

La chimie quantitative

Chimie 11



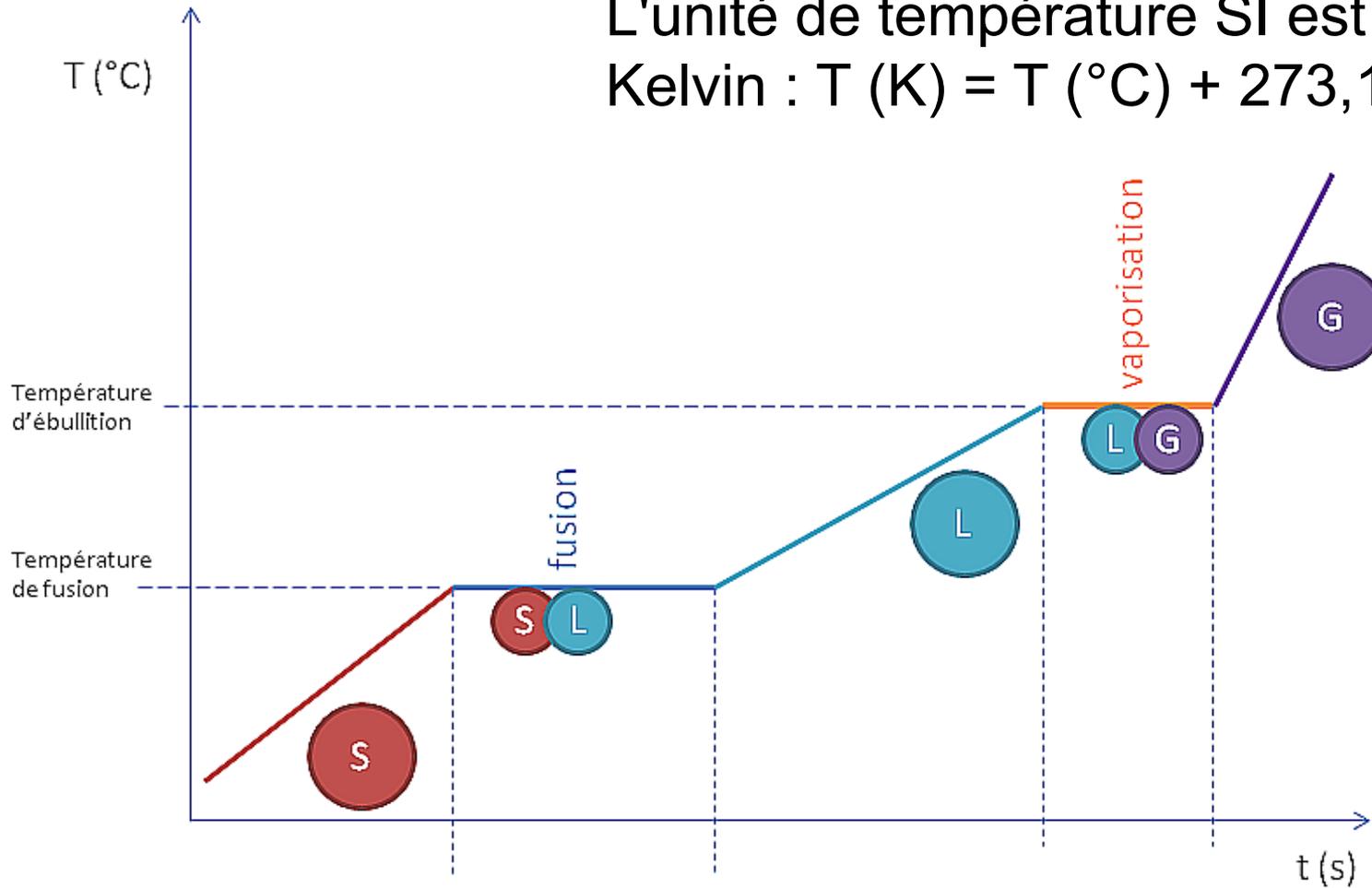
La matière

- **Chimie** : science qui étudie la composition, les réactions et les propriétés de la matière.
- **Matière** : substance composant tout corps ayant une réalité tangible. Elle occupe un espace et possède une masse.
- **Changements physiques / chimiques**

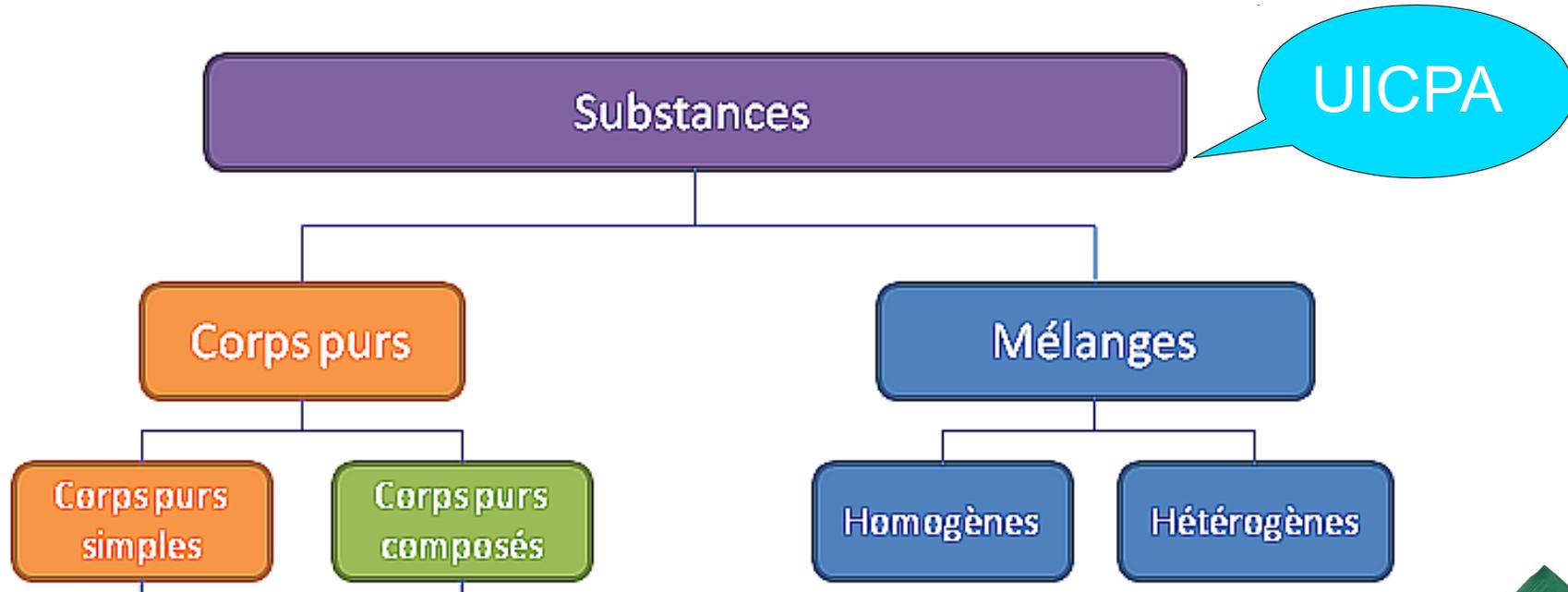


La température

L'unité de température SI est le Kelvin : $T \text{ (K)} = T \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15$



La classification de la matière



Contient seulement des atomes de même type	Contient des atomes de différents types	Composition et propriétés uniformes	Composition ou propriétés variables
Le fer, le cuivre, l'oxygène O_2	Le gaz carbonique CO_2 , le sel $NaCl$	Eau de mer, alliages métalliques	Vinaigrette, chaudière de palourdes

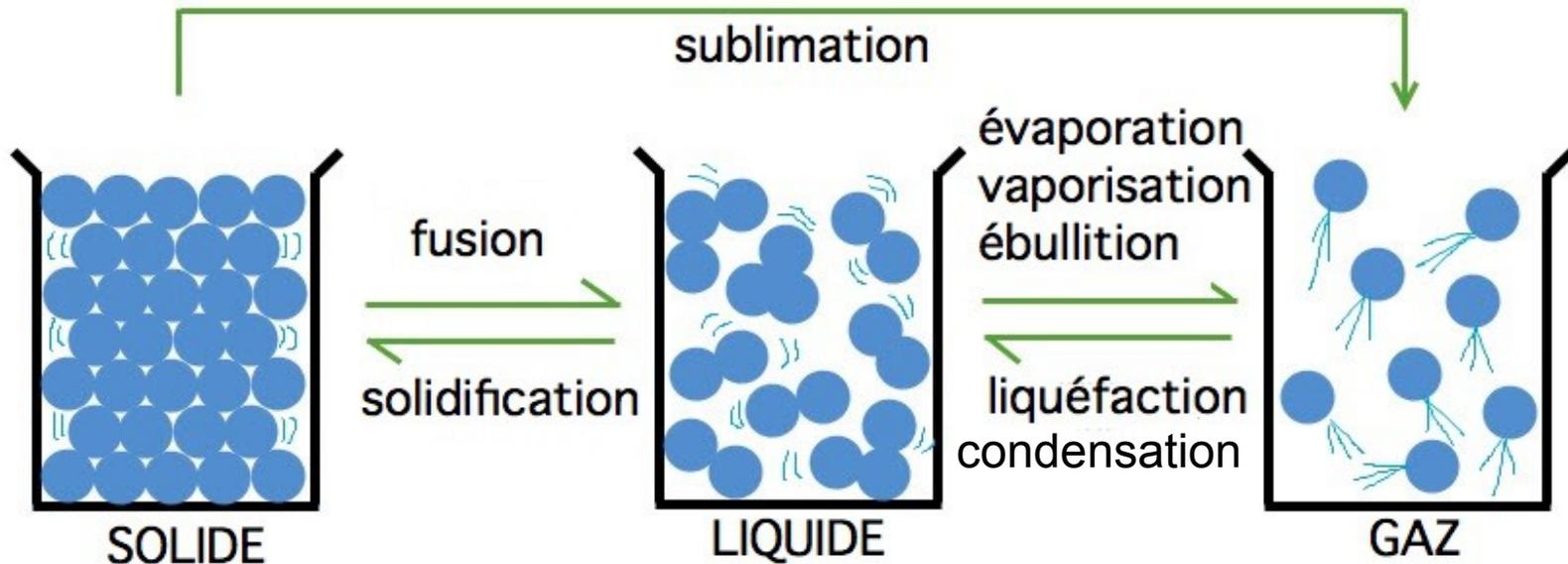
Exemple

Classe les éléments suivants dans une des catégories :

- Eau
- Oxygène
- Iodure de potassium
- Jus d'orange
- Huile
- Ammoniaque
- Air
- Acide chlorhydrique



Les états de la matière



Volume et forme fixes	Volume fixe / forme variable	Volume et forme variables
incompressible	incompressible	compressible
Forces d'attraction entre les particules élevées	Forces d'attraction entre les particules faibles	Forces d'attraction entre les particules nulles
Les particules vibrent	Les particules vibrent et pivotent	Les particules vibrent, pivotent et glissent

Les réactions chimiques

- Une **réaction chimique** est un processus qui a pour conséquence la transformation de **réactifs** en **produits**.

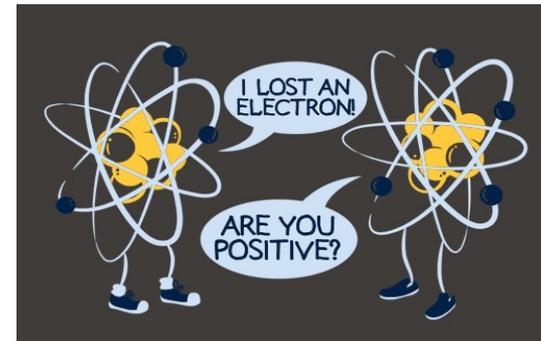


Le + signifie "*réagit avec*"

La **flèche** indique **le sens** de la réaction

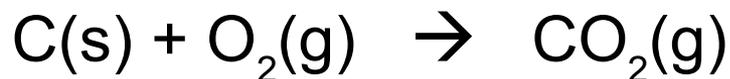
- (g) = gazeux
- (s) = solide
- (l) = liquide
- (aq) = aqueux

Anion : substance chargée négativement
Cation : substance chargée positivement



Différents types de réaction

- Réactions de synthèse :



- Réactions de décomposition :



- Réactions de déplacement simple :



- Réactions de déplacement double :



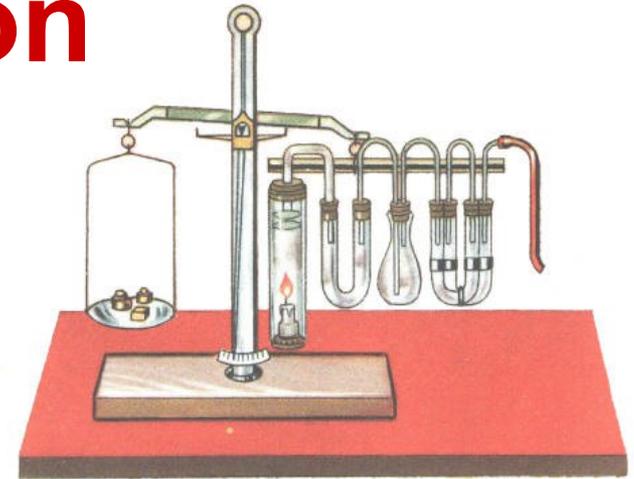
- Réactions de combustion :



Loi de conservation

Lavoisier (1743-1794) :

“Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme”



Dans un **système fermé**, pendant une réaction chimique, il y a :

Conservation de la **masse**

Conservation du **nombre et du type d'atomes**

Conservation des **charges électriques**

Conservation de l'**énergie**

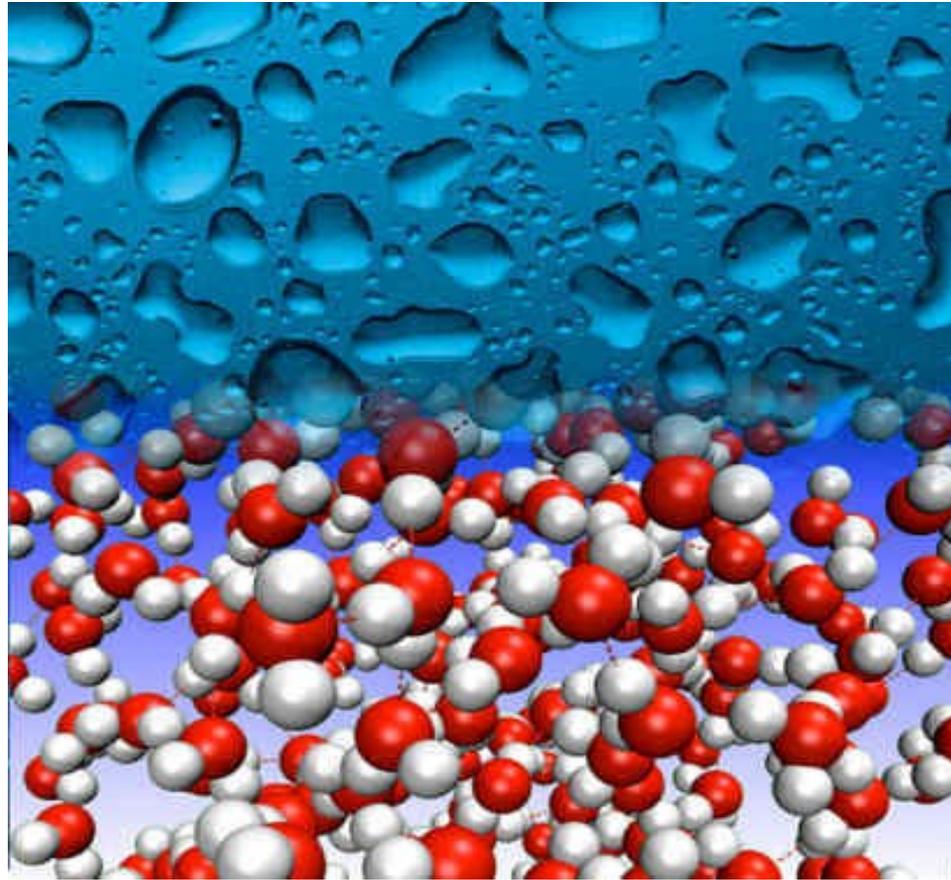


Exemple : équilibre les réactions suivantes

- $\text{H}_2\text{S} + \text{PbCl}_2 \rightarrow \text{PbS} + \text{HCl}$
- $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{C}_{19}\text{H}_{17}\text{NO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
- $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2$
- $\text{MoCl}_3 + \text{O}_2 + \text{AgCl} \rightarrow \text{MoCl}_4 + \text{Ag}_2\text{O}$



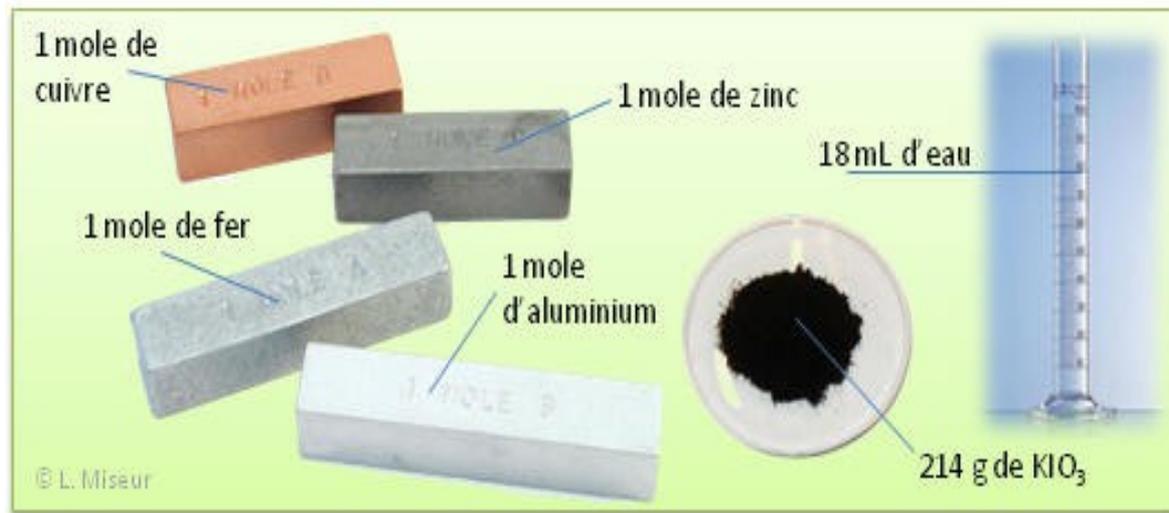
Relier le macro au micro



La mole

- 1 mol = le nombre d'atomes de carbone dans 12 g de carbone 12.
- 1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ atomes ou molécules

Nombre d'Avogadro = N_A ou $L = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$



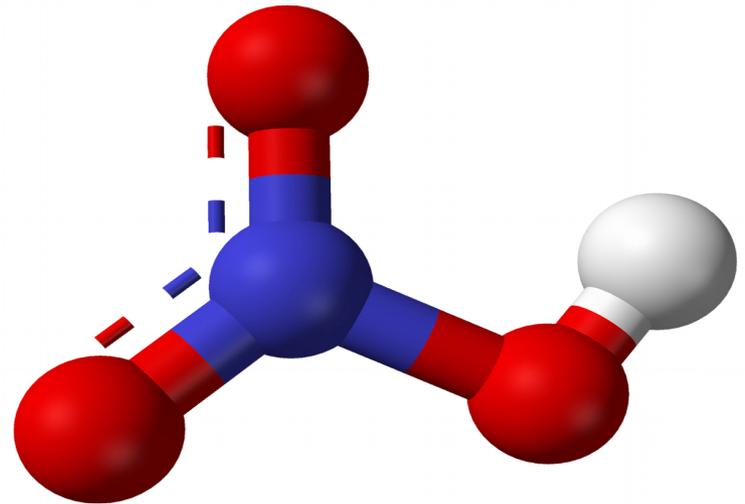
Exemple

Calcule le nombre de molécules d'eau contenues dans 0,01 mole d'eau.



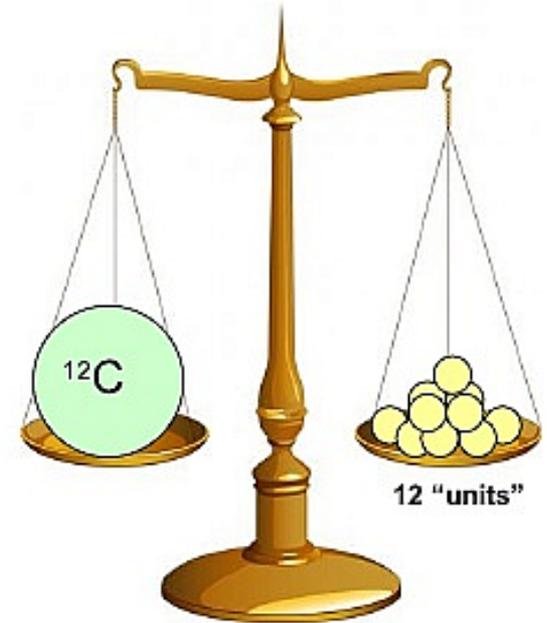
Exemple

Calcule le nombre de moles constituées par 9×10^{23} molécules d'acide nitrique, HNO_3 ?



La masse atomique

- La masse d'un atome est extrêmement faible et difficile à exprimer en kilogrammes
- Notion de masse atomique relative par comparaison des poids des atomes à celui du ^{12}C



***masse de ^{12}C = 12 unités donc
1/12^e de masse de ^{12}C = 1***



La masse atomique relative

$$A_r = 12 \times \frac{\text{masse atomique moyenne de la substance}}{\text{masse d'un atome de carbone 12}}$$

$$M_r = 12 \times \frac{\text{masse moléculaire moyenne de la substance}}{\text{masse atomique d'un atome de carbone 12}}$$

La **masse atomique ou moléculaire relative** n'a pas d'unité.

La **masse atomique ou moléculaire moyenne** est la moyenne des masses des isotopes selon leur pourcentage.



La masse molaire

- La **masse molaire** est la masse d'une mole de molécules ou d'atomes. Elle est exprimée en g/mol.
- La masse molaire d'un élément **en grammes** est celle indiquée dans le tableau périodique.

6	2 4
C	
Carbone	
12.0107	

Exemple :

masse atomique relative = 12,01

masse molaire du carbone = 12,01 g/mol



On garde généralement 4 chiffres significatifs

Exemple

- Calcule la masse molaire de :
 - CH_4
 - H_2O
 - CH_3COOH
 - KNO_3
 - $\text{Ni}(\text{OH})_2$



Volume molaire

Hypothèse d'Avogadro

À température et pression égales, **deux volumes identiques de gaz différents** contiennent le même nombre de particules.

$$V_1 = V_2 \Rightarrow n_1 = n_2$$

Le **volume molaire** est le volume occupé par 1 mole de gaz dans des conditions normalisées de température et de pression (CNTP).

CNTP : 1013 hPa et 273.15 K (0°C)

$$\text{Volume molaire} = 22.7 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

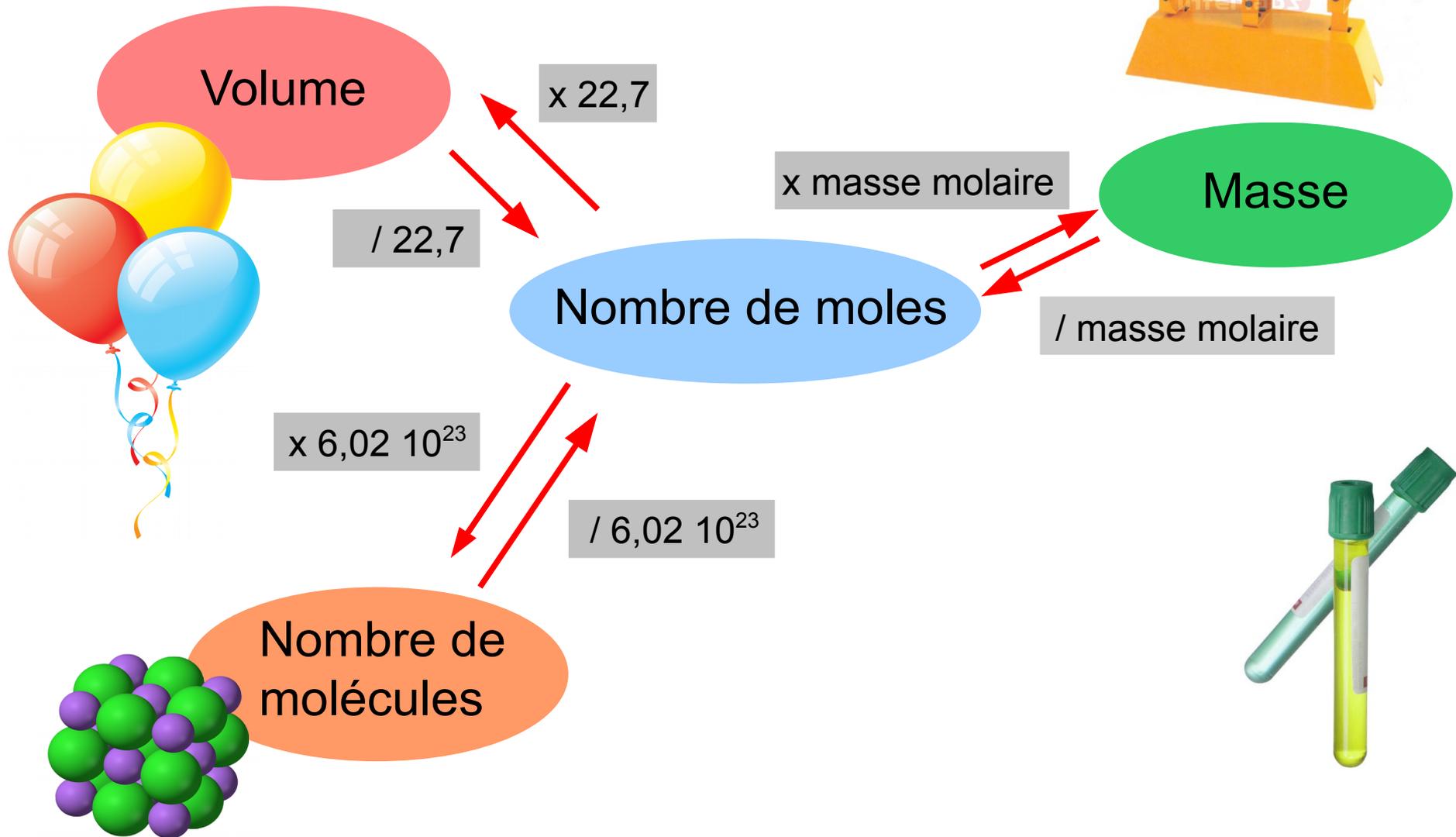


Exemple

- Quel est le volume occupé par 12,5 moles de $\text{NH}_3(\text{g})$ aux CNTP ?
- Combien y a-t-il de moles dans 375 cm^3 de $\text{SO}_3(\text{g})$ aux CNTP ?

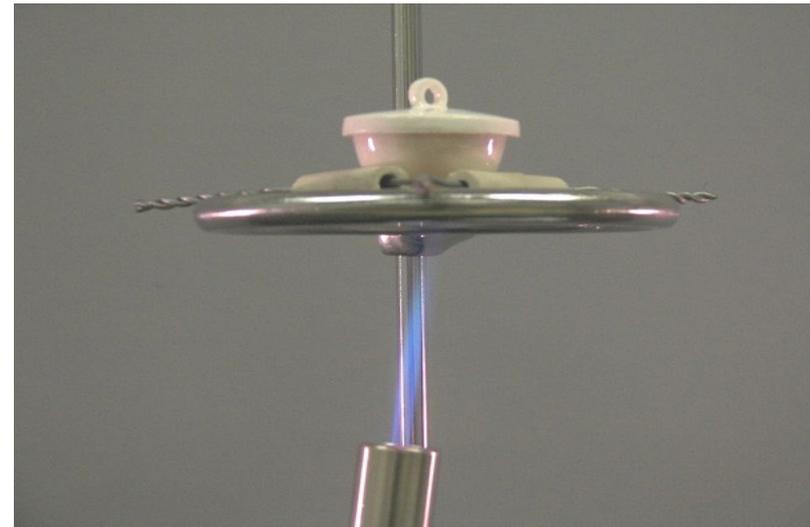


Les conversions

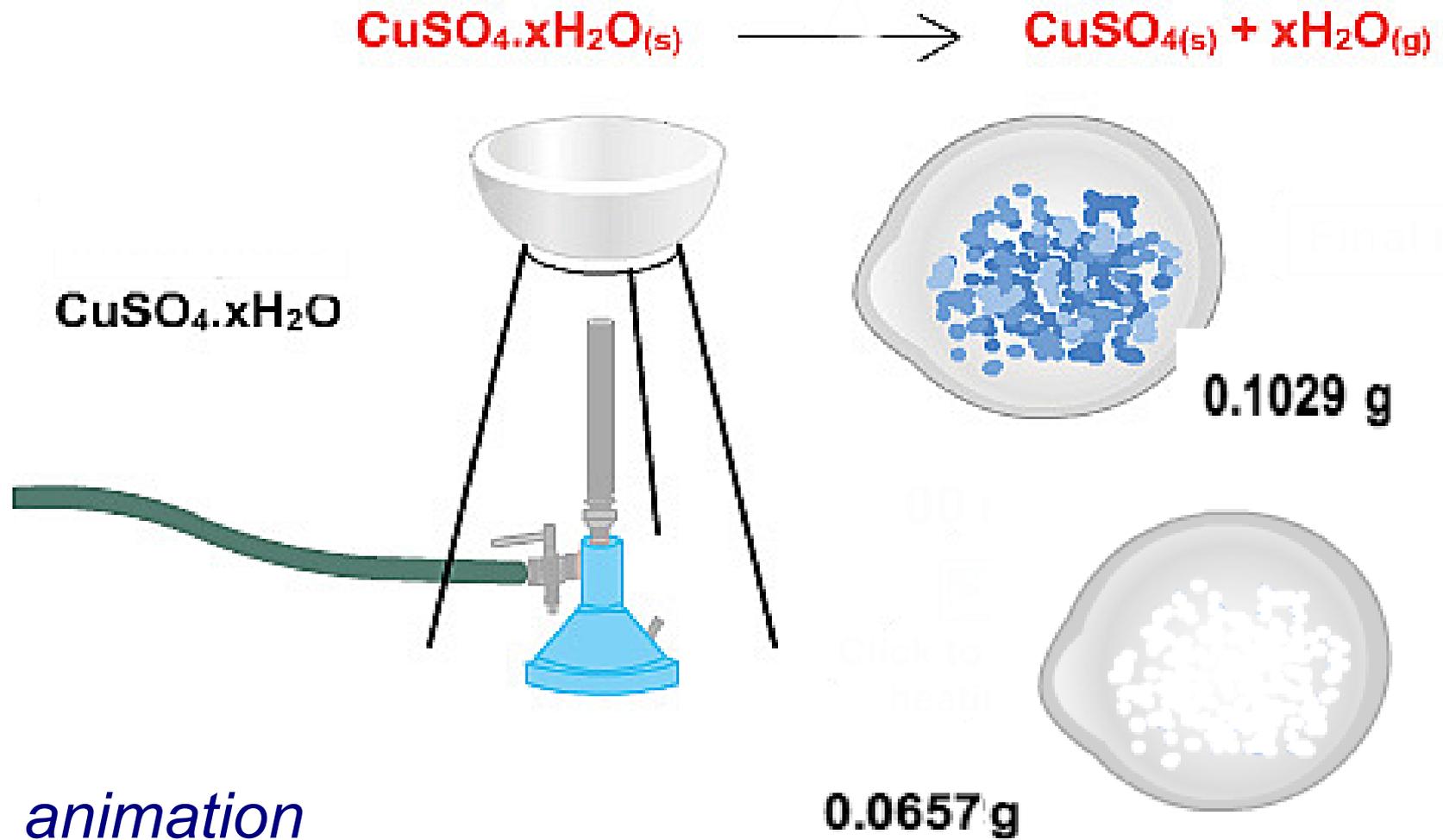


Formule empirique

- La formule empirique d'une substance est celle déterminée *par l'expérimentation* : elle indique dans quel *rapport* se trouvent les éléments présents dans une molécule.
- Exemple : l'eau oxygénée
 - formule moléculaire : H_2O_2
 - formule empirique : HO



Exemple



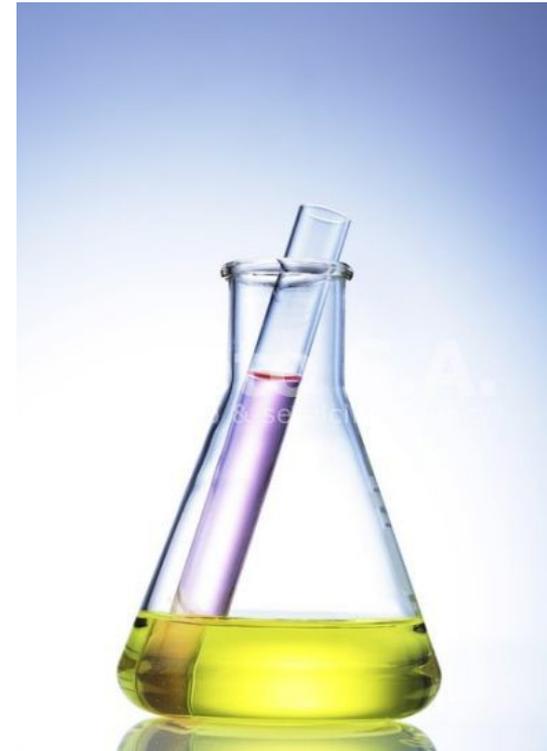
Exemple 1 : quelle est la formule empirique d'une substance composée en masse de 80,0 % de carbone et 20,0 % d'hydrogène ?



Exemple 2 : une molécule a pour formule empirique HO et une masse molaire de 34,0 g. Quelle est sa formule moléculaire ?



Exemple 3 : Un gaz a pour formule empirique POF_3 . Si 0,350 litre de ce gaz pèse 1,62 g, quelle est la formule moléculaire de ce gaz ?



Soluté, solvant et solution

- **Soluté** : le produit que l'on dissout
- **Solvant** : le liquide dans lequel on dissout le soluté
- **Solution** : le résultat ie le soluté dissout dans le solvant

Une solution est toujours homogène sinon on parle de **précipitation**.



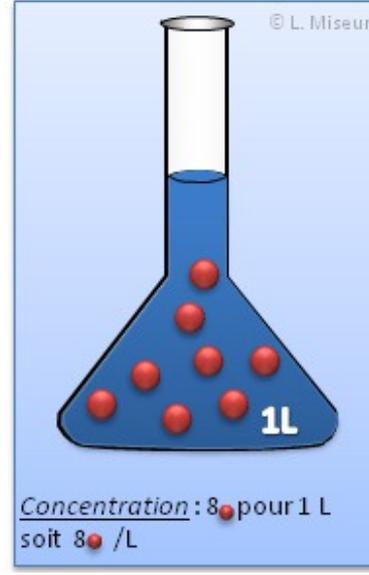
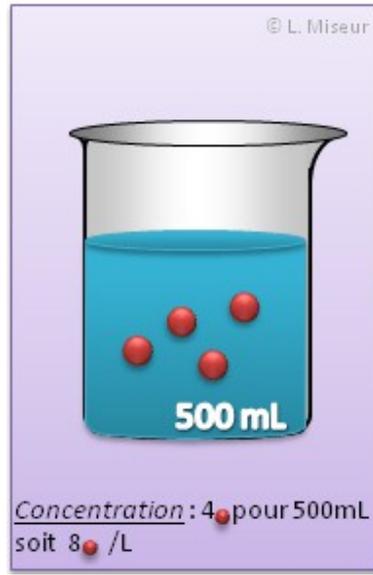
Quand on parle de solution plus ou moins concentrée, on se réfère toujours au soluté

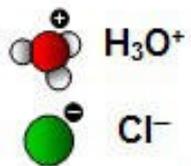
Molarité

- La molarité ou concentration molaire est le nombre de moles de soluté contenu dans 1 dm³ de solution

Elle s'exprime en moles par dm³

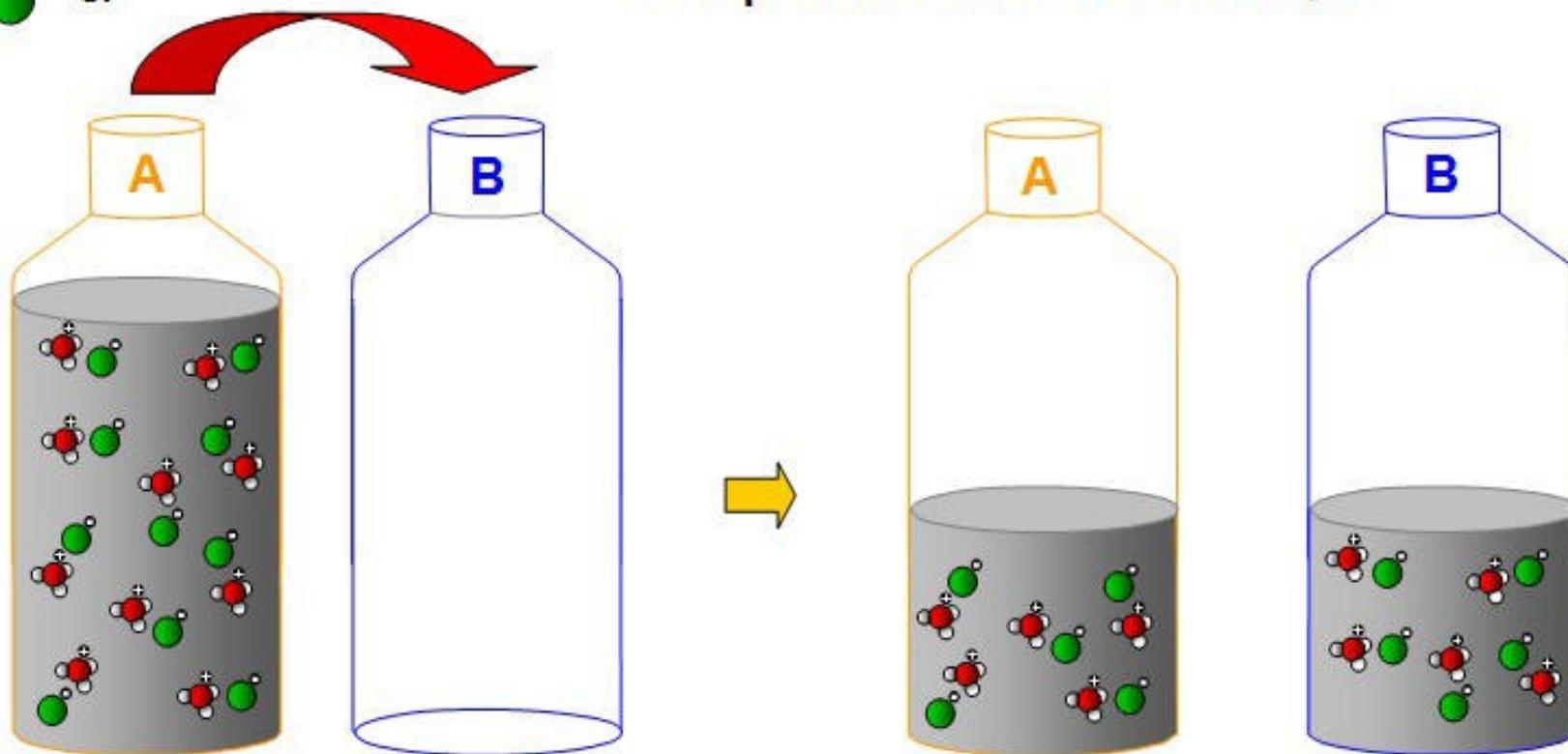
$$c = n / v$$





CONSERVATION DE LA CONCENTRATION

Exemple : ACIDE CHLORHYDRIQUE



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

$$C(\text{HCl}) = \frac{\frac{n(\text{HCl})}{2}}{\frac{V}{2}} = \frac{n(\text{HCl})}{V}$$

$$C(\text{HCl}) = \frac{\frac{n(\text{HCl})}{2}}{\frac{V}{2}} = \frac{n(\text{HCl})}{V}$$

$n(\text{HCl})$: nombre de moles de molécules de chlorure d'hydrogène (HCL) dissoutes dans le volume V
 $C(\text{HCl})$: concentration molaire

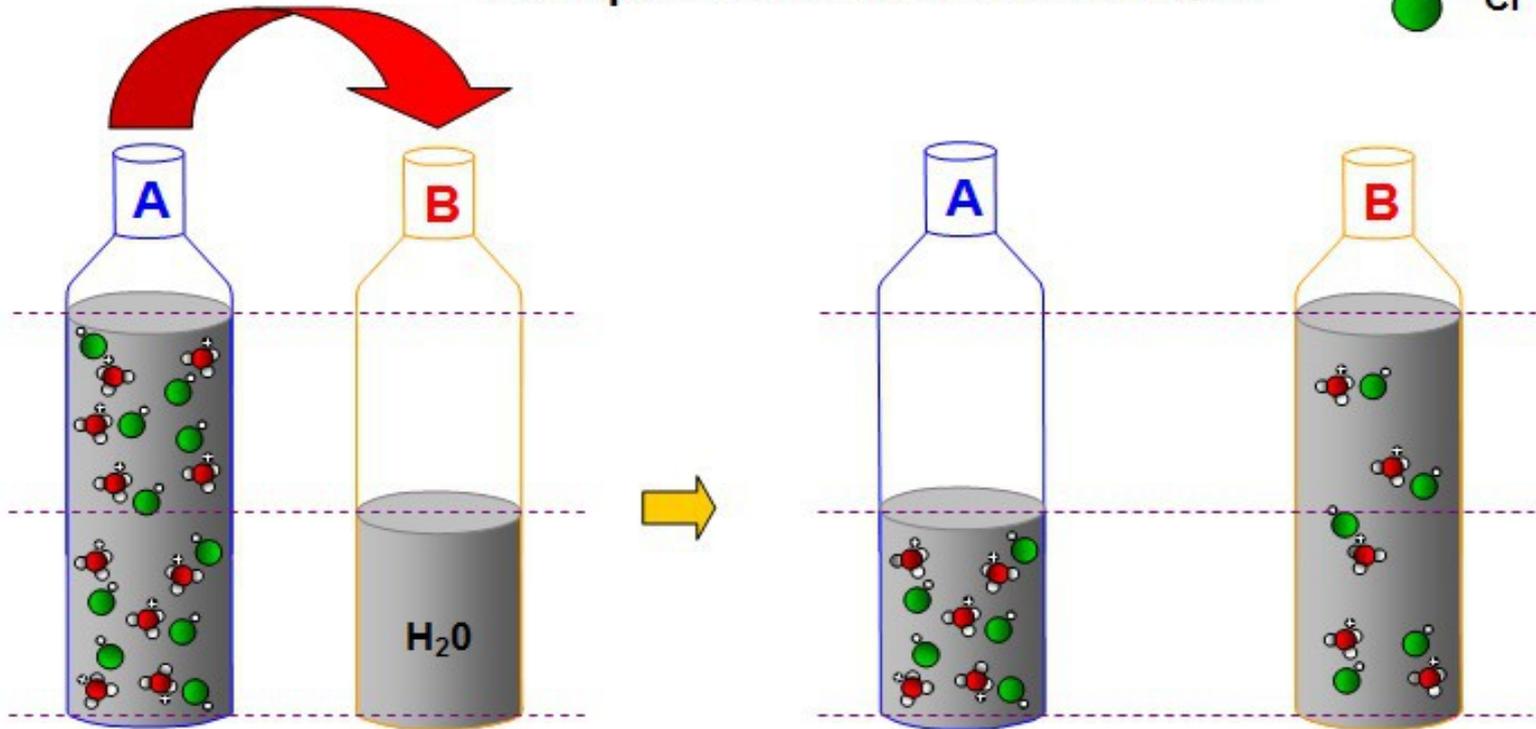
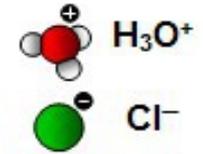
Dilution / concentration

- **Dilution** : diluer une solution consiste à ajouter du solvant pour faire diminuer la molarité
- **Concentration** : concentrer une solution consiste à évaporer la solution pour augmenter la molarité



DILUTION À 50 %

Exemple : ACIDE CHLORHYDRIQUE



$$C_A(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V}$$

$$\frac{\frac{n(\text{HCl})}{2}}{\frac{V}{2}} = C_A(\text{HCl})$$

$$C_B(\text{HCl}) = \frac{\frac{n(\text{HCl})}{2}}{V} = \frac{C_A(\text{HCl})}{2}$$

$C(\text{HCl})$: concentration molaire

$n(\text{HCl})$: nombre de moles de molécules de chlorure d'hydrogène (HCL) dissoutes dans le volume V

Exemple 1

Si $200,0 \text{ cm}^3$ de NaCl de concentration $0,500 \text{ mol.dm}^{-3}$ sont ajoutés à $300,0 \text{ cm}^3$ d'eau, quelle est la concentration de NaCl après dilution ?



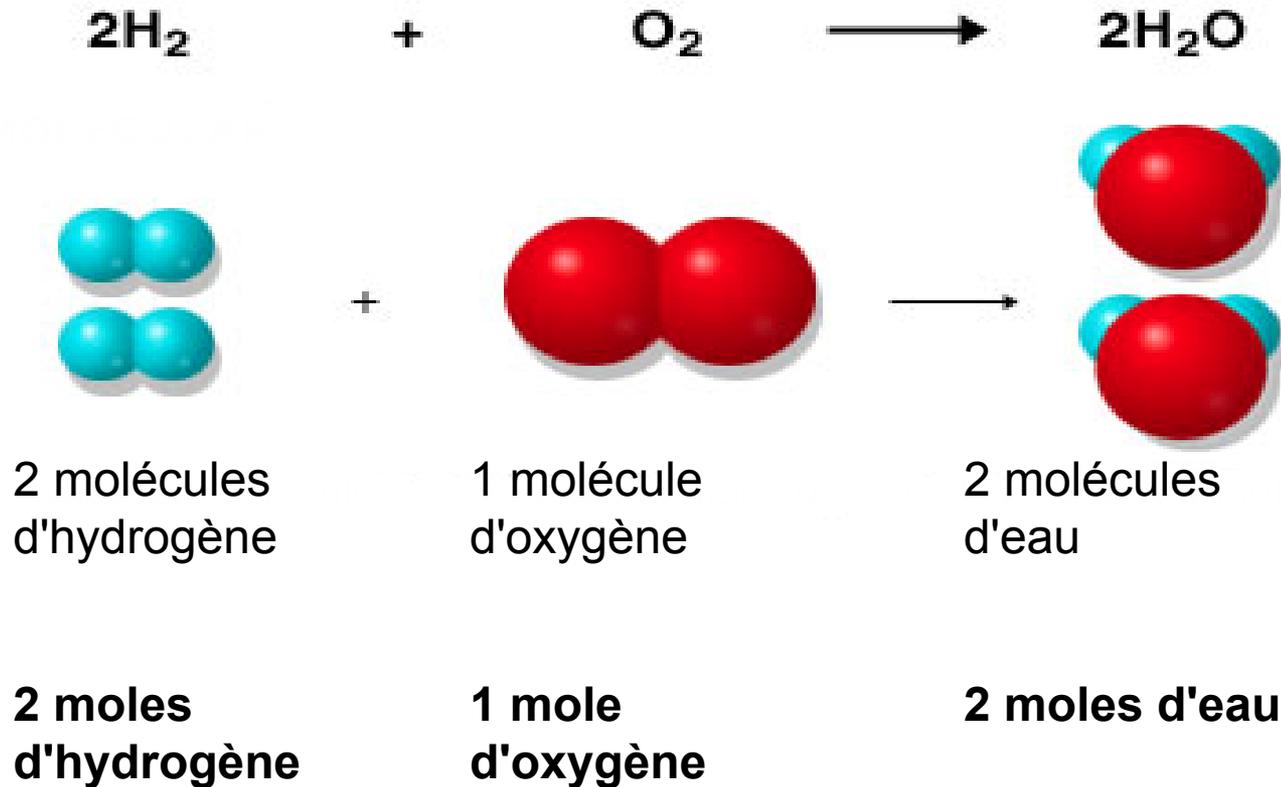
Exemple 2

Si $300,0 \text{ cm}^3$ de NaCl de concentration $0,250 \text{ mol.dm}^{-3}$ sont ajoutés à $500,0 \text{ cm}^3$ de NaCl de concentration $0,100 \text{ mol.dm}^{-3}$, quelle est la concentration de NaCl après mélange ?



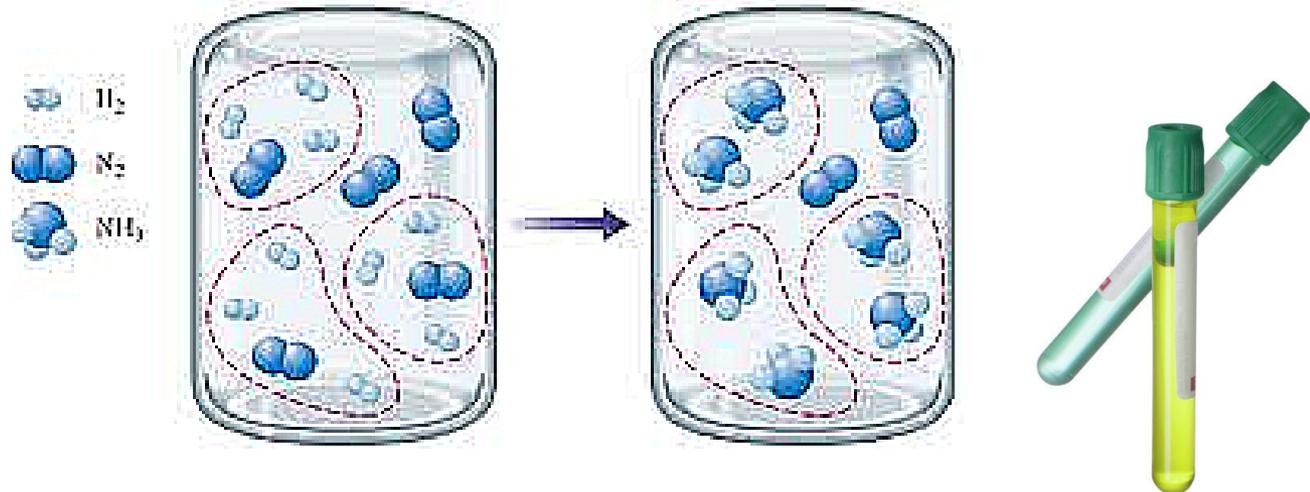
La stoechiométrie

La **stoechiométrie** mesure la relation entre les quantités de réactifs consommés et les quantités de produits résultants.



Exemple

Dans la réaction $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$,
combien de molécules de N_2 sont nécessaires pour
réagir avec 15 molécules de H_2 ?



Exemple

Dans la réaction $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$,
combien de moles de NH_3 sont produites quand 18
moles de H_2 sont utilisées ?

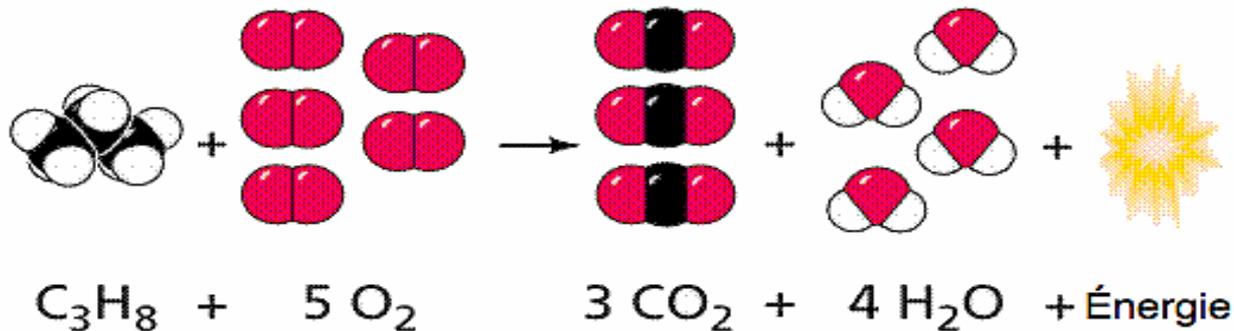


Exemple

Soit la réaction de combustion du propane :



Quelle masse de gaz carbonique est produite si 2,00 moles d'oxygène sont utilisées ?

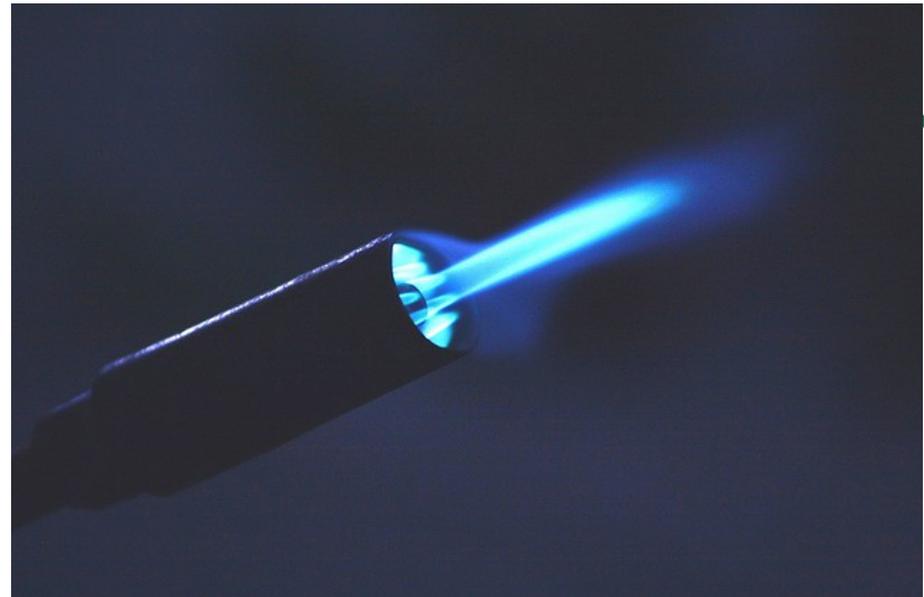


Exemple

Soit la réaction de combustion du propane :



Quelle masse de propane est nécessaire pour produire 100,0 g d'eau ?



Exemple

Soit la réaction de combustion du propane :



Quelle masse d'eau est produite

si $50,0 \text{ dm}^3$ de dioxyde de carbone sont également produits (CNTP) ?



Exemple

Soit la réaction de combustion du propane :



Quel volume d'oxygène est consommé si 10,0 dm³ de gaz carbonique sont produits ?



Exemple

Un comprimé de Tums a une masse de 0,750 g. Il contient essentiellement du carbonate de calcium qui réagit avec l'acide gastrique (HCl de concentration 0,0010 mol.dm⁻³) suivant la réaction suivante :



Quel volume d'acide gastrique est neutralisé par un comprimé ?



Exemple

Quel volume de gaz carbonique est produit si 1,25 dm³ de HCl de molarité 0,0055 mol.dm⁻³ réagit avec des comprimés Tums ?



Deux types de calculs

Équation avec des quantités stoechiométriques :

- Les réactifs sont en suffisance et ils sont tous entièrement consommés pendant la réaction. Le calcul stoechiométrique peut être fait avec l'un ou l'autre des réactifs sans distinction.

C'est une situation idéale mais peu réaliste

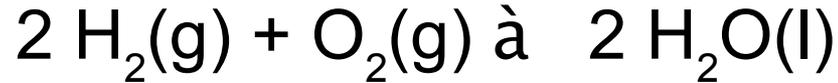
Équation avec des quantités non stoechiométriques :

- L'un des réactifs est en défaut et l'autre réactif est en excès
- Le réactif en défaut est appelé le réactif limitant : c'est lui qui va déterminer la quantité de produit qui va être formée.



Exemple

Si 20,0 g de $\text{H}_2(\text{g})$ réagissent avec 100,0 g d' $\text{O}_2(\text{g})$ suivant la réaction :



Quel réactif est en excès ? De combien de grammes ?



Exemple

Si 56,8 g de FeCl_2 , 14,0 g de KNO_3 et 40,0 g de HCl sont mélangés et réagissent suivant la réaction :



Quel réactif est limitant ?



Notion de rendement

Le rendement d'une réaction est une mesure en pourcentage de son efficacité :

$$\text{Rendement} = \frac{\text{masse de produit obtenu}}{\text{masse de produit attendu}} \times 100$$



Exemple

15 g de CH_4 réagissent avec un excès de Cl_2 pour former un total de 29,7 g de CH_3Cl suivant la réaction :



Quel est le rendement de cette réaction ?



La chimie verte

Le concept d'économie atomique ou économie de l'atome veut remplacer le concept plus traditionnel de *rendement*.

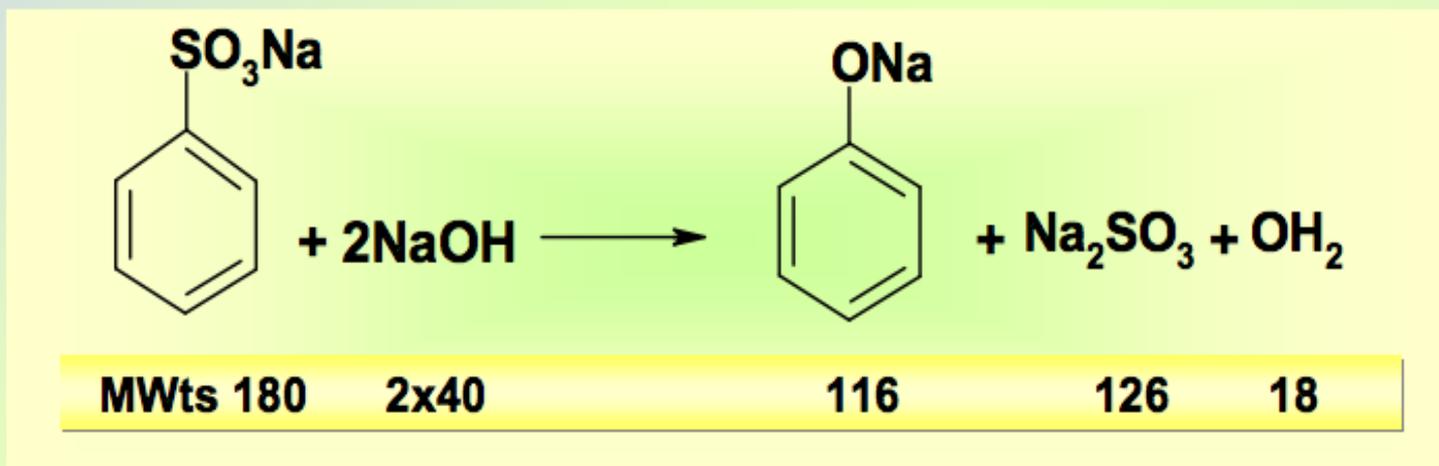
Concept d'économie d'atome

$$\% \text{ d'atome utilisé} = \frac{\Sigma \text{ des atomes dans le produit visé}}{\Sigma \text{ des atomes engagés}}$$

(d'économie d'atome)

Exemple

Fusion alcaline d'un sulfonate



On met en jeu : 260

On recueille : 116

On perd : 144

Pourcentage d'économie d'atome : $\frac{116}{260} \times 100 = 44,6\%$

Les gaz

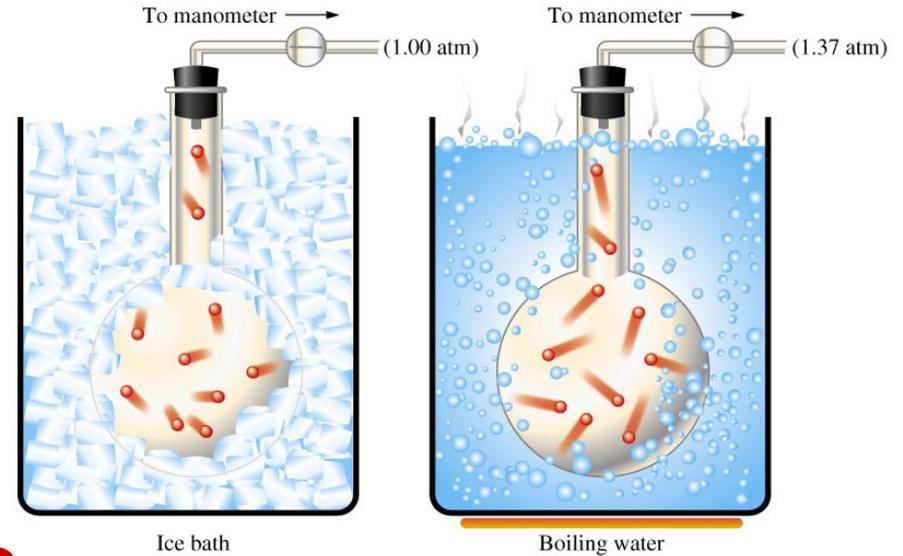
- Ils sont **compressibles** on peut réduire l'espace qu'ils occupent.
- Ils sont **expansibles** ils occupent tout l'espace disponible.
- Deux gaz mis en contact vont **se mélanger**
- 11 éléments gazeux aux conditions habituelles de température et de pression.
(1 atm = 101,35 kPa et 25°C)



Loi de Gay-Lussac

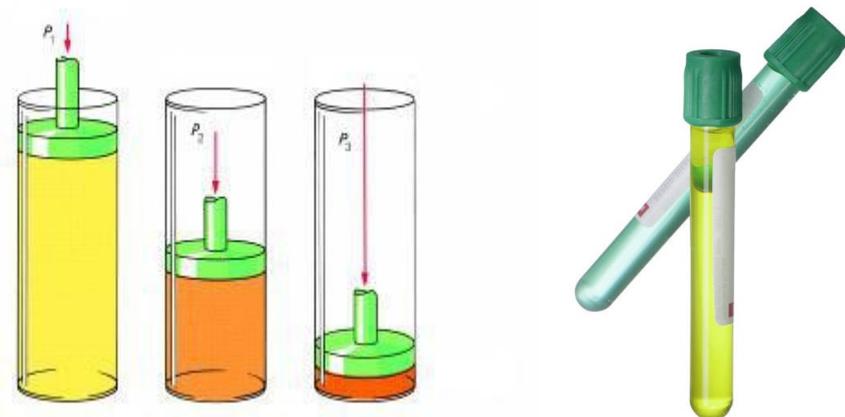
À *pression constante*, le volume est **proportionnel** à la température.

$$V \propto T$$



Loi de Boyle-Mariotte

À *température constante*, le volume est **inversement proportionnel** à la pression.



Équation des gaz parfaits

Pression
en pascal

Volume
en m^3

Température
en Kelvin

$$PV = nRT$$

Nombre de moles
en mol

Constante des gaz parfaits :
 $R = 8,31 \text{ Pa} \times m^3 / \text{mol} \times K$



Qu'est-ce qu'un gaz parfait ?

- Un gaz est dit **parfait** lorsqu'il **se comporte** suivant l'équation des gaz parfaits.
- Concrètement, cela signifie que :
 - Il n'y a pas d'**attractions intermoléculaires**
 - Le **volume des molécules** est négligeable par rapport au volume du contenant
- En réalité, les gaz se comportent comme des gaz parfaits **à haute température et à basse pression.**



Exemple

L'hexafluorure de soufre, SF_6 , est un gaz incolore, inodore et très stable. Calcule la pression en kPa exercée par 1,82 moles de ce gaz dans un contenant en acier de 5,43 litres à $45,0^\circ\text{C}$.



Exemple

Calcule le volume en litres qu'occupent 7,40 g de NH_3 à CNTP.



Exemple

Une petite bulle monte du fond d'un lac où la température et la pression sont de 8°C et 648 kPa , jusqu'à la surface où la température est de 25°C et la pression de 101 kPa . Calcule le volume final en cm^3 de la bulle si son volume initial était de $2,1\text{ ml}$.

