**Outils de description d'un système**

**La mole : unité de quantité de matière**

**Situation problème** :

Présentation de trois coupelles contenant des masses différentes de trois substances chimiques distinctes.



**Questionnement**

Dans quelle coupelle, le nombre d'atomes est-il le plus grand ?

**Élaboration d’hypothèse(s) / Argumentation**

Énoncé d'une conception possible :

« Le nombre d'atomes est le plus important là où la masse est la plus importante, car plus il y a d’atomes, plus la masse est importante. »

Quelles données sont nécessaires pour tester cette hypothèse ?

On fournit alors les masses des trois atomes

**Invalidation de l’hypothèse**

Ils en déduisent que la quantité de matière est la même dans les trois coupelles.

**Institutionnalisation**

Deux corps de masses différentes peuvent être constitués de la même quantité de matière.

Définition de la mole, de la masse molaire et de la constante d'Avogadro.

**Réinvestissement**

Trois corps qui ont la même masse ont-ils la même quantité de matière ?

**Bilan :**

**Comment compter rapidement un énorme nombre d'atome, d'ions ou de molécule ?**

**I- La mole**

**1- Unité de quantité de matière : La mole**

La quantité de matière est le nombre d’entités chimiques identiques (atomes, molécules ou ions) présentes dans un échantillon.

Une mole des **entités chimiques** identiques est l’ensemble des constituants essentiels existant dans 12 g de carbone 12 () (isotope majoritaire du carbone) qu’égal NA = **6,02.1023 mol-1 où** NA **le nombre d’Avogadro.**

Le nombre d’entités N d’un échantillon donné se détermine donc par la relation de proportionnalité :

**N = NA**.**n**

N sans unité n : en mol NA : en mol-1

**2- La masse molaire atomique**

La masse molaire est la masse d’une mole d’atomes, de molécules ou d’ions identiques.

La masse molaire atomique d’un élément chimiques **X** est la masse d’une mole d’atomes de cet élément.

Le symbole M(X) unité est **g/mol**.

**3- La masse molaire moléculaire**

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires des atomes présents dans la molécule.

Exemple : 

**II- La détermination de la quantité de matière d’un corps solide ou liquide**

La quantité de matière d’une espèce chimique ne se mesure pas, elle se détermine grâce à d’autres grandeurs physiques qu’elles se mesurent.

**1- La quantité de matière et la masse (Activité 1 p.16)**

La masse est une grandeur physique mesurable, elle se relie avec la quantité de matière par :

|  |  |
| --- | --- |
|  | ►      **n**A : Quantité de matière de l'espèce chimique  considérée **A** en mol  ►       **M**(**A**) : Masse molaire de l'espèce chimique considérée en g / mol  ►       **m**A : Masse de l'espèce chimique considérée en g |

**2- La quantité de matière et la masse volumique (Activité 2 p.17)**

La masse volumique d’un corps pur est la masse d’une unité de volume ; c’est donc le rapport de la masse **m** de l’échantillon par le volume **V** qu’il occupe.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| |  |  |  | | --- | --- | --- | |  |  |  | | ►       **m**: Masse de l'échantillon considéré en g  ►       **V**: Volume occupé par l’échantillon en m 3  ►      **ρ :**  Masse volumique de l’échantillon en kg / m 3 |

Donc on écrit : 

**3- La quantité de matière et la densité**

**Définition** : La densité est le rapport entre la masse d’un volumique du corps considéré et la masse volumique d’un corps de référence (l’eau pour les liquides et les solides et l’air pour les gaz).

Pour un liquide ou solide



Cette relation s’écrit : 

La densité est un nombre qui s’exprime sans unité.

On écrit donc 

**II- Les grandeurs liées à la quantité de matière : Etat gazeux**

L’état d’un gaz est caractérisé par quatre variables qui sont : la pression, le volume, la température et la quantité de matière, qui s’appellent variables d’état d’un gaz.

**1- Loi de Boyle-Mariotte**

A température constante, pour une quantité de matière donnée de gaz, le produit de la pression **P** par le volume **V** de ce gaz ne varie pas : **PV = constante.**

**2- Loi d’Avogadro-Ampère**

**A température et à pression données**, le volume **occupé par une mole de gaz est indépendant de la nature du gaz** : ce volume, noté ***Vm****,* est appelé **volume molaire** du gaz et s’exprime en **L.mol-1.**

Par exemple, le volume molaire d’un gaz quelconque :

◊ à 0°C, sous pression de 1013 hPa, vaut *Vm* = 22,4 L.mol-1.

◊ à 20° C, sous pression de 1013 hPa, vaut *Vm* = 24,0 L.mol-1.

◊ à 100°C, sous pression de 1013 hPa, vaut *Vm =* 30,6 L.mol-1.

**3- La quantité de matière et le volume molaire**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | n : Quantité de matière en mol.  Vm : Volume molaire du gaz.  V : Volume du gaz.  V et Vm sont pris dans les mêmes conditions (P,T). | ***Attention aux unités !!!*** |

**Remarque :** on prend **V** et **Vm** dans les mêmes conditions de la température et la pression.



**4- la densité d’un gaz par rapport à l’air**

**Définition :** La densité d’un corps gazeux par rapport à l’air, se calcule par le rapport entre la masse d’un volume donnée de ce gaz et le même volume d’air (pris dans les mêmes conditions de température et de pression).



Dans les conditions normales ;  et  ainsi 

Donc : 

**5- la température absolue**



La température exprimée en degrés Celsius peut être négative ou positive.

|  |  |
| --- | --- |
|  |  |

Les expériences montrent que les coordonnées du point M ne dépendent pas de la nature du gaz ni de son volume ni de quantité de matière ;

Le point M qui correspond à 273.15 °C, c’est l’origine de Kelvin appelé zéro absolue.

**6- loi des gaz parfaits**

**6- 1- Caractéristiques du gaz parfait.**

Le gaz parfait est un modèle simplifié des gaz. Ce modèle est construit sur les deux hypothèses suivantes:

* Les molécules sont considérées comme des points matériels. C'est-à-dire que l'on néglige leur volume propre devant le volume occupé par le gaz.
* On néglige toutes les interactions entre les molécules à l'exception des interactions qui ont lieu lors des chocs entre ces molécules.

**6- 2- Equation d'état du gaz parfait.**

Souvent en chimie, **on considèrera les gaz utilisés comme parfaits** afin de mener les calculs. De ce fait, nous pouvons remonter à la quantité de matière d’un gaz par l’intermédiaire de **l’équation des gaz parfait** :

|  |  |
| --- | --- |
|  | P : Pression du gaz en pascals (Pa).  V : Volume du gaz en m3.  n : Quantité de matière en mol.  T : Température absolue en Kelvin (K).  R : Constante des gaz parfait = 8.31 J.K-1.mol-1 |

Les unités de mesure:

· **Le pascal (Pa). Unité de mesure légale.** (1 hPa = 100 Pa).

· Le bar (bar). 1 bar = 105 Pa.

· L'atmosphère (atm). 1 atm = 1,013.105Pa.

· Le millimètre de mercure (mm Hg). 760mm Hg = 1 atm.

Pour avoir accès à la quantité de matière, il nous faut connaître trois paramètres : P, T et V.

**III- Applications**

**Relations entre masse, volume et quantité de matière**

Le diagramme ci-dessous résume les relations existant entre les différentes grandeurs étudiées dans ce chapitre : masse ***m***, volume ***V***, masse volumique ***ρ***, quantité de matière ***n*** et masse molaire ***M*** d’une espèce chimique :



