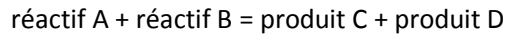


REACTIONS CHIMIQUES

1- Equation bilan

Une équation bilan modélise la réaction chimique :



Pour équilibrer une telle équation chimique, on utilise deux principes de conservation :

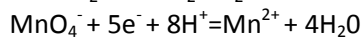
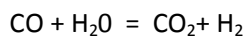
Conservation de la matière :

Il doit y avoir de chaque côté de l'équation autant d'atomes de chaque élément

Conservation des charges

La somme des charges des réactifs est égale à la somme des charges des produits

Exemples :



Attention : L'équation bilan ne rend pas compte des conditions physicochimiques dans laquelle elle s'est réalisée.

2- Unité de quantité de matière : la mole et grandeurs associées

2-1- Mole et masse molaire

La mole a été définie à partir de l'atome de l'isotope 12 de l'atome de carbone :

une mole représente le nombre d'atomes de carbone 12 présents dans 12 grammes de carbone 12.

Une mole d'atomes ou de molécules = $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes ou molécules (Nombre d'Avogadro).

Masse molaire atomique

C'est la masse d'une mole d'atomes. Elle s'exprime en **g/mol**.

Les valeurs de masses molaires atomiques sont réunies dans la classification périodique des éléments.

Masse molaire moléculaire

C'est la masse d'une mole de molécules. Elle s'exprime en **g/mol**.

Pour la calculer, on ajoute les masses molaires atomiques de tous les atomes présents dans la molécule.

2-2- Grandeurs associées à la masse

Masse volumique ρ

La masse volumique ρ d'un solide, d'un liquide ou d'un gaz est la masse par unité de volume. Son unité dans le système international est le $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Densité d

La densité est une grandeur dérivée de la masse volumique :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{référence}}}$$

on en déduira donc

$$\rho = \rho_{\text{référence}} \times d$$

C'est donc une grandeur sans unité.

La masse volumique $\rho_{\text{référence}}$ est :

- pour les solides et les liquides, la masse volumique de l'eau
- pour les gaz, la masse volumique de l'air

$$\rho_{\text{eau}} = 1000 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$$

$$\rho_{\text{air}} = 1,293 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$$

3- Calcul des quantités de matière

3-1-Dans les solides purs

Dans les solides ou liquides purs, on connaît souvent la **masse de produit** employé.

Pour calculer la quantité de matière, on utilise alors la relation :

$$n = \frac{m}{M}$$

n : quantité de matière (en mol)

m : masse de produit (en g)

M : masse molaire atomique ou moléculaire (en g/mol)

Conséquence :

Quand on connaît la quantité de matière et la masse molaire, on peut calculer la masse de produit :

$$m = n \times M$$

3-2- Dans les liquides purs

Si on connaît la masse de liquide pur, on peut utiliser les relations précédentes.

Souvent, on connaît non pas la masse, mais le volume (V) et la masse volumique (ρ) ou la densité (d).

On calculera alors la quantité de matière par la relation :

$$n = \frac{\rho V}{M} = \frac{d \rho_{eau} \times V}{M}$$

Dans ce cas, attention aux unités :

Les unités du système international sont : pour le volume le m^3 et pour la masse volumique le $kg \cdot m^{-3}$ alors que la masse molaire est donnée en $g \cdot mol^{-1}$.

Il faudra donc utiliser la masse molaire en kg/mol ou utiliser une masse volumique en grammes par unité de volume

Remarque importante : masse volumique en $g/cm^3 =$ masse volumique en kg/m^3 .

3-3- Dans les solutions.

Dans les liquides dilués :

On aura souvent affaire à des solutions commerciales diluées, donc on connaîtra le pourcentage massique de pureté (p). On aura alors :

$$n = \frac{\rho \times V \times p}{M} = \frac{d \times \rho_{eau} \times V \times p}{M}$$

La concentration molaire pourra alors s'exprimer par :

$$C = \frac{n}{V} = \frac{\rho \times p}{M} = \frac{d \times \rho_{eau} \times p}{M}$$

Concentration molaire dans les solutions diluées

La concentration **molaire** est le **nombre de moles** d'une espèce chimique contenu **dans un litre de solution**. Elle s'exprime en **mol/L**.

On l'obtient en utilisant la relation : $C = \frac{n}{V}$ avec n : quantité de matière (**en mol**) et V : volume (**en L**)

Conséquence :

Quand on connaît la concentration en une espèce chimique d'une solution et le volume de solution utilisé, on peut calculer la quantité de matière de cette espèce chimique :

$$n = C \times V$$

Dans la pratique, le cas le plus courant est celui des solutions aqueuses de composés ioniques.

Exemple : dissolution de chlorure de magnésium $MgCl_2$ en concentration en soluté apporté C :



On obtient : $[Mg^{2+}] = C$ et $[Cl^-] = 2C$

Concentration massique dans les solutions diluées

La concentration **massique** est la **masse** d'une espèce chimique contenue **dans un litre de solution**.

C'est la concentration qu'on peut trouver par exemple que les bouteilles d'eau minérale.

Elle s'exprime en **g/L**.

On l'obtient en utilisant la relation : $C_m = \frac{m}{V}$ avec *m* : masse (en g) et *V* : volume (en L)

Lien entre concentration massique et concentration molaire :

On peut passer d'une concentration à l'autre en utilisant la masse molaire :

$$C = \frac{C_m}{M} \quad \text{et} \quad C_m = C \times M$$

Solubilité :

La solubilité est une concentration molaire ou massique. Elle correspond à une quantité maximale de matière pouvant être dissoute dans un volume de solvant donné.

Une solution est dite **saturée** lorsque cette quantité de matière maximale est atteinte.

Exemple : La solubilité du chlorure de magnésium est de 542 g·L⁻¹ à 20°C. Si on essaye de dissoudre 600g de ce composé dans un litre d'eau à 20°C, 542 g seront dissous et 58 g resteront sous forme solide.

3-4- Dans les gaz

Loi d'Avogadro-Ampère

Quelque soit le gaz, à même température et même pression, la même quantité de matière occupe le même volume.

Loi des gaz parfaits

$$PV = nRT \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} P : \text{en Pa} \\ V : \text{en m}^3 \\ n : \text{en mole} \end{array} \quad \begin{array}{l} T^\circ : \text{en } ^\circ\text{K} \\ R : 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot^\circ\text{K}^{-1} \end{array}$$

Remarques:

Unités de température : $T(^{\circ}\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$

Unités de pression : $1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1 \cdot 10^5 \text{ bar}$

En utilisant $n = 1$, on peut calculer le **volume molaire des gaz** :

Dans les conditions habituelles de température et de pression

$T = 20^{\circ}\text{C}$, $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1 \cdot 10^5 \text{ bar} = 1 \text{ atm} = 1 \text{ atmosphère}$,

pour 1 mole : $V_M = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Dans les conditions normales de température et de pression

$T = 0^{\circ}\text{C}$, $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1 \cdot 10^5 \text{ bar} = 1 \text{ atm} = 1 \text{ atmosphère}$,

pour 1 mole : $V_M = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Calcul des quantités de matière dans les gaz :

$$n(\text{gaz}) = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_M}$$

Remarque :

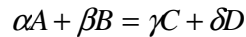
Dans les gaz, grâce à la loi d'Avogadro Ampère, on peut déduire une expression de la densité des gaz :

$$d(\text{gaz}) = \frac{\rho(\text{gaz})}{\rho(\text{air})} = \frac{M(\text{gaz})}{M(\text{air})} = \frac{M(\text{gaz})}{29}$$

avec $M(\text{gaz})$ en **g/mol**, en considérant que l'air est composé à 80% de diazote et à 20% de dioxygène.

4- Equation bilan et quantité de matière

Soit une équation bilan générale d'une réaction :



α, β, γ et δ sont les coefficients stœchiométriques, A et B les réactifs et C et D les produits.

Les coefficients stœchiométriques donnent les proportions dans lesquelles les réactifs sont consommés et les produits sont formés.

$$\frac{n_A^{\text{consommé}}}{\alpha} = \frac{n_B^{\text{consommé}}}{\beta} = \frac{n_C^{\text{formé}}}{\gamma} = \frac{n_D^{\text{formé}}}{\delta}$$

Cette égalité est fondamentale pour effectuer les calculs rapidement lors de la résolution d'exercices, ou pour déterminer la nature du réactif limitant la réaction (le réactif limitant est celui qui présente le rapport (nombre de moles initial)/(coefficient stœchiométrique) le plus petit)

5- Suivi d'une réaction chimique**5-1- Notion d'avancement**

L'avancement, souvent noté x , correspond au nombre de moles de produit formé si ce produit a un coefficient stœchiométrique de 1, ou au nombre de moles de réactif consommé si ce réactif a un coefficient stœchiométrique de 1.

Autrement dit, c'est le nombre de transformations effectuées, à un instant donné de la réaction.

On utilise aussi parfois l'avancement volumique, souvent noté y , qui a les dimensions d'une concentration.

5-2- Tableau d'avancement

Un tableau d'avancement prend la forme suivante

Etat	avancement	αA	+ βB	\rightarrow	γC	+ δD
Initial	$x=0$	$n_i(A)$	$n_i(B)$		0	0
Intermédiaire	x	$n_i(A) - \alpha x$	$n_i(B) - \beta x$		$\gamma x = n(C)$	$\delta x = n(D)$
Final	x_f	$n_i(A) - \alpha x_f$	$n_i(B) - \beta x_f$		$\gamma x_f = n_f(C)$	$\delta x_f = n_f(D)$

Ce tableau peut notamment servir à déterminer le réactif limitant :

On calcule x pour que nombre de mole de réactif résiduel soit nul, et ce pour tous les réactifs. Le réactif pour lequel le x calculé est le plus petit est le réactif limitant.

On constate que, pour calculer l'avancement, on pourra utiliser : $x = \frac{n(C)}{\gamma} = \frac{n(D)}{\delta}$

Notation usuelle :

x_{max} : avancement maximal ; soit réaction totale soit théorique.

x_f : avancement final ; réaction partielle (équilibre entre produits et réactifs).

Des valeurs d'avancements final et maximal, on déduit le taux d'avancement de la réaction chimique τ :

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$$

Par définition, τ ne peut être supérieur à 1 !

Interprétation des valeurs de τ :

Si $\tau = 1$: la réaction est totale.

Soit le réactif limitant disparaît, soit les deux réactifs (s'ils ont été introduits dans les proportions stœchiométriques) disparaissent

Si $\tau < 1$: la réaction est partielle.

Il s'établit un équilibre entre réactifs et produits en fin de réaction.

Attention dans ce cas : Même le réactif introduit en défaut par rapport aux proportions stœchiométriques ne sera pas entièrement consommé. Si les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, les réactifs ne seront pas entièrement consommés.

5-3- Graphique d'avancement

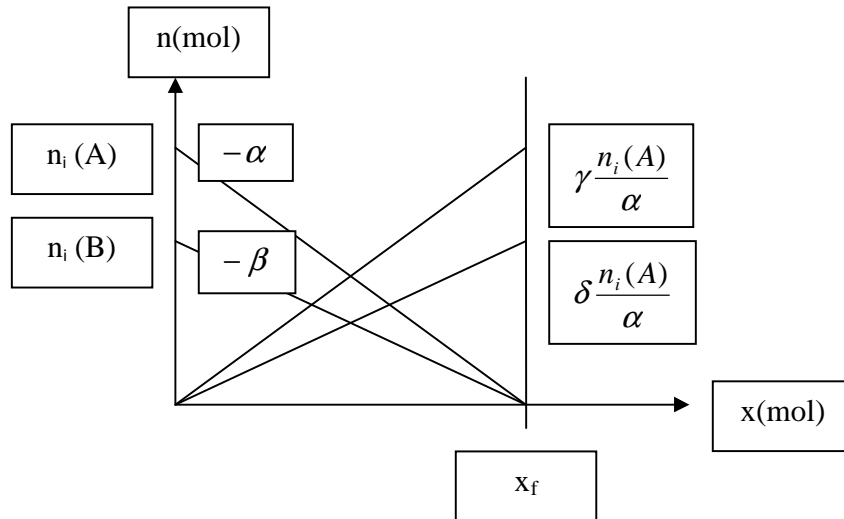
C'est la représentation graphique des expressions indiquées dans le tableau d'avancement

- Condition ou proportion stœchiométrique, A et B disparaissent (réaction totale)

$$n^\circ(A) - \alpha \chi_f = n^\circ(B) - \beta \chi_f = 0$$

$$\chi_f = \frac{n^\circ(A)}{\alpha} = \frac{n^\circ(B)}{\beta}$$

Dans le cas d'une réaction totale, avec réactifs introduits dans les proportions stœchiométriques, on a :



Dans le cas d'une réaction totale, avec le réactif A limitant :

$$x_f = \frac{n_i(A)}{\alpha}$$

