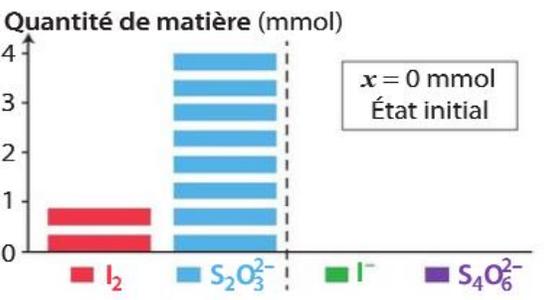
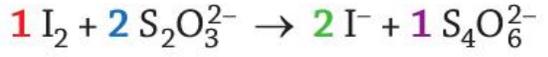


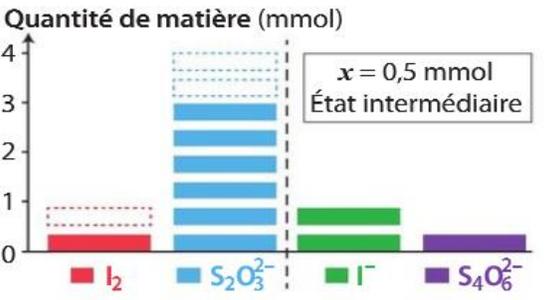
# Chapitre 2

## Evolution d'un système chimique



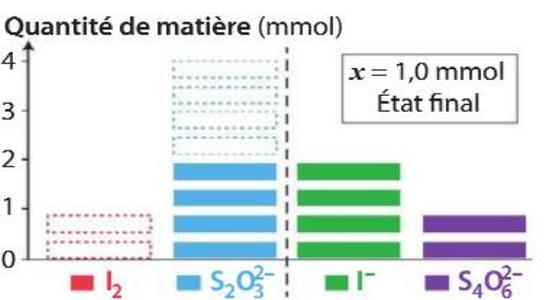
$t = 0,5 \text{ min}$

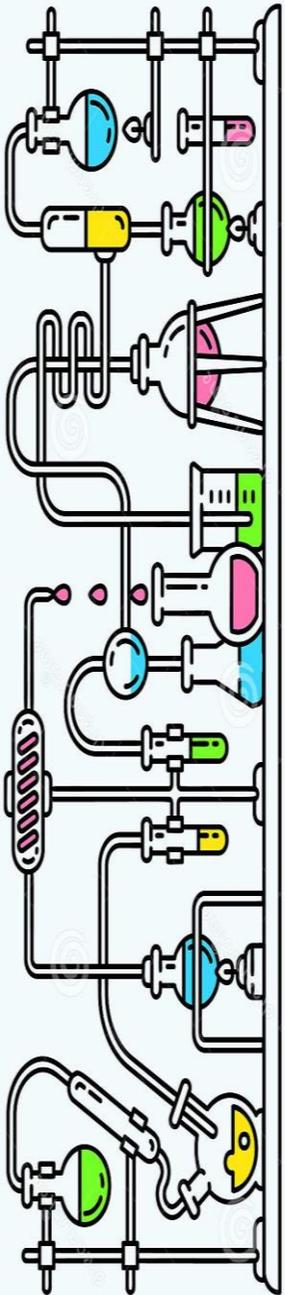
$t = 1 \text{ min}$



$t = 2 \text{ min}$

$t = 10 \text{ min}$





# Chapitre 2

## Evolution

### d'un système chimique

#### **I – Evolution d'un système chimique**

- 1 – Transformation chimique
- 2 – Avancement d'une réaction
- 3 – Le tableau d'avancement

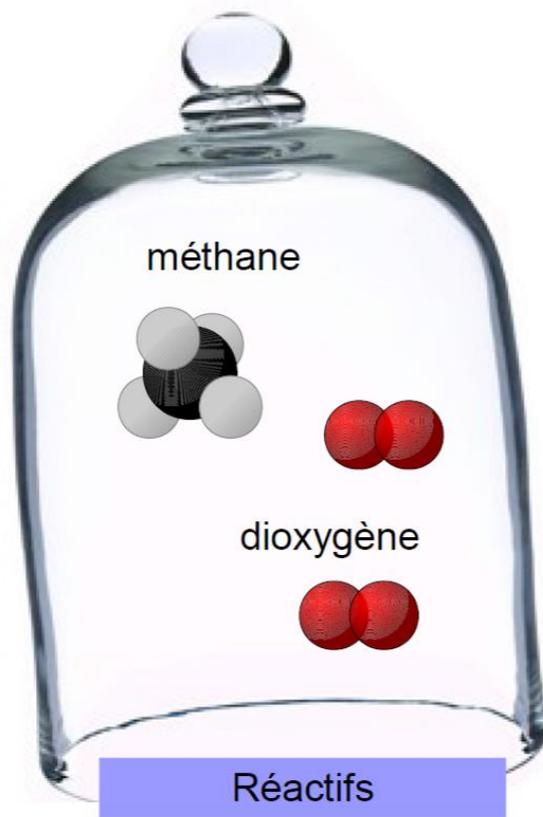
#### **II – Exploitation du tableau d'avancement**

- 1 – Composition finale
- 2 – Mélange stœchiométrique
- 3 – Transformation non totale

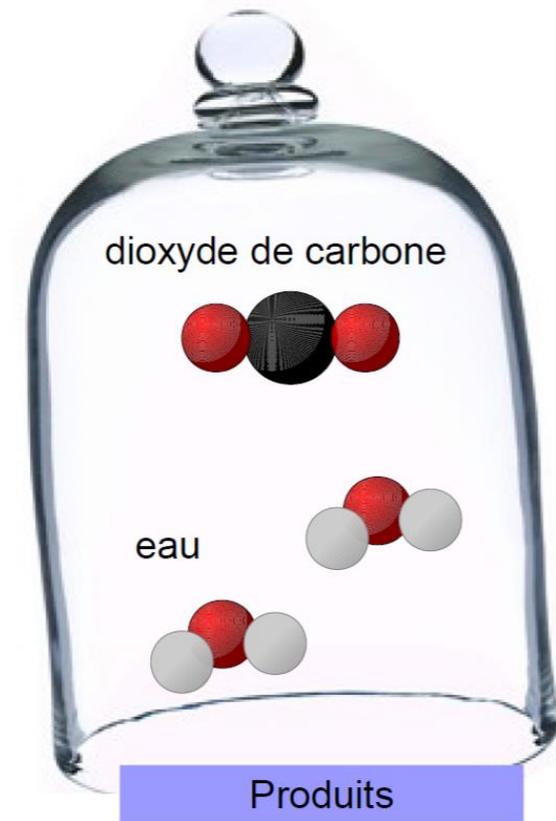
# I – Evolution d'un système chimique

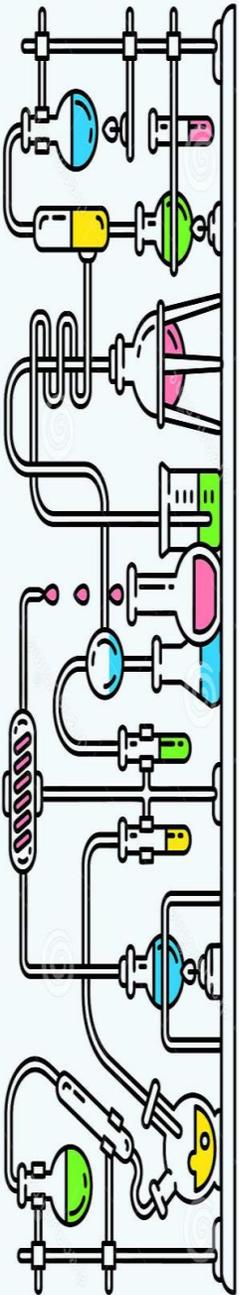
## 1- Transformation chimique

Lors d'une transformation chimique, les atomes se conservent mais sont réorganisés.



*Transformation chimique*





Une transformation chimique est modélisée par une réaction dont l'équation est ajustée par les nombres stœchiométriques.



**Au cours de l'évolution d'un système chimique, les quantités des réactifs diminuent et les quantités des produits augmentent.**

Exemple : Au cours de la réaction entre l'ion cuivre (II)  $\text{Cu}^{2+}$  et l'ion hydroxyde  $\text{HO}^-$ , d'équation :



Les quantités d'ions cuivre (II) et d'ion hydroxyde diminuent, celle en hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$  augmente.

## 2- Avancement d'une réaction

L'avancement d'une réaction décrit l'évolution des quantités de matière présentes dans un système au cours d'une transformation chimique.



Le **coefficient stœchiométrique**, ou nombre **stœchiométrique**, donne les proportions dans lesquelles les différentes molécules d'une réaction chimique sont présentes.

Exemple : Dans le cas de la réaction précédente :



Chaque ion cuivre (II) réagit avec 2 ions hydroxyde pour former une molécule d'hydroxyde de cuivre  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

Si ces proportions ne sont pas respectées alors tous les réactifs ne réagiront pas.

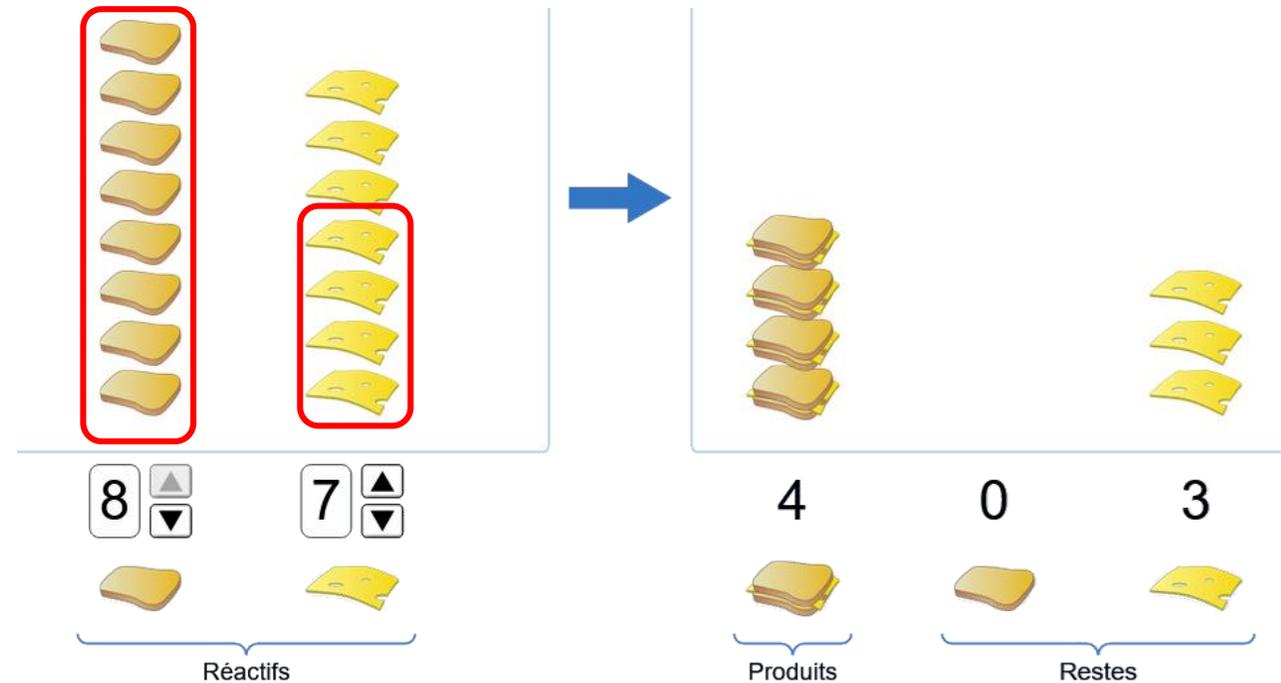
## Simulation autour du sandwich : Prenons l'exemple d'un sandwich au fromage.

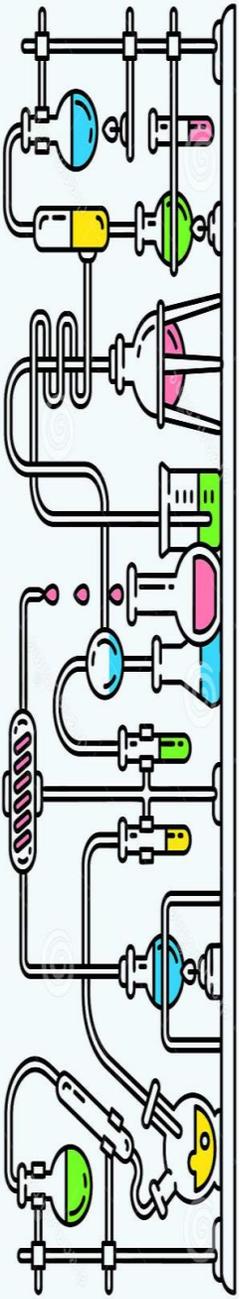
Nous pouvons exprimer la transformation tel que :



Avec comme coefficient stœchiométrique, 2 pour le pain, 1 pour le fromage et 1 pour le sandwich. En effet, il faut 2 tranches de pain pour 1 tranche de fromage afin de réaliser ce sandwich.

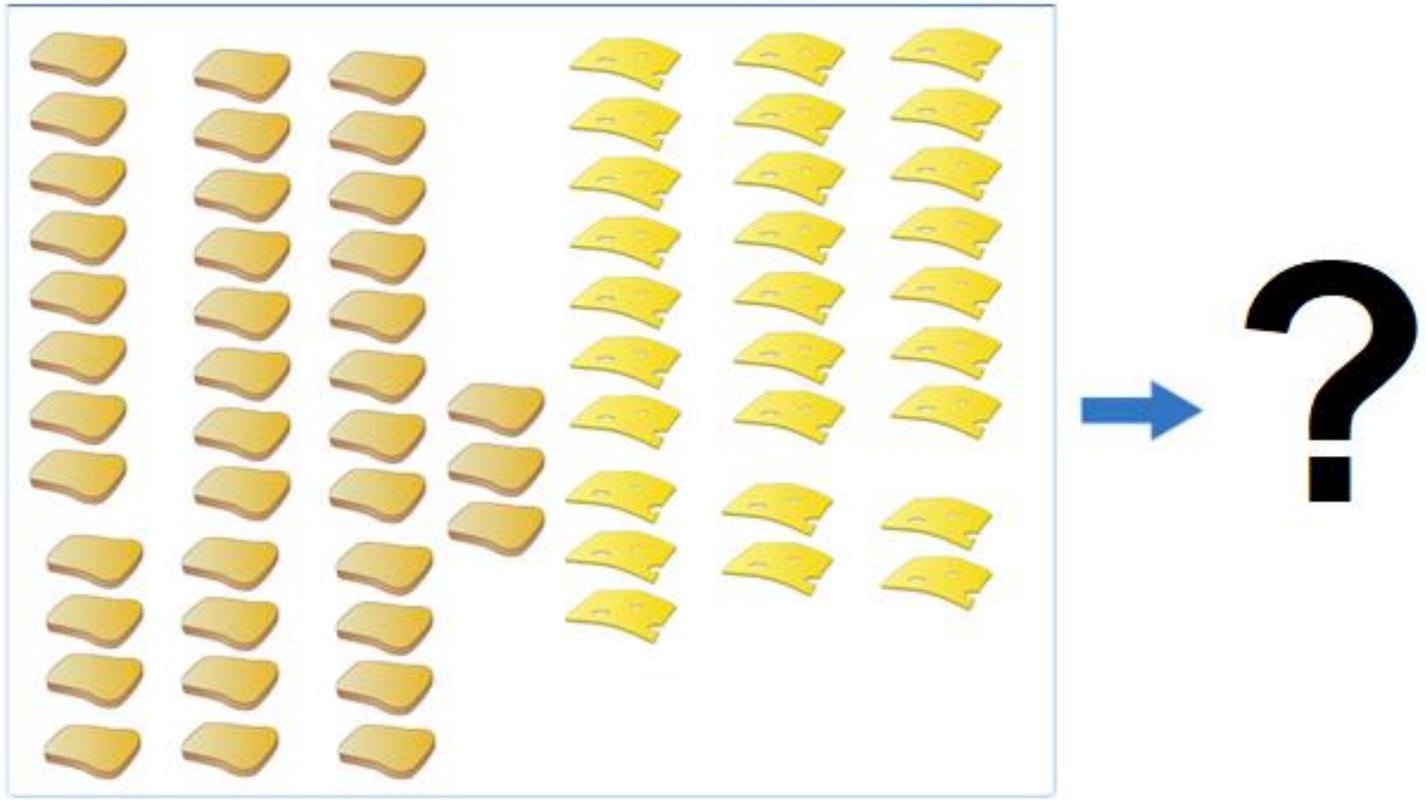
Si cette proportion n'est pas respectée, comme ci-contre, alors une partie des réactifs (ici le fromage) ne réagira pas.

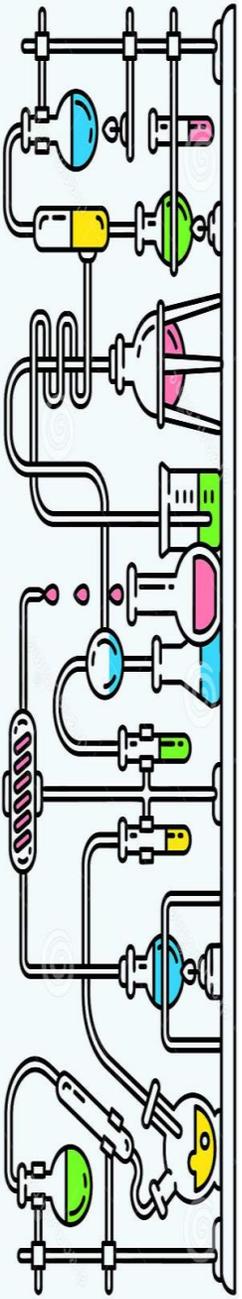




Cependant il est chronophage de devoir compter la quantité de chaque réactif afin de prévoir la quantité de chaque produit. Surtout qu'une transformation fait réagir des quantités énormes d'ions, atomes ou molécules.

Il est par exemple compliqué de prévoir **rapidement** le nombre de sandwiches qui vont être produits dans la situation suivante :





Pour faciliter la prévision des quantités de produits formés on peut établir certaines équations qui rendent compte de l'avancement d'une réaction quelle que soit la situation.



**L'avancement d'une réaction**, noté  $x$ , est une grandeur exprimée en mole qui permet de décrire l'évolution de quantité de matière.

*Exemple : Pour obtenir un sandwich, nous savons qu'il faut 2 tranches de pain pour 1 tranche de fromage.*



*Ce qui veut dire que quelle que soit la quantité initiale de réactifs, si je veux obtenir  $x$  sandwiches, il me faut  $x$  tranches de fromage et  $2x$  tranches de pain.*

Au cours du temps on a donc :

$$n(\text{sandwichs}) = x$$

$$n(\text{tranches de pain}) = n(\text{tranches de pain})_{\text{initiale}} - 2x$$

$$n(\text{tranches de fromage}) = n(\text{tranches de fromage})_{\text{initiale}} - x$$

**Exemple (Sérieux) :** L'équation de réaction de combustion du méthane s'écrit :



Lorsqu'une quantité  $1x$  de dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$  se forme, alors il se forme simultanément une quantité  $2x$  d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  et des quantités  $1x$  de méthane  $\text{CH}_4$  et  $2x$  de dioxygène  $\text{O}_2$  sont simultanément consommées.

Si le système est initialement constitué d'une quantité  $n(\text{CH}_4)_i$  de méthane et  $n(\text{O}_2)_i$  de dioxygène alors on a les relations :

Réactifs	Produits
$n(\text{CH}_4) = n(\text{CH}_4)_i - 1x$ $n(\text{O}_2) = n(\text{O}_2)_i - 2x$	$n(\text{CO}_2) = 0 + 1x$ $n(\text{H}_2\text{O}) = 0 + 2x$

Nous avons un signe négatif pour les réactifs car ils sont consommés

Nous avons un signe positif pour les produits car ils se forment

### Exemple (Sérieux) :



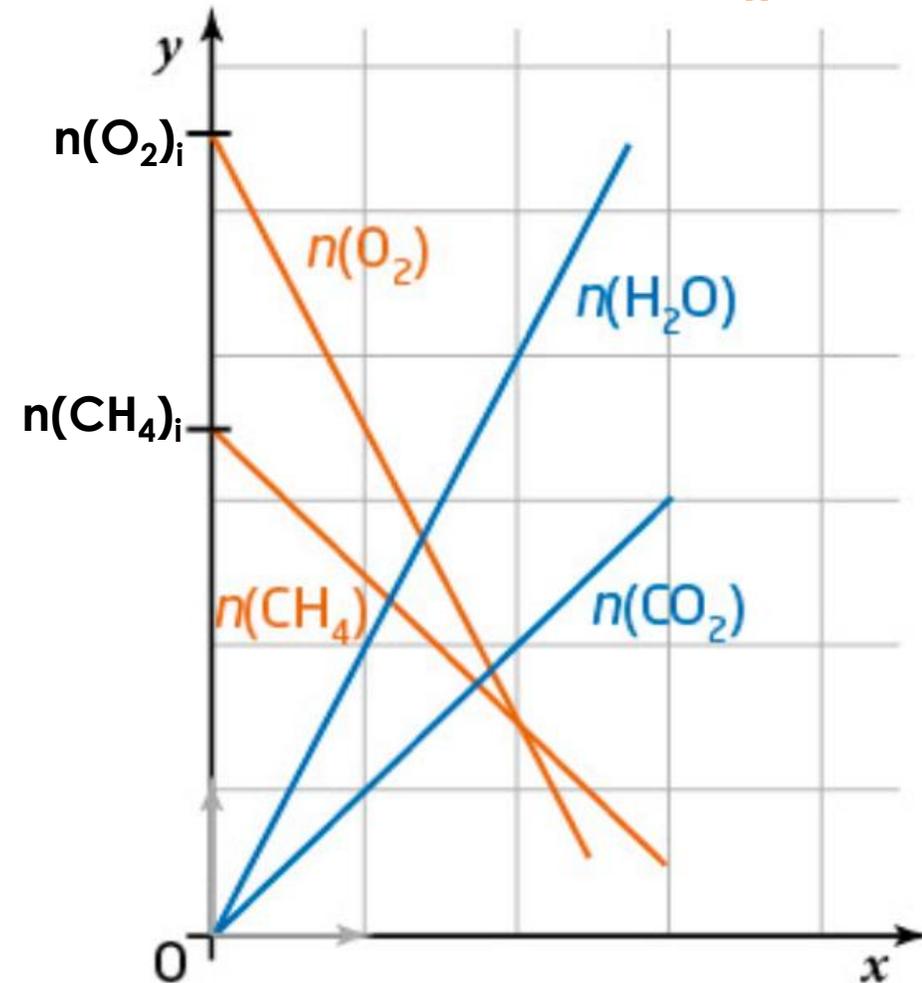
Nous avons donc des équations qui peuvent être représentées graphiquement afin de mieux visualiser l'évolution des quantités de matière au cours du temps.

On a pour les réactifs des fonctions (affines) **décroissantes** avec pour valeur de départ la quantité de matière initiale de chaque réactif. Et un coefficient directeur égal au coefficient stœchiométrique.

Ici, la droite  $n(\text{O}_2)$  décroît 2 fois plus vite que la droite  $n(\text{CH}_4)$  car on consomme 2 molécules de dioxygène pour une molécule de méthane dans cette réaction.

À l'inverse les produits sont représentés par des droites linéaires puisque leur quantité est nulle avant la réaction.

Le coefficient directeur de chaque droite correspond également à leur coefficient stœchiométrique. On forme deux fois plus de molécules d'eau que de molécules de dioxyde de carbone.



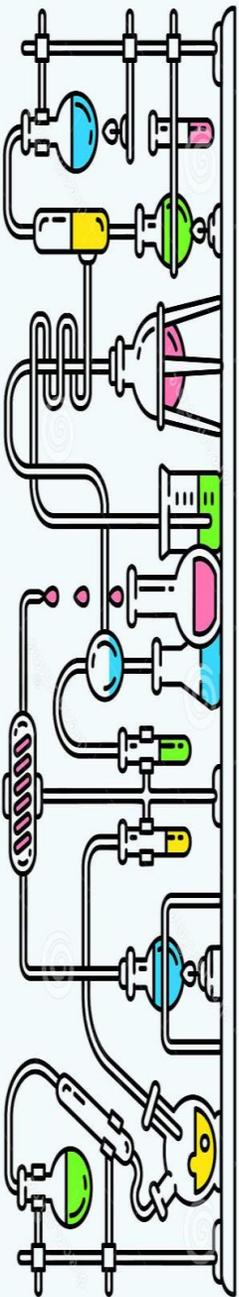
### 3- Le tableau d'avancement

Les informations précédentes sont rassemblées dans un tableau, appelé **tableau d'avancement**, où les **quantités de matière** apparaissent.



Equation de réaction		$a A + b B \rightarrow c C + d D$			
Etat	Avancement	Quantité de matière (mol)			
Etat initial	$x = 0$	$n(A)_i$	$n(B)_i$	0	0
Etat intermédiaire	$0 < x < x_f$	$n(A)_i - a x$	$n(B)_i - b x$	$c x$	$d x$
Etat final	$x = x_f$	$n(A)_i - a x_f$	$n(B)_i - b x_f$	$c x_f$	$d x_f$

Chaque ligne décrit la composition du système dans l'état d'avancement donné, lui-même caractérisé par une valeur d'avancement  $x$  (nulle à l'état initial et notée  $x_f$  à l'état final).



**Exemple** : En reprenant la réaction précédente :



On établit le tableau d'avancement suivant :

Equation de réaction		1 CH <sub>4</sub> (g) + 2 O <sub>2</sub> (g) → 1 CO <sub>2</sub> (g) + 2 H <sub>2</sub> O(l)			
Etat	Avancement	Quantité de matière (mol)			
Etat initial	$x = 0$	$n(\text{CH}_4)_i$	$n(\text{O}_2)_i$	0	0
Etat intermédiaire	$0 < x < x_f$	$n(\text{CH}_4)_i - x$	$n(\text{O}_2)_i - 2x$	$x$	$2x$
Etat final	$x = x_f$	$n(\text{CH}_4)_i - x_f$	$n(\text{O}_2)_i - 2x_f$	$x_f$	$2x_f$

Les valeurs  $n(\text{CH}_4)_i$  et  $n(\text{O}_2)_i$  définissent les quantités de matière initiales respectives du méthane et du dioxyde de carbone.

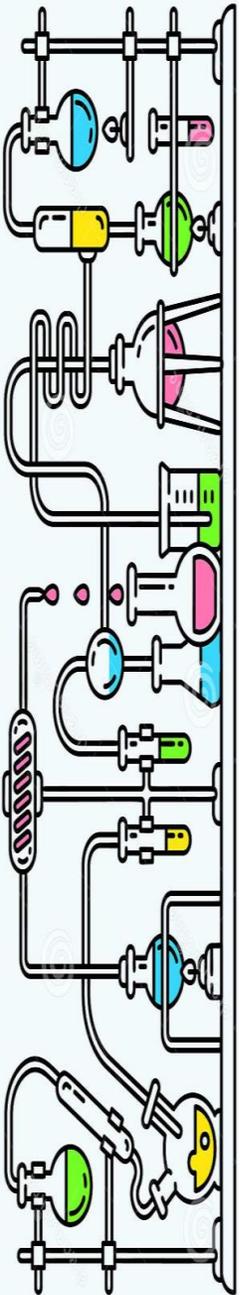
## II – Exploitation du tableau d'avancement

### 1- Composition finale

Pour une transformation considérée comme totale, l'avancement final  $x_f$  atteint une valeur maximale, notée  $x_{\max}$ , correspondant à l'épuisement du (ou des) réactif(s).



**L'avancement maximal  $x_{\max}$**  correspond à la plus petite valeur de l'avancement pour laquelle la quantité finale de l'un au moins des réactifs est nulle. Ce réactif est appelé **réactif limitant**.



**Exemple :** On étudie la précipitation de  $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$  en faisant réagir 2,0 mol d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  et 2,6 mol d'ions  $\text{HO}^-$ .

La réaction correspondante est :  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HO}^-(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$

On a le tableau d'avancement :

Equation de réaction		$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 \text{HO}^-(\text{s})$	→	$\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
Etat initial	$x = 0$	2,0		2,6		0
Etat intermédiaire	$0 < x < x_f$	$2,0 - x$		$2,6 - 2x$		$x$

Si la réaction est totale alors un ou les 2 réactifs sont totalement consommés et leur quantité est donc nulle en fin de réaction.

Il est souvent impossible de prévoir quel réactif va **limiter la réaction**.

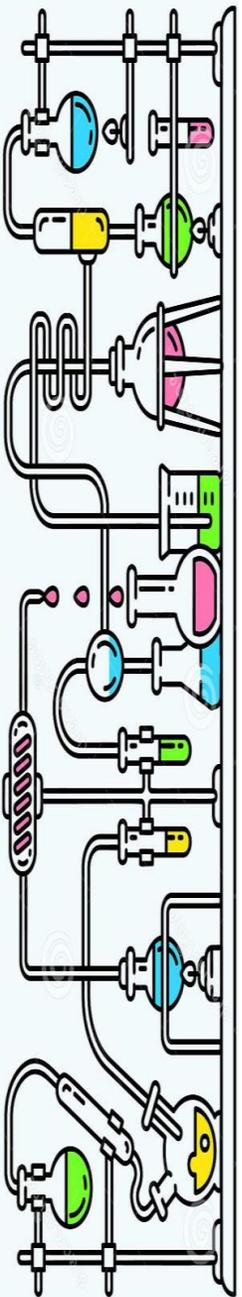
On cherche à déterminer l'avancement final de la réaction.

Hypothèse 1: L'ion cuivre (II) est limitant	Hypothèse 2 : L'ion hydroxyde est limitant
$n_0(\text{Cu}^{2+}) - x_{\text{max}} = 0$ $2,0 - x_{\text{max}} = 0$	$n_0(\text{HO}^-) - 2 x_{\text{max}} = 0$ $2,6 - 2 x_{\text{max}} = 0$
Soit $x_{\text{max}} = n_0(\text{Cu}^{2+}) = 2,0 \text{ mol}$	Soit $x_{\text{max}} = \frac{n_0(\text{HO}^-)}{2} = \frac{2,6}{2} = 1,3 \text{ mol}$

On trouve 2 valeurs d'avancement maximal différentes.



**L'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  est la plus petite des valeurs** calculées afin que toutes les quantités de matière dans l'état final soient **positives ou nulles.**



L'avancement maximal de l'hydroxyde étant plus petit que celui du cuivre, il est donc le réactif limitant. L'avancement maximal est donc  $x_{\max} = 1,3$  mol.

On a donc comme tableau d'avancement :

Equation de réaction		$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	+	$2 \text{HO}^{-}(\text{s})$	→	$\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$
Etat initial	$x = 0$	2,0		2,6		0
Etat intermédiaire	$0 < x < x_f$	$2,0 - x$		$2,6 - 2x$		$x$
Etat final	$x = x_{\max}$	$2,0 - x_{\max}$ <b><math>2,0 - 1,3 = 0,7</math></b>		$2,6 - 2x_{\max}$ <b><math>2,6 - 2 \times 1,3 = 0</math></b>		$x_{\max}$ <b>1,3</b>

On peut donc connaître à l'aide de ce tableau les quantités de chaque espèce chimique :

- **À chaque instant** avec l'équation de l'état intermédiaire
- **En fin de réaction** avec l'équation de l'état final

## 2- Mélange stœchiométrique

Lorsque tous les réactifs sont limitants et qu'il n'en reste donc plus aucun à l'état final d'une transformation considérée comme totale, le mélange est dit **stœchiométrique**.

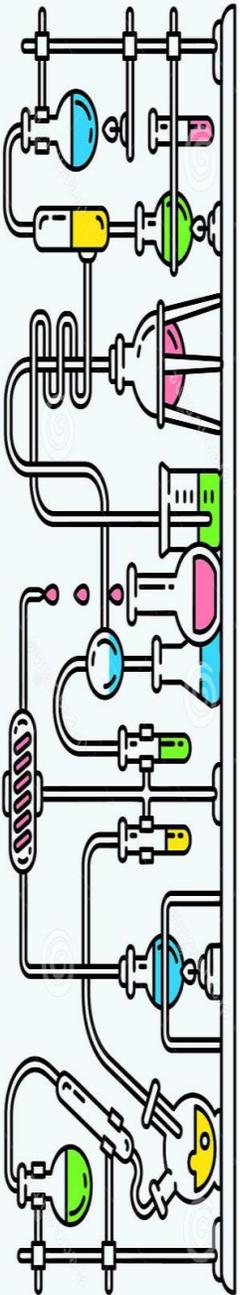


Soit la réaction d'équation :



Un mélange initial est dit stœchiométrique si les quantités initiales de chaque réactif par rapport à leur coefficient stœchiométrique donne :

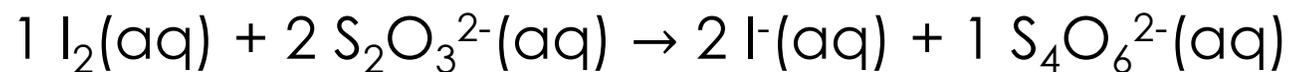
$$\frac{n_0(A)}{a} = \frac{n_0(B)}{b}$$



Pour un mélange stœchiométrique, **les quantités finales des réactifs sont nulles.**

Seuls les produits de la réaction sont présents à l'état final.

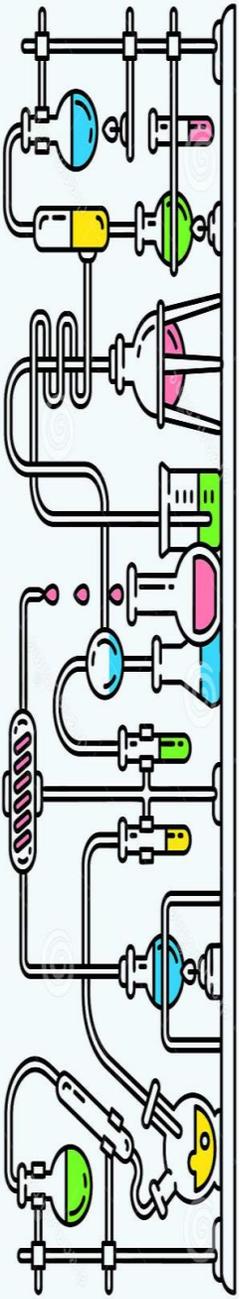
**Exemple :** On étudie la réaction suivante :



La composition initiale est :  $n_0(\text{I}_2) = 2,0 \text{ mol}$  et  $n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 4,0 \text{ mol}$

On a le tableau d'avancement suivant :

Equation de réaction		$\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{ S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{ I}^-(\text{aq}) + \text{ S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$			
Etat initial	$x = 0$	2,0	4,0	0	0
Etat intermédiaire	$0 < x < x_f$	$2,0 - x$	$4,0 - 2x$	$2x$	$x$



On fait l'hypothèse que la réaction est totale :

$$n_0(\text{I}_2) - x_{\text{max}} = 0$$

$$\text{Soit } x_{\text{max}} = n_0(\text{I}_2)$$

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

$$n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) - 2 x_{\text{max}} = 0$$

$$\text{Soit } x_{\text{max}} = \frac{n_0(\text{S}_2\text{O}_3^{2-})}{2}$$

$$x_{\text{max}} = \frac{4,0}{2} = 2,0 \text{ mol}$$

On obtient la même valeur d'avancement maximal, les **deux** réactifs sont donc limitants.

En considérant la réaction totale on a le tableau d'avancement :

Equation de réaction		$\text{I}_2(\text{aq}) + 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq}) + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}(\text{aq})$			
Etat initial	$x = 0$	2,0	4,0	0	0
Etat intermédiaire	$0 < x < x_f$	$2,0 - x$	$4,0 - 2x$	$2x$	$x$
Etat final	$x = x_{\text{max}}$	0	0	4,0	2,0

Il n'y a plus de réactifs en fin de réaction, le mélange est bien dans des proportions stœchiométriques.

### 3- Transformation non totale

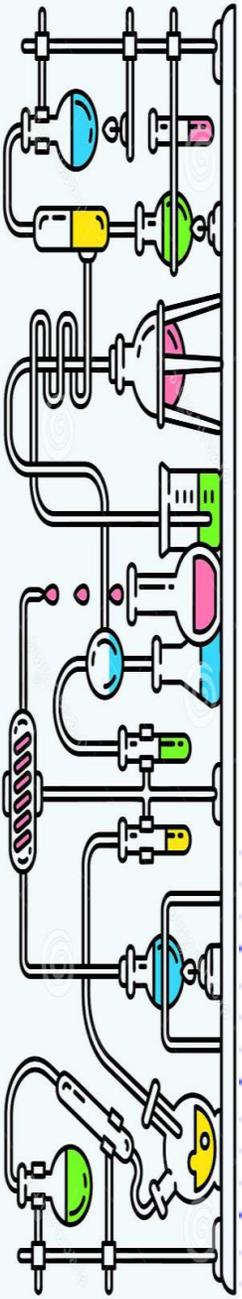
Dans l'état final d'une réaction non totale, le réactif limitant n'est pas consommé entièrement.

À l'état final, le système est composé des **réactifs restants et des produits formés**



Pour certaines transformations, l'avancement final  $x_f$  expérimentalement déterminé est **inférieur** à l'avancement maximal  $x_{\max}$  qui aurait été atteinte si la transformation avait été totale :  $x_f < x_{\max}$ .

La transformation est alors dite **non totale**.

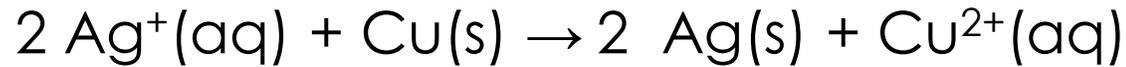


## Exemple : Etablir un tableau d'avancement

On fait réagir  $V = 5,0 \text{ mL}$  d'ions  $\text{Ag}^+(\text{aq})$ , de concentration molaire  $C = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$  avec un fil de cuivre. La masse de cuivre immergée est égale à  $m(\text{Cu}) = 0,52 \text{ g}$ .

Donnée :  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g.mol}^{-1}$

L'équation de la réaction s'écrit :



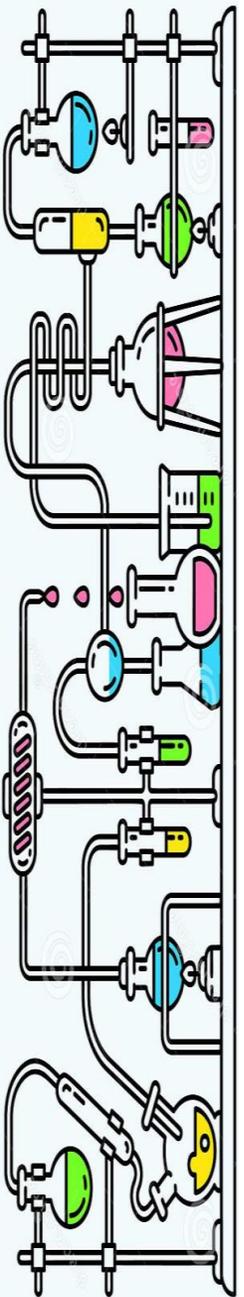
Prévoir les quantités finales de chaque espèce pour une réaction totale.



*On cherche dans un premier temps les quantités de matières initiales.*

*La quantité initiale d'ions argent est :  $n_0(\text{Ag}^+) = C \cdot V = 0,20 \times 5,0 \times 10^{-3} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol} = 1,0 \text{ mmol}$*

*La quantité initiale de cuivre est :  $n_0(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{0,52}{63,5} = 8,2 \times 10^{-3} \text{ mol} = 8,2 \text{ mmol}$*



La réaction étant totale on a les deux hypothèses suivantes :

**Hypothèse 1 :** Si  $\text{Ag}^+$  est le réactif limitant, alors  $1,0 - 2x_{\text{max}} = 0$

L'avancement maximal serait  $x_{\text{max}} = 0,5 \text{ mmol}$ .

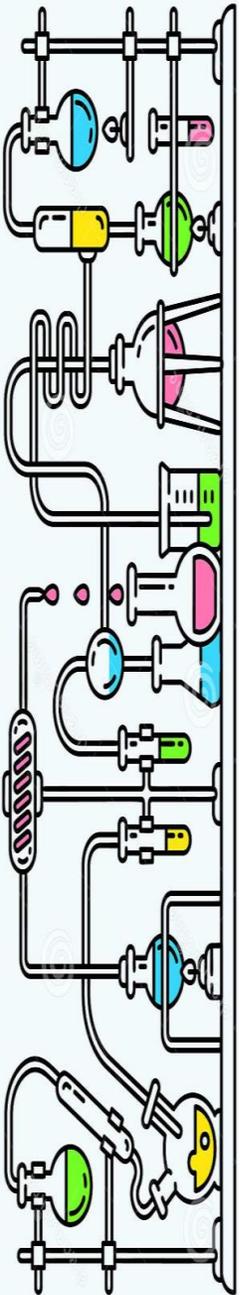
**Hypothèse 2 :** Si  $\text{Cu}$  est le réactif limitant, alors  $8,2 - x_{\text{max}} = 0$

L'avancement maximal serait  $x_{\text{max}} = 8,2 \text{ mmol}$ .

La plus petite des deux valeurs est l'avancement maximal :  $x_{\text{max}} = 0,5 \text{ mmol}$ .

$\text{Ag}^+(\text{aq})$  est le réactif limitant. On obtient le tableau suivant :

Equation de réaction		$2 \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Ag}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$			
Etat initial (mmol)	$x = 0$	1,0	8,2	0	0
Etat intermédiaire (mmol)	$0 < x < x_f$	$1,0 - 2x$	$8,2 - x$	$2x$	$x$
Etat final (mmol)	$x = x_{\text{max}}$	0	7,7	1,0	0,5



## En résumé

Pour effectuer le bilan de matière à l'état final, il faut :

1. Ecrire l'équation de la réaction, équilibrée avec des **coefficients stœchiométriques**.
2. Calculer les **quantités de matières initiales**.
3. Dresser le tableau d'avancement.
4. Rechercher le **réactif limitant** pour connaître la valeur de  $x_{\max}$ .
5. Calculer les quantités de matières de toutes les espèces chimiques en s'aidant du tableau