

1. La mole

C'est l'unité de quantité de matière. Elle correspond à un ensemble de $6,02.10^{23}$ espèces.

Elle est définie à partir de la quantité d'atomes présente dans 12 g de carbone 12

2. La masse molaire : M

c'est la masse d'une mole.

La masse molaire atomique $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$: une mole d'atomes de carbone pèse 12 g

La masse molaire moléculaire s'obtient en ajoutant les masses molaires atomiques ex : $M_{CO_2} = M_C + 2M_O = 44 \text{ g.mol}^{-1}$

3. Relation entre la masse m, la quantité de matière n et la masse molaire M d'un corps pur (espèce pure, sans mélange)

$$n = m/M \text{ [ou } m = n.M \text{ ou } M = m/n \text{ avec } m \text{ en g et } n \text{ en mol et } M \text{ en g.mol}^{-1}$$

4. Quantité de matière d'un gaz

D'après la loi d'Avogadro, des volumes identiques de gaz différents contiennent la même quantité de matière. On définit le volume molaire, c'est-à-dire le volume occupé par une mole de gaz. Dans les conditions habituelles (Pression atmosphérique et température de 25°C) $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

La pression P, le volume V, la température T et la quantité de matière d'un gaz sont reliés par une formule applicable dans les conditions courantes (P autour de la pression atmosphérique et un peu au-delà, T habituelles)

$$PV = nRT \text{ avec } R \text{ la constante des gaz parfait } R = 8,32 \text{ Pa.m}^3 \text{.mol}^{-1} \text{.K}^{-1}$$

La densité d'un gaz est le rapport de la masse molaire de ce gaz divisé par la masse molaire de l'air : 29 g.mol^{-1}

$$d = M/29$$

5. Les solutions

Elles sont formées d'un solvant (un corps qui dissout) et un soluté (un corps dissous)

On définit la **concentration molaire** $C = n/V$ avec n : quantité de matière (en mol) de soluté et V le volume de la solution (en L)

On définit la concentration massique $C_m = m/V$ avec m : masse (en g) de soluté et V le volume de la solution (en L)

6. La masse volumique μ (ou ρ) d'un corps est égale au rapport de la masse m de l'échantillon sur le volume V qu'il occupe : $\mu = m/V$

μ s'exprime généralement en g.cm^{-3} (ou g.mL^{-1})

7. La densité d d'un liquide ou d'un solide est le rapport de la masse volumique du corps sur la masse volumique de l'eau :

$$d = \mu / \mu_{\text{eau}} \text{ avec } \mu_{\text{eau}} = 1 \text{ g.cm}^{-3}$$

En résumé :

	<u>Unité</u>	<u>Formule</u>	<u>Applicable aux :</u>
Quantité de matière : n	mol	$n = N/N_{av}$ avec N : nombre d'espèces $N_{av} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$	Solide, liquide, gaz...n'importe quel état physique, pur, ou mélangé
Quantité de matière : n	mol	$n = m/M$ avec m : la masse de l'espèce M : masse molaire de l'espèce	Solide, liquide, gaz ne contenant que cette espèce (corps pur)
Masse molaire : M	$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$M_{\text{espèce}} = \text{Somme des } M_{\text{constituants}}$ (ex $M_{\text{CO}_2} = M_C + 2M_O$	Solide, liquide, gaz ne contenant que cette espèce (corps pur)
Concentration molaire : C	$\text{Mol} \cdot \text{L}^{-1}$	$C = n/V$ Avec n : quantité de matière du soluté et V le volume de la solution	Aux solutions (soluté dissous dans un solvant)
Concentration massique : C_m	$\text{g} \cdot \text{L}^{-1}$	$C_m = m/V$ Avec m la masse du soluté et V le volume de la solution	Aux solutions (soluté dissous dans un solvant)
Masse volumique : ρ ou μ	$\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ ou $\text{kg} \cdot \text{L}^{-1}$ ou $\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$	$\mu = m/V$ m : masse de l'ensemble V : volume de l'ensemble	Solide, liquide, gaz, solution
Densité d	Sans unité	$d = \rho_{\text{espèce}} / \rho_{\text{référence}}$ avec $\rho_{\text{référence}} = \text{masse volumique de l'eau liquide } 1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ (pour le calcul des densités des solides et des liquides) $d = \text{Masse molaire du gaz} / 29$ 29 : masse molaire de l'air. Selon la loi d'Avogadro les gaz ont le même volume pour la même quantité de matière	

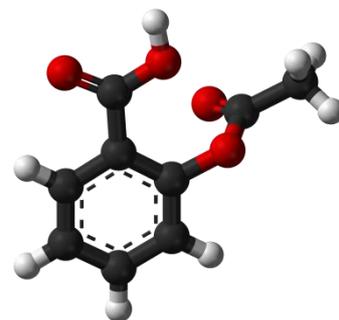
Exercices d'entraînement :

1. A propos de l'aspirine

1. Calculer la masse molaire de l'aspirine $C_9H_8O_4$
2. Quelle quantité d'aspirine contient un comprimé de $m = 500$ mg ?

Une personne dissout ce comprimé de masse 500 mg dans un verre de 20 cL d'eau.

3. Convertir les données et calculer la concentration molaire de l'aspirine dans le verre
Masse molaire $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$



2. De l'alcool dans le vin

Comment déterminer la quantité de matière d'un soluté en utilisant des données comme sur une bouteille de vin ?

Les boissons alcoolisées contiennent de l'éthanol, ou alcool éthylique. Le degré d'un vin correspond **au pourcentage en volume** d'éthanol qu'il contient, c'est à **dire le rapport du volume d'alcool par le volume total, multiplié par 100.**

1. Quel est le volume d'éthanol pur contenu dans 100 mL de vin à 12 % ?
2. Quelle est la masse d'éthanol contenue dans ce vin ?
3. Quelle est la concentration massique de l'éthanol dans ce vin ?
4. En déduire la quantité de matière d'éthanol dans un verre contenant 10 cL de ce vin.
5. Le taux d'alcoolémie est fixé légalement à 0,10 mole d'éthanol par litre de sang. Une personne ayant consommé un verre de vin dépasse-t-elle ce taux ? (On négligera l'effet d'absorption de l'alcool par le foie)

Données : éthanol C_2H_6O densité $d = 0,79$

Masse molaire $M_C = 12 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_O = 16 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_H = 1 \text{ g.mol}^{-1}$

3. Du gaz en bouteille

Le butane est commercialisé à l'état liquide dans des récipients de diverses masses : un des modèles les plus courants est la bouteille « butagaz » de 13 kg. On considère que le gaz lorsqu'il se libère est un gaz parfait

Calculer la quantité de matière de gaz contenu dans la bouteille

Quel volume de gaz fournira le butane lorsqu'il sera libéré de la bouteille, dans les conditions de température $T = 20^\circ\text{C}$ et de pression $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$? (appliquer la relation des gaz parfaits)

Formule du butane C_4H_{10} , $0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$

4. Solution d'acide sulfurique

Une solution d'acide sulfurique contient 96 % en masse de soluté H_2SO_4 . Sa densité vaut 1,83.

1. Quelle est la concentration molaire en soluté C dans une bouteille de 1L ?

On désire préparer une solution diluée de volume $V_1 = 0,250 \text{ L}$ et de concentration $C_1 = 2,5 \text{ mol. L}^{-1}$.

Calculer le volume de solution concentrée à prélever

Méthode : à partir de la densité, calculer la masse volumique de l'acide. Calculer la masse de la solution.

Sachant que 96% de cette masse est de l'acide pur, en déduire la masse d'acide pur.

Calculer la masse molaire et enfin la concentration molaire d'acide

2. Ecrire l'équation de dissolution et déterminer les concentrations des espèces ioniques en solution.
3. Comment s'appellent les étapes lorsque le soluté solide ionique se transforme en espèces séparées ioniques ?
Quel est le rôle de l'eau ?