580 g de farine</li> </ul>	Recette pour 10 crêpes : <ul style="list-style-type: none"> <li>▪ 3 œufs</li> <li>▪ 30 g de beurre</li> <li>▪ ¼ L de lait</li> <li>▪ 125 g de farine</li> </ul>	
--	---	---

**Combien de crêpes peut-on fabriquer au maximum ? Quel est l'ingrédient limitant ? Quels et combien d'ingrédients restera-t-il ?**

Ecriture de la recette sous forme d'équation :	$3 Of + 30 Br + 0,25 Lt + 125 F \rightarrow 10 Cp$				
Coefficients stœchiométriques	3	30	0,25	125	10
Quantités initialement présentes :	16	225	2,5	580	0
Quantités présentes à la fin :	2	87	1,35	0	46

- Combien de fois peut-on fabriquer 10 crêpes
  - Avec 3 œufs ?  $\frac{16}{3} = 5,3$
  - Avec 225 g de beurre ?  $\frac{225}{30} = 7,5$
  - Avec 2,5 L de lait ?  $\frac{2,5}{0,25} = 10$
  - Avec 580 g de farine ?  $\frac{580}{125} = 4,6$
  
- C'est donc la farine qui est l'ingrédient limitant.
  
- On fabriquera alors  $4,6 \times 10 = 46$  crêpes.
  
- On aura utiliser :
  - $3 \times 4,6 = 14$  œufs
  - $30 \times 4,6 = 138$  g de beurre
  - $0,25 \times 4,6 = 1,15$  L de lait
  - Et toute la farine
  
- Il restera :
  - $16 - 14 = 2$  œufs
  - $225 - 138 = 87$  g de beurre
  - $2,5 - 1,15 = 1,35$  L de lait
  - Aucune farine

## Applications

1. Déterminer le réactif limitant. En déduire les quantités de matières restant à l'état final.

	<b>2</b> CuO (s)	+	<b>1</b> C (s)	→	<b>1</b> CO <sub>2</sub> (g)	+	<b>2</b> Cu (s)
Coeff. Stoech.	2		1		1		2
Etat initial (mol)	0,20		0,30		0		0

▪ Recherche du réactif limitant :

- Avec 0,20 mol de CuO, on peut réaliser  $\frac{0,20}{2} = 0,10 \text{ mol}$  de réactions
- Avec 0,30 mol de C, on peut réaliser  $\frac{0,30}{1} = 0,30 \text{ mol}$  de réactions

▪ Le réactif limitant est donc CuO

▪ On aura formé :  $1 \times 0,10 = 0,10 \text{ mol}$  de CO<sub>2</sub>      et       $2 \times 0,10 = 0,20 \text{ mol}$  de Cu

▪ On aura utilisé :  $1 \times 0,10 = 0,10 \text{ mol}$  de C  
Il restera donc :  $0,30 - 0,10 = 0,20 \text{ mol}$  de C

	<b>2</b> CuO (s)	+	<b>1</b> C (s)	→	<b>1</b> CO <sub>2</sub> (g)	+	<b>2</b> Cu (s)
Coeff. Stoech.	2		1		1		2
Etat initial (mol)	0,20		0,30		0		0
Etat final (mol)	0		0,20		0,10		0,20

2. Déterminer le réactif limitant. En déduire les quantités de matières restant à l'état final.

	<b>2</b> Al (s)	+	<b>6</b> H <sup>+</sup> (aq)	→	<b>2</b> Al <sup>3+</sup> (aq)	+	<b>3</b> H <sub>2</sub> (g)
Coeff. Stoech.	2		6		2		3
Etat initial (mol)	0,10		0,30		0		0

▪ Recherche du réactif limitant :

- Avec 0,10 mol de Al, on peut réaliser  $\frac{0,10}{2} = 0,05 \text{ mol}$  de réactions
- Avec 0,30 mol de H<sup>+</sup>, on peut réaliser  $\frac{0,30}{6} = 0,05 \text{ mol}$  de réactions

▪ Les deux réactifs sont limitants : ils disparaissent tous les deux.  
On dit qu'ils sont en proportion stœchiométriques.

▪ On aura formé :  $2 \times 0,05 = 0,10 \text{ mol}$  de Al<sup>3+</sup>      et       $3 \times 0,05 = 0,15 \text{ mol}$  de H<sub>2</sub>

	<b>2</b> Al (s)	+	<b>6</b> H <sup>+</sup> (aq)	→	<b>2</b> Al <sup>3+</sup> (aq)	+	<b>3</b> H <sub>2</sub> (g)
Coeff. Stoech.	2		6		2		3
Etat initial (mol)	0,10		0,30		0		0
Etat final (mol)	0		0		0,10		0,15

3. Calculer la quantité de matière de chlorure de titane TiCl<sub>4</sub> pour faire réagir tout le magnésium Mg.  
Faire le bilan de matière à l'état final.

	<b>1</b> TiCl <sub>4</sub> (aq)	+	<b>2</b> Mg(aq)	→	<b>1</b> Ti(s)	+	<b>2</b> MgCl <sub>2</sub> (s)
Coeff. Stoech.	<b>1</b>		<b>2</b>		<b>1</b>		<b>2</b>
Etat initial (mol)	n		0,30		0		0
Etat final (mol)	0		0		0,15		0,30

- Combien peut-on réaliser de réactions avec 0,30 mol de Mg ?  $\frac{0,30}{2} = 0,15 \text{ mol}$
  - Combien faut-il de TiCl<sub>4</sub> pour réaliser 0,15 mol de réactions ?  $\frac{n}{1} = 0,15$  donc  $n = 0,15 \text{ mol}$
  - On aura formé :  $1 \times 0,15 = 0,15 \text{ mol}$  de Ti et  $2 \times 0,15 = 0,30 \text{ mol}$  de MgCl<sub>2</sub>
4. Calculer les quantités de matière  $n_1$  d'oxyde d'aluminium Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> et  $n_2$  de carbone C qui permettent dans d'obtenir 600 mol d'aluminium Al. Faire le bilan de matière à l'état final.

	<b>2</b> Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	+	<b>3</b> C (s)	→	<b>3</b> CO <sub>2</sub> (g)	+	<b>4</b> Al (s)
Coeff. Stoech.	<b>2</b>		<b>3</b>		<b>3</b>		<b>4</b>
Etat initial (mol)	$n_1$		$n_2$		0		0
Etat final (mol)	0		0				600

- Combien de réactions faut-il réaliser pour former 600 mol de Al ?  $\frac{600}{4} = 150 \text{ mol}$  de réactions
- Combien de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> est nécessaire pour réaliser 150 mol de réactions ?  $\frac{n_1}{2} = 150$  d'où  $n_1 = 300 \text{ mol}$
- Combien de C est nécessaire pour réaliser 150 mol de réactions ?  $\frac{n_2}{3} = 150$  d'où  $n_2 = 450 \text{ mol}$
- Combien de de CO<sub>2</sub> se forme-t-il alors ?  $3 \times 150 = 450 \text{ mol}$

	<b>2</b> Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	+	<b>3</b> C (s)	→	<b>3</b> CO <sub>2</sub> (g)	+	<b>4</b> Al (s)
Coeff. Stoech.	<b>2</b>		<b>3</b>		<b>3</b>		<b>4</b>
Etat initial (mol)	300		450		0		0
Etat final (mol)	0		0		450		600

## Exercices

1. L'une des étapes de la synthèse de l'acide sulfurique est la réaction entre le sulfure d'hydrogène  $H_2S$  et le dioxyde de soufre  $SO_2$ . Le soufre S et l'eau sont les produits de cette réaction.
  - a. Ecrire l'équation modélisant la réaction.
  - b. On considère un état initial constitué de 4,0 mol de  $SO_2$  et 5,0 mol de  $H_2S$ . Décrire le système en fin de réaction (quantités de produits formés, quantité de réactif limitant).
  - c. On considère, à présent, un mélange initial contenant 3,5 mol de  $SO_2$  et n mol de  $H_2S$ . Déterminer n pour que le mélange soit stœchiométrique.
  
2. La combustion du propane gazeux  $C_3H_8$  dans le dioxygène conduit à la formation d'eau et de dioxyde de carbone.  
On fait réagir 5,50g de propane avec 16,0g de dioxygène. Déterminer les quantités initiales de réactifs, l'avancement maximal de la réaction et le réactif limitant et la composition en masse de l'état final du système.
  
3. Bosses de chameau :  
Les chameaux emmagasinent de la tristéarine ( $C_{57}H_{110}O_6$ ) dans leurs bosses. Cette graisse est à la fois une source d'énergie et une source d'eau, car, lorsqu'elle est utilisée, il se produit une réaction identique à la combustion : la tristéarine réagit avec le dioxygène de l'air pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau.  
Déterminer la masse d'eau formée à partir de la réaction de 1,0kg de stéarine.
  
4. Taux d'émission d'un avion :  
Document 1 : fiche technique de l'airbus A 319

Équipage technique	2
Passagers : maximum	142
Masse à vide	42400 kg
Masse maximum au décollage	77000 kg
Vitesse de croisière	840 km/h
Capacité réservoir	23860 L
Autonomie	6800 km
Altitude maximale de croisière	39000 ft

Document 2 :

Le kérosène est un mélange de différents alcanes dont les chaînes varient de 10 à 14 atomes de carbone.

On considèrera que ce mélange est équivalent à du dodécane pur de formule  $C_{12}H_{26}$ .

Masse volumique du kérosène :  $\rho = 0,80 \text{ kg.L}^{-1}$

La combustion du kérosène en présence de dioxygène dans les réacteurs conduit à la formation de dioxyde de carbone et d'eau.

**Calculer la masse de  $CO_2$  émise par passager et par km en A 319, en utilisant des données des documents proposés.**

Selon la DGAC (Délégation générale à l'aviation civile), l'émission de  $CO_2$  est de  $180\text{g.km}^{-1}$  par passager. Proposez une explication de l'écart avec la valeur calculée.

## Exercices – Correction

### 1. Obtention du soufre



b. Etablissons l'équation de la réaction et le tableau d'avancement :

$\text{SO}_2$	+	$2 \text{H}_2\text{S}$	$\longrightarrow$	$3 \text{S}$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
1		2		3		2
4,0		5,0		0		0

▪ Recherche du réactif limitant :

- avec 4,0 mol de  $\text{SO}_2$  on peut faire  $\frac{4,0}{1} = 4,0$  mol de réactions
- avec 5 mol de  $\text{H}_2\text{S}$ , on peut faire  $\frac{5,0}{2} = 2,5$  mol de réactions

Le réactif limitant est donc le  $\text{SO}_2$

- On va donc fabriquer  $3 \times 2,5 = 7,5$  mol de S et  $2 \times 2,5 = 5,0$  mol de  $\text{H}_2\text{O}$
- $1 \times 2,5 = 2,5$  mol de  $\text{SO}_2$  vont être utilisés
- Il va rester :  $4 - 2,5 = 1,5$  mol de  $\text{SO}_2$  en excès.

$\text{SO}_2$	+	$2 \text{H}_2\text{S}$	$\longrightarrow$	$3 \text{S}$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
1		2		3		2
4,0		5,0		0		0
1,5		0		7,5		5,0

c. Tableau d'avancement :

$\text{SO}_2$	+	$2 \text{H}_2\text{S}$	$\longrightarrow$	$3 \text{S}$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
1		2		3		2
3,5		n		0		0

- Avec 3,5 mol de  $\text{SO}_2$  on peut faire  $\frac{3,5}{1} = 3,5$  mol de réactions
- Pour réaliser ces réactions, il faut que  $\frac{n}{2} = 3,5$  d'où  $n = 2 \times 3,5 = 7,0$  mol il faut donc 7,0 mol de  $\text{H}_2\text{S}$ .
- On va donc fabriquer  $3 \times 3,5 = 10,5$  mol de S et  $2 \times 3,5 = 7,0$  mol de  $\text{H}_2\text{O}$
- Bien sûr, les deux réactifs sont limitants et il n'y a pas d'excès.

$\text{SO}_2$	+	$2 \text{H}_2\text{S}$	$\longrightarrow$	$3 \text{S}$	+	$2 \text{H}_2\text{O}$
1		2		3		2
3,5		7,0		0		0
0		0		10,5		7,5

## 2. Combustion du propane :

- Calcul des quantités initiales de réactifs mis en jeu :

$$n_{C_3H_8} = \frac{m_{C_3H_8}}{M_{C_3H_8}} \quad \text{A.N.} \quad n_{C_3H_8} = \frac{5,50}{44,0} = 0,125 \text{ mol}$$

$$n_{O_2} = \frac{m_{O_2}}{M_{O_2}} \quad \text{A.N.} \quad n_{O_2} = \frac{16,0}{32,0} = 0,500 \text{ mol}$$

- Tableau d'avancement :

$C_3H_8$	+	$5 O_2$	$\longrightarrow$	$3 CO_2$	+	$4 H_2O$
<b>1</b>		<b>5</b>		<b>3</b>		<b>4</b>
<b>0,125</b>		<b>0,500</b>		<b>0</b>		<b>0</b>

- Recherche du réactif limitant :

Avec 0,125 mol de  $C_3H_8$ , on peut faire  $\frac{0,125}{1} = 0,125$  mol de réactions

Avec 0,500 mol  $O_2$ , on peut faire  $\frac{0,500}{5} = 0,100$  mol de réactions

Le réactif limitant est le dioxygène ( $O_2$ ) et on peut faire 0,100 mol de réactions

- Il se forme  $0,100 \times 3 = 0,300$  mol de  $CO_2$  et  $0,100 \times 4 = 0,400$  mol de  $H_2O$ .
- Il a également réagi  $1 \times 0,100$  mol de propane.  
Il reste donc  $0,125 - 0,100 = 0,025$  mol de propane.

$C_3H_8$	+	$5 O_2$	$\longrightarrow$	$3 CO_2$	+	$4 H_2O$
<b>1</b>		<b>5</b>		<b>3</b>		<b>4</b>
<b>0,125</b>		<b>0,500</b>		<b>0</b>		<b>0</b>
0,025		0		0,300		0,400

- Calculs des masses correspondant :

$$m_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot M_{CO_2} \quad \text{A.N.} \quad m_{CO_2} = 0,300 \times 44,0 = 13,2 \text{ g}$$

$$m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O} \quad \text{A.N.} \quad m_{H_2O} = 0,400 \times 18 = 7,20 \text{ g}$$

$$m_{C_3H_8} = n_{C_3H_8} \cdot M_{C_3H_8} \quad \text{A.N.} \quad m_{C_3H_8} = 0,025 \times 44,0 = 1,10 \text{ g}$$

Il s'est donc formé 13,2g de dioxyde de carbone et 7,20g d'eau. Il reste 1,10g de propane.

## 3. Bosses de chameaux :

- Quantité de tristéarine initialement présente :

$$n = \frac{m}{M}$$

$$\text{A.N.} \quad n = \frac{1000}{890} = 1,12 \text{ mol}$$

- Equation de la réaction et le tableau d'avancement : on appelle n la quantité de dioxygène nécessaire pour avoir des proportions stœchiométriques.

$C_{57}H_{110}O_6 + 163/2 O_2 \longrightarrow 57 CO_2 + 55 H_2O$			
1	$\frac{163}{2}$	57	55
1,12	n	0	0
0	0	63,84	61,6

- Nombre de réactions que l'on peut réaliser avec 1,12 mol de stéarine :  $\frac{1,12}{1} = 1,12 \text{ mol}$
- Quantité d'eau formée :  $55 \times 1,12 = 61,6 \text{ mol}$
- Masse d'eau formée :  $m=n.M \quad m=1108,8g \quad \text{soit } 1,11kg$

#### 4. Taux d'émission A 319

##### Etape 1 : Volume de carburant consommé par kilomètre

- Le document 1 permet de calculer la consommation V de l'avion : on utilise la capacité en kérosène et l'autonomie : Appelons v cette consommation.

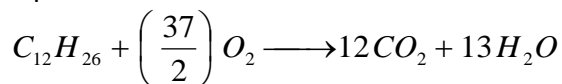
$$v = \frac{\text{Capacité}}{\text{Autonomie}} \quad \text{A.N.} \quad v = \frac{23860}{6800} = 3,5 \text{ L.km}^{-1}$$

- Exprimons à partir des données du document 2 la consommation en mol.km<sup>-1</sup> :

$$n = \frac{(\rho.v)}{M} \quad \text{A.N.} \quad n = \frac{3,5 \times 800}{170} = 16,5 \text{ mol.km}^{-1}$$

##### Etape 2 : Masse de CO<sub>2</sub> produite par l'avion par kilomètre parcouru

- Equation de la combustion d'un alcane :



- En établissant un tableau :

$C_{12}H_{26} + \left(\frac{37}{2}\right) O_2 \longrightarrow 12CO_2 + 13H_2O$			
1		12	
16,5		0	

- Avec 16,5 mol de C<sub>12</sub>H<sub>26</sub>, on peut réaliser  $\frac{16,5}{1} = 16,5$  mol de réactions
- Il se forme alors  $12 \times 16,5 = 198$  mol de CO<sub>2</sub>
- On en déduit la masse de dioxyde de carbone produite par l'avion :  
 $m_{CO_2} = n_{CO_2} \cdot M_{CO_2} \quad \text{A.N.} \quad m_{CO_2} = 8,7 \times 10^3 \text{ g/km}$

##### Etape 3 : Masse de CO<sub>2</sub> émise par passager et par kilomètre :

On peut donc calculer la masse de CO<sub>2</sub> émise par passager :

$$m = \frac{m_{CO_2}}{N_{passager}} = \frac{8,7 \times 10^3}{142} = 61 \text{ g.km}^{-1} \cdot \text{passager}^{-1}$$

On constate que la masse de CO<sub>2</sub> émise est en moyenne de  $61 \text{ g.passager}^{-1} \cdot \text{km}^{-1}$

##### Etape 4 : Comparaison avec la valeur annoncée par la DGAC

La valeur calculée est environ le tiers de la valeur annoncée.

La valeur calculée ne tient compte que de l'autonomie de l'avion lors d'un vol long n'incluant qu'un seul décollage et qu'un seul atterrissage, phases au cours desquelles la consommation en carburant est très élevée.

Pour des vols courts ou moyens courriers, un plein de carburant permet de faire plusieurs fois l'aller-retour, et par conséquent met en jeu plusieurs décollages. La valeur annoncée par la DGAC tient compte de ces différents décollages.