

## 1. Introduction aux tableaux d'avancement

- **Réaction chimique** : Présentation de l'équation chimique, des réactifs et des produits.
- **Quantité de matière (n)** : Définition et relation avec la masse, le volume et la concentration.

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{ou} \quad n = \frac{V}{V_m} \quad \text{ou} \quad n = C \times V$$

Où :

- $m$  est la masse (en g),
- $M$  est la masse molaire (en g/mol),
- $V$  est le volume (en L),
- $V_m$  est le volume molaire (en L/mol),
- $C$  est la concentration molaire (en mol/L).

## 2. Tableaux d'avancement

- Présentation du tableau d'avancement où l'on suit les quantités de matière des réactifs et des produits au cours de la réaction. Exemple de tableau pour la réaction générale :



Etat du système	Avancement	aA	+	bB	→	cC	+	dD
Etat initial (t = 0s)	x = 0	n <sub>0</sub>		n <sub>1</sub>		0		0
Etat intermédiaire	x	n <sub>0</sub> - ax		n <sub>1</sub> - bx		cx		dx
Etat final	x <sub>max</sub>	n <sub>0</sub> - ax <sub>max</sub>		n <sub>1</sub> - bx <sub>max</sub>		cx <sub>max</sub>		dx <sub>max</sub>

—  
A retenir : l'avancement x est en mol.

x = 0 mol à l'instant initial

x va augmenter au cours de la réaction jusqu'à atteindre une valeur maximale, notée x<sub>max</sub>

x est donc toujours positif !  
—

**les coefficients stœchiométriques vont se retrouver devant x et x<sub>max</sub> !!**

Prenons l'équation  $C_3H_8 + 5 O_2 \rightarrow 4 H_2O + 3 CO_2$

Etat du système	Avancement	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	+	5 O <sub>2</sub>	→	4 H <sub>2</sub> O	+	3 CO <sub>2</sub>
Etat initial (t = 0s)	x = 0	2,4		5,3		0		0
Etat intermédiaire	x	2,4 - x		5,3 - 5x		4x		3x
Etat final	x <sub>max</sub>	2,4 - x <sub>max</sub>		5,3 - 5x <sub>max</sub>		4x <sub>max</sub>		3x <sub>max</sub>

### 3. Calcul de $x_{\max}$ et réactif limitant.

Il est possible d'atteindre  $x_{\max}$  si la réaction est totale seulement, ce ne sera pas toujours le cas.

On va chercher à compléter la dernière ligne du tableau. Pour cela il faut donc calculer  $x_{\max}$ .

Le principe est le suivant: **la réaction va s'arrêter quand un des réactifs aura totalement disparu** (puisque à ce moment-là, il ne peut plus y avoir de réaction).

On cherche donc à ce que la quantité de matière **finale** de l'un des réactifs soit égal à 0 mol. Oui mais lequel ?

Comme on ne sait pas, on va utiliser le fait que **la quantité de matière d'un réactif est toujours positive**.

Le raisonnement nous donne :  $0 \leq 2,4 - x_{\max}$  et  $0 \leq 5,3 - 5x_{\max}$  soit  $x_{\max} \leq 2,4$  et  $x_{\max} \leq 5,3/5$

On prend alors **la plus petite valeur** entre 2,4 et 5,3/5 c'est-à-dire  $5,3/5 = 1,06$  mol.

Comme on doit prendre deux chiffres significatifs, on prend 1,1 mol.

On a donc  $x_{\max} = 1,1$  mol.

Une fois que l'on a trouvé  $x_{\max}$ , on peut donner l'état final du système en remplaçant  $x_{\max}$  par sa valeur dans la dernière ligne.

Les quantités de matière finales de chaque espèce sont donc :

$$n_{\text{C}_3\text{H}_8 \text{ final}} = 2,4 - x_{\max} = 2,4 - 1,1 = 1,3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2 \text{ final}} = 5,3 - 5x_{\max} = 0 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O} \text{ final}} = 4x_{\max} = 4 \times 1,1 = 4,4 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2 \text{ final}} = 3x_{\max} = 3 \times 1,1 = 3,3 \text{ mol.}$$

A l'état final on a donc :

1,3 mol de  $\text{C}_3\text{H}_8$

0 mol de  $\text{O}_2$

4,4 mol de  $\text{H}_2\text{O}$

3,3 mol de  $\text{CO}_2$

On voit qu'il n'y a plus de  $\text{O}_2$  : c'est ce qu'on appelle **le réactif limitant**.

—  
Le réactif limitant est le réactif qui a totalement disparu à la fin de la réaction.  
—

Le terme réactif « limitant » vient du fait que c'est la disparition de ce réactif qui arrête la réaction et limite donc la réaction.

Il arrive parfois que les deux réactifs arrivent en même temps à 0 mol, il n'y a donc pas de réactif limitant puisque les deux réactifs ont disparu à la fin de la réaction .

On dit alors que les réactifs ont été **introduits dans les proportions stœchiométriques**.

Pour que les proportions stœchiométriques soient respectées, on a vu que les deux réactifs devaient avoir disparus à l'état final.

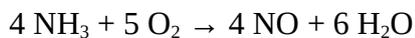
Donc :  $n_0 - ax_{\max} = 0$  et  $n_1 - bx_{\max} = 0$

D'où :  $n_0/a = x_{\max}$  et  $n_1/b = x_{\max}$

$$\frac{n_0}{a} = \frac{n_1}{b}$$

—  
Ceci est la condition pour que les réactifs aient été introduits dans les proportions  
stœchiométriques et donc qu'ils aient tous disparus à l'état final.  
—

En effet, considérons l'équation suivante :



Si l'on prend 5,2 mol de  $\text{NH}_3$  et 6,5 mol de  $\text{O}_2$  :

$5,2/4 = 1,3$  et  $6,5/5 = 1,3$  : les réactifs sont en proportions stœchiométriques.