

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 ?**

A – 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 NH_4NO_3 .

Document 2 – Tableau descriptif des espèces chimiques

Espèce chimique	Nitrate d'ammonium	diazote	dioxygène	eau
Formule brute	NH_4NO_3	N_2	O_2	H_2O
Propriétés physico-chimiques	Solide à 20°C . (poudre). Légèrement nocif.	Gazeux à 20°C . Gaz incolore inerte présent dans l'air.	Gazeux à 20°C . Gaz incolore oxydant présent dans l'air. Comburant.	Liquide à 20°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 la volume molaire en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

Le volume molaire d'un gaz est une constante $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ (à 20°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.

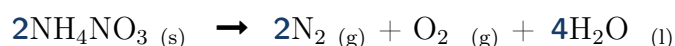
B – La réaction produite par l'incendie

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°C :

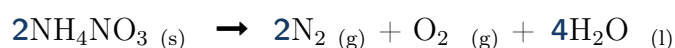


Les espèces chimiques qui sont transformées au cours de la réaction chimique sont les **réactifs**. Les réactifs sont à gauche dans la réaction.

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** NH_4NO_3 , il se forme **deux** N_2 , **un** O_2 et **quatre** H_2O .

Si je mélange 4 NH_4NO_3 , il se forme 4 N_2 , 2 O_2 et 8 H_2O .

Si je mélange 6 NH_4NO_3 , il se forme N_2 , O_2 et H_2O .

Si je mélange 2,4 mol de NH_4NO_3 , il se forme N_2 , O_2 et H_2O .

Données :

— $1 \text{ m}^3 = 10^3 \text{ L}$

— $1 \text{ K} = 273^\circ\text{C}$

4 — Réécrire l'équation de la réaction produite lors de l'incendie. A 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.

.....

.....

.....

.....

5 — 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)			
Avant l'incendie	$n_1 =$	$n(\text{N}_2) =$	$n(\text{O}_2) =$	$n(\text{H}_2\text{O}) =$
Après l'incendie	$n_{f,1} =$	$n_f(\text{N}_2) =$	$n_f(\text{O}_2) =$	$n_f(\text{H}_2\text{O}) =$

6 — 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.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

7 – 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 .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

8 – Conclure sur la valeur de V par rapport à celle du hangar

.....

.....

.....

.....

9 – *Pour les plus rapide.* La relation des gaz parfait est la suivante :

$$PV = nRT$$

avec $R = 8,31 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Sachant que la température dans le hangar était de 600°C 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 $P_{\text{pneu}} = 300 \text{ kPa}$.

.....

.....

.....

.....

.....

.....