

## Compter la matière ?

### 1) Principe

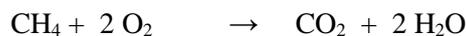
**1 g d'ions Fe<sup>2+</sup>, est-ce la même chose que 1 g de glucose (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) ?**  
(on demande cela en terme de nombre d'entités chimiques, ions Fe<sup>2+</sup> d'un côté, molécules de glucose de l'autre)

Non, évidemment, il n'y a pas la même quantité d'ions dans 1 g de Fe<sup>2+</sup> que de molécules dans 1 g de glucose. On le devine parce que l'on sait qu'un atome de fer n'a que peu de chance d'avoir la même masse qu'une molécule de glucose (on peut vérifier en cherchant la composition de tous les atomes concernés par notre problème)

N'aurait-on pas intérêt à compter plutôt en nombre d'ions ou en nombre de molécules ???

*Dans certains cas c'est inutile, par exemple pour la plupart des médicaments. Chacun est habitué à raisonner en masse de **principe actif** à administrer (exemple : « avale 1 g de paracétamol si tu as déjà mal à la tête ».*

Mais parfois... Lorsque l'on veut mettre en œuvre une transformation chimique, il y a des proportions à respecter, il y a une équation de la réaction qui permet de comprendre les quantités relatives des différentes espèces à mettre en présence.



Ce qui peut se lire (exemple avec la dernière équation de réaction) : « il faut 2 molécules de dioxygène pour transformer une molécule de méthane et on forme une molécule de dioxyde de carbone ainsi que 2 molécules d'eau ».

Il faut donc que l'on apprenne à compter en nombre d'ions, d'atomes, de molécules... en « quantité de matière » ?

### 2) Cela semble compliqué (les problèmes qui se posent)

Premier point :

Un atome, un ion, une molécule, c'est petit... dans 1 g d'atomes d'hydrogène il y a environ  $6.10^{23}$  atomes !!

**Fais le calcul, sachant qu'un atome d'hydrogène c'est généralement 1 proton + 1 électron :**

Tu trouves un **nombre énorme** alors qu'une **masse de 1 g** nous semblait tout à fait **adaptée** à des mesures en **laboratoire** (1g, c'est typiquement l'ordre de grandeur de masse que le professeur nous propose de peser...)

Va-t-on être toujours ainsi obligés de compter avec des valeurs accompagnées d'immenses puissances de 10 ?

Deuxième point :

Concrètement, si on nous demande : « allez chercher  $4,5 \cdot 10^{21}$  atomes de cuivre », on procède comment ?

3) Ce ne sera pas si difficile (les solutions)

a) *Préliminaire : compter des petits objets*

**Problème n°1 : Remplis un verre de grain de riz et réponds à la question : « Combien de grains de riz dans le verre ? »**

**Explique comment tu vas procéder (tu es chez toi, tu as du riz, un verre, et une balance)**

**Problème n°2 : Expliquer comment compter rapidement environ 1502000 oeufs sachant qu'ils sont transportés par camions. Dans un camion on trouve 12 palettes de 54 barquettes d'oeufs, chaque barquette contenant 18 paquets de 6 oeufs.**

**Conclusion : Comment a-t-on procédé lors des situations précédentes pour compter efficacement et rapidement, ainsi que pour présenter les résultats avec des valeurs simples ?**

**Prolongement logique : comment dénombrer les atomes, les molécules ou les ions dans un échantillon de matière ?**

*Dans une première soucoupe, présenter 1 g de Zn solide. Dans une deuxième soucoupe présenter un échantillon de glucose tel qu'il contient autant de molécules de glucose qu'il y a d'atomes de Zn dans la première soucoupe.*

b) Premières conclusions

Nous devons nous adapter :

- **Premier point** : compter la matière à l'aide d'une unité convenable, qui nous évitera de traîner en permanence des puissances de 10 énormes. Il faut donc compter non pas en nombre d'atomes, mais par paquets d'atomes. Il nous faut une nouvelle unité de quantité, qui correspondra à « 1 paquet ».
- **Deuxième point** : compter à l'aide de mesures : masse, volumes.

Il faut donc compter par paquet (comme on a pu compter par camions, par ramette, etc.) et le paquet de référence doit représenter une masse ou un volume de matière à notre échelle : c'est à dire par exemple que dans un paquet de molécules d'eau, il faudra qu'il y ait quelques mL d'eau.

Le paquet de référence, qui nous servira donc d'unité de mesure des quantités de matière est précisément défini, et s'appelle **la mole**.

La **mole** (symbole mol) est l'unité adaptée à notre échelle choisie pour mesurer les quantités de matière.

**Une mole d'atomes, de molécules, d'ions, ... est la quantité de matière d'un système contenant  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomes, molécules, ions, ...**

Remarque : la constante d'Avogadro  $N_A$

**Le nombre  $N$  d'entités élémentaires contenues dans un système est proportionnel à la quantité de matière  $n$  (en nombre de mole) correspondante :**

$$N = n \cdot N_A$$

$N_A$ , **constante de proportionnalité**, est appelée **constante d'Avogadro**, son unité :  $\text{mol}^{-1}$  (car  $N$  est sans unité et  $n$  est en mol)

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

A l'heure actuelle, la référence pour définir  $N_A$  est l'isotope  $^{12}\text{C}$  du carbone : il y a 1 mol d'atomes de  $^{12}\text{C}$  dans 12,00 g d'atomes de  $^{12}\text{C}$ .

4) Une grandeur absolument cruciale : la masses molaires

a) Définitions

**Masse molaire atomique** d'un élément : masse d'une mole d'atomes de cet élément (en tenant compte des proportions des différents isotopes naturels de cet élément)

On trouve les masses molaires atomiques des éléments chimiques, logiquement indiquées en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  dans les cases de la classification périodique.

**Masse molaire moléculaire** d'une espèce chimique moléculaire : masse d'une mole de ses molécules, c'est la somme des masses molaires atomiques des atomes présents dans la molécule.

b) *Application : quelques protocoles*

*Indique à chaque fois la démarche, le matériel utilisé, etc pour réaliser les opérations suivantes :*

*Présenter au professeur :*

- une mole d'eau ;
- une mole d'éthanol ;
- 0,03 mol d'acide benzoïque ;
- 0,01 mol de fer ;
- le volume d' $\text{H}_2$  formé à l'issue de la transformation de  $x$  mol de magnésium (ce volume représente  $x$  mol d' $\text{H}_2$ ), chaque groupe travaillera avec une valeur différente de  $x$  (voir pendant la séance)

5) Résumé

*Pour connaître un nombre d'atomes, molécules ou ions, on ne peut pas dénombrer ces entités, beaucoup trop petites et indissociables à l'échelle macroscopique. On va donc mesurer des quantités de matière par paquets précisément définis appelés mole. On ne compte donc plus, par exemple, en nombre d'atomes, mais en nombre de moles d'atomes. (la quantité d'entités présentes dans une mole correspond à des valeurs tout à fait adaptées à notre échelle macroscopique. (exemple : 1 mol d'eau, c'est 18 mL d'eau)*

*Concrètement que fait-on ?*

*On pèse ou on mesure des volumes...*

*Comment ensuite convertir la masse prélevée en quantité de matière ? (en nombre de mole)*

*Grace à la connaissance d'une grandeur caractéristique de chaque entité chimique : la masse molaire (en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )*

**Le dicton du jour : « la mole c'est pas dur »**

## 6) Concentration molaire d'une espèce dissoute

### a) définition

La notion de concentration correspond à la quantité volumique, quantité par unité de volume, quantité par litre. Au lycée on utilise cette notion dans le cadre de milieux appelés solutions aqueuses.

*Parenthèse :*

*Les constituants d'une solution*

*- un solvant (l'eau dans le cas des solutions aqueuses)*

*- un ou plusieurs solutés (menant à des espèces chimiques dissoutes dans l'eau)*

*Conditions pour une bonne dissolution*

*Le solvant doit interagir efficacement avec le soluté, c'est à dire, qu'il doit être en mesure de d'exercer, vis à vis du soluté, des forces (attractives) supérieures à celles qui relient entre eux les ions ou les molécules de l'espèce à dissoudre. L'efficacité de cette action du solvant est aussi liée au fait que les molécules de solvant sont en beaucoup plus grand nombre que les molécules de soluté.*

*Mais attention : l'interaction solvant/espèce à dissoudre n'est pas toujours efficace, autrement dit, on ne peut pas dissoudre n'importe quelle espèce chimique dans n'importe quel solvant.*

*Incompatibilités célèbres : - espèces ioniques dans des solvants huileux ;*

*- matières grasses dans l'eau.*

*Fin de la parenthèse*

Nous raisonnons souvent avec des concentrations massiques. ( $t_m$  en  $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ ). Voir par exemple les étiquettes des bouteilles d'eaux minérales.

Mais maintenant que nous savons compter en mol, il n'y a aucune difficulté à considérer des concentrations en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$

**Concentration molaire, quantité de matière de soluté et volume de la solution sont logiquement reliés par une relation (qui n'est rien d'autre qu'une relation de proportionnalité et qu'il faut connaître dans tous les sens) :**

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

$$n = c \times V$$

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

**Application :**

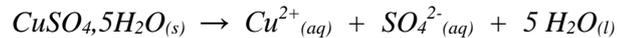
**Fabriquer 100,0 mL d'une solution de sulfate de cuivre de concentration  $c = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ .**

**Attention il y a un piège !**

**Matériel disponible et indications :**

- une balance au  $1/100^{\text{ème}}$  de gramme,
- du sulfate de cuivre pentahydraté solide (formule  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ). Ce solide se dissout très bien dans l'eau.

La dissolution d'un tel composé peut être présentée sous la forme d'une équation de dissolution très utile :



Les petites lettres en indice et entre parenthèses indiquent l'état de chaque espèce :

- (s) : solide
- (aq) : dissous en solution aqueuse
- (l) : liquide dominant dans sa phase, solvant

On note donc que, d'après l'équation de dissolution, lorsque l'on dissout 1 mol de sulfate de cuivre pentahydraté solide on obtient en particulier 1 mol d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  dissous.

**Matériel, suite :**

- des fioles jaugées permettant d'obtenir des volumes précis de solution (on t'en propose une de 100,0 mL, ... et c'est tout)
- des pipettes jaugées permettant de prélever un volume précis de liquide. Là aussi on en a trouvé qu'une seule, de capacité 10,0 mL.

Une fiole jaugée est donc un récipient d'accueil pour une solution que l'on cherche à fabriquer alors qu'une pipette est un récipient de prélèvement d'une solution que l'on veut utiliser pour, par exemple en fabriquer une autre, moins concentrée (si l'on complète le prélèvement avec de l'eau seule qui est le solvant, on obtiendra effectivement une solution moins concentrée (on dit aussi « plus diluée »...

**Un calcul pour se convaincre de la notion de dilution :**

**On prélève  $V_1 = 20 \text{ mL}$  d'une solution aqueuse dans laquelle la concentration en ions  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  vaut  $c_1 \text{ mol.L}^{-1}$ . On complète avec de l'eau déminéralisée jusqu'à obtenir en tout  $V_2 = 50 \text{ mL}$  d'une nouvelle solution. Que vaut la concentration  $c_2$  en ions  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  dans la nouvelle solution ?**

**Obtention de la solution demandée plus haut : Démarche expérimentale envisagée, calculs, résultats...**