	Lycée Joliot Curie à 7	<b>CHIMIE - Chapitre 5</b>	Classe de Seconde
	<b>COURS</b> « Modélisation des transformations chimiques » <i>réaction chimique</i>		Nom: ..... Nom: <i>[Signature]</i>

**Les compétences à acquérir...**

- Modéliser, à partir de données expérimentales, une transformation par une réaction, établir l'équation de réaction associée et l'ajuster.
- Identifier le réactif limitant à partir des quantités de matière des réactifs et de l'équation de réaction. Notion d'espèce spectatrice.
- Déterminer le réactif limitant lors d'une transformation chimique totale, à partir de l'identification des espèces chimiques présentes dans l'état final.
- Modéliser, par l'écriture d'une équation de réaction, la combustion du carbone et du méthane, la corrosion d'un métal par un acide, l'action d'un acide sur le calcaire, l'action de l'acide chlorhydrique sur l'hydroxyde de sodium en solution.



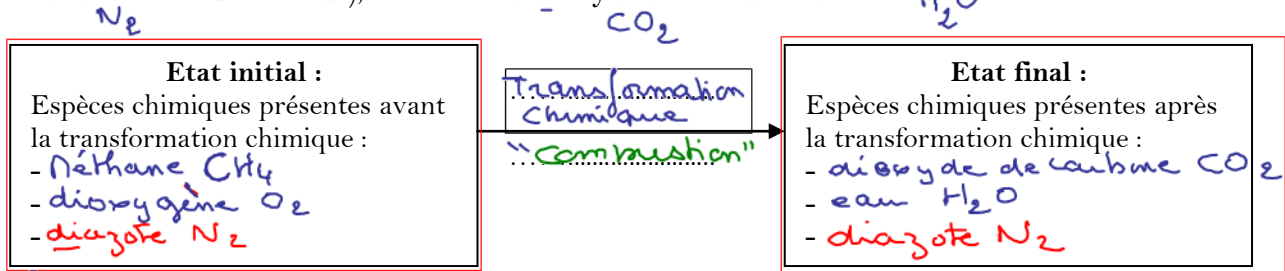
**I- Qu'est ce qu'une transformation chimique ?**

On appelle **transformation chimique**, une transformation (*réaction*) au cours de laquelle des *réactifs* (substances présentes à l'état initial) sont *consommés* pour former des *produits* nouveaux (nouvelles substances présentes à l'état final).

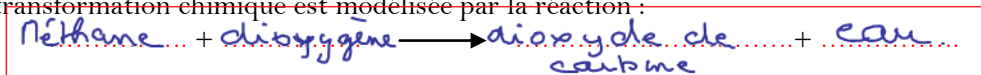
Complétez le tableau ci-dessous à l'aide des mots suivants : *réactifs, produits, système chimique, état initial, état final, équation de réaction, ion spectateur, transformation chimique.*

<i>Système chimique</i>	Mélange d'espèces chimiques dont certaines peuvent réagir entre elles et se transformer
<i>Etat initial</i>	Système chimique avant la transformation chimique
<i>Réactifs</i>	Espèce chimique présente dans l'état initial et qui va être transformée
<i>Transformation chimique</i>	Passage d'un système chimique d'un état initial à un état final
<i>Equation de réaction</i>	Écriture symbolique de la réaction chimique, indiquant les formules chimiques des réactifs et des produits
<i>Etat final</i>	Système chimique après la transformation chimique
<i>Produits</i>	Espèce chimique présente dans l'état final mais pas dans l'état initial
<i>ion spectateur</i>	Espèce présente dans l'état initial et l'état final mais n'ayant subi aucun transformation

Exemple de transformation chimique : Au cours de la combustion du méthane dans l'air (mélange de dioxygène  $O_2$  et de diazote essentiellement), il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau  $H_2O$



La transformation chimique est modélisée par la réaction :

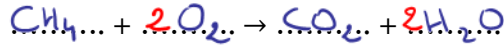


Remarque : le diazote est une espèce spectatrice de la transformation.

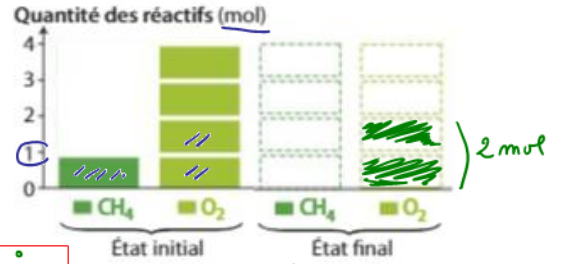


2- Comment prévoir le réactif limitant ?

a- Revenons sur la combustion du méthane

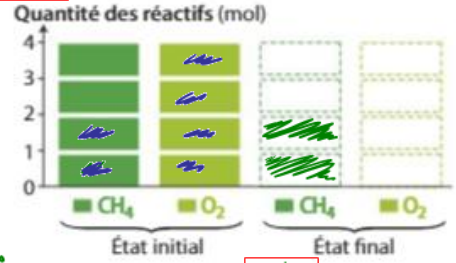


Etat initial :  
 $n_{\text{CH}_4}^i = 1 \text{ mol}$  ;  $n_{\text{O}_2}^i = 4 \text{ mol}$   
 1 mol de  $\text{CH}_4$  réagit avec 2 mol de  $\text{O}_2$   
 A l'état final  
 $n_{\text{CH}_4}^f = 0 \text{ mol}$  et  $n_{\text{O}_2}^f = 2 \text{ mol}$   
 de réactif limitant est  $\text{CH}_4$  :  $n_{\text{CH}_4}^f = 0 \text{ mol}$



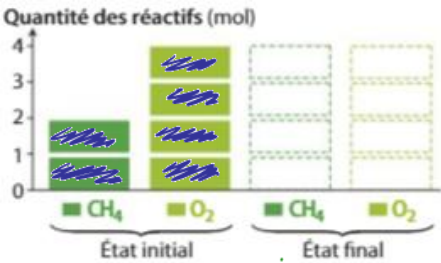
$$\frac{n_{\text{CH}_4}^i}{1} = \frac{1}{1} = 1 < \frac{n_{\text{O}_2}^i}{2} = \frac{4}{2} = 2$$

Etat initial :  
 $n_{\text{CH}_4}^i = 4 \text{ mol}$  ;  $n_{\text{O}_2}^i = 4 \text{ mol}$   
 1 mol de  $\text{CH}_4$  réagit avec 2 mol de  $\text{O}_2$   
 A l'état final  
 $n_{\text{CH}_4}^f = 2 \text{ mol}$  et  $n_{\text{O}_2}^f = 0 \text{ mol}$   
 de réactif limitant est  $\text{O}_2$  :  $n_{\text{O}_2}^f = 0 \text{ mol}$



$$\frac{n_{\text{CH}_4}^i}{1} = \frac{4}{1} = 4 > \frac{n_{\text{O}_2}^i}{2} = \frac{4}{2} = 2$$

Etat initial :  
 $n_{\text{CH}_4}^i = 2 \text{ mol}$  ;  $n_{\text{O}_2}^i = 4 \text{ mol}$   
 1 mol de  $\text{CH}_4$  réagit avec 2 mol de  $\text{O}_2$   
 A l'état final  
 $n_{\text{CH}_4}^f = 0 \text{ mol}$  et  $n_{\text{O}_2}^f = 0 \text{ mol}$



$$\frac{n_{\text{CH}_4}^i}{1} = \frac{2}{1} = 2 = \frac{n_{\text{O}_2}^i}{2} = \frac{4}{2} = 2$$

Donc les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques  
 proportions (quantités) qui tiennent compte des coefficients (2)

b- En résumé :

Le réactif limitant d'une transformation chimique est celui pour lequel le rapport de sa quantité de matière initiale  $n^i(\dots)$  sur son coefficient stœchiométrique est le plus faible..

Soit l'équation :  $a A + b B \rightarrow c C + d D$

$a, b, c, d$  sont : coef.

- si  $\frac{n^i(A)}{a} < \frac{n^i(B)}{b}$  alors le réactif **A** est le réactif limitant  $n_{(A)}^f = 0 \text{ mol}$

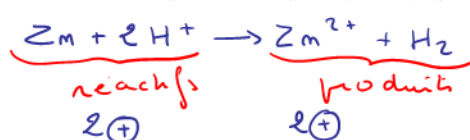
- si  $\frac{n^i(A)}{a} > \frac{n^i(B)}{b}$  alors le réactif **B** est le réactif limitant  $n_{(B)}^f = 0 \text{ mol}$ .

- si  $\frac{n^i(A)}{a} = \frac{n^i(B)}{b}$  alors les réactifs ont été mélangés dans les proportions stœchiométriques et le mélange est dit stœchiométrique  $n_{(A)}^f = n_{(B)}^f = 0 \text{ mol}$

Exemple : Equilibrer l'équation suivante  $\text{Zn}_{(s)} + \text{H}^+_{(aq)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + \text{H}_{2(g)}$

A l'état initial, les quantités initiales des réactifs sont  $n^i(\text{Zn}) = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$  et  $n^i(\text{H}^+) = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

Les réactifs ont-ils été introduits dans les proportions stœchiométriques ?



$$\left. \begin{aligned} \frac{n^i(\text{Zn})}{1} &= \frac{3,0 \cdot 10^{-2}}{1} = 3,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \\ \frac{n^i(\text{H}^+)}{2} &= \frac{1,0 \cdot 10^{-2}}{2} = 0,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \end{aligned} \right\} \frac{n^i(\text{Zn})}{1} > \frac{n^i(\text{H}^+)}{2}$$

donc  $\text{H}^+$  est le réactif limitant.

le + petit

#### IV- Comment prélever une quantité de matière n ?

##### 1- Définition de la masse molaire atomique:

La **masse molaire atomique** notée M (majuscule) d'un élément est la masse *d'une... mole...* de cet élément.

Elle s'exprime en *.mol./L. ou mol. L<sup>-1</sup>*

Exercice :  $m_{\text{nucléon}} = 1,673 \cdot 10^{-24}$  g et la constante d'Avogadro  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Calculer la masse molaire de l'oxygène  $M_O$  sachant que  $m_{\text{at}_O} = A \times m_{\text{nucléon}} = 16 \times 1,673 \cdot 10^{-24}$

$$m_{\text{at}_O} = 2,677 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$\begin{aligned} \text{donc } \rho_O &= N_A \times m_{\text{at}_O} \\ &= 6,02 \cdot 10^{23} \times 2,677 \cdot 10^{-23} \\ &= 16 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Quelle est la masse molaire du carbone  $M_C$  ?

$$\begin{aligned} \rho_C &= N_A \times m_{\text{at}_C} = N_A \times A \times m_{\text{nucléon}} \\ &= 6,02 \cdot 10^{23} \times 12 \times 1,67 \cdot 10^{-24} \\ &= 12 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Calculer la masse molaire de l'aluminium  $M_{Al}$  :  $^{27}_{13}Al$

$$\begin{aligned} m_{\text{at}_Al} &= A \times m_{\text{nucléon}} = 27 \times 1,673 \cdot 10^{-24} \\ &= 4,5 \cdot 10^{-23} \text{ g} \\ \Rightarrow \rho_{Al} &= N_A \times m_{\text{at}_Al} = 6,02 \cdot 10^{23} \times 4,5 \cdot 10^{-23} \\ &= 27 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Calculer la masse molaire de l'hydrogène  $M_H$ :

$$\begin{aligned} \rho_H &= N_A \times m_{\text{at}_H} = N_A \times A \times m_{\text{nucléon}} \\ &= 6,02 \cdot 10^{23} \times 1 \times 1,673 \cdot 10^{-24} \\ &= 1,0 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

##### Remarques:

- Les masses molaires sont écrites dans *la classification périodique des éléments*

Extrait de la classification périodique

1 H		X						2 He
hydrogène 1,0 g/mol		M ← Masse molaire atomique						hélium 4,0 g/mol
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
lithium 6,9 g/mol	beryllium 9,0 g/mol	bore 10,8 g/mol	carbone 12,0 g/mol	azote 14,0 g/mol	oxygène 16,0 g/mol	fluor 19,0 g/mol	néon 20,2 g/mol	
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
sodium 23,0 g/mol	magnésium 24,3 g/mol	aluminium 27,0 g/mol	silicium 28,1 g/mol	phosphore 31,0 g/mol	soufre 32,1 g/mol	chlore 35,5 g/mol	argon 39,9 g/mol	
19 K	20 Ca							
potassium 39,1 g/mol	calcium 40,1 g/mol							

- La masse molaire d'un ion est considérée égale à la masse molaire de l'atome ou de la molécule, car la masse des électrons est *négligeable*... devant celle des atomes ou des molécules.

##### 2- Définition de la masse molaire moléculaire :

La **masse molaire moléculaire** est *la somme* des masses molaires atomique des atomes qui constituent la molécule.

Elle s'exprime aussi en **g.mol<sup>-1</sup>**.

##### Exercice :

Calculer la masse molaire de l'eau  $H_2O$  :

$$\begin{aligned} \rho_{H_2O} &= 2\rho_H + \rho_O \\ &= 2 \times 1,00 + 16,0 = 18,0 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Calcul de la masse molaire du glucose  $C_6H_{12}O_6$

$$\begin{aligned} \rho_{\text{glu}} &= 6\rho_C + 12\rho_H + 6\rho_O \\ &= 6 \times 12,0 + 12 \times 1,0 + 6 \times 16,0 \\ &= 180 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Calcul de la masse molaire de l'hydroxyde de sodium  $NaOH$

$$\begin{aligned} \rho_{NaOH} &= \rho_{Na} + \rho_O + \rho_H \\ &= 23,0 + 16,0 + 1,00 \\ &= 40,0 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

##### 3- Pour une entité X, quelle est la relation entre la quantité de matière $n_x$ , la masse $m_x$ et la masse molaire $M_x$ ?

La masse molaire nous permet de calculer aisément la quantité de matière d'un échantillon à partir de sa masse par la formule :

$$n_x = \frac{m_x}{M_x} \text{ ou } m_x = M_x \times n_x$$

Exercice :

Vous devez prélever une quantité  $n_{\text{sacc}} = 7,20 \cdot 10^{-2}$  mol de saccharose. Comment faire ?

Formule brute du saccharose  $C_{12}H_{22}O_{11}$

Calcul de la masse molaire du saccharose

$$\begin{aligned} M_{\text{sacc}} &= 12M_C + 22M_H + 11M_O \\ &= 12 \times 12,0 + 22 \times 1,00 + 11 \times 16,0 \\ &= 342 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

Calcul de la masse de saccharose à peser

$$m_{\text{sacc}} = \frac{m_{\text{sacc}}}{M_{\text{sacc}}}$$

$$\begin{aligned} \Rightarrow m_{\text{sacc}} &= n_{\text{sacc}} \times M_{\text{sacc}} \\ &= 7,20 \cdot 10^{-2} \times 342 \\ &= 24,6 \text{ g} \end{aligned}$$

Pour prélever une quantité  $n_{\text{sacc}} = 7,2 \cdot 10^{-2}$  mol il faut peser une masse  $m_{\text{sacc}} = 24,6$  g.