


## 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 16 œufs ?  $\frac{16}{3} = 5,3$  fois la « réaction » telle qu'elle est écrite
- Avec 225 g de beurre ?  $\frac{225}{30} = 7,5$  fois la réaction
- Avec 2,5 L de lait ?  $\frac{2,5}{0,25} = 10$  fois la réaction
- Avec 580 g de farine ?  $\frac{580}{125} = 4,6$  fois la réaction

▪ **Ingrédient limitant :**

La farine qui limite la fabrication des crêpes.

L'ingrédient qui limite est celui avec lequel je peux fabriquer le MOINS de crêpes.

▪ **Nombre de crêpes réalisées :**

On peut fabriquer  $4,6 \times 10 = 46$  crêpes.

▪ **Quantités des ingrédients utilisées :**

En fabriquant 46 crêpes, on a fait 4,6 fois la réaction écrite.

On a donc utiliser :

- $4,6 \times 3 = 14$  Œufs
- $4,6 \times 30 = 138$  g de beurre
- $4,6 \times 2,5 = 1,15$  L de lait

▪ **Quantités des ingrédients qui resteront :**

Il reste :

- $16 - 14 = 2$  œufs
- $225 - 138 = 87$  g de beurre
- $2,5 - 1,15 = 1,35$  L de lait

## Applications

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

	2 CuO (s)	+	C (s)	→	CO <sub>2</sub> (g)	+	2 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

On recherche le réactif limitant :

- Avec 0,20 mol de CuO, on peut faire  $\frac{0,20}{2} = 0,10$  fois la réaction
- Avec 0,30 mol de C, on peut faire  $\frac{0,3}{1} = 0,30$  fois la réaction

Le réactif limitant est le CuO.

On peut faire 0,10 fois la réaction.

Il se forme alors  $0,10 \times 1 = 0,10$  CO<sub>2</sub> et  $0,10 \times 2 = 0,20$  mol de Cu

On aura utilisé  $0,1 \times 1 = 0,10$  mol de C et il restera donc  $0,30 - 0,10 = 0,20$  mol en excès à la fin.

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

	2 Al (s)	+	6 H <sup>+</sup> (aq)	→	2 Al <sup>3+</sup> (aq)	+	3 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

Recherche du réactif limitant :

- Avec 0,10 mol Al on peut faire  $\frac{0,10}{2} = 0,05$  fois la réaction
- Avec 0,30 mol de H<sup>+</sup> on peut faire  $\frac{0,30}{6} = 0,05$  fois la réaction

**Les 2 réactifs sont limitants, ils auront disparu en fin de réaction. Pas de réactifs en excès. On dit qu'ils sont présents au début de la réaction en proportion STOECHIOMETRIQUE.**

On peut donc réaliser 0,05 fois la réaction

Calculs de quantités de produits formés :

Il se forme  $0,05 \times 2 = 0,10$  mol de Al<sup>3+</sup> et  $0,05 \times 3 = 0,15$  mol de H<sub>2</sub>.

3. Calculer la quantité de matière de chlorure de titane  $\text{TiCl}_4$  pour faire réagir tout le magnésium Mg. Faire le bilan de matière à l'état final.

	$\text{TiCl}_4 \text{ (aq)}$	+	$2 \text{ Mg}_{\text{(aq)}}$	$\rightarrow$	$\text{Ti}_{\text{(s)}}$	+	$2 \text{ MgCl}_2 \text{ (s)}$
Coeff. Stoech.	1		2		1		2
Etat initial (mol)	$n = 0,15$		0,30		0		0
Etat final (mol)	0		0				

Nombre de réactions à réaliser :

Avec 0,30 mol de Mg, on peut réaliser  $\frac{0,30}{2} = 0,15$  fois la réaction.

Pour cela, il faudra que  $\frac{n}{1} = 0,15$  d'où  $n = 0,15$  mol.

Il se forme alors 0,15 mol de Ti et 0,30 mol de  $\text{MgCl}_2$

4. Calculer les quantités de matière  $n_1$  d'oxyde d'aluminium  $\text{Al}_2\text{O}_3$  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.

	$2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \text{ (s)}$	+	$3 \text{ C}_{\text{(s)}}$	$\rightarrow$	$3 \text{ CO}_2 \text{ (g)}$	+	$4 \text{ Al}_{\text{(s)}}$
Coeff. Stoech.	2		3		3		4
Etat initial (mol)	$n_1 = 300$		$n_2 = 450$		0		0
Etat final (mol)	0		0				600

$\frac{600}{4} = 150$  est le nombre de fois qu'on doit réaliser la réaction.

Il faut donc :

- $\frac{n_1}{2} = 150$  d'où  $n_1 = 2 \times 150 = 300$  mol de  $\text{Al}_2\text{O}_3$
- $\frac{n_2}{3} = 150$  d'où  $n_2 = 3 \times 150 = 450$  mol de C

Il se forme alors :  $3 \times 150 = 450$  mol de  $\text{CO}_2$

Formule :  $\frac{\text{Quantité disponible à l'état initial}}{\text{Coefficient stoechiométrique}} = \text{nombre de fois qu'on peut réaliser la réaction}$

## Exercices

- Une des étapes de la synthèse de l'acide sulfurique est la réaction entre le sulfure d'hydrogène H<sub>2</sub>S et le dioxyde de soufre SO<sub>2</sub>. Le soufre S et l'eau sont les produits de cette réaction.
  - Ecrire l'équation modélisant la réaction.
  - On considère un état initial constitué de 4,0mol de SO<sub>2</sub> et 5,0mol de H<sub>2</sub>S. Décrire le système en fin de réaction (quantités de produits formés, quantité de réactif limitant).
  - On considère, à présent, un mélange initial contenant 3,5mol de SO<sub>2</sub> et n mol de H<sub>2</sub>S. Déterminer n pour que le mélange soit stœchiométrique.

- La combustion du propane gazeux C<sub>3</sub>H<sub>8</sub> 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.

- Bosses de chameau :

Les chameaux emmagasinent de la tristéarine (C<sub>57</sub>H<sub>110</sub>O<sub>6</sub>) 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 tristéarine.

	<i>tristéarine</i> 1 C <sub>57</sub> H <sub>110</sub> O <sub>6</sub>	+	<i>dioxygène</i> $\frac{163}{2}$ O <sub>2</sub>	→	<i>dioxyde de carbone</i> 57 CO <sub>2</sub>	+	<i>l'eau</i> 55 H <sub>2</sub> O
Coeff	1		163/2		57		55
Initial	1,12						0
Final	0						

- Calculer la quantité de matière de tristéarine initiale (en mole) :

$$n = \frac{m}{M} \text{ avec } M = 57 \times M_C + 110 \times M_H + 6 \times M_O \quad \text{A.N.} \quad n = \frac{1000}{890} = 1,12 \text{ mol}$$

- Calcul du nombre de réactions possible :

Avec 1,12 mol de tristéarine, on peut réaliser  $\frac{1,12}{1} = 1,12$  fois la réaction

- Il se forme alors  $55 \times 1,12 = 61,6 \text{ mol}$  de H<sub>2</sub>O

- Masse d'eau correspondante :  $m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot M_{H_2O}$  A.N.  $m_{H_2O} = 61,6 \times 18 = 1109 \text{ g}$

- 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.