

CHAPITRE 2 : Outils de description d'un système chimique

A la fin du chapitre je dois savoir :

A= Acquis A.R = A Réviser		A	A.R
Connaissances / Compétences :	<ul style="list-style-type: none"> - Savoir retrouver et définir la masse molaire d'un atome - Savoir calculer la masse molaire moléculaire d'une molécule - Savoir retrouver la masse molaire d'un ion - Savoir utiliser la formule de la masse volumique - Savoir utiliser la donnée du pourcentage massique ou pourcentage volumique - Savoir calculer et utiliser la notion de concentration en masse et concentration en quantité de matière - Connaitre la formule qui relie la concentration en masse et la concentration en quantité de matière - Savoir définir le volume molaire et savoir retrouver une quantité de matière dans un volume de gaz. - Savoir manipuler les formules pour retrouver une quantité de matière, une masse ou un volume à prélever - Savoir choisir le matériel pour réaliser une dilution ou une dissolution - Connaitre et savoir utiliser la relation qui relie Cfile, Cmère, Vfile, Vmère 		
Manipulation :	<ul style="list-style-type: none"> - Savoir réaliser une dilution et une dissolution dans les règles de l'art. - Adapter sa pratique aux pictogrammes des produits chimiques utilisés. 		

Attention : Ce chapitre est un chapitre qui sera le pilier de vos années de chimie. Il est indispensable de maîtriser ce chapitre pour pouvoir aborder les autres chapitres de chimie de votre scolarité.

A savoir avant de débiter le chapitre (Notions de 2nd)

Solution et concentration en masse



Dissolution



Dilution et facteur de dilution



La mole ou quantité de matière



Masse d'une molécule et CS



Pour réviser : -Livre p12 – 34

-Exercices résolus p26-27-28

-Vidéo de cours + exercices corrigés sur le site

-Fiche exercice quantité de matière 35,42 p29 - 52,55 p30 - 60 p31 - 78,79 p33

-Fiche exercice quantité de Solution 46 p29 - 64p31 - 67,72 p32 - 73p32 -

82p35

-Les exercices corrigés à la fin du livre pour s'entraîner en plus



A flasher avec un téléphone

I/ La mole et masse molaire

1. La mole rappels de seconde

La **mole ou quantité de matière**, de symbole n (en mol), est un paquet d'une entité élémentaire, qui peut être un atome, une molécule, un ion, une particule, etc.
Une mole d'entités contient N_A entités.

Le **nombre d'entités N** par mole est appelé **constante d'Avogadro**, noté $N_A = 6.02 \times 10^{23}$.
Il existe une relation entre la quantité de matière n (en mol), le nombre d'Avogadro N_A (en mol^{-1}) et N le nombre d'entité :

$$n = \frac{N}{N_A}$$



Exemple : 2,00 mol de saccharose contiennent $2 \times 6.02 \times 10^{23}$, soit 1.20×10^{24} molécules de saccharose.

2. La masse molaire atomique

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

	Oxygène	Nom
	O	Symbole
Numéro atomique	8	
	16,0	Masse molaire atomique ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

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

3. La masse molaire moléculaire

La **masse molaire moléculaire M** (g/mol) d'une molécule est la **masse d'une mole de cette molécule**. On peut la calculer en additionnant les masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

Exemple : Le glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ contient 6 atomes de carbone, 12 atomes d'hydrogène et 6 atomes d'oxygène. Sa masse molaire est $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)$ soit : $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \times M(\text{C}) + 12 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O}) = 180,0 \text{g/mol}$

Remarque : La masse molaire d'un ion ou d'une molécule ionique est la même que la molécule sans la charge. En effet la masse des électrons est négligeables devant celle des nucléons.

II/ Quantité de matière dans un solide ou un liquide pur

1. Quantité de matière et masse

Un échantillon d'une espèce chimique a une **masse m** (en g) et on note **n la quantité de matière** (en mol) de l'espèce chimique dans l'échantillon et **M sa masse molaire** (en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$) tel que :

$$n = \frac{m}{M}$$

Exemple : La quantité de matière de glucose contenue dans 6,0g de glucose de masse molaire $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180,0 \text{g/mol}$ est :

$$n(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = \frac{m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)}{M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{6}{180} = 3,3 \times 10^{-2} \text{mol}$$

2. Quantité de matière et volume

Soit une espèce chimique pure de **masse volumique ρ** , de **masse m** et de **volume V** . La relation qui relie ces grandeurs est :

$$\rho = \frac{m(\text{espece})}{V(\text{espece})}$$

Remarque : **attention aux unités** de la masse volumique qui doivent vous guider pour le choix des conversions pour les unités de la masse et du volume.

Combinaison de formule : quantité de matière n , à prélever pour un volume V , de solution de masse volumique ρ :

On sait que $n = \frac{m}{M}$ (1) et $\rho = \frac{m}{V}$ donc $m = \rho \times V$ (2)
 On injecte l'expression de la masse (2) dans l'expression (1) donc

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

Exemple : La masse volumique de l'éthanol C_2H_6O est $\rho = 789 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ et sa masse molaire est $M(C_2H_6O) = 46 \text{ g/mol}$
 La quantité de matière n d'un volume $V = 12 \text{ mL}$ d'éthanol est donc

$$n = \frac{\rho \cdot V}{M} = \frac{789 \times 12 \cdot 10^{-3}}{46} = 8.6 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

3. Prélever une quantité de matière

Aucun appareil ne mesure directement une quantité de matière. En général, on pèse les solides avec une balance et on mesure un volume pour les liquides avec une éprouvette ou une pipette jaugée selon la précision recherchée.

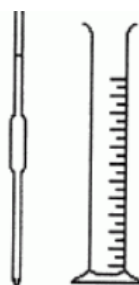
Pour prélever une quantité de matière donnée d'une espèce pure :

- soit on **mesure sa masse**, et le calcul de la masse à peser utilise la masse molaire de l'espèce chimique ;
- soit on **mesure son volume**, et le calcul du volume à prélever utilise la masse molaire et la masse volumique de l'espèce chimique.



Prélèvement par pesée : ne pas oublier de tarer le récipient.

Prélever des
volume précis
avec une
pipette jaugée



Prélever des
volume moins précis
avec une
éprouvette graduée

Remarque : Attention certaines espèces chimiques (solide ou liquide) sont des mélanges. Dans ce cas on peut vous indiquer « le pourcentage massique » ou « le pourcentage volumique » de l'espèce chimique.

Exemple : Le carburant 95-E10 est un liquide qui peut contenir jusqu'à 10% en volume d'éthanol. Un réservoir de volume $V = 50 \text{ L}$ contient donc un volume d'éthanol $V_{\text{éthanol}}$.

$$V_{\text{éthanol}} = 50 \times \frac{10}{100} = 5 \text{ L d'éthanol dans le réservoir de } 50 \text{ L. Remarque : } 10\% = 0.1 = \frac{10}{100}$$

III/ Prélever une quantité de matière de gaz

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 des gaz notée V_m est le volume par mole de gaz quel que soit le gaz pour une température T et une pression P données. Son unité est le litre par mole ($\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$).

Le volume molaire dépend de la pression et de la température, sa valeur vous sera toujours donnée dans les exercices.

La quantité de matière n (en mol) présente dans un volume V de gaz (en L) est :

$$n = \frac{V(\text{gaz})}{V_m}$$

A titre d'informations :

Pression	Pression atmosphérique P_{atm}	
Température	0 °C	25 °C
Volume molaire des gaz	22,4 $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$	24,5 $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$

IV/ Les solutions

1. Concentration en quantité de matière et concentration en masse

La **concentration en quantité de matière** notée C (en mol.L^{-1}) ou **concentration molaire** (ou **concentration** tout court) d'une solution est le quotient de la quantité de matière $n(\text{mol})$ de soluté dissous par le volume $V(\text{en L})$ de solution :

$$C = \frac{n}{V(\text{solution})}$$

Exemple : L'eau oxygénée est une solution aqueuse de peroxyde d'hydrogène H_2O_2 . Un volume $V=100\text{mL}$ d'eau oxygénée de concentration $C=1,0\text{mol.L}^{-1}$ contient une quantité de matière $n(\text{mol})$ de peroxyde d'hydrogène :

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = C.V = 1 \times 100 \times 10^{-3} = 0,10\text{mol}$$

Vue en seconde : La **concentration en masse** notée C_m (en g.L^{-1}) ou **concentration massique** (d'une solution est le quotient de la masse m (en g) de soluté dissous par le volume $V(\text{en L})$ de solution :

$$C_m = \frac{m}{V(\text{solution})}$$

Exemple : Une solution de sérum physiologique contient du sel (NaCl), les solutions sont de concentration en masse $C_m=9\text{g/L}$, un petit flacon de 5mL contient donc une masse m en sel :

$$m(\text{NaCl}) = C_m.V = 9 \times 5 \times 10^{-3} = 4.5 \times 10^{-2}\text{g} = 45\text{mg de sel}$$

On peut passer de la concentration en masse C_m à la concentration en quantité de matière C , grâce à la relation :

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

2. Préparer des solutions par dissolution

Dissolution : On peut préparer une solution de concentration en quantité de matière C en **dissolvant un soluté dans un solvant**. Le volume de solution à préparer est V . La masse molaire du soluté est M .

Pour préparer une solution par **dissolution**, on doit connaître la masse m de soluté à dissoudre dans le solvant en utilisant les formules vues dans les parties précédentes. Pour réaliser des dissolutions et obtenir des solutions de concentration précise on utilise une **fiole jaugée**.

Exemple : On souhaite préparer $V=50\text{mL}$ d'une solution de glucose $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, de masse molaire $M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)=180,0\text{g/mol}$, et de concentration $C=0,20\text{mol.L}^{-1}$

La quantité de matière de glucose à introduire dans la solution est : $n=C.V=0,20 \times 50 \times 10^{-3}=1,0 \times 10^{-2}\text{mol}$

Il faut donc peser une masse de glucose : $m=n.M=1,0 \times 10^{-2} \times 180=1,8\text{g}$

3. Préparer des solutions par dilution

Dilution : On peut préparer une solution de concentration C_{fille} en diluant une solution mère de concentration $C_{\text{mère}}$. Cette opération a pour but de diminuer la concentration de la solution mère et d'obtenir une solution fille moins concentrée.

Pour cette opération on utilise une **pipette jaugée pour prélever le volume de la solution mère, noté $V_{\text{mère}}$** . Ainsi qu'une **fiole jaugée pour créer la solution fille de volume V_{fille}** .

Il existe une relation liant la concentration de la **solution mère initiale $C_{\text{mère}}$** , la concentration de la **solution fille à créer C_{fille}** , le volume de solution mère à prélever dans la **pipette jaugée $V_{\text{mère}}$** et le volume de la **fiole jaugée qui sert à préparer la solution fille V_{fille}**

$$C_{\text{mère}} \times V_{\text{mère}} = C_{\text{fille}} \times V_{\text{fille}}$$

Remarque 1 : Cette formule fonctionne pour les concentrations massiques ou les concentrations molaires.

Remarque 2 : Le **facteur de dilution notée F** , correspond au rapport de la concentration de la solution mère par rapport à la concentration de la solution fille OU le rapport du volume de la solution fille par rapport au volume de la solution mère

Exemple : On dispose d'une solution de chlorure de sodium de concentration $C_0=5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ On veut préparer $V=100\text{mL}$ d'une solution de concentration $C_1=1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

On a donc $C_{\text{mere}} = C_0 = 5 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ (concentration du début)

$C_{\text{fille}} = C_1 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ (concentration que l'on souhaite obtenir à la fin)

$V_{\text{fille}} = 100\text{mL}$ (volume que l'on souhaite préparer)

$V_{\text{mere}} = ???$

On doit donc prélever avec une pipette jaugée $V_{\text{mere}} = \frac{C_{\text{fille}} \cdot V_{\text{fille}}}{C_{\text{mere}}} = \frac{1,0 \cdot 10^{-2} \cdot 100}{5 \cdot 10^{-2}} = 20\text{mL}$ de solution mère.