

Chimie P3/CH1	Partie	Chapitre
	Transformations de la matière	Outils de description d'un système

Outils de description d'un système

I. La mole : unité de quantité de matière

1. La mole

- Voir TP de chimie n°11

Définition quantité de matière : C'est un nombre d'entités chimiques, c'est-à-dire un nombre d'atomes, d'ions ou de molécules identiques.

Définition de la mole : La mole est l'unité de quantité de matière utilisée par les chimistes. Une mole d'atomes contient $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes.

Rem : Le nombre $6,022 \cdot 10^{23}$ est appelé nombre d'Avogadro. On le note N_A .

Exemple : Combien de particules sont contenues dans $n = 3,0$ mol d'eau ?

On a $N = n \times N_A = 3,0 \times 6,022 \cdot 10^{23} = 1,8 \cdot 10^{24}$!! Soit 1,8 millions de milliards de milliards d'atome !!

- Ex 8 p117

2. Masse molaire atomique

Définition de la masse molaire atomique : La masse molaire d'un élément chimique est la masse d'une mole de cet élément chimique. Elle s'exprime en gramme par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Exemple : Déterminer la masse molaire du sodium ($A = 23$). Pour un atome de chlore, on a : $m_{\text{Na}} = A \times m_{\text{nucléon}} = 23 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 3,84 \cdot 10^{-26}$ kg. La masse molaire de l'atome est donc égale à : $M(\text{Na}) = m_{\text{Na}} \times N_A = 3,84 \cdot 10^{-26} \times 6,022 \cdot 10^{23} = 0,0231 \text{ kg} \cdot \text{mol}^{-1} = 23,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Rem :

- Les masses molaires des atomes figurent dans la classification périodique des éléments.
- La masse molaire d'un ion est égale à celle de l'atome correspondant.

3. Masse molaire moléculaire

- Document à coller

- D'après le document, la masse de $6,81 \cdot 10^{-3}$ mol d'urée est de 0,41g.
Donc $M(\text{urée}) = 0,41 / 6,81 \cdot 10^{-3} = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- La somme des masses molaires des atome de l'urée est : $M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{N}) + M(\text{O})$ soit $12 + 4 \times 1 + 2 \times 14 + 16 = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- On constate que la masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires de chaque atome constituant la molécule.
- $M(\text{cholesterol}) = 2,29 / 5,93 \cdot 10^{-3} = 386 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
 $27 \times M(\text{C}) + 46 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) = 27 \times 12 + 46 \times 1 + 16 = 386 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
On retrouve bien le résultat de la question 3).
- On a $n = m / M(\text{cholesterol}) = 9,0 / 386 = 0,023 \text{ mol}$.

Définition de la masse molaire moléculaire : La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires de chaque atome constituant la molécule.

- Exercice n°10 p 117

4. Calcul d'une quantité de matière

La quantité de matière n d'une masse m d'un échantillon de masse molaire M est donnée par la relation :

$$n = \frac{m}{M} \quad (n \text{ en mol, } m \text{ en g et } M \text{ en } \text{g} \cdot \text{mol}^{-1})$$

- Exercice n°13 p 117

Chimie P3/CH1	Partie	Chapitre
	Transformations de la matière	Outils de description d'un système

5. Le volume molaire

Définition du volume molaire : Le volume molaire d'une espèce chimique est le volume occupé par une mole de cette espèce.

Formule de l'espèce chimique	État physique (CNTP)	Volume molaire V_m (L · mol ⁻¹)	Masse molaire M (g · mol ⁻¹)	Masse volumique ρ (g · cm ⁻³)
H ₂	gaz	22,4	2	$8,9 \cdot 10^{-5}$
CO ₂	gaz	22,4	44	$2,0 \cdot 10^{-3}$
N ₂	gaz	22,4	28	$1,3 \cdot 10^{-3}$
H ₂ O	liquide	0,018	18	1,0
C (graphite)	solide	0,005 3	12	2,3
NaCl	solide	0,027	58,5	2,2

Comparaison des volumes et des masses volumiques de différentes espèces chimiques dans les conditions normales de température et de pression (CNTP).

On remarque que pour une température et une pression données et le volume molaire d'un gaz est toujours le même.

Pour calculer la quantité de matière d'un gaz, on utilise la relation suivante :

$$n = \frac{V}{V_m} \text{ avec } n \text{ en mol, } V : \text{volume du gaz en L et } V_m : \text{volume molaire d'un gaz en L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

A 20°C et à pression atmosphérique normale, on a $V_m = 24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Ex 25 p 119

II. Concentration molaire

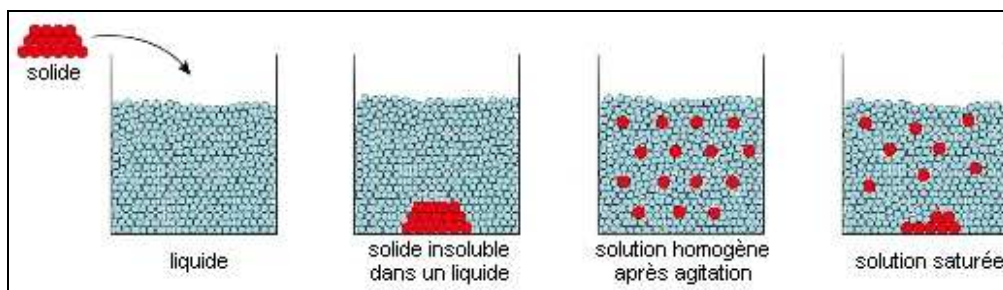
1. Dissolution d'une espèce chimique

Lorsqu'une espèce chimique se dissout dans un liquide, appelé solvant, on obtient une solution. L'espèce chimique, une fois dissoute, est le soluté.

Exemple :

- L'eau sucrée contient des molécules de saccharose C₁₂H₂₂O₁₁ dispersées parmi les molécules d'eau. Le saccharose est le soluté et l'eau est le solvant.
- L'eau salée contient des ions sodium Na⁺ et des ions chlorure Cl⁻ (en nombre égaux) dispersés parmi les molécules d'eau.

Une solution peut contenir des molécules ou des ions.



Représentation microscopique de l'introduction d'un solide moléculaire dans un liquide

Chimie P3/CH1	Partie	Chapitre
	Transformations de la matière	Outils de description d'un système

2. Concentration molaire

➔ Voir TP de chimie n°12

Définition de la concentration molaire : C'est la quantité de matière de soluté par unité de volume de solution. On la note $C_{\text{Cu}^{2+}}$ ou $[\text{Cu}^{2+}]$ pour l'ion Cu^{2+} .

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

avec C la concentration molaire en mol.L^{-1} , n en mol et V en L.

➔ Ex 9 p 134 et 15 p 135

3. Dissolution d'un solide, dilution d'une solution

➔ Voir TP de chimie n°12

Lors d'une dilution, la concentration molaire de soluté diminue, mais sa quantité de matière ne change pas.

➔ Ex 19 p 135