

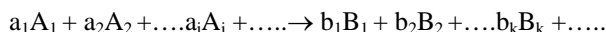
La réaction chimique

1. Equation d'une réaction chimique

Le chimiste Lavoisier a énoncé la loi de conservation de la masse au cours d'une réaction :

« rien ne se crée, rien ne se perd »

L'équation de la réaction chimique doit donc être équilibrée. On définit alors les **coefficients stœchiométriques** a_i (ou a_k) de chaque constituant de la réaction :

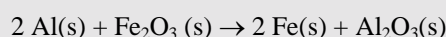


Les **réactifs** ou **réactants** sont les produits de départ et on obtient les **produits** de la réaction. Une réaction peut être réalisée dans les conditions stœchiométriques ou avec un excès de l'un des réactifs. Le calcul du **rendement** ou **taux d'avancement** τ d'une réaction se fait à partir du nombre de mole du **réactif limitant** (réactif qui disparaît totalement).

Pour une réaction quelconque :

on définit l'avancement de la réaction ξ : $\xi = \frac{n(B_k) - n_o(B_k)}{b_k} = -\frac{n(A_i) - n_o(A_i)}{a_k}$ et $\tau = \frac{n(L) - n_o(L)}{n_o(L)}$ avec L le réactif limitant

Exemple : on fait réagir 50g d'aluminium avec 250g d'oxyde ferrique. on obtient 78,6g de Fer. Quel est le rendement de la réaction?



L'aluminium est le réactif limitant : On peut donc obtenir au plus 103,5g de Fer. Le rendement est de 76%

$$\xi = \frac{n(\text{Fe})}{2} = 0,7035 \quad \tau = \frac{n(\text{Al}) - n_o(\text{Al})}{n_o(\text{Al})} = \frac{2\xi}{1,853} = 76\%$$

Exemple : L'azoture de sodium NaN_3 est le principal composant de la charge d'un airbag : il se décompose de manière explosive lors d'un impact. Quel est le volume de gaz produit à 25°C par 130g de NaN_3 ?

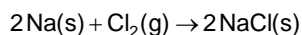
$2 \text{NaN}_3 \text{(s)} \rightarrow 2 \text{Na(s)} + 3 \text{N}_2 \text{(g)}$ le volume produit est $3 \times 24,5 \text{ L}$ (volume molaire d'un gaz à 25°C) = 73,5 L

Exercez vous : L'avancement d'une réaction

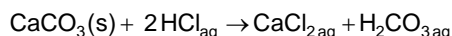
2. Les différents types de réaction

Les réactions entre phases gazeuses sont en général très rapides et donc violentes. Au contraire, les réactions en phase solide sont généralement lentes. Suivent quelques grands types de réaction :

- réaction d'oxydoréduction : transfert d'électrons et donc changement du nombre d'oxydation des éléments

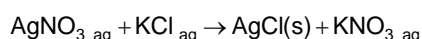


- réaction acide-base: transfert de protons



l'équation ionique nette est : $\text{CaCO}_3 \text{(s)} + 2 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_{3\text{aq}} + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{Ca}^{2+}_{\text{aq}}$

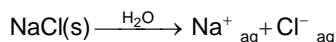
- réaction de précipitation : on forme un composé solide par mélange de 2 solutions.



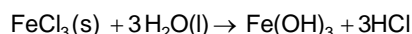
l'équation ionique nette est : $\text{Ag}^+_{\text{aq}} + \text{Cl}^-_{\text{aq}} \rightarrow \text{AgCl(s)}$

le symbole $\text{Ag}^+ \text{(aq)}$ signifie que les espèces apparaissent en solution aqueuse.

- réaction de solvation: les ions (surtout les cations) provenant d'un solide dissous s'entourent de molécules de solvant



- réaction de solvolysse : décomposition d'une substance par le solvant. Dans le cas où le solvant est l'eau, on parle d'hydrolyse.



Exercez vous : Equilibre et type de réaction

3. Les réactions en solution

Une solution est un mélange homogène le plus généralement liquide dans lequel un des constituants, **le solvant**, est très majoritaire et les autres constituants, **solutés**, sont minoritaires.

La concentration d'une solution peut s'exprimer soit :

- en concentration massique (g L^{-1})
- en concentration molaire ou **molarité** (mol.L^{-1} parfois noté M)

Exemple : On dissout 2g de NaOH de soude dans de l'eau, le volume total de la solution est de 500 mL.
La concentration massique est de 4g.L^{-1} et la molarité 0,1M.

Exemple : On prélève 20mL d'une solution 0,1M de Fe^{2+} que l'on dilue à 100mL. On ajuste le pH à 0 et on ajoute 20mL de solution de permanganate 0,1M.

La réaction est : $\text{MnO}_4^- + 5 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Fe}^{3+} + 12 \text{H}_2\text{O}$

On a un excès de permanganate

Il reste dans la solution après réaction : 0,002 mole de Fe^{3+} , 0,0016 mole de MnO_4^- et 0,0004 mole de Mn^{2+}

4. Les réactions en phase gazeuse

Dans les réactions en phase gazeuse, on utilise parfois la notion de **pression partielle** (nombre de mole et pression partielle sont proportionnelles). La pression partielle P_i d'un composé dans un mélange de gaz est la pression qu'il aurait s'il était seul à occuper le volume offert au mélange.

$$P_i = \frac{n_i}{\sum_i n_i} P_{\text{totale}} \quad P_{\text{totale}} = \sum_i P_i$$

Exemple : synthèse de l'ammoniac : $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

On part d'un mélange de 1 mole de N_2 et 1 mole de H_2 .

A l'équilibre on obtient 0,16 mole de NH_3 , la pression totale est de 25 atm.

les pressions partielles à l'équilibre valent : $P(\text{N}_2)=12,5 \text{ atm}$ $P(\text{H}_2)=10,35 \text{ atm}$ $P(\text{NH}_3)=2,25 \text{ atm}$