

## Correction des exercices du livre conseillés

### Ex 6 page 58

Aucune difficulté, juste s'entraîner à compléter un tableau d'avancement réactionnel

$$2 \text{ Mg (s)} + \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ MgO}_{(s)}$$

	n(Mg) (mmol)	n(O <sub>2</sub> ) (mmol)	n(MgO) (mmol)
Etat initial x = 0	10	4	0
Etat interm x	10 - 2 x	4 - 3 x	2 x

### Exercice 10 page 59

1. Transformation étudiée :

$$4 \text{ Al}_{(s)} + 3 \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_{3(s)}$$

	n(Al) (mmol)	n(O <sub>2</sub> ) (mmol)	n(Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ) (mmol)
Etat initial x = 0	n <sub>0</sub> (Al)	n <sub>0</sub> (O <sub>2</sub> )	0
Etat final x = x <sub>max</sub>	n <sub>0</sub> (Al) - 4 x <sub>max</sub> = 0	n <sub>0</sub> (O <sub>2</sub> ) - 3 x <sub>max</sub>	0 + 2 x <sub>max</sub> = 80

2. Pour compléter la ligne "état final" on a deux informations :

- l'aluminium est le réactif limitant, donc à l'état final sa quantité est nulle.
- Et on sait qu'on forme 80 mmol d'oxyde d'aluminium.

On a donc deux équations : n<sub>f</sub>(Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) = 0 + 2 x<sub>max</sub> = 80 soit x<sub>max</sub> = 40 mmol

Et n<sub>f</sub>(Al) = n<sub>0</sub>(Al) - 4 x<sub>max</sub> = 0 soit n<sub>0</sub>(Al) = 4 × x<sub>max</sub> = 160 mmol

### Ex 15 page 60

On a l'équation suivante :  $2 \text{ H}_2\text{(g)} + \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}_{(g)}$

Si on se place dans les proportions stœchiométriques, les deux réactifs ont une quantité nulle à l'état final. Pour trouver l'expression littérale entre les deux quantité initiales : deux méthodes :

- soit par raisonnement : il faut deux fois plus de H<sub>2</sub> que de O<sub>2</sub> ce qui se traduit par n<sub>0</sub>(H<sub>2</sub>) = 2 × n<sub>0</sub>(O<sub>2</sub>)
- Soit on construit un tableau d'avancement réactionnel :

$$2 \text{ H}_2\text{(g)} + \text{ O}_2\text{(g)} \rightarrow 2 \text{ H}_2\text{O}_{(g)}$$

	n(H <sub>2</sub> )	n(O <sub>2</sub> )	n(H <sub>2</sub> O)
Etat initial x = 0	n <sub>0</sub> (H <sub>2</sub> )	n <sub>0</sub> (O <sub>2</sub> )	0
Etat final x = x <sub>max</sub>	n <sub>0</sub> (H <sub>2</sub> ) - 2 x <sub>max</sub> = 0	n <sub>0</sub> (O <sub>2</sub> ) - x <sub>max</sub> = 0	0 + 2 x <sub>max</sub>

Comme les proportions initiales sont stœchiométriques, on a deux équations :

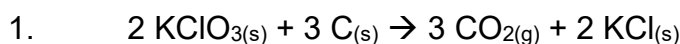
$$n_0(\text{H}_2) - 2 x_{\text{max}} = 0 \text{ soit } x_{\text{max}} = \frac{n_0(\text{H}_2)}{2}$$

$$\text{et } n_0(\text{O}_2) - x_{\text{max}} = 0 \text{ soit } x_{\text{max}} = n_0(\text{O}_2)$$

$$\text{ce qui donne finalement } x_{\text{max}} = \frac{n_0(\text{H}_2)}{2} = n_0(\text{O}_2) \text{ équivalent à } n_0(\text{H}_2) = 2 \times n_0(\text{O}_2)$$

3. C'est le mélange a- qui est stœchiométrique : 4 moles de H<sub>2</sub> et 2 moles de O<sub>2</sub>.

### Exercice 16 page 60



2.  $n_0(\text{KClO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{300}{122,6} = 2,45 \text{ mol}$  et  $n_0(\text{C}) = \frac{m}{M} = \frac{50}{12} = 4,2 \text{ mol}$

3. Pour trouver le réactif limitant on construit un tableau d'avancement réactionnel et on calcule les deux valeurs possibles de  $x_{\max}$ . Le réactif limitant est celui qui donne le plus petit  $x_{\max}$ , (sinon on obtiendrait des valeurs négatives de quantité de matière).

	$2 \text{KClO}_{3(s)}$	+	$3 \text{C}_{(s)}$	$\rightarrow$	$3 \text{CO}_{2(g)}$	+	$2 \text{KCl}_{(s)}$
	$n(\text{KClO}_3)$ (en mol)		$n(\text{C})$ (en mol)		$n(\text{CO}_2)$ (en mol)		$n(\text{KCl})$ (en mol)
Etat initial $x = 0$	2,45		4,2		0		0
Etat final $x = x_{\max}$	$2,45 - 2 x_{\max}$		$4,2 - 3 x_{\max}$		$3 x_{\max}$		$2 x_{\max}$

Si  $\text{KClO}_3$  est limitant alors  $2,45 - 2 x_{\max} = 0$  soit  $x_{\max} = 2,45/2 = 1,22$  mol (sans arrondi intermédiaire)

Si  $\text{C}$  est limitant alors  $4,2 - 3 x_{\max} = 0$  soit  $x_{\max} = 4,2/3 = 1,4$  mol (sans arrondi intermédiaire)

La valeur minimale est  $x_{\max} = 1,22$  mol et c'est donc  $\text{KClO}_3$  qui est limitant.

4. Un mélange stœchiométrique avec  $x_{\max} = 1,22$  mol est obtenu en utilisant  $n_0(\text{C}) = 3 \times x_{\max}$   
 $n_0(\text{C}) = 3 \times 1,22 = 3,67$  mol ce qui correspond à  $m_0(\text{C}) = n \times M = 3,67 \times 12 = 44$  g
5. D'après les pictogrammes, le chlorate de potassium est dangereux pour l'environnement. Il faut absolument qu'il soit totalement consommé par l'explosion du feu d'artifice pour ne pas générer de pollution.

### Exercice 20 page 61

Équation de combustion du propane :  $\text{C}_3\text{H}_{8(g)} + 5 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 3 \text{CO}_{2(g)} + 4 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Le mélange réactionnel est stœchiométrique si les réactifs sont introduits dans les proportions suivantes : (méthode voir exercice 15)

$$\frac{n_0(\text{C}_3\text{H}_8)}{1} = \frac{n_0(\text{O}_2)}{5} \text{ qui s'écrit aussi } n_0(\text{O}_2) = 5 \times n_0(\text{C}_3\text{H}_8)$$

Calcul des quantités initiales :

$$\text{Propane : gaz dont on donne } m \text{ et } M, \text{ soit } n_0(\text{C}_3\text{H}_8) = \frac{m}{M} = \frac{528}{44} = 12 \text{ mol}$$

$$\text{Dioxygène : gaz dont on donne } V \text{ et } V_m \text{ soit } n_0(\text{O}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{1440}{24} = 60 \text{ mol}$$

On a bien  $n_0(\text{O}_2) = 5 \times n_0(\text{C}_3\text{H}_8)$ , le mélange est stœchiométrique

### Exercice 21 page 62

Reformulation de la problématique : Pour savoir l'étiquette énergétique associée à ce véhicule, il faut déterminer la masse de  $\text{CO}_2$  qu'il émet par kilomètre parcouru.

Les émissions de  $\text{CO}_2$  sont dues à la réaction de combustion de l'essence dans le moteur.

Etape 1 : établir l'équation de la réaction chimique dans le moteur :



Etape 2 : déterminer la quantité d'octane consommée par kilomètre.

L'octane est liquide, on dispose de son volume  $V$  et de sa masse volumique  $\rho$

$$n_0(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M}$$

En 1 km parcouru, la consommation  $V = 3,60/100 = 3,60 \cdot 10^{-2}$  L

$$n_0(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \frac{m}{M} = \frac{\rho \times V}{M} = \frac{740 \times 3,60 \cdot 10^{-2}}{114} = 0,23 \text{ mol}$$

Etape 3 : déterminer la production de  $\text{CO}_2$  (en mol) par kilomètre parcouru.

D'après l'équation on produit 8 fois plus de  $\text{CO}_2$  que d'octane consommé car il y a 16  $\text{CO}_2$  pour 2 octane. (vérifier avec un tableau d'avancement au besoin).

$$n(\text{CO}_2)_{\text{produit}} = 8 \times n_0(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 8 \times 0,23 = 1,9 \text{ mol}$$

Etape 4 : calcul de la masse de  $\text{CO}_2$  et conclusion

$$m(\text{CO}_2) = n \times M(\text{CO}_2) = 1,9 \times 44 = 82 \text{ g} \quad \text{C'est un véhicule de classe énergétique A}$$