

# Fiche méthode sur l'exploitation des bilans molaires

## A - Rappels rapides

### 1°) La mole :

▶ La **mole** d'atomes, d'ions, de molécules est la quantité de matière constituée par  $N_A$  (nombre d'Avogadro) atomes, ions, molécules.

▶ La **masse molaire** est la masse d'une mole de l'espèce chimique considérée.

Exemple :  $M(\text{CH}_3\text{OH}) = M(\text{C}) + 4M(\text{H}) + M(\text{O})$

▶ Calcul des quantités de matière et des masses :

On obtient la **quantité de matière**  $x$  (en mol) d'un composé en divisant la masse  $m$  de ce composé par sa masse molaire  $M$ .

$$\text{quantité(espèce) soit } x \text{ mol} = \frac{\text{masse } m(\text{espèce})}{M(\text{espèce})}$$

### 2°) Le volume molaire :

▶ Quand un corps est gazeux, il est commode de mesurer son volume, mais sans oublier de préciser les conditions de température et de pression.

▶ Avogadro a postulé que des volumes égaux de gaz différents, mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent le même nombre de molécules. Cette loi s'applique de manière convenable, en chimie, pour les gaz usuels.

▶ On obtient la quantité de matière  $x$  (en mol) d'un composé gazeux en divisant son volume  $V$  (conditions  $p, T$ ) par le volume molaire  $V_m$  mesuré dans les conditions ( $p, T$ ).

$$\text{quantité(espèce gazeuse) soit } x \text{ mol} = \frac{\text{volume } V(p, T)}{V_m(p, T)}$$

### 3°) L'équation-bilan d'une réaction chimique :

▶ L'équation-bilan d'une réaction chimique est une représentation globale de la réaction chimique. Elle indique, d'une part, quels sont les **réactifs** en présence et les **produits formés** ; d'autre part, elle précise les proportions dans lesquelles ces corps réagissent entre eux.

▶ Il est indispensable d'équilibrer l'équation-bilan, c'est-à-dire de rechercher les coefficients à placer devant les symboles chimiques pour respecter la loi de conservation des éléments et des charges. Ces coefficients sont les **coefficients stœchiométriques** de la réaction.

▶ L'exploitation d'une équation-bilan

Dans une réaction chimique, il y a toujours conservation de la masse (loi de Lavoisier).

Quand les réactifs sont dans les proportions indiquées par les coefficients de l'équation-bilan, la réaction a lieu dans les conditions stœchiométriques; si ces proportions ne sont pas respectées, l'un des réactifs se trouve en défaut et limite la quantité des produits formés.

## B - Comment exploiter un bilan molaire ?

Soit une équation-bilan équilibrée :  $3 \text{H}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$

Exemple-type de question : on précise les quantités (ou les masses des réactifs) et on vous demande de calculer les quantités ou les masses des produits formés (parfois les volumes des produits formés si ceux-ci sont gazeux).

**Deux cas** sont à envisager.

**1° cas** : les deux réactifs sont dans les proportions stœchiométriques ; ils ont alors totalemment disparus à la fin de la réaction.

On fait réagir  $y$  mol de dihydrogène avec  $n$  mol de diazote et on a :  $n = \frac{y}{3}$  mol .

	$3 \text{H}_2$	$1 \text{N}_2$	$2 \text{NH}_3$
Quantités initiales (en mol) L'avancement $x$ est nul	$y$	$n$	0
État intermédiaire L'avancement $x$ est quelconque	$y - 3x$	$n - 1x$	$2x$
Etat final L'avancement est maximal : $x_{max}$	$y - 3x_{max} = 0$ ↓ $y = 3x_{max}$	$n - 1x_{max} = 0$ ↓ $n = x_{max} = \frac{y}{3}$	$2x_{max}$ ↓ $2x_{max} = \frac{2y}{3}$

On a :  $\frac{m_{\text{NH}_3}}{M(\text{NH}_3)} = 2x_{max}$  et, par conséquent :  $m_{\text{NH}_3} = \frac{2y}{3} \times M(\text{NH}_3)$  ou bien :  $m_{\text{NH}_3} = 2n \times M(\text{NH}_3)$

Comme l'ammoniac formé est gazeux, on a aussi :  $\frac{V_{\text{NH}_3}}{V_m} = 2n = \frac{2y}{3}$  ce qui donne :  $V_{\text{NH}_3} = 2n \times V_m$

**voir l'exercice d'application n° 1**

**2° cas** : les deux réactifs ne sont pas dans les proportions stœchiométriques ; l'un d'eux est en défaut par rapport à l'autre ; c'est le réactif en défaut qui limite les quantités des produits formés.

	$3 \text{H}_2$	$1 \text{N}_2$	$2 \text{NH}_3$
Quantités initiales (en mol) L'avancement $x$ est nul	$y$	$n$	0
État intermédiaire L'avancement $x$ est quelconque	$y - 3x$	$n - 1x$	$2x$
Etat final L'avancement est maximal : $x_{max}$	Si $y - 3x_{max} = 0$ ↓ $x_{max} = \frac{y}{3}$	Si $n - 1x_{max} = 0$ ↓ $x_{max} = n$	$2x_{max}$ ↓ ↓
Conclusion On choisit l'avancement maximal le plus PETIT !  <i>Exemple (*)</i> : Si $n < \frac{y}{3}$	$y - 3n > 0$ EXCES	$x_{max} = n$ DEFAULT	$2n$

On a, cette fois :  $\frac{m_{\text{NH}_3}}{M(\text{NH}_3)} = 2n$  et, par conséquent :  $m_{\text{NH}_3} = 2n \times M(\text{NH}_3) = 2x_{max} \times M(\text{NH}_3)$

Comme l'ammoniac formé est gazeux, on a aussi :  $\frac{V_{\text{NH}_3}}{V_m} = 2n$  ce qui donne :  $V_{\text{NH}_3} = 2n \times V_m$

*Remarque* : Et si le réactif en défaut était le dihydrogène ?

Le tableau d'avancement serait un peu modifié au niveau des dernières lignes !

	$3 \text{H}_2$	$1 \text{N}_2$	$2 \text{NH}_3$
Quantités initiales (en mol) L'avancement $x$ est nul	$y$	$n$	$0$
État intermédiaire L'avancement $x$ est quelconque	$y - 3x$	$n - 1x$	$2x$
Etat final L'avancement est maximal : $x_{max}$	Si $y - 3x_{max} = 0$ ↓ $x_{max} = \frac{y}{3}$	Si $n - 1x_{max} = 0$ ↓ $x_{max} = n$	$2x_{max}$ ↓ ↓
Conclusion On choisit l'avancement maximal le plus PETIT !  <i>Exemple (*)</i> : Si $n > \frac{y}{3}$	$x_{max} = \frac{y}{3}$ DEFAUT	$n - \frac{y}{3} > 0$ EXCES	$2 \frac{y}{3}$

Cette fois, la quantité d'ammoniac formé dépend de la quantité de diazote (réactif en défaut).

Les calculs des masses et des volumes s'effectuent avec les quantités indiquées par le tableau de moles :

$$m_{\text{NH}_3} = 2 \frac{y}{3} \times M(\text{NH}_3) \quad \text{et} \quad V_{\text{NH}_3} = 2 \frac{y}{3} \times V_m$$

*Remarque* : En général, les quantités initiales des réactifs ne sont pas fournies ; on donne très souvent les masses des réactifs ( $m_{\text{N}_2}$  et  $m_{\text{H}_2}$ ) ce qui nécessite des petits calculs supplémentaires :

*Rappels* :  $\frac{m_{\text{N}_2}}{M(\text{N}_2)} = n \text{ mol}$  et  $\frac{m_{\text{H}_2}}{M(\text{H}_2)} = y \text{ mol}$

**Voir l'exercice d'application n° 2**

## Exercice d'application n°1

### Chimie de « l'airbag »

Le produit chimique utilisé pour le fonctionnement d'un « airbag » est essentiellement l'azoture de sodium de formule  $\text{NaN}_{3(s)}$ .

**1° question** : L'azoture de sodium est, à la température ambiante, un solide ionique ; il contient donc les ions sodium et les ions azoture. Quelle est la formule des ions azoture ?

**2° question** : L'azoture de sodium, à une température supérieure à  $275^\circ\text{C}$  et à la pression ordinaire, se décompose en donnant du diazote et du sodium. Cette réaction permet de gonfler en quelques millisecondes un ballon (« airbag ») après le choc de l'automobile. Écrire le bilan de la réaction.

**3° question** : De quelle masse d'azoture de sodium doit-on disposer pour gonfler un « airbag » d'une contenance  $V = 36\text{ L}$  ?

*On donne* : Volume molaire, dans les conditions de température de la réaction :  $V_m = 40\text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

*Réponse partielle* : 3°)  $m_{\text{NaN}_3} \cong 39\text{ g}$



## Exercice d'application n° 2

### Fabrication industrielle du titane

Le titane est un métal très utilisé dans l'industrie aéronautique pour sa faible densité ( $d = 4,51$ ) et ses bonnes propriétés mécaniques. Une des étapes de sa fabrication industrielle est donnée ci-dessous :



On fait réagir  $m = 380\text{ kg}$  de chlorure de titane avec  $m' = 100\text{ kg}$  de magnésium.

**1° question** : Les réactifs sont-ils dans les *proportions stœchiométriques* ?

**2° question** : Calculer les masses des produits formés et celle du réactif resté en excès.

**3° question** : La conservation de la masse est-elle bien respectée ?

*Réponses partielles* : 1°) Non. Le magnésium est en excès. 2°)  $m_{\text{MgCl}_2} \cong 380\text{ kg}$

