

CHAPITRE I

RAPPELS DE QUELQUES DEFINITIONS IMPORTANTES

Grandeurs moléculaires

Les quantités de produit peuvent être exprimées par des masses et des volumes. Il est cependant indispensable, dans les calculs stœchiométriques traduits par les équations de réactions, de faire usage des grandeurs moléculaires.

La masse atomique relative A_r

La masse atomique relative d'un élément (A_r) peut être considérée comme un nombre sans dimension qui exprime le rapport au $1/12^e$ de la masse de cet élément par rapport à la masse de l'atome de carbone $^{12}_6C$, pris comme référence. On appelle cette unité "unité de masse atomique" (u.m.a.).

La masse moléculaire relative M_r

La masse moléculaire relative d'une substance (M_r) est égale à la somme des masses atomiques relatives des éléments la constituant, également exprimé en u.m.a. Ces grandeurs ont la même valeur numérique que les masses molaires correspondantes exprimées en g/mol.

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 Kg de carbone 12. Lorsque l'on emploie la mole, les entités élémentaires doivent être spécifiées et peuvent être des atomes, des molécules, des ions, des électrons ou des groupements spécifiés de telles particules. La mole est noté n et l'unité est: mol.

La **masse molaire** d'une entité est la masse d'une mole de cette entité. Son unité est le g/mol. Dans le cas des atomes, elle est donnée par le nombre de masse de l'élément figurant sur le tableau périodique des éléments. A noter que la masse molaire tient compte des proportions isotopiques des éléments. Ainsi pour le carbone, celle-ci est égale à 12,011 g/mol en raison d'une faible présence de carbone 13.

Exemples:

$$M_{Fe} = 55,857 \text{ g/mol}$$

$$M_O = 15,999 \text{ g/mol}$$

Chapitre I

Dans le cas des molécules, elle est obtenue en additionnant toutes les masses molaires des atomes constitutifs de la molécule.

Exemple :

$$MC_2H_5O = 2xM_C + 5M_H + M_O = 2x12,011 + 5x1,0079 + 15,999 = 45,06 \text{ g/mol}$$

Le volume molaire V_m

Le volume molaire V_m est le volume occupé par une mole d'un corps dans des conditions déterminées. Il peut aussi être défini comme le rapport de la masse molaire M par la masse volumique du composé.

Formule de définition:

$$V_m = \frac{M}{\rho} = \frac{V}{n}$$

Pour les solides et les liquides, le volume molaire varie avec les substances et présente peu d'intérêt pratique.

Par contre, pour les gaz parfaits, d'après la loi d'Avogadro-Ampère, le volume molaire est le même (22,4 L/mol ou 22,4 m³/kmol) dans des conditions normales de température et de pression (273 K et 101325 Pa). Dans d'autres conditions de pression et de température le volume molaire peut être calculé en utilisant les lois des gaz parfaits.

Concentration (C) : quantité de soluté (substance dissoute) contenue dans une quantité déterminée de solvant ou de solution.

Fraction massique (w) : masse de soluté (exprimée habituellement en g) contenue dans un gramme de solution. La somme des fractions massiques (solvant et solutés) vaut 1.

Pourcentage en masse (%) : masse de soluté (exprimée habituellement en g) contenue dans 100 grammes de solution. Habituellement quand un chimiste parle de pourcentage, il sous-entend qu'il s'agit du % en masse.

Concentration massique : masse de soluté (exprimée habituellement en g) contenue dans 1 litre de solution. L'unité est donc: gramme/litre (g/L).

Concentration molaire : nombre de moles de soluté contenues dans 1 litre de solution. L'unité est donc: mole/litre (mol/L).

Chapitre I

Molalité : nombre de moles de soluté contenues dans 1 kilogramme de solvant. L'unité est donc: mole/kilogramme (mol/kg).

La masse volumique d'un liquide ou d'un solide est la **masse de matériau par unité de volume**. Elle est notée μ ou ρ et est déterminée par la relation : $\rho=m/v$.

L'unité de ρ dépend des unités choisies pour la masse m et le volume V :

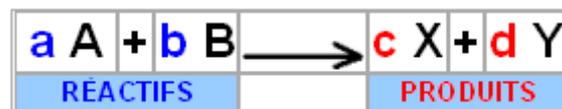
- m en kilogramme et V en litre : ρ en kg/L ;
- m en gramme et V en millilitre : ρ en g/mL

L'équation bilan

Une réaction chimique correspond à la **transformation de réactifs** en **produits**. **coefficients stœchiométriques**

L'équation bilan (ou équation stœchiométrique) établit les rapports qualitatifs et quantitatifs associés à la transformation considérée. Les réactifs sont consommés (détruits), les produits sont créés. La proportion avec laquelle ils réagissent est spécifiée par les **coefficients stœchiométriques**.

On note une réaction chimique avec :



L'équation chimique d'une réaction correspond à une transformation microscopique impliquant des atomes et des molécules. L'hypothèse d'**Avogadro** transpose l'équation chimique à l'échelle macroscopique (atome - grammes - moles).

Chapitre I

UNIVERSITE LARBI BEN M'HIDI OUM EL BUAGHI

FACULTE DES SCIENCES ET SCIENCES APPLIQUEES

DEPARTEMENT DE GENIE DES PROCEDES

TRONC COMMUN ST

SERIE N°1

TD CHIMIE MINERALE

2^{ème} ANNEE GPC

EXERCICE N°1

Un atome de Manganèse a une masse

$$m(\text{Mn}) = 9.12 \cdot 10^{-23} \text{ g.}$$

1-Calculer le nombre d'atomes de manganèse présents dans un échantillon de masse $m = 3.12 \text{ g.}$

2-En utilisant la constante d'Avogadro, déterminer la quantité de matière correspondante.

Donnée : $N_A = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

EXERCICE N°2

L'élément bore à l'état naturel est formé d'un mélange de deux isotopes, le bore 10 et le bore 11. En utilisant les données du tableau suivant, calculer la masse molaire atomique de l'élément bore.

Isotope	Bore10	Bore11
Pourcentage	19.64	80.36
Masse	10.0129	11.0093

EXERCICE N°3

On considère un échantillon de carbone 12 de masse $m = 12 \text{ g.}$

1-En utilisant la définition officielle de la mole, calculer la valeur de la constante d'Avogadro.

Données : $m_{\text{neutron}} = m_{\text{proton}} = 1.67 \cdot 10^{-27} \text{ g}$

La masse de l'électron est négligeable devant celle du noyau.

EXERCICE N°4

Lors de la synthèse de l'acétate de linalyle, on utilise 5.0 mL de linalol et 10.0 ml de l'anhydride acétique.

En utilisant les données du tableau suivant, déterminer les masses, puis les quantités de matières de deux réactifs utilisés.

Espèce chimique	Formule	Masse Volumique(g/l)
Linalol	$\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$	0.86
Anhydride Acétique	$\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$	1.08

Chapitre I

--	--	--

EXERCICE N°5

Un flacon **A** de volume $V_A = 0.80\text{ml}$ renferme une masse $m_A = 1.41\text{g}$ de propane gazeux C_3H_8

1-Déterminer la quantité de matière n de propane contenu dans le flacon.

2- Calculer le volume molaire du gaz dans les conditions de l'expérience.

3- Dans les mêmes conditions de température et de pression, un flacon **B** de volume $V_B = 2V_A$ renferme une masse $m_B = 3.71\text{g}$ d'un gaz inconnu.

Déterminer la masse molaire M_B de ce gaz.

4- Ce gaz est un alcane de formule $\text{C}_x\text{H}_{2x+2}$ ou x est un entier positif.

-Déterminer la formule brute de cette espèce chimique.

EXERCICE N°6

Un flacon de volume $V = 1.5\text{L}$ est rempli de dihydrogène gazeux dans les conditions normales de T et de P (CNTP).

1-Quelle quantité de matière de dihydrogène contient le flacon.

2-Quelle masse de dihydrogène contient le flacon.

On considère un flacon de 2.4L rempli de gaz de dihydrogène, mais à 150°C .

Sachant que le volume molaire dans ces conditions est de 35L/mol . Quelle est quantité de matière de dihydrogène.

3- Comparer la quantité de matière présente dans 1.5L de gaz à 0°C et celle présente dans 2.4L à 150°C .

4-Proposer des explications.

