



COLLEGE EDMÉ

ci-devant

COURS PRIVÉS EDMÉ

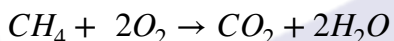
Cours Privés Edmé
Cours de Physique-Chimie
Mardi 18 Janvier 2022
Classe de Première Spécialité

Chapitre 3- Evolution d'un Système Chimique

Introduction

Nous avons vu (en Seconde) qu'au cours d'une réaction chimique, les réactifs doivent respecter les proportions stœchiométriques afin que les réactifs soient totalement consommés et afin d'obtenir une quantité maximale de produit (si, la réaction est une réaction totale!) Les coefficients stœchiométrique sont ces nombres utilisés afin d'équilibrer une réaction chimique. Ils nous indiquent le nombre de mol de réactifs qui doit être présent dans le milieu réactionnel afin qu'il n'y est pas de réactifs limitants ou en excès. De plus, ils nous indiquent aussi le nombre de mol de produit que l'on devrait obtenir au bout de la réaction.

Un petit rappelle avec l'exemple suivant (la combustion du methane):



Les coefficients stœchiométriques dans cette équation modélisant la combustion du methane sont:

Pour les réactifs: **1** (devant le methane), **2** (devant le dioxygène)

Pour les produits: **1** (devant le dioxyde de carbone), **2** (devant l'eau)

Nous pouvons lire à haute voix, les équations chimique équilibrées de la sorte: “1 mol de methane réagit avec 2 mol de dioxygène pour produire 1 mol de dioxyde de carbone et 2 mol de H₂O”

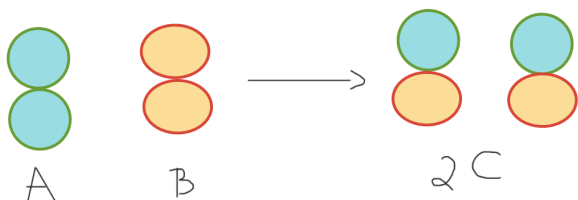
En lisant les réactions de la sorte, nous comprenons bien que les coefficients indiquent dans quelle proportions les réactifs doivent être mélangés et dans quelle proportions les produits vont être formés! En effet, l'équation ne nous impose pas le nombre de mol à introduire dans notre milieu (pas obligatoirement 1 mol pour methane ou 2 mols de O₂), MAIS, elle nous indique, que **pour un nombre de mol choisit, voilà les proportions à respecter!**

Par conséquent si nous introduisons 4 mols de méthane dans le milieu réactionnel, les coefficients nous permettent de savoir qu'il faut introduire alors 8 mols de O₂ et on obtiendra 4 mols de CO₂ et 8 mols de H₂O.

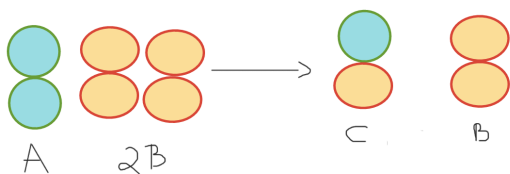
Réactifs Limitant, en Excès et Avancement

Il est bien entendu possible d'avoir des réactifs dans le milieu réactionnel qui ne respectent pas les proportions stœchiométrique. Dans un tel cas, il y aura toujours un réactif qui va être déficitaire (réactif limitant) et un réactif qui va être en excès. Par exemple, si l'on effectue la combustion de **1 mol** de méthane en présence de **1,5 mol** de dioxygène, nous savons que le dioxygène sera limitant, car l'équation équilibrée nous indique qu'il faut **2 mols** de dioxygène alors qu'il y en a seulement **1,5 mols**.

Considérant un exemple visuel pour une réaction fictive:



Dans cet exemple, un équivalent de réactif A réagit avec un équivalent de réactif B, pour produire deux équivalents du produit C. A et B sont dans les proportions appropriées pour qu'à la fin de la réaction il n'y ait plus de réactif (A et B sont complètement consommés) et qu'il y ait la quantité maximale de produit (2C).



Dans le second cas, le réactif B est en excès. Ceci équivaut à dire que le réactif A est limitant. Dans ce cas, le réactif B n'est pas totalement consommé car il n'y a plus de réactif A pour participer à la réaction. De plus, on n'obtient pas la quantité maximale de produit C. C'est encore pour cela que A est appelé **limitant**, car il limite la quantité maximale de produit que l'on peut obtenir. Dans le jargon de la chimie, nous disons que A fixe l'**avancement** de la réaction.

Tableau D'Avancement

Réactif limitant, en excès, coefficient de stœchiométrie, avancement, cela peut paraître comme beaucoup de mot à retenir, mais en science, nous aimons et devons toujours organiser nos données dès que possible. Pour pouvoir suivre l'évolution d'un système chimique (limitant, excès, avancement), nous organisons tout cela dans un tableau appelé **le tableau d'avancement**.

Revenons sur l'exemple de la combustion du méthane pour établir notre tableau:

Equation		$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$			
État	Avanc.	Quantité de matière			
Initial	0	$n_{1,i}$	$n_{2,i}$	0	0
Final	x_f	$n_1 - x_f$	$n_2 - 2x_f$	x_f	$2x_f$

L'avancement d'une réaction est noté x . À l'état initial, il n'y a pas d'avancement car la réaction n'a pas encore commencé, à l'état final de la réaction l'avancement (x_f) nous permet de faire le bilan des quantités de matière de réactifs et de produit de la réaction. **Noté bien que l'avancement suit toujours les coefficients stœchiométriques.** Ceci nous montre que pour les réactifs, en plus d'être présent dans les proportions, ils réagissent dans les proportions, et les produits sont produits dans les proportions. Plus précisément, à chaque instant de la réaction le dioxygène consommé ($2x$) est égal à deux fois la quantité de méthane consommé (x), et le dioxyde de carbone produit (x) est exactement égal à la quantité de méthane consommé et, l'eau produit est deux fois la quantité de méthane consommé ($2x$).

Comment Determiner l'Avancement

Souvenez-vous que le réactif limitant fixe l'avancement. Alors pour déterminer x , il faut d'abord déterminer le réactif limitant:

A) Si le méthane est limitant, il va être consommé totalement et au bout de la réaction, alors:

$$n_1 - x_f = 0 \quad \text{alors} \quad n_1 = x_f$$

Dans ce cas l'avancement est égal à la quantité du méthane limitant

B) Si le dioxygène est limitant, il va être consommé totalement au bout de la réaction, alors:

$$n_2 - 2x_f = 0 \quad \text{alors} \quad x_f = \frac{n_2}{2}$$

Dans ce cas l'avancement est égal à la moitié du dioxygène obtenue.



COURS
PRIVÉS
EDMÉ