

Chapitre 3

Evolution d'un système chimique

I. rappel sur la transformation chimique

I.1 état initial état final

Un système chimique est un ensemble d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles, sur lesquelles porte une étude particulière. Son état sera décrit en précisant :

- la nature et la quantité de matière des espèces chimiques présentes ;
- l'état physique : solide (s), liquide (l), gazeux (g), en solution aqueuse (aq)
- la température T et la pression P du système

Un système chimique peut évoluer et subir une **transformation chimique** qui modifie **son état**.

Etat initial, état final :

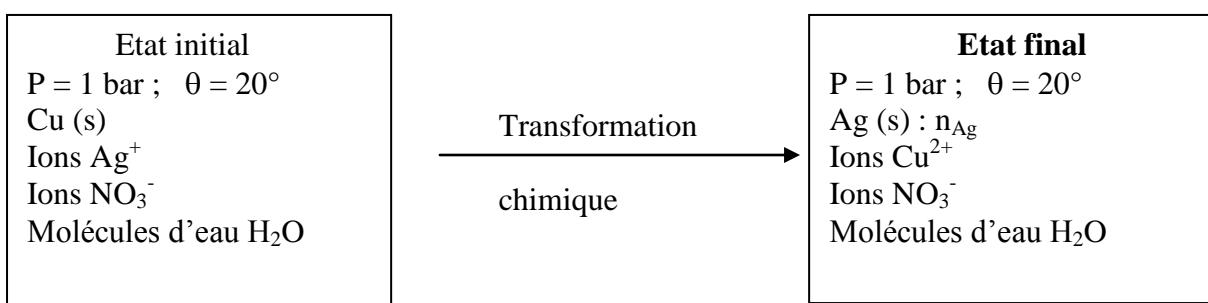
On appelle **état initial** du système chimique, l'état de ce système **avant la transformation**.

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

Les espèces introduites à l'état initial sont appelées « **réactifs** », les espèces obtenues après la transformation, à l'état final sont appelés « **produits** »

La transformation chimique est le passage de son état initial à son état final.

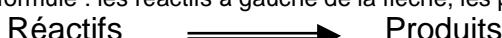
Exemple : réaction du métal cuivre sur une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-$)



I.2 L'équation chimique d'une réaction

La réaction chimique : Elle modélise la transformation chimique subie par un système. Elle ne fait intervenir que les réactifs et les produits de la transformation et pas les espèces chimiques spectatrices.

L'équation chimique décrit l'évolution d'un système dans lequel se déroule une réaction chimique. Les réactifs et les produits y sont représentés par leur formule : les réactifs à gauche de la flèche, les produits à droite. :



Au cours d'une transformation chimique, il y a conservation des éléments et de la charge électrique : il faudra donc ajuster l'équation avec des nombres placés devant les symboles, appelés **nombres stœchiométriques** :



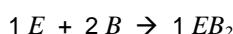
Remarque : les espèces chimiques présentes dans le système, qui ne réagissent pas, n'interviennent pas dans l'écriture de l'équation. (NO_3^-)

II. Equation bilan d'une réaction chimique

II.1 Principe

Aujourd'hui, c'est repas japonais ! Chaque élève doit se munir de 2 baguettes pour pouvoir aller déjeuner à sa table. Dans la chaîne du self se trouvent 17 élèves. La boîte à couvert en début de chaîne contient 20 baguettes.

En notant E un élève et B une baguette, l'équation bilan de ce passage au self pourrait s'écrire :



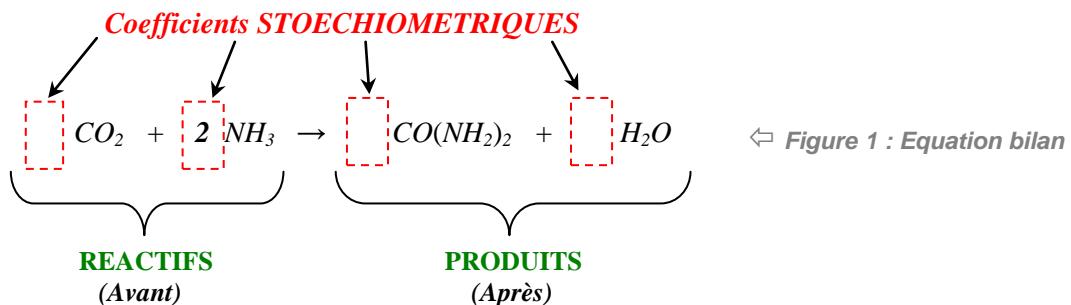
Questions :

- Que représente dans la logique de l'exercice le symbole EB_2 ?
- Définir en une phrase l'histoire que raconte cette équation bilan.
- D'après cette équation bilan, combien faut-il de B pour 10 E ?
- Même question pour 17 E . Quel problème va-t-on alors rencontrer dans cette chaîne de self ?
- Dans ces conditions, quel est l'élément que l'on pourrait qualifier de "limitant" ou "d'élément en défaut" ?
- Que faudrait-il pour que les 17 E puissent déjeuner correctement ? Y aurait-il alors encore un élément limitant ?

II.2 En chimie

Une réaction chimique a lieu lorsque la ou les entités de départ (atomes, ions ou molécules) se transforment pour donner une ou plusieurs autres entités. Le lieu de la réaction est appelé **REACTEUR**.

Exemple :



A noter :

- Les entités de départ sont appelées : **REACTIFS**
- Les nouvelles entités produites par la réaction sont appelées : **PRODUITS**

Une équation chimique doit toujours être équilibrée :

- Les coefficients stœchiométriques doivent être tels que l'on retrouve toujours autant d'atomes de chaque élément chimique avant et après la réaction.
- Les **coefficients stœchiométriques** doivent toujours être les **plus petits possible** mais **toujours entiers**.
- En présence d'ions, il faut aussi veiller à ce que la charge totale du côté des réactifs soit égale à la charge totale du côté des produits.

Exemple : $Fe + HCl \rightarrow Fe^{2+} + Cl^- + H_2$

II.3 Le tableau d'avancement

Le tableau d'avancement permet de connaître la quantité de produits formés au cours d'une réaction mais aussi de savoir si l'un des réactifs n'a pas été introduit en quantité insuffisante (réactif en défaut).

Exemple :

On fait réagir **3 mol** de gaz carbonique avec **5 mol** d'ammoniac.

\Downarrow Figure 2 : Tableau d'avancement

Etat du système	Avancement	CO_2	+	$2 NH_3$	\rightarrow	$CO(NH_2)_2$	+	H_2O
initial	$x = 0$	3		5		0		0
intermédiaire	x	3 - x		5 - 2x		0 + x		0 + x
final	$x_{max} =$							

Pour trouver l'état final, on résout les équations de l'état intermédiaire du côté des réactifs exclusivement :

$$3 - x = 0 \Leftrightarrow x = 3 \text{ mol}$$

$$5 - 2x = 0 \Leftrightarrow x = 2,5 \text{ mol}$$

La bonne solution pour **l'avancement x** est toujours la plus petite, ici : $x_{max} = 2,5 \text{ mol}$

On remplace alors l'avancement x dans la dernière ligne du tableau et on obtient l'état du milieu réactionnel en fin de réaction :

$final$	$x_{max} = 2,5$	$3 - 2,5 =$ $0,5 \text{ mol}$	$5 - 2 \times 2,5 =$ 0 mol	$0 + 2,5 =$ $2,5 \text{ mol}$	$0 + 2,5 =$ $2,5 \text{ mol}$
---------	-----------------	----------------------------------	---	----------------------------------	----------------------------------

Ainsi cette réaction a produit $2,5 \text{ mol}$ d'urée et $2,5 \text{ mol}$ d'eau.

A retenir :

- La **réaction est qualifiée de "totale"** car elle s'arrête lorsqu'un réactif vient à manquer.
- **Le ou les réactifs ayant intégralement disparus sont appelés réactifs en excès.**
- **Le ou les réactifs n'ayant pas été complètement consommés sont appelés réactifs en défaut ou limitant.**
- Si, à la fin de la réaction, il n'y a plus aucun réactif, le mélange initial de réactif a été fait dans les **proportions stœchiométriques** (indiquées par l'équation bilan)

Exercice :

On brûle 2 mol de butane C_4H_{10} dans $4,5 \text{ mol}$ de dioxygène. Il se forme de l'eau et du gaz carbonique.

- Etablir l'équation bilan de la réaction chimique qui se produit lors de cette combustion.
- A l'aide d'un tableau d'avancement, déterminer le réactif limitant
- Déduire du tableau les masses d'eau et de gaz carbonique obtenues.