MADEMOISELLE PHYSIQUE-CHIMIE

Quantité de matière et concentration

Outils de description d'un système chimique

Cours et exemples — Première spécialité

Première Spé | Physique-Chimie | Cours

Cours

1. Mole et masse molaire

a. Mole

La mole est l'unité de quantité de matière, de symbole mol. Une mole d'entités (atomes, molécules, ions…) contient $N_A = 6{,}02 \times 10^{23}$ entités (constante d'Avogadro).

$$N_A = 6{,}02 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

Exemple : 2,00 mol de saccharose contiennent $2{,}00 \times 6{,}02 \times 10^{23} = 1{,}20 \times 10^{24}$ molécules de saccharose.

b. Masse molaire atomique

La masse molaire atomique, notée M, d'un atome est la masse par mole de cet atome. Son unité est le gramme par mole ($g \cdot mol^{-1}$). Sa valeur est donnée dans le tableau périodique.

Exemple : la masse d'une mole d'atomes d'oxygène est 16,0 g, donc $M(O) = 16{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.

c. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une molécule est la masse par mole de cette molécule. On l'obtient en additionnant les masses molaires atomiques des atomes qui la constituent.

Exemple : le glucose $C_6H_{12}O_6$: $M = 6 \times M(C) + 12 \times M(H) + 6 \times M(O) = 6 \times 12{,}0 + 12 \times 1{,}0 + 6 \times 16{,}0 = 180{,}0\ g \cdot mol^{-1}$.

2. Quantité de matière d'un solide ou d'un liquide

a. Quantité de matière et masse

Relation fondamentale

$$M = m / n \quad \text{soit} \quad n = m / M \quad \text{et} \quad m = n \times M$$

avec M en $g \cdot mol^{-1}$, m en g, n en mol.

Exemple : n de glucose ($M = 180{,}0\ g \cdot mol^{-1}$) dans m = 6,0 g : $n = 6{,}0 / 180{,}0 = 3{,}3 \times 10^{-2}$ mol.

b. Quantité de matière et volume (masse volumique ρ)

$$m = \rho \times V \quad \text{puis} \quad n = m / M$$

Exemple : éthanol : $\rho = 789\ g \cdot L^{-1}$, $M = 46{,}0\ g \cdot mol^{-1}$. Dans V = 12 mL : $m = 789 \times 12 \times 10^{-3} = 9{,}5$ g, donc $n = 9{,}5 / 46{,}0 = 0{,}21$ mol.

c. Prélever une quantité de matière

On pèse les solides, on mesure un volume pour les liquides. Pour prélever n donné : masse à peser $m = n \times M$, ou volume à prélever $V = n \times M / \rho$.

d. Quantités de matière dans un mélange

La quantité de matière d'une espèce du mélange se calcule comme si elle était pure.

Exemple : carburant 95-E10 (10 % en volume d'éthanol, $\rho = 789\ g \cdot L^{-1}$, $M = 46{,}0\ g \cdot mol^{-1}$). Dans 50 mL : V(éthanol) = 5,0 mL, m = 3,9 g, $n = 8{,}6 \times 10^{-2}$ mol.

3. Quantité de matière d'un gaz

a. Volume molaire

Loi d'Avogadro-Ampère : deux volumes égaux de gaz différents, dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent la même quantité de matière. Le volume molaire V_m est le volume par mole de gaz ($L \cdot mol^{-1}$) ; il dépend de la température et de la pression mais pas de la nature du gaz.

b. Relation

$$V_m = V / n \quad \text{soit} \quad n = V / V_m \quad \text{et} \quad V = n \times V_m$$

Exemple : volume molaire de l'air $V_m = 12{,}2\ L \cdot mol^{-1}$; un ballon de football ($V = 5{,}6$ L) contient $n = 5{,}6 / 12{,}2 = 0{,}46$ mol d'air.

Valeurs usuelles : $V_m = 22{,}4\ L \cdot mol^{-1}$ à 0 °C sous P_{atm} ; $V_m = 24{,}0$ (ou 25,0) $L \cdot mol^{-1}$ dans les conditions usuelles de laboratoire (~20-25 °C) selon les énoncés.

4. Concentration d'une solution

a. Concentration en quantité de matière (concentration molaire)

$$c = n / V \quad \text{soit} \quad n = c \times V \quad \text{et} \quad V = n / c$$

c en $mol \cdot L^{-1}$, n en mol, V en L. Sauf précision contraire, « concentration » désigne toujours la concentration en quantité de matière.

Exemple : eau oxygénée à $c_1 = 1{,}0\ mol \cdot L^{-1}$: dans $V = 100$ mL, $n = c_1 \times V = 1{,}0 \times 100 \times 10^{-3} = 0{,}10$ mol.

b. Concentration en masse C_m

$$C_m = c \times M \quad \text{soit} \quad c = C_m / M$$

Démonstration : $n = c \times V$, $m = n \times M = c \times V \times M$, donc $C_m = m / V = c \times M$.

c. Préparation par dissolution

Pour obtenir un volume V d'une solution de concentration c à partir d'un soluté solide de masse molaire M :

- quantité de matière à dissoudre : $n = c \times V$;
- masse à peser : $m = n \times M$.

Exemple : préparer $V = 50$ mL de glucose ($M = 180{,}0\ g \cdot mol^{-1}$) à $c = 0{,}20\ mol \cdot L^{-1}$: $n = 0{,}20 \times 50 \times 10^{-3} = 1{,}0 \times 10^{-2}$ mol, $m = 1{,}0 \times 10^{-2} \times 180 = 1{,}8$ g.

d. Préparation par dilution

Pour préparer un volume V_1 d'une solution fille de concentration c_1 à partir d'une solution mère de concentration c_0 : la quantité de matière prélevée dans la solution mère est conservée dans la solution fille.

$$n = c_1 \times V_1 = c_0 \times V_0 \quad \text{soit} \quad V_0 = c_1 \times V_1 / c_0$$

Exemple : préparer $V_1 = 100$ mL à $c_1 = 1{,}0 \times 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1}$ à partir d'une solution mère à $c_0 = 5{,}0 \times 10^{-2}\ mol \cdot L^{-1}$: $V_0 = (1{,}0 \times 10^{-2} \times 100 \times 10^{-3}) / (5{,}0 \times 10^{-2}) = 20 \times 10^{-3}$ L = 20 mL.

> **Conseil du manuel :** ce raisonnement doit être refait à chaque fois — il ne faut pas apprendre les formules par cœur, mais comprendre que la quantité de matière ne change pas lors d'une dilution.