

## I-Transformation chimique – réaction chimique :

### 1) Transformation chimique :

**Au cours d'une transformation chimique des substances disparaissent et d'autres nouvelles substances apparaissent.**  
 Une transformation chimique peut être modélisée par une réaction chimique :

- Les substances qui disparaissent sont appelées **les réactifs**.
- Les substances qui apparaissent sont appelées **les produits**.

**On appelle système chimique l'ensemble des éléments chimiques existant dans le milieu réactionnel.**

### 2) Etat initial et état final :

**La transformation chimique représente le passage d'un système chimique d'un état initial à un état final.**

On appelle **état initial**, l'état du système chimique **avant la transformation**.

On appelle **état de transformation**, l'état du système chimique à instant donné au cours de la transformation.

On appelle **état final**, l'état du système chimique **après la transformation**.

### 3) Modélisation des transformations chimiques:

On modélise une transformation chimique par un modèle simple qui peut décrire cette transformation qu'on appelle **réaction chimique** et qu'on représente par **une équation chimique** dans laquelle les réactifs et les produits sont représentés par leurs formules :

Les réactifs sont placés à gauche d'une flèche qui désigne le sens de la réaction et les produits à sa droite.



Au cours d'une transformation chimique, il y a conservation des éléments chimiques et de la charge électrique, l'équation doit donc être équilibrée par des nombres appelés : coefficients **stœchiométriques**.

(par convention on n'écrit pas le coefficient stœchiométrique 1)

**Généralisation** : l'équation de la réaction peut être modélisée d'une manière générale de la façon suivante:



A et B : les réactifs .

C et D: les produits de la réaction.

$\alpha, \beta, \gamma$  et  $\delta$  : les coefficients stœchiométriques

La flèche  $\rightarrow$  indique le sens de la réaction.

**Exemple :** «L'équation de combustion du butane :  $2C_4H_{10} + 13O_2 \rightarrow 8CO_2 + 10H_2O$   
 les coefficients stœchiométriques de cette réaction sont 2, 13, 8, 10.

## II-Avancement de la réaction – Tableau d'avancement:

### 1) Avancement de la réaction :

Pour suivre l'évolution de la quantité de matière des espèces chimiques participant à la réaction chimique on utilise **l'avancement de la réaction** qu'on symbolise par  $x$  qui s'exprime en (mol) et qui représente la quantité de matière des réactifs disparus et quantités de matière des produits formés selon les coefficients stœchiométriques.

### 2) Tableau d'avancement :

Pour suivre l'évolution de la réaction on trace un tableau descriptif en utilisant l'avancement de la réaction qu'on appelle **tableau d'avancement de la réaction**.

Dans un tableau d'avancement donné on doit écrire l'équation de la réaction équilibrée puis on trace le tableau de la manière suivante :

Equation de la réaction		$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$			
états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	0	$n_o(A)$	$n_o(B)$	0	0
Etat de transformation	$x$	$n_o(A) - \alpha.x$	$n_o(B) - \beta.x$	$\gamma.x$	$\delta.x$
Etat final	$x_{\max}$	$n_o(A) - \alpha.x_{\max}$	$n_o(B) - \beta.x_{\max}$	$\gamma.x_{\max}$	$\delta.x_{\max}$

### 3) Le réactif limitant:

**Le réactif limitant est le réactif qui met fin à la réaction, c'est le premier réactif qui est totalement consommé.**

### 4) Avancement maximum:

**L'avancement maximum  $x_{\max}$  est l'avancement de la réaction qui correspond à la disparition totale du réactif limitant.**

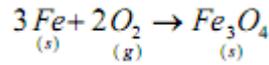
**1<sup>er</sup> Exercice :**

La combustion du fer Fe solide dans le dioxygène O<sub>2</sub> gazeux produit l'oxyde de fer magnétique Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub>.

1) Ecrire puis équilibrer l'équation de la réaction.

2) Tracer le tableau d'avancement de la réaction pour un mélange initial constitué de 3mol de fer et 4mol de O<sub>2</sub>.

1) Equation de la réaction :



2) Tableau d'avancement de la réaction :

Equation de la réaction		3 Fe + 2 O <sub>2</sub> -----> Fe <sub>3</sub> O <sub>4</sub>		
états	avancement	Quantité de matière (en mol)		
Etat initial	0	3	4	0
Etat de transformation	x	3 - 3.x	4 - 2.x	.x
Etat final	x <sub>max</sub>	3 - 3.x <sub>max</sub>	4 - 2.x <sub>max</sub>	x <sub>max</sub>
Composition finale du mélange	x <sub>max</sub> = 1mol	0mol	2mol	1mol

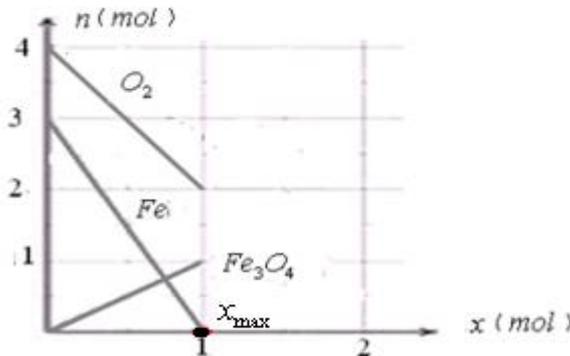
-supposons que Fe est le réactif limitant : 3 - 3.x<sub>max</sub> = 0 ⇒ x<sub>max</sub> = 1mol

-supposons que O<sub>2</sub> est le réactif limitant : 4 - 2.x<sub>max</sub> = 0 ⇒ x<sub>max</sub> = 2mol

On a : 1mol < 2mol

On sait que le réactif limitant est celui utilisé par défaut, donc x<sub>max</sub> = 1mol et c'est Fe qui est limitant.

Explication graphique : On l'obtient en représentant l'évolution des quantités de matière en fonction de l'avancement.



On ne doit pas prolonger les segments de droite après x<sub>max</sub> car c'est la valeur maximale de l'avancement (lorsque x=x<sub>max</sub>, la composition du mélange devient constante).

**2<sup>ème</sup> Exercice :**

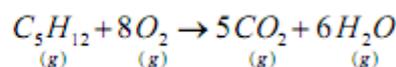
Sachant que la combustion complète du pentane gazeux C<sub>5</sub>H<sub>12</sub> dans le dioxygène O<sub>2</sub> entraîne la production du dioxyde de carbone CO<sub>2</sub> et de l'eau.

1) Ecrire puis équilibrer l'équation de la réaction.

2) Tracer le tableau d'avancement de la réaction pour un mélange initial constitué de 10mol de pentane et 40mol de O<sub>2</sub>.

3) Tracer la représentation graphique représentant l'évolution des quantités de matière en fonction de l'avancement.

1) Equation de la réaction :



2) Tableau d'avancement de la réaction :

Equation de la réaction		C <sub>5</sub> H <sub>12</sub> + 8O <sub>2</sub> -----> 5CO <sub>2</sub> + 6H <sub>2</sub> O			
états	avancement	Quantité de matière (en mol)			
Etat initial	0	10	40	0	0
Etat de transformation	x	10 - x	40 - 8.x	5.x	6x
Etat final	x <sub>max</sub>	10 - x <sub>max</sub>	40 - 8.x <sub>max</sub>	5.x <sub>max</sub>	6.x <sub>max</sub>
Composition finale du mélange	x <sub>max</sub> = 5mol	5mol	0mol	25mol	5mol

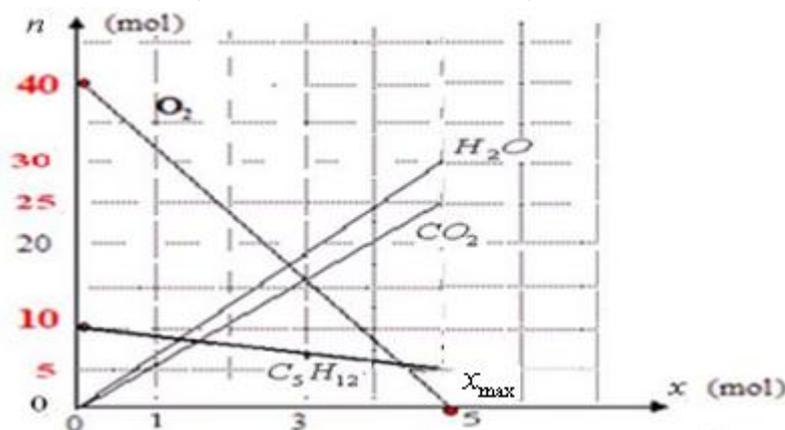
-supposons que  $C_5H_{12}$  est le réactif limitant :  $10 - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 10 \text{ mol}$

-supposons que  $O_2$  est le réactif limitant :  $40 - 8x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 5 \text{ mol}$

On a :  $5 \text{ mol} < 10 \text{ mol}$

On sait que le réactif limitant est celui utilisé par défaut, donc  $x_{\max} = 5 \text{ mol}$  et c'est  $O_2$  qui est limitant.

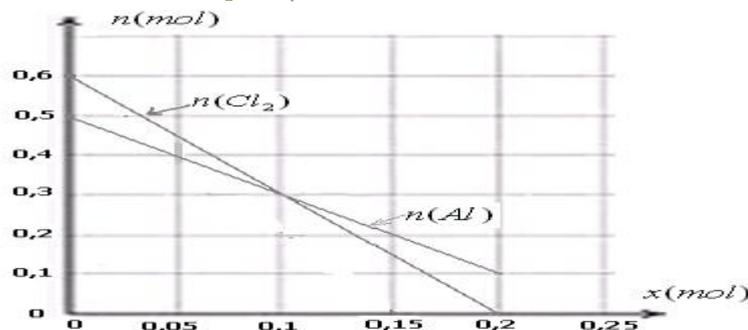
Explication graphique : On l'obtient en représentant l'évolution des quantités de matière en fonction de l'avancement.



### 3<sup>ème</sup> Exercice :

Sachant que l'aluminium  $Al$  réagit avec le dichlore  $Cl_2$  et le produit de cette réaction est le chlorure d'aluminium  $AlCl_3$ .

On donne le graphe représentant l'évolution des quantités de matière en fonction de l'avancement.



1) Ecrire puis équilibrer l'équation de la réaction et tracer le tableau d'avancement correspondant.

2) Compléter le graphe en représentant la variation de la quantité de matière du chlorure d'aluminium en fonction de l'avancement et donner la composition finale du mélange.

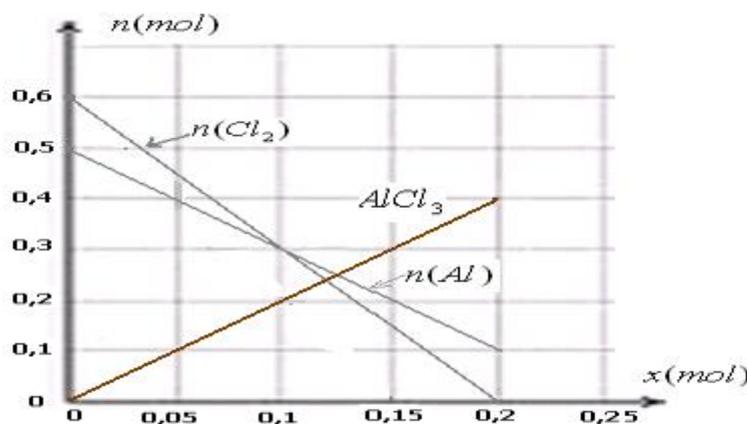
1)

Equation de la réaction		$2 Al + 3 Cl_2 \rightarrow 2 AlCl_3$		
états	avancement	Quantité de matière (en mol)		
Etat initial	0	0,5	0,6	0
Etat de transformation	$x$	$0,5 - 2x$	$0,6 - 3x$	$2x$
Etat final	$x_{\max}$	$0,5 - 2x_{\max}$	$0,6 - 3x_{\max}$	$2x_{\max}$
Composition finale du mélange	$x_{\max} = 0,2 \text{ mol}$	$0,1 \text{ mol}$	$0 \text{ mol}$	$0,4 \text{ mol}$

On constate que  $Cl_2$  est le réactif limitant (il est totalement consommé en mettant fin à la réaction). Donc  $0,6 - 3x_{\max} = 0$

$\Rightarrow x_{\max} = 0,2 \text{ mol}$

2)



III-Détermination de la pression d'un gaz résultant d'une réaction chimique:

1) Expérience :

On introduit une masse  $m=32,7\text{mg}$  de zinc en poudre dans un flacon à la température  $\theta = 20^\circ C$  et sous la pression atmosphérique  $P_{atm} = 1013\text{hPa}$  puis on verse dans le flacon de volume  $500\text{mL}$  un volume  $V=10\text{mL}$  d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration  $c=0,5\text{mol/L}$ .

On donne l'équation de la réaction qui se produit dans le flacon. :  $\text{Zn}_{(s)} + 2\text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_2(g)$

2) Prévoir l'état final:

On peut prévoir la pression finale du gaz dihydrogène qui se produit à la fin de cette réaction par l'une des deux méthodes suivantes :  
 -Soit en utilisant un appareil de mesure de la pression.  
 -ou bien théoriquement en utilisant le tableau d'avancement de la réaction.

\*1<sup>ère</sup> méthode : On détermine la valeur de la pression final  $P_f$  à la fin de la réaction à l'aide d'un capteur de pression,

on trouve :  $P_f=1038\text{hPa}$

\*2<sup>ème</sup> méthode :

La quantité de matière de zinc initiale :  $n_o(\text{Zn}) = \frac{m}{M} = \frac{32,7 \cdot 10^{-3}}{65,4} = 0,5\text{m.mol}$

La quantité de matière de  $\text{H}^+$  initiale :  $n_o(\text{H}^+) = c \cdot V = 0,5 \times 10 \cdot 10^{-3} = 5\text{m.mol}$

Tableau d'avancement :

Equation de la réaction		$\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$			
états	avancement	Quantité de matière (en m. mol)			
Etat initial	0	0,5	5	0	0
Etat de transformation	$x$	$0,5 - x$	$5 - 2x$	$x$	$x$
Etat final	$x_{\max}$	$0,5 - x_{\max}$	$5 - 2x_{\max}$	$x_{\max}$	$x_{\max}$
Composition finale du mélange	$0,5\text{m.mol}$	$0\text{m.mol}$	$4\text{m.mol}$	$0,5\text{m.mol}$	$0,5\text{m.mol}$

-supposons que **Zn** est le réactif limitant :  $0,5 - x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 0,5\text{m.mol}$

-supposons que **H<sup>+</sup>** est le réactif limitant :  $5 - 2x_{\max} = 0 \Rightarrow x_{\max} = 2,5\text{m.mol}$

On a :  $0,5\text{m.mol}$  est inférieure à :  $2,5\text{m.mol}$

On sait que le réactif limitant est celui utilisé par défaut, donc  $x_{\max} = 0,5\text{m.mol}$  et c'est **Zn** qui est limitant.

A partir du tableau d'avancement on a :  $n_f(\text{H}_2) = x_{\max} = 0,5\text{m.mol}$

En appliquant la relation des gaz parfaits au gaz dihydrogène qui occupe le volume restant du flacon :  $V_{(\text{H}_2)} = 500 - 10 = 490\text{mL}$

$$P_{(\text{H}_2)} \cdot V_{(\text{H}_2)} = n_{(\text{H}_2)} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{(\text{H}_2)} = \frac{n_{(\text{H}_2)} \cdot R \cdot T}{V_{(\text{H}_2)}} = \frac{0,5 \times 10^{-3} \times 8,314 \times 293}{490 \times 10^{-6}} = 2485,7\text{Pa} \approx 25\text{hPa}$$

La pression finale du dihydrogène  $\text{H}_2$  dans le flacon :  $P_f = P_{(\text{H}_2)} + P_{atm} = 25 + 1013 = 1038\text{hPa}$   
 qui correspond à la valeur trouvée expérimentalement.