

**I) Quantité de matière**

Lors d'une réaction chimique les espèces réagissent une à une. Il est donc nécessaire de pouvoir estimer leur nombre.

Or pour des quantités de notre quotidien (gramme, litre...) cela représente des nombres faramineux, c'est pour cela qu'a été créé la mole.

**II) La réaction chimique**

Quelle que soit la réaction chimique, on considèrera l'état initial et l'état final (lorsque la réaction n'évolue plus, ou ne semble plus évoluer).



**On ne peut raisonner qu'en quantité de matière!**

Pour déterminer l'état final on utilisera le tableau d'avancement, dans lequel sont indiqués les états initial, intermédiaire et final.

On procédera toujours de la façon suivante :

1. Ecrire et équilibrer l'équation de réaction
2. On calcule les quantités de matière initiales
3. On note l'état intermédiaire en fonction de l'avancement
4. On indique l'état final

**Exercice 1 : Combustion du magnésium**

On réalise la combustion de 2 mol de magnésium dans 3 mol de dioxygène. La réaction étant totale forme de l'oxyde de magnésium  $Mg_2O$ . Donner la composition du réacteur à la fin de la transformation.

**Exercice 2 : Action de l'acide chlorhydrique sur le fer**

On place dans un erlenmeyer une masse  $m=0,30g$  de poudre de fer sur lequel on verse 60mL l'acide chlorhydrique de concentration molaire  $C=2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1}$ . Du dihydrogène se dégage alors et on le recueille par déplacement d'eau dans une éprouvette.

**Données :**  $V_m=22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$       $M_{Fe}=55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

1. Construire le tableau d'avancement de la réaction
2. Calculer les quantités initiales de réactifs
3. Déterminer les quantités de matières à l'état intermédiaire en fonction  $x$  (avancement).
4. Déterminer le réactif limitant
5. Déterminer le volume de gaz recueilli.
6. Déterminer le volume minimal nécessaire d'acide chlorhydrique pour faire réagir la totalité du fer.
7. Comment se nomment les proportions de la question 6 ?

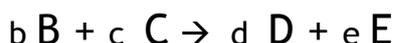
### III) Quotient de réaction et constante d'équilibre

Lors d'une transformation chimique les réactifs réagissent pour donner des produits.

Certaines réactions sont totales et s'arrêtent à la disparition d'un des réactifs, d'autres sont dites équilibrées. Dans ce dernier cas une grandeur appelée **constante d'équilibre** définit les proportions entre toutes les espèces à l'équilibre.

#### III.1) Quotient de réaction et activité

Soit l'équation suivante correspondant à une transformation équilibrée :



Avec B et C les réactifs, D et E les produits (b, c, d, et e étant les coefficients stœchiométriques).

Le **quotient de réaction** vaut alors :

$$Q_r = \frac{a(B)^b \times a(C)^c}{a(D)^d \times a(E)^e}$$

Où a(B) représente l'**activité chimique** de l'espèce B.

Les activités prennent les valeurs qui suivent :

Constituant Z	Gaz parfait	Soluté dans une solution diluée	Solide pur ou liquide seul dans sa phase	Liquide dans un mélange homogène
Activité a(Z)	Pression partielle $\frac{P_Z}{P_0}$	Concentration effective [Z]	1	Fraction molaire $x_Z$

#### Remarque :

L'activité est sans unité, tout comme le quotient de réaction.

L'activité du solvant est égale à 1.

#### Exercice 3 : Action de l'acide chlorhydrique sur le fer

Donner les activités des différentes espèces de l'exercice 2 dans les états initiaux et finaux.

#### III.2) Constante d'équilibre

La constante d'équilibre K est la **valeur du quotient de réaction à l'équilibre**. Cette valeur ne dépend que de la température.

Si  $K > 10^3$  la réaction est dite totale (très déplacée dans le sens direct).

Si  $10^{-3} < K < 10^3$  la réaction est équilibrée.

Si  $K < 10^{-3}$  la réaction ne se fait pas (elle est totale dans le sens indirect).

#### IV) Déplacement d'un équilibre

La **loi de modération** nous explique que si on modifie un des facteurs d'équilibre, l'équilibre se déplace de façon à modérer la modification.

##### IV.1) Influence de la température

Si on **élève la température**, l'équilibre se déplacera de dans le sens qui consomme de l'énergie thermique : le **sens endothermique**.

Si on **diminue la température**, l'équilibre se déplacera de dans le sens qui consomme de l'énergie thermique : le **sens exothermique**.

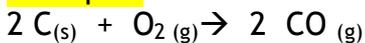
##### IV.2) Influence de la concentration molaire

Si on ajoute du réactif, ou qu'on enlève du produit, la transformation évolue vers la droite. On peut donc rendre la réaction totale en supprimant un des produits...

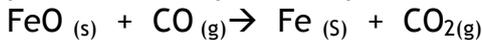
##### IV.3) Influence de la pression

Une augmentation de pression déplace l'équilibre dans le sens de diminution de la quantité de matière de gaz.

**Exemples :**



Dans cette transformation la quantité de matière de gaz augmente. Si on augmente la pression on déplace l'équilibre vers la gauche.



Dans ce cas il y a autant de gaz parmi les réactifs et parmi les produits, la pression n'est pas un facteur d'équilibre.

#### V) Exercices

##### Exercice 4 : Combustion du magnésium

On réalise la combustion de 2 mol de magnésium dans 3 mol de dioxygène. La réaction étant totale forme de l'oxyde de magnésium  $\text{Mg}_2\text{O}$ . Donner la composition du réacteur à la fin de la transformation.

##### Exercice 5 : Réaction équilibrée

On mélange 2 moles d'acide éthanoïque ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ) avec 1 mole d'éthanol ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ). Cette réaction de constante  $K_r=4$  donne de l'éthanoate d'éthyle ( $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ ) et de l'eau.

- 1) Ecrire l'équation de réaction.
- 2) Déterminer l'avancement maximal de la réaction
- 3) Donner la composition finale du réacteur.

## VI) Dissolution d'un gaz dans l'eau

Tous les gaz sont plus ou moins solubles dans l'eau. Il existe un équilibre qui se crée donc entre les molécules de gaz au dessus du liquide et celles dissoutes.

On peut "forcer" un gaz à se dissoudre dans l'eau en augmentant la pression du gaz au dessus du liquide (dans une eau minérale gazeuse par exemple).



### VI.1) Loi de Henry (1797-1836)

Il existe une relation entre la concentration molaire du corps A dissout et la pression partielle du gaz A au dessus de la solution :

$$k_A = \frac{[A]}{p_A}$$

- $k_A$  est la constante de Henry du gaz A et ne dépend que de la température
- $p_A$  est la pression partielle du gaz A
- $[A]$  est la concentration molaire en A de la solution.

### VI.2) Application

#### Exercice 6 : Réaction équilibrée

On donne les constantes de Henry de trois gaz :

	Dioxygène	diazote	dioxyde de carbone
k en mol.L <sup>-1</sup> .atm <sup>-1</sup>	1,27.10 <sup>-3</sup>	33,8.10 <sup>-3</sup>	0,642.10 <sup>-3</sup>
pourcentage dans l'air	21%	78%	0,03%

- 1) Calculer la solubilité de ces trois gaz sous une pression de gaz pur de 1 atm.
- 2) Quel est le gaz le plus soluble dans l'eau ?
- 3) On place de béccher plein d'eau à l'air libre plusieurs jours. Calculer la concentration molaire de chacun de ses gaz dissous lorsque l'équilibre est atteint.

#### Exercice 7 : Plongée

- 1) Expliquer pourquoi un plongeur en bouteille prend des risques s'il remonte trop vite à la surface.
- 2) Pourquoi est-ce le diazote qui pose essentiellement problème dans ce cas.