Chapitre 1 : Expression de la composition d'une solution

1. Résumé

- Une **solution** est un mélange homogène de plusieurs constituants en proportions variables : le **solvant** (constituant majoritaire, milieu dispersif) et le ou les **solutés** (milieu dispersé). Ici : solutions aqueuses, l'eau est le solvant.
- La composition s'exprime par une **concentration** (quantité rapportée à l'unité de *volume* de solution) ou par un **titre** (quantité rapportée à la *masse* ou au nombre de moles de solution). Ce sont des grandeurs **intensives** ; la masse ou la quantité de matière sont **extensives**.
- **Masse volumique** $\rho = m_s/V$; **densité** $d = \rho/\rho_e$ avec $\rho_e = 1000$ g/L. Attention : concentration massique et masse volumique ont les mêmes unités mais ne sont pas la même grandeur.
- **Concentrations** : massique C_m (g/L), molaire C_M (mol/L, ou [A]), équivalente $C_{éq}$ (éq/L, ancienne normalité).
- **Équivalent-gramme** : $m_{éq} = M/p$, où p est le nombre de *particules actives* par mole : sels → charges positives ou négatives libérées ; acides/bases → H^+ libérés ou captés (ou OH^-) ; oxydants/réducteurs → électrons captés ou libérés. $n_{éq} = p \cdot n$.
- **Titres** : fraction massique $x_i = m_i/m_s$ (entre 0 et 1, $\sum x_i = 1$), pourcentage en masse = $100\ x_i$; fraction molaire $X_i = n_i/n_t$; molalité $b = n/m_e$ (mol par kg de solvant).
- **Titre chlorométrique** D d'une eau de Javel ($NaClO + 2\ HCl \rightarrow NaCl + H_2O + Cl_2$) : litres de Cl_2 (CNTP) par litre de solution. **Titre volumique** T_V d'une eau oxygénée ($H_2O_2 \rightarrow H_2O + ½\ O_2$) : litres de O_2 par litre.
- **Dilution** : on ajoute de l'eau à une solution mère ; la quantité de soluté se conserve ($n_A = n_B$) et le volume s'additionne ($V_B = V_A + V_{eau}$).
- **Dosage (neutralisation)** entre deux substances antagonistes : à l'équivalence, $n_{éq}$ acide = $n_{éq}$ base. Ne jamais utiliser $n_A = n_B$ sauf si les deux ont le même nombre de particules actives. Conditions : réaction rapide, totale, avec fin de réaction visible.
- **Mélange de deux solutions de même espèce** : $V_C = V_A + V_B$; $m_{sC} = \rho_A V_A + \rho_B V_B$; les quantités de soluté s'additionnent.

Double N

Formules clés (encadré)

Masse volumique	$\rho = \frac{m_s}{V}$
Densité	$d = \frac{\rho}{\rho_e}$
Concentration massique	$C_m = \frac{m}{V}$
Concentration molaire	$C_M = \frac{n}{V}$
Concentration équivalente	$C_{éq} = \frac{n_{éq}}{V} = p\ C_M$
Passage C_m et C_M	$C_m = M\ C_M$
Équivalent-gramme	$m_{éq} = \frac{M}{p}$
Fraction massique	$x_i = \frac{m_i}{m_s}$
Fraction molaire	$X_i = \frac{n_i}{n_t}$
Molalité	$b = \frac{n}{m_e\ (kg)} = \frac{10^3\ x_A}{M\ (1 - x_A)}$
Titre → concentration	$C_M = \frac{x\ \rho}{M}$ et $C_{éq} = \frac{p\ x\ \rho}{M}$ (ρ en g/L)
Javel	$D = 22{,}4\ C_{NaClO} = 11{,}2\ C_{éq}$
Eau oxygénée	$T_V = 11{,}2\ C_{H_2O_2} = 5{,}6\ C_{éq}$
Dilution	$C_A\ V_A = C_B\ V_B$ avec $V_B = V_A + V_{eau}$
Équivalence	$C_{éqA}\ V_A = C_{éqB}\ V_B$

Double.N

2. Équivalent-gramme de quelques substances

Substance	Réaction (particules actives)	p (éq/mol)	$m_{éq}$ = M/p (g/éq)
$HClO_4$	$HClO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + ClO_4^-$	1	100,5
H_3PO_4 (neutralisation totale)	$H_3PO_4 + 3\ H_2O \rightarrow 3\ H_3O^+ + PO_4^{3-}$	3	98 / 3 = 32,7
KOH	$KOH \rightarrow K^+ + OH^-$	1	56,1
$Ba(OH)_2$	$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2\ OH^-$	2	171 / 2 = 85,5
$K_2Cr_2O_7$	$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$	6	294,2 / 6 = 49,0
$Na_2S_2O_3$	$2\ S_2O_3^{2-} \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2\ e^-$	1	158
$KMnO_4$ (milieu acide)	$MnO_4^- + 8\ H^+ + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4\ H_2O$	5	158 / 5 = 31,6

3. Applications résolues

Application 1

Énoncé — On dissout 12 g de sulfate de sodium Na_2SO_4 dans de l'eau et on complète à 500 mL. Quels sont les ions présents ? Calculer la concentration massique, la concentration molaire et la concentration équivalente (Na = 23 ; S = 32 ; O = 16).

Ions — $Na_2SO_4 \rightarrow 2\ Na^+ + SO_4^{2-}$; $M = 2 \times 23 + 32 + 4 \times 16 = 142$ g/mol

Formule — $C_m = \frac{m}{V}$; $C_M = \frac{C_m}{M}$; $C_{éq} = p\ C_M$ avec p = 2

A.N. — $C_m = \frac{12}{0,5} = 24$ g/L

A.N. — $C_M = \frac{24}{142} = 0,169$ mol/L ; $C_{éq} = 2 \times 0,169 = 0,338$ éq/L

Résultat — **$[Na^+] = 0,338$ mol/L ; $[SO_4^{2-}] = 0,169$ mol/L**

Application 2

Énoncé — Une solution aqueuse d'acide sulfurique H_2SO_4 a une molalité de 10,20 mol/kg et une densité de 1,31. Calculer la fraction massique, la fraction molaire du soluté et la molarité de la solution ($M(H_2SO_4) = 98$ g/mol).

Base de calcul — 1 kg d'eau contient n = 10,20 mol de H_2SO_4 : $m_A = 10,20 \times 98 = 999,6$ g

Fraction massique — $x = \frac{m_A}{m_A + m_e} = \frac{999,6}{999,6 + 1000} = 0,500$

Fraction molaire — $n_e = \frac{1000}{18} = 55,6$ mol ; $X = \frac{10,20}{10,20 + 55,6} = 0,155$

Molarité — $C_M = \frac{x\ \rho}{M} = \frac{0,500 \times 1310}{98} = 6,68$ mol/L

Résultat — **x = 0,50 ; X = 0,155 ; $C_M = 6,68$ mol/L (soit $C_{éq} = 13,4$ éq/L)**

Double.N