

Mélanges et solutions

- La masse m et le volume V d'une espèce chimique ou d'un mélange sont liés par sa **masse volumique** :

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

Elle s'exprime en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ ou en $\text{kg}\cdot\text{L}^{-1}$ ou en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

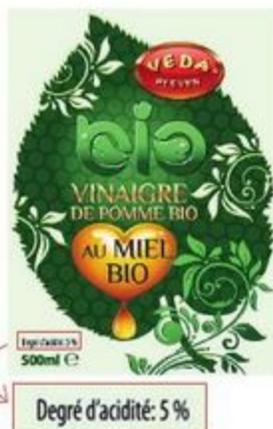
- Soit une espèce chimique A dans un mélange. Sa proportion dans le mélange peut être quantifiée à l'aide du quotient de la masse de A dans le mélange, notée m_A , par la masse du mélange $m_{\text{mél}}$.

S'il est exprimé en pourcentage, ce quotient $\frac{m_A}{m_{\text{mél}}}$ est appelé **pourcentage massique** de A dans le mélange.

Exemple

Sur l'étiquette d'un vinaigre, le degré d'acidité indique le pourcentage massique d'acide éthanoïque dans le vinaigre.

Un vinaigre à 5° est tel qu'il y a 5 g d'acide éthanoïque dans 100 g de vinaigre.



- La **concentration** c d'un soluté dans une solution est le quotient de la quantité de matière n de soluté dissous par le volume V de solution :

$$c = \frac{n}{V}$$

n en moles (mol)
 V en litres (L)
 c en moles par litre ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)

La concentration c et la concentration en masse C_m d'un soluté de masse molaire M vérifient :

$$c = \frac{C_m}{M}$$

c en moles par litre ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
 C_m en grammes par litre ($\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$)
 M en grammes par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Exemple

La masse molaire de l'acide éthanoïque valant $60 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, une solution aqueuse d'acide éthanoïque à $6,0 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ a une concentration en acide de $0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

DES CLÉS POUR RÉUSSIR

Conversions

- $1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$
- Masse volumique de l'eau :
 $\rho_{\text{eau}} = 1,0 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1} = 1,0 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 1,0 \times 10^3 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$

pH et conductivité d'une solution

Chapitre 2

Titrage colorimétrique

- Un **titrage** permet de déterminer la concentration d'une espèce chimique (**réactif titré**) dans une solution par **réaction** avec une autre espèce chimique (**réactif titrant**).

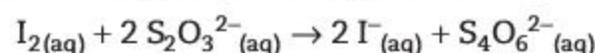
- À l'**équivalence**, les réactifs titrant et titré ont été apportés dans les proportions stœchiométriques de la réaction support du titrage.

- On mesure le volume de solution titrante introduit à l'équivalence (**volume équivalent du titrage** V_E) pour trouver la quantité de matière de réactif titrant apporté à l'équivalence. On en déduit la quantité de matière initialement présente de réactif titré grâce à la stœchiométrie de la réaction support du titrage.

Exemple

Titrage colorimétrique d'une solution de diiode par une solution de thiosulfate de sodium.

La réaction support de titrage est :



Le diiode I_2 est le réactif titré, il est orangé en solution aqueuse (seule espèce colorée) (**doc. 1a**).

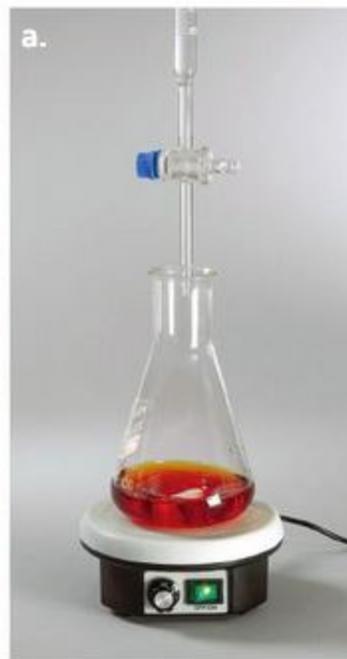
L'ion thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ est le réactif titrant présent dans la solution titrante de concentration c .

L'équivalence est repérée à la disparition de la coloration du diiode (**doc. 1b**).

La quantité de matière d'ions thiosulfate $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}(\text{aq})$ apportés à l'équivalence est $n = cV_E$.

D'après la stœchiométrie de la réaction support du titrage, n est le double de la quantité de matière n_1 de diiode $\text{I}_{2(\text{aq})}$ initialement présent dans le mélange.

On écrit donc : $n_1 = \frac{n}{2} = \frac{cV_E}{2}$.



Doc. 1 Titrage du diiode par les ions thiosulfate :
 a. au début du titrage. b. à l'équivalence.