

## Activité 8.1 – L'explosion du port de Beyrouth

### Objectifs :

- ▶ Faire un bilan de matière à partir d'une équation de réaction fournie.
- ▶ Utiliser la relation entre le volume et le volume molaire  $V = n \times V_m$ .

**Contexte :** Le 4 août 2020, une terrible explosion a fait voler en éclats le port de Beyrouth, blessant plus de 6 500 personnes et causant 190 décès. La cause, découverte récemment, indique qu'un incendie se serait déclaré dans un entrepôt de nitrate d'ammonium.

→ **Comment expliquer l'ampleur de l'explosion dans ce hangar ?**

### 1 Le stockage

#### Document 1 – Description du stockage à Beyrouth

Le conseil supérieur de la défense indique qu'un incendie s'est déclaré dans un hangar de  $50\,000\text{ m}^3$  dans lequel étaient stockés  $2\,750 \times 10^3\text{ kg}$  de nitrate d'ammonium de formule brute  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

#### Document 2 – Tableau descriptif des espèces chimiques

Espèce chimique	Nitrate d'ammonium	diazote	dioxygène	eau
Formule brute	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	$\text{N}_2$	$\text{O}_2$	$\text{H}_2\text{O}$
Propriétés physico-chimiques	Solide à $20\text{ }^\circ\text{C}$ . (poudre). Légèrement nocif.	Gazeux à $20\text{ }^\circ\text{C}$ . Gaz incolore inerte présent dans l'air.	Gazeux à $20\text{ }^\circ\text{C}$ . Gaz incolore oxydant présent dans l'air. Comburant.	Liquide à $20\text{ }^\circ\text{C}$ . Amphotère.

#### Données :

- $M(\text{C}) = 12,0\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M(\text{O}) = 16,0\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M(\text{N}) = 14,0\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
- $M(\text{H}) = 1,0\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

**1 —** Donner le nom et la formule brute de l'espèce chimique entreposée dans le port de Beyrouth responsable de l'explosion.

.....

.....

**2 —** Après avoir converti la masse de cette espèce chimique en gramme, calculer sa masse molaire notée  $M(\text{NH}_4\text{NO}_3)$ .

.....

.....

.....

.....

### Document 3 – calcul de quantité de matière (solide et gaz)

La relation utilisée pour calculer la quantité de matière dépend de l'état physique de l'espèce chimique.

Espèces chimique à l'état solide

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

- $n$  la quantité de matière en mol
- $m$  la masse en g
- $M$  la masse molaire en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

La masse molaire se calcule en additionnant les masses molaires atomiques des entités chimiques qui composent la molécule.

Espèce chimique à l'état gazeux

$$n = \frac{V}{V_m}$$

- $n$  la quantité de matière en mol
- $V$  le volume en L
- $V_m$  le volume molaire en  $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Le volume molaire d'un gaz est une constante  $V_m = 24,0 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$  (à  $20^\circ\text{C}$  et sous pression atmosphérique).

**3 —** En déduire, à l'aide du document 1 et 3, la quantité de matière  $n_1$  de nitrate d'ammonium entreposée dans le hangar.

.....

.....

.....

.....

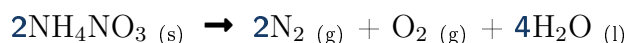
## 2 La réaction produite par l'incendie

### Document 4 – Rappels sur la réaction chimique

On réalise une transformation chimique lorsqu'on mélange des espèces chimiques et que de nouvelles espèces chimiques apparaissent.

Pour modéliser une transformation chimique on écrit une **réaction chimique** entre entités chimiques.

équation de la transformation chimie produite lors de l'incendie dans le hangar à  $300^\circ\text{C}$  :

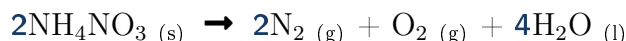


Les espèces chimiques qui sont transformées au cours de la réaction chimique sont les **réactifs**. Les réactifs sont à gauche dans la réaction.

Les espèces chimiques qui sont produites au cours de la réaction chimique sont les **produits**. Les produits sont à droite dans la réaction.

### Document 5 – Faire un bilan de matière

L'équation de la réaction est comme une recette de cuisine :



Si je mélange **deux**  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , il se forme **deux**  $\text{N}_2$ , **un**  $\text{O}_2$  et **quatre**  $\text{H}_2\text{O}$ .

Si je mélange 4  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , il se forme 4  $\text{N}_2$ , 2  $\text{O}_2$  et 8  $\text{H}_2\text{O}$ .

Si je mélange 6  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , il se forme ...  $\text{N}_2$ , ...  $\text{O}_2$  et ....  $\text{H}_2\text{O}$ .

Si je mélange 2,4 mol de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , il se forme .....  $\text{N}_2$ , .....  $\text{O}_2$  et  
.....  $\text{H}_2\text{O}$ .

### Données :

—  $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$

—  $1 \text{ K} = 1 + 273^\circ\text{C}$


**4 —** Réécrire l'équation de la réaction produite lors de l'incendie. À partir du document 5, nommer les réactifs et les produits de cette réaction chimique. En vous aidant du document 2, indiquer si ces espèces sont dangereuses.

.....

.....

.....

.....

 La chaleur apportée par l'incendie a permis à la réaction de se produire. Compléter la première ligne « **avant l'incendie** » et la deuxième ligne « **après l'incendie** », du tableau ci-dessous, en vous aidant du document 5

Équation de la réaction : $2 \text{NH}_4\text{NO}_3 \text{ (s)} \rightarrow 2 \text{N}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} + 4 \text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$				
État du système	Quantités de matières (mol)			
<b>Avant l'incendie</b>	$n_1 =$	$n(\text{N}_2) =$	$n(\text{O}_2) =$	$n(\text{H}_2\text{O}) =$
<b>Après l'incendie</b>	$n_{f,1} =$	$n_f(\text{N}_2) =$	$n_f(\text{O}_2) =$ $n_f(\text{H}_2\text{O}) =$	

**5 —** En utilisant le document 3 et le tableau ci-dessus, calculer (dans les conditions normales), le volume de diazote  $V(\text{N}_2)$ , de dioxygène  $V(\text{O}_2)$  et de vapeur d'eau  $V(\text{H}_2\text{O})$  produit.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

**6 —** Soit  $n$  la quantité de matière produite totale avec  $n = n_f(\text{N}_2) + n_f(\text{O}_2) + n_f(\text{H}_2\text{O})$  et  $V$  le volume totale  $V = V(\text{N}_2) + V(\text{O}_2) + V(\text{H}_2\text{O})$ . Calculer  $n$  et  $V$ .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

**7 —** Conclure sur la valeur de  $V$  par rapport à celle du hangar

.....

.....

.....

.....

**8 —** *Pour les plus rapides.* La relation des gaz parfait est la suivante :

$$PV = nRT$$

avec  $R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ ,  $n$  la quantité totale de gaz et ici  $V = 5 \times 10^4 \text{ m}^3$  représente le volume du hangar.

Sachant que la température dans le hangar était de 873 K après la réaction, calculer la pression produite par la réaction.

La comparer avec la pression atmosphérique  $P_{\text{atm}} = 100 \text{ kPa}$  et la pression dans un pneu de vélo  $P_{\text{pneu}} = 300 \text{ kPa}$ .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....