

Madame, Monsieur,

Votre enfant va intégrer une classe de Première S au mois de septembre. Ce sera une année importante pour sa scolarité.

Afin que la transition avec la classe de seconde se fasse pour le mieux, il nous paraît nécessaire que durant les vacances d'été, votre enfant trouve le temps de réviser le programme de Sciences Physiques.

Afin de faciliter les révisions, nous avons décidé de réaliser **un livret de chimie** répondant aux nécessités suivantes :

- ✓ **Présenter de façon concise, logique, les connaissances fondamentales.**
- ✓ **Soutenir l'élève dans ses efforts de compréhension, de synthèse et de mémorisation.**

Ce livret n'a pas la prétention de remplacer les cours, mais a pour seule ambition d'aider nos élèves.

Pour nous assurer que le niveau requis est atteint, un devoir commun à toutes les classes de Première S aura lieu **à la rentrée de septembre, dès la première semaine, et portera sur les notions présentées dans ce livret.**

A partir des résultats de cette évaluation nous pourrions mettre en place des dispositifs de remédiation appropriés.

*Nous profitons de ce courrier pour vous rappeler que le port de la blouse est obligatoire en TP de chimie, et que votre enfant doit en posséder une dès la rentrée. (Blouse en coton, manches longues, à boutons ou pressions (couleur sans importance))*

Nous sommes à votre disposition pour toute information complémentaire, notre objectif étant identique au votre : la réussite de votre enfant.

Vous pouvez nous contacter par mail aux adresses suivantes :

[veronique.adisson@gmail.com](mailto:veronique.adisson@gmail.com)

[ts.anatole@aliceadsl.fr](mailto:ts.anatole@aliceadsl.fr)

Deux sites sont également consultables : <http://physiquechimieaulyce.wifeo.com/> et <http://decroix.wifeo.com/>

Recevez nos salutations distinguées.

Les professeurs de Sciences Physiques.

Mme Adisson  
M. Decroix

## Constitution d'un atome

Un atome est constitué d'un **noyau** en son centre et **d'électrons** qui gravitent autour. **Les atomes sont électriquement neutres.**

### Le noyau :

Il est constitué de **nucléons**. Le nombre de nucléons se note  $A$ .

$A$  s'appelle « **nombre de masses** ».

Les nucléons sont de deux sortes :

- ✓ **les neutrons** : particules électriquement neutres (charge nulle). Le nombre de neutrons est  $N$ .

masse d'un neutron  $m_n = 1,67 \cdot 10^{-27}$  kg.

- ✓ **les protons** : particules de charge positive.

$q_p$  : charge d'un proton ;  $q_p = e =$  charge élémentaire  $= 1,6 \cdot 10^{-19}$  C (Coulomb).

Masse d'un proton :  $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27}$  kg.

Le nombre de protons se note  $Z$ .

$Z$  s'appelle « **numéro atomique** » ou « **nombre de charges** ».

Les nucléons représentant les protons et les neutrons :  **$A = Z + N$**

### Les électrons :

Particules de charge négative.

$q_e$  : charge d'un électron ;  $q_e = - 1,6 \cdot 10^{-19}$  C (Coulomb).

Masse d'un électron :  $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31}$  kg. ( $\ll m_p$ )

**Le nombre d'électrons est égal au nombre de protons** (l'atome étant électriquement neutre, et la charge d'un électron et celle d'un proton étant opposée).

**Le noyau d'un atome de symbole chimique  $X$  est  ${}^A_ZX$ .**

**Un élément est caractérisé par son numéro atomique.**

Exemple :  ${}^{79}_{35}\text{Br}$  : l'atome de brome est constitué de 35 protons, 35 électrons et  $(79-35=)$  44 neutrons.

Masse d'un atome = masse de tous les protons + masse de tous les neutrons + masse de tous les électrons  $\approx$  masse de tous les protons + masse de tous les neutrons (masse des électrons négligeable devant les autres masses)

$m$  (atome) =  $Z \times m_p + (A-Z) \times m_n \approx A \times m_p$  (la masse est concentrée dans le noyau)

Dimension d'un atome : Pour les petits atomes :

rayon du noyau  $r_n \approx 10^{-15}$  m

rayon de l'atome  $r_a \approx 10^{-10}$  m

$$\frac{r_a}{r_n} = 10^5$$

L'atome est  $\sim 100\,000$  plus grand que le noyau : on dit qu'il a une **structure lacunaire**.

*Remarque : pour comparer deux nombres, on peut diviser le + grand par le + petit*

## Formules électroniques :

Les électrons se répartissent autour du noyau sur des « couches électroniques », K, L, M...  
Les électrons occupent d'abord la couche K, puis quand elle est complète (=saturée), ils occupent la couche L...

Le nombre d'électrons par couche n'est pas quelconque :

- ✓ couche K : 2 électrons au maximum
- ✓ couche L : 8 électrons au maximum
- ✓ couche M : 18 au maximum

## Exemples :

$^{12}_6C$  : 6 électrons : 2 électrons sur la couche K et 4 sur la L

Formule électronique :  $(K)^2 (L)^4$  la couche K est saturée. Il y a 4 électrons externes.

$^{35}_{17}Cl$  : 17 électrons : 2 électrons sur la couche K ; 8 sur la L et 7 sur la M

Formule électronique :  $(K)^2 (L)^8 (M)^7$  les couches K et L sont saturées. Il y a 7 électrons externes.

**Les isotopes** sont des atomes qui ont le même numéro atomique Z mais un nombre de masse A différent.

Exemple : Isotopes de l'élément hydrogène :  $^1_1H$   $^2_1H$   $^3_1H$

## Les ions

**Les cations** sont des ions chargés **positivement**, obtenus à partir d'atomes ou de molécules ayant **perdu** un ou plusieurs **électrons**.

**Les anions** sont des ions chargés **négalement**, obtenus à partir d'atomes ou de molécules ayant **gagné** un ou plusieurs **électrons**.

Les règles du duet et de l'octet permettent de déterminer les formules de certains ions.

### Règle du duet :

Les atomes possédant peu d'électrons (moins de quatre) vont en perdre pour avoir une structure électronique de la forme  $(K)^2$  (duet d'électrons). Ainsi ils se transforment en cations.  
Ex :  $^7_3Li$  : formule électronique  $(K)^2 (L)^1$ . Cet atome perd un électron et devient l'ion lithium  $Li^+$  de formule électronique  $(K)^2$  (règle du duet respectée).

/ ! \ cette règle ne s'applique que pour la couche K.

### Règle de l'octet :

Les atomes possédant plus de 4 électrons vont en perdre ou en gagner pour avoir une structure électronique avec 8 électrons externes. (octet d'électrons)

Ex :  $^{24}_{12}Mg$  : formule électronique  $(K)^2 (L)^8 (M)^2$ . Cet atome perd deux électrons et devient l'ion magnésium  $Mg^{2+}$  de formule électronique  $(K)^2 (L)^8$  (règle de l'octet respectée).

$^{16}_8O$  : formule électronique  $(K)^2 (L)^6$ . Cet atome gagne deux électrons et devient l'ion  $O^{2-}$  de formule électronique  $(K)^2 (L)^8$  (règle de l'octet respectée).

CATIONS	FORMULES		ANIONS	FORMULES
ion oxonium	$\text{H}_3\text{O}^+$		ion hydroxyde	$\text{HO}^-$
ion cuivrique ou cuivre II	$\text{Cu}^{2+}$		ion nitrate	$\text{NO}_3^-$
ion sodium	$\text{Na}^+$		ion iodure	$\text{I}^-$
ion calcium	$\text{Ca}^{2+}$		ion bromure	$\text{Br}^-$
ion ferreux ou fer II	$\text{Fe}^{2+}$		ion chlorure	$\text{Cl}^-$
ion ferrique ou fer III	$\text{Fe}^{3+}$		ion sulfate	$\text{SO}_4^{2-}$
ion argent	$\text{Ag}^+$			
ion magnésium	$\text{Mg}^{2+}$			
ion potassium	$\text{K}^+$			
ion plomb	$\text{Pb}^{2+}$			
ion zinc	$\text{Zn}^{2+}$			
ion aluminium	$\text{Al}^{3+}$			

## Les molécules

Une molécule est un assemblage d'atomes. Une molécule est donc électriquement neutre.

**La formule brute** d'une molécule indique la nature des atomes qui la constituent et le nombre de chacun de ces atomes. Ce nombre est indiqué en indice à bas à droite du symbole de l'atome.

Ex :  $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$  : 4 atomes de carbone, 10 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène.

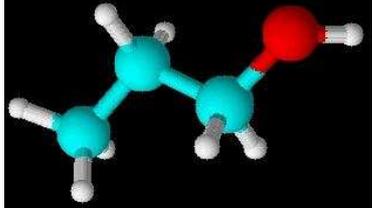
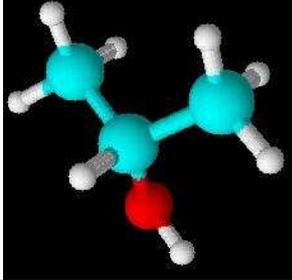
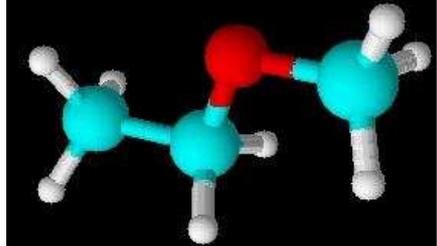
Les liaisons covalentes symbolisent les électrons partagés par les atomes et qui assurent ainsi leur « assemblage ». Les atomes mettent en commun leurs électrons externes et respectent ainsi les règles du duet ou de l'octet. Les liaisons covalentes sont symbolisées par un trait —. Il existe des simples liaisons « — », des doubles liaisons « = » et des triples liaisons « ≡ ».

Dans **la formule développée** d'une molécule, toutes les liaisons entre atomes apparaissent. Dans **la formule semi-développée** les liaisons avec les atomes d'hydrogène ne sont pas représentées.

Atomes	hydrogène	carbone	oxygène	azote	chlore
Symbole	${}^1_1\text{H}$	${}^{12}_6\text{C}$	${}^{16}_8\text{O}$	${}^{14}_7\text{N}$	${}^{35}_{17}\text{Cl}$
Formule électronique	$(\text{K})^1$	$(\text{K})^2(\text{L})^4$	$(\text{K})^2(\text{L})^6$	$(\text{K})^2(\text{L})^5$	$(\text{K})^2(\text{L})^8(\text{M})^7$
Nombre de liaisons	1	4	2	3	1
Exemples	Dihydrogène	Méthane	Dioxygène	Ammoniac	Chlorure d'hydrogène
Formules brutes	$\text{H}_2$	$\text{CH}_4$	$\text{O}_2$	$\text{NH}_3$	$\text{HCl}$
Formules développées	$\text{H} - \text{H}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\text{O} = \text{O}$	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$	$\text{H} - \text{Cl}$

**Des isomères sont des molécules de même formule brute mais de formules développées différentes. Les isomères ont des noms, des propriétés physiques et chimiques différentes.**

Exemple : représentation en formules semi-développées des isomères de C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O. Sont aussi présentés **les modèles moléculaires éclatés**.

$\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---OH}$ Propan-1-ol	$\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{---CH---CH}_3 \\   \\ \text{OH} \end{array}$ propan-2-ol	$\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---O---CH}_3$ méthoxyéthane
		

MOLECULES	FORMULES	COMPOSES IONIQUES (solides)	FORMULES
dioxygène	$\text{O}_2(\text{g})$	hydroxyde de sodium (soude)	$\text{NaOH}$
dihydrogène	$\text{H}_2(\text{g})$	chlorure de sodium (sel)	$\text{NaCl}$
diazote	$\text{N}_2(\text{g})$	sulfate de cuivre	$\text{CuSO}_4$
dichlore	$\text{Cl}_2(\text{g})$		
diiode	$\text{I}_2(\text{s})$	Les composés ioniques solides, mis en solution, se décomposent en ions.	
méthane	$\text{CH}_4(\text{g})$	Ex: $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	
dioxyde de carbone (gaz carbonique)	$\text{CO}_2(\text{g})$		
monoxyde de carbone	$\text{CO}(\text{g})$		
dioxyde d'azote	$\text{NO}_2(\text{g})$	Solution d'acide chlorhydrique : $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$	

(g) : gazeux dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P. ; T = 0 °C = - 273,15 K et P = 1 atm = 1,013.10<sup>5</sup> Pa = 1,013 bar) - (l) liquide dans les C.N.T.P. - (s) solide dans les C.N.T.P.

## Tests d'identifications

ESPECES CHERCHEES	REACTIFS	OBSERVATIONS EN CAS DE TEST POSITIF
O <sub>2</sub>	<b>bûchette incandescente</b>	le dioxygène ravive l'incandescence
H <sub>2</sub>	<b>flamme</b>	petite détonation (le dihydrogène brûle)
CO <sub>2</sub>	<b>eau de chaux</b>	l'eau de chaux se trouble au contact du gaz carbonique
H <sub>2</sub> O	<b>sulfate de cuivre anhydre</b>	solide blanc qui devient bleu au contact de l'eau
Glucose	<b>Liqueur de Fehling</b>	formation d'un précipité rouge brique après chauffage

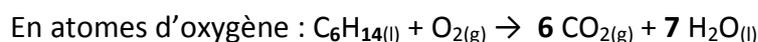
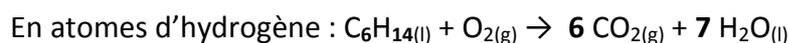
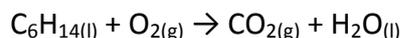
## Savoir équilibrer une équation chimique

L'équation chimique (ou équation de réaction) est l'écriture symbolique de la transformation chimique. Elle indique les proportions en moles.

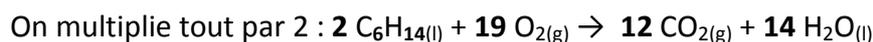
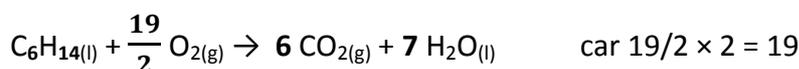
Les réactifs sont à gauche et les produits à droite de la flèche.

On équilibre en ajoutant des **nombre stœchiométriques**.

Ex : combustion complète de l'hexane :



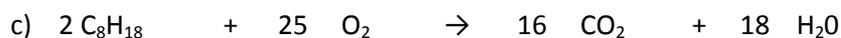
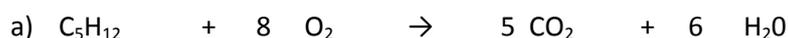
$$6 \times 2 + 7 = 19 \text{ atomes d'oxygène}$$



Pour s'entraîner :



Réponses :



## Savoir calculer des quantités de matière

L'unité de la quantité de matière est la **mole** (symbole mol).

**Une mole est un ensemble qui contient toujours la même quantité d'espèces, soit  $6,02 \cdot 10^{23}$  espèces.**

**Le nombre d'Avogadro nous donne cette valeur :  $\mathcal{N}_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .**

Ex : une mole d'atomes de cuivre contient  $6,02 \times 10^{23}$  atomes de cuivre.

Une mole d'électrons contient  $6,02 \times 10^{23}$  électrons.

Connaissant le nombre total d'espèces, on peut calculer le nombre de moles correspondant.

<p><b>n : quantité de matière en mol</b> <b>N : nombre d'entités chimiques ( atomes, ions, molécules, électrons, ...)</b> <b>Nombre d'Avogadro : <math>\mathcal{N}_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}</math>.</b></p>	$n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$ <p><b>Ou</b></p> $N = n \times \mathcal{N}_A$
---	---

Une entité peut-être un atome, un ion, une molécule...

*Un exemple pour mieux comprendre :*

*je possède 250 bonbons identiques et je veux faire des paquets de 50 bonbons. Il y a donc  $\frac{250}{50} = 5$  paquets. Dans cet exemple 250 bonbons = N ; n= 5 paquets (nombre de moles)*

*La seule différence est qu'en chimie les « paquets » d'espèces ne contiennent pas 50 espèces mais toujours  $6,02 \cdot 10^{23}$  espèces.*

Exemple :

- 1) Calculer la quantité de matière correspondant à  $3,0 \times 10^{25}$  molécules d'eau.
- 2) Calculez le nombre d'ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  correspondant à 0,20 moles d'ions cuivre.

Réponse :

- 1) Quantité de matière de molécules d'eau :

$$n = \frac{N}{\mathcal{N}_A}$$
$$n = \frac{3,0 \times 10^{25}}{6,02 \times 10^{23}} = 50 \text{ mol}$$

- 2) Nombre d'ions cuivre  $\text{Cu}^{2+}$  :  $N = n \times \mathcal{N}_A = 0,20 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 1,2 \times 10^{23}$  ions cuivre

Remarque : résultat avec 2 chiffres significatifs comme 0,20

## Masses molaires

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. Notation :  $M$  en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .  
Les masses molaires atomiques sont données, notamment dans la classification périodique des éléments.

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. On la calcule en additionnant les masses molaires de tous les atomes présents dans la molécule.  
Notation :  $M$  en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Exemple : masse molaire de la créatinine  $\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_3\text{O}$  molécule fabriquée par le muscle lors d'un effort.

$$M(\text{C}_4\text{H}_7\text{N}_3\text{O}) = 4 \times M(\text{C}) + 7 \times M(\text{H}) + 3 \times M(\text{N}) + M(\text{O}) = 4 \times 12,0 + 7 \times 1,00 + 3 \times 14,0 + 1 \times 16,0 \\ = 113 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

### Masse et quantité de matière :

$m$ : masse en g d'un échantillon $n$ : quantité de matière en mol $M$ : masse molaire en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	$n = \frac{m}{M}$ <p>ou</p> $m = n \times M$
--	--

Exemple : 1) Calculez la quantité de matière correspondant à 1kg de créatinine.

2) Calculez la masse de  $3,6 \cdot 10^{26}$  molécules de créatinine.

Réponse :

1) 1 kg de créatinine est une masse  $m = 1 \text{ kg} = 1000\text{g}$  *Pensez à convertir !*

$$n = \frac{m}{M} = \frac{1000}{113} = 8,85 \text{ mol}$$

2) On a dans l'énoncé :  $N = 3,6 \cdot 10^{26}$  molécules de créatinine.

On peut en déduire le nombre de mole correspondant (=quantité de matière)

$n = \frac{N}{N_A}$	Application numérique : $n = \frac{3,6 \times 10^{26}}{6,02 \times 10^{23}} = 600 \text{ mol} = 6,0 \times 10^2 \text{ mol} \text{ ( Deux chiffres significatifs)}$
---------------------	--

On peut maintenant calculer la masse :

$$m = n \times M = 6,0 \times 10^2 \times 113 = 678 \text{ g} = 6,8 \times 10^2 \text{ g}.$$

Remarque : on aurait pu éviter des calculs inutiles car non demandés.

$m = n \times M$   
et

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

On remplace la deuxième dans la première :

$$m = \frac{N \times M}{N_A} = 3,6 \cdot 10^{26} \times 113 / 6,02 \cdot 10^{23} = 6,8 \times 10^2 \text{ g}.$$

## Quantité de matière et volume :

<b>Volume molaire : (utilisé pour les gaz)</b> $V_m$ : volume molaire d'une espèce (= volume occupé par une mole de cette espèce en $L \cdot mol^{-1}$ ) $V$ : volume occupé par cette espèce en L $n$ : quantité de matière de cette espèce en mol	$n = \frac{V}{V_m}$ <p>Ou</p> $V_{\text{gaz}} = n_{\text{gaz}} \times V_m$
--	--

Exemple :

Calculez le volume occupé par 0,25 mol de dioxygène en prenant  $V_m = 24 L \cdot mol^{-1}$ .

$$V(O_2) = n(O_2) \times V_m = 0,25 \times 24 = 6,0 L \quad (\text{deux chiffres significatifs})$$

## Masse volumique :

$\mu$ [mu]: masse volumique d'une espèce, parfois notée $\rho$ [ro] $m$ : masse de l'espèce $V$ : volume occupé par cette espèce	$\mu = \frac{m}{V}$ <p>ou</p> $m = \mu \times V$
Si $m$ en grammes g, $V$ en mL alors $\mu$ en $g \cdot mL^{-1}$ .	
Si $m$ en kg, $V$ en L alors $\mu$ en $kg \cdot L^{-1}$ .	

La **densité** d'un liquide se note **d** : c'est une grandeur **sans unité**. Sa valeur est égale à celle de la masse volumique à condition que celle-ci soit exprimée en  $g \cdot mL^{-1}$  ou  $kg \cdot L^{-1}$ .

$$1 g \cdot mL^{-1} = 1 kg \cdot L^{-1}$$

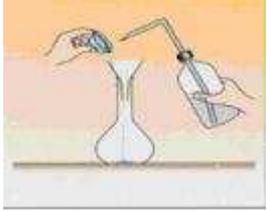
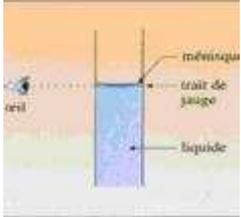
Exemples : masse volumique de l'éthanol :  $m = 0,79 g \cdot mL^{-1}$ . Sa densité vaut donc  $d = 0,79$ .

Densité de l'acide éthanoïque  $d = 1,05$ . Sa masse volumique vaut donc :  $m = 1,05 kg \cdot L^{-1}$ .

On peut aussi noter  $m = 1,05 g \cdot mL^{-1}$ . On choisit l'unité en fonction des unités utilisées dans l'exercice.

$$1 m^3 = 10^3 dm^3 \quad -- \quad 1 dm^3 = 1 L \quad -- \quad 1 L = 10^3 mL \quad -- \quad 1 mL = 1 cm^3 \quad -- \quad 1 mL = 10^{-3} L$$

## Réalisation d'une dissolution

	<p>Choisir une balance avec la précision adéquate. Mettre la balance sous tension. Poser sur le plateau une coupelle et <b>tarer</b>. Prendre le solide avec une spatule propre et sèche. Peser la quantité demandée.</p>
	<p>Verser le solide dans une fiole jaugée (rincée à l'eau distillée) à l'aide d'un entonnoir. <b>Rincer la coupelle et l'entonnoir avec de l'eau distillée puis verser cette eau de rinçage dans la fiole pour éviter les pertes.</b> Remplir environ aux <math>\frac{3}{4}</math> avec de l'eau distillée et agiter jusqu'à <b>dissolution complète</b> du solide.</p>
	<p>Complétez avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et agiter pour homogénéiser la solution.</p>

**Une solution est un mélange homogène résultant de la dissolution d'une ou plusieurs espèces chimiques appelées solutés dans une autre espèce chimique, le solvant.**

**Si le solvant est l'eau, on parle de solution aqueuse.**

**Une solution moléculaire contient le soluté sous forme moléculaire.**

Ex : solution de saccharose :  $C_{12}H_{22}O_{11}$

**Une solution ionique contient le soluté sous forme d'ions.**

Ex : solution d'eau salée:  $NaCl_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

**S'il reste du soluté non dissous, on dit que la solution est saturée.**

### Calcul de la concentration molaire finale obtenue

On appelle A le soluté qui est dissout.

$m_A$  est la masse de soluté en grammes (g)

$M_A$  la masse molaire de soluté ( $g \cdot mol^{-1}$ )

$n_A$  la quantité de matière de soluté introduite (mol)

V le volume final de la solution (celui de la fiole jaugée) en litres L

$c_A$  la concentration molaire de l'espèce A ( $mol \cdot L^{-1}$ )

$$c_A = \frac{n_A}{V} \quad \text{et} \quad n_A = \frac{m_A}{M_A}$$

donc

$$c_A = \frac{m_A}{M_A \times V}$$

### Calcul de la concentration massique finale obtenue

$$t = \frac{m_A}{V}$$

t : concentration massique en  $g \cdot L^{-1}$

A partir de la formule de la concentration molaire et celle de la concentration massique, on peut démontrer que :

$$c = \frac{t}{M}$$

### Exemple :

Calculer les concentrations massiques et molaires de la solution obtenue par dissolution de 20,0 g de saccharose  $C_{12}H_{22}O_{11}$  dans 100 mL d'eau distillée.

Masses molaires :  $M(H) = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$     $M(C) = 12,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$     $M(O) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Correction :

Concentration massique :  $t = \frac{m_A}{V} = \frac{20,0}{100} = 0,200 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1} = 200 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$  (trois chiffres significatifs)

Masse molaire du saccharose :  $M = 12 \times M_C + 22 \times M_H + 11 \times M_O = 342 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Concentration molaire :  $C = 0,585 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 5,85 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  (trois chiffres significatifs)

## **Comment calculer la concentration d'une solution commerciale?**

Sur l'étiquette d'un flacon d'acide chlorhydrique on peut lire les indications suivantes :

ACIDE CHLORHYDRIQUE  
HCl



Teneur minimum : 34 %  
d: 1,17  
M : 36,47  
Environ 11M

R : 34-37 - S : 2-26

**Montrer à l'aide des indications portées sur l'étiquette, que la concentration de cette solution commerciale est approximativement égale à  $C_a = 11 \text{ mol/L}$ .**

$d = 1,17$  donc masse volumique de la solution commerciale  $\rho = 1,17 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$

1 L de solution commerciale a une masse de 1,17 kg soit 1170 g

Ce litre (soit 1170 g) contient 34 % d'acide pur, soit  $1170 \times 0,34 = 398 \text{ g}$  d'acide pur.  
*Le reste est en grande partie de l'eau.*

Quantité de matière d'acide pur correspondant :

$$n = \frac{m}{M} = \frac{398}{36,47} = 10,9 \text{ mol} \quad (\text{la masse molaire est indiquée sur l'étiquette})$$

Concentration molaire  $c = \frac{n}{V} = 10,9 / 1 = 11 \text{ mol/L}$  ce qui correspond à l'étiquette.

## Réalisation d'une dilution

	<b>Solution mère</b> = solution de départ que l'on souhaite diluer	<b>Solution fille</b> = solution finale
Concentration en mol.L <sup>-1</sup>	C <sub>0</sub> la solution mère a toujours la concentration la plus élevée	C <sub>1</sub> la solution fille a toujours la concentration la plus faible
Volume en L	V <sub>0</sub> volume qui doit être prélevé (inférieur au volume final obtenu!)	V <sub>1</sub> volume final obtenu
Quantité de matière en mol	n <sub>0</sub> = C <sub>0</sub> x V <sub>0</sub>	n <sub>1</sub> = C <sub>1</sub> x V <sub>1</sub>

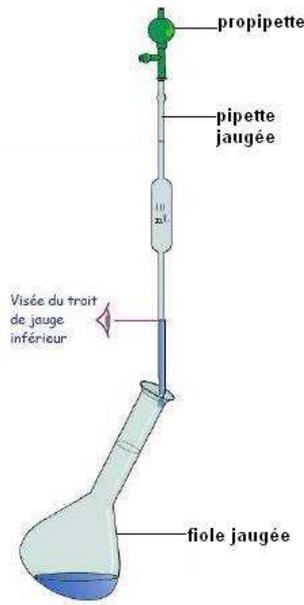
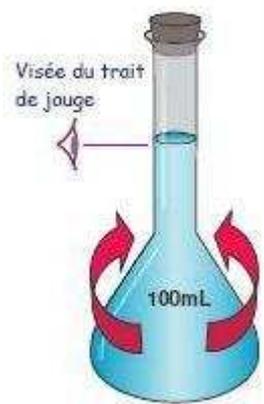
**La quantité de matière de soluté n'est pas modifiée lors de la dilution :**

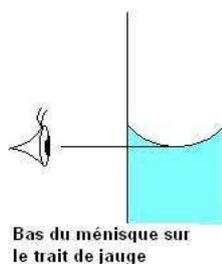
$$\begin{aligned} n_0 &= n_1 \\ C_0 \times V_0 &= C_1 \times V_1 \end{aligned}$$

*Rque :* Si la solution mère est diluée x fois, cela veut dire que : ( x est appelé facteur de dilution)

$$C_1 = \frac{C_0}{x}$$

$$V_1 = x \cdot V_0$$

 <p style="text-align: center;">Ne jamais prélever directement dans un flacon!</p>	 <p style="text-align: center;">Mettre au départ un fond d'eau distillée dans la fiolle jaugée</p>	 <p style="text-align: center;"><b>On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en agitant au fur et à mesure.</b> (L'ajout final d'eau se fait au goutte à goutte)</p>	 <p style="text-align: center;"><b>On agite pour rendre la solution homogène</b> (on vérifie à nouveau le niveau)</p>
--	--	--	--



**Toute la verrerie est rincée avec la solution correspondante (ici la solution mère), SAUF la fiolle jaugée qui est rincée à l'eau distillée.**

## Exemples

- 1) Calculer la concentration molaire  $C$  de la solution obtenue en préparant une dilution d'un volume  $V_1 = 20$  mL de concentration  $C_1 = 5 \cdot 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup> de solution de permanganate de potassium ( $K^+ + MnO_4^-$ ) dans une fiole jaugée de 250 mL.
- 2) Soit une solution  $S_0$  de diiode de concentration molaire  $C_0 = 1,0 \times 10^{-2}$  mol.L<sup>-1</sup>. On souhaite préparer à partir de cette solution, 100 mL de solution de diiode 5 fois moins concentrée.
  - a) Calculez la concentration molaire  $c$  de la solution obtenue.
  - b) Quel volume doit-on prélever?
  - c) Faire la liste de la verrerie nécessaire.

### Correction :

1)

	<b>Solution mère</b> = solution de permanganate de potassium	<b>Solution fille</b>
Concentration en mol.L <sup>-1</sup>	$C_1 = 5 \cdot 10^{-2}$ mol.L <sup>-1</sup>	$C = ?$
Volume en L	$V_1 = 20$ mL	$V = 250$ mL
Quantité de matière en mol	$n_1 = C_1 \times V_1$	$n = C \times V$

**La quantité de matière de soluté n'est pas modifiée lors de la dilution :**

$$\begin{aligned} n_1 &= n \\ C_1 \times V_1 &= C \times V \end{aligned}$$

$$C = \frac{C_1 \times V_1}{V} = \frac{5 \times 10^{-2} \times 20}{250} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

### Autre méthode :

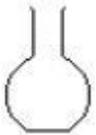
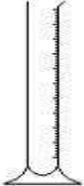
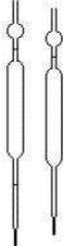
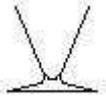
On passe d'un volume de 20 mL à un volume de 250 mL soit une dilution de facteur :

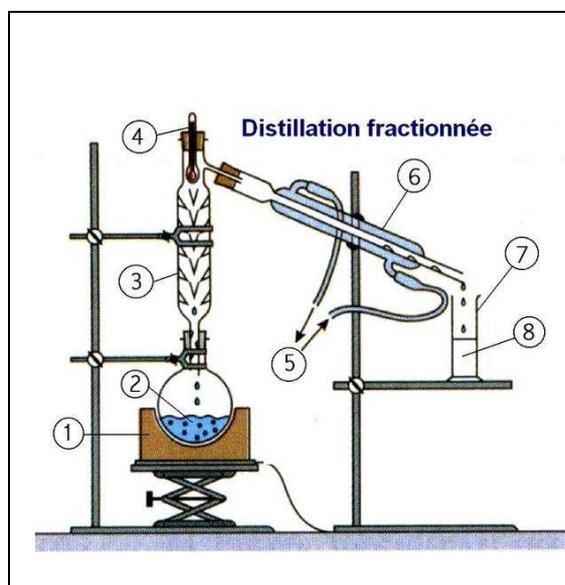
$$X = \frac{250}{20} = 12,5$$

$$\text{La concentration finale est donc : } c = \frac{C_1}{12,5} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

- 2) a) Solution 5 fois moins concentrée donc :  $c = \frac{C_0}{5} = 2,0 \times 10^{-3}$  mol.L<sup>-1</sup>
- b) Volume à prélever :  $V_0 = 100 / 5 = 20$  mL
- c) Liste : pipette jaugée de 20 mL avec propipette, fiole jaugée de 250 mL, eau distillée, bécher pour le prélèvement.

## Un peu de verrerie et des montages

			
Ampoule à décanter	Ballon à fond plat	Bécher	Burette graduée
			
Entonnoir	Epreuve graduée	Erlenmeyer	Fiole (jaugée)
			
Flacon	Pipette jaugée	Pipette graduée	Pissette
			
Potence	Tube à essais	Verre à pied	Propipette

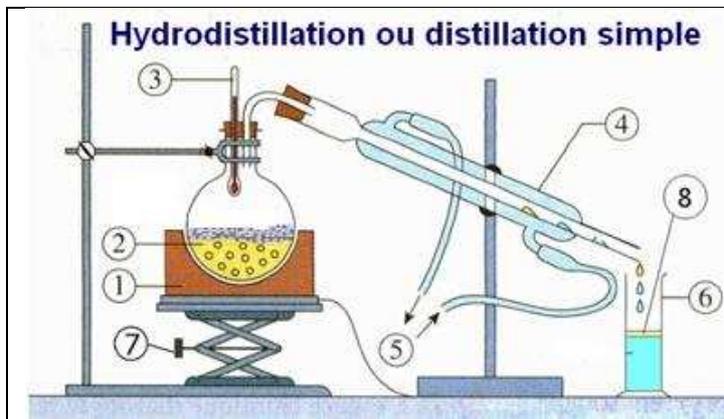


**Distillation fractionnée**

- 1- chauffe ballon
- 2- mélange réactionnel
- 3- colonne de Vigreux
- 4- thermomètre
- 5- entrée et sortie d'eau
- 6- réfrigérant ou condenseur à eau
- 7- éprouvette graduée
- 8- distillat

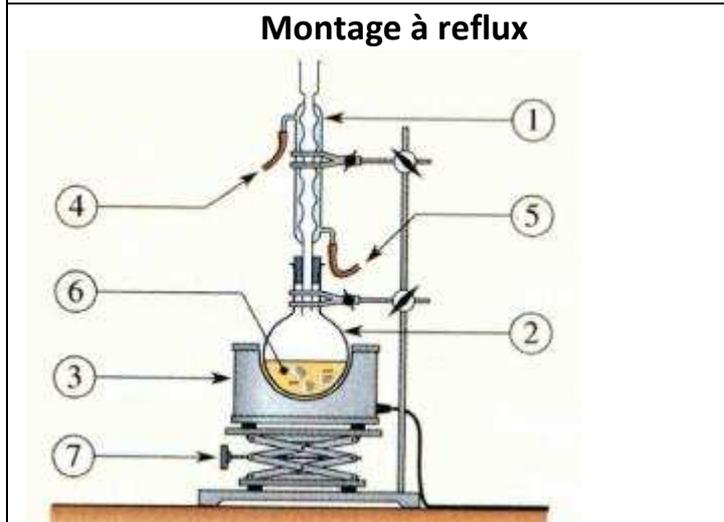
Principe :

Si on considère un mélange de deux liquides : celui dont la température d'ébullition est la plus basse est le plus volatil. Si on chauffe doucement ce mélange, le liquide le plus volatil s'évapore donc le premier et le distillat alors recueilli est constitué par ce liquide. Le liquide le moins volatil reste dans le ballon si on arrête le chauffage. On peut donc séparer les constituants d'un mélange liquide.



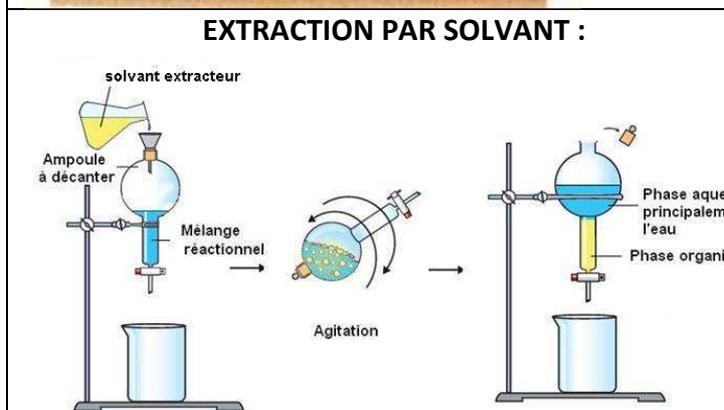
- 1- chauffe ballon
- 2- mélange (eau + lavande par exemple)
- 3- thermomètre
- 4- réfrigérant ou condenseur à eau
- 5- entrée et sortie d'eau
- 6- éprouvette graduée
- 7- support élévateur
- 8- distillat

Principe : l'eau est portée à ébullition ; les vapeurs formées entraînent avec elles les molécules organiques que l'on veut extraire. Ces vapeurs sont condensées dans le réfrigérant et retombent à l'état liquide dans l'éprouvette graduée.



- 1- Réfrigérant à boules
- 2- ballon
- 3- chauffe ballon
- 4- sortie de l'eau
- 5- entrée de l'eau
- 6- mélange réactionnel
- 7- support élévateur
- 8- distillat

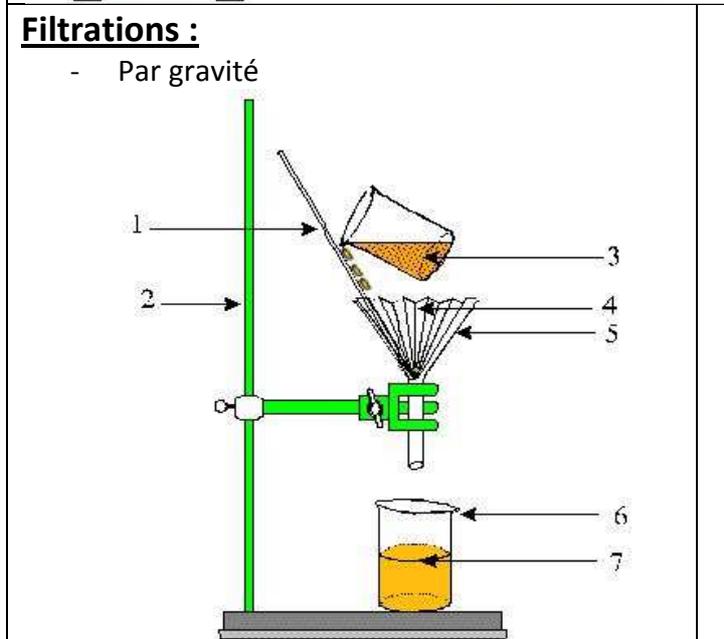
Principe : On chauffe le mélange, ce qui accélère la transformation. Les vapeurs formées se condensent dans le réfrigérant à boules, retombent ( d'où l'expression reflux) à l'état liquide dans le ballon, ce qui diminue les pertes en réactifs et en produits.



Principe :  
 Pour extraire une espèce d'un solvant, on ajoute un autre solvant appelé solvant extracteur.  
 Critères pour choisir le solvant extracteur:

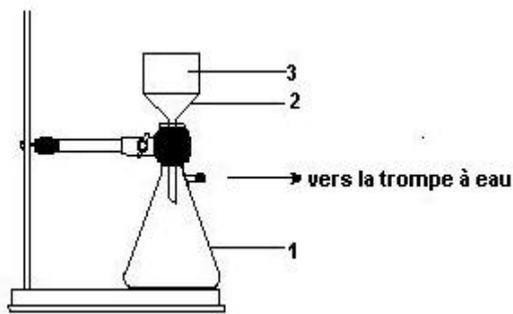
- L'espèce doit-être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le premier solvant
- Les deux solvants ne doivent pas être miscibles.

La phase la moins dense se situe au dessus.  
 (dans l'exemple il s'agit de l'eau)



- 1- Tige en verre
- 2- Potence
- 3- Mélange hétérogène (solide+liquide)
- 4- Papier filtre
- 5- Entonnoir
- 6- Bécher
- 7- Filtrat

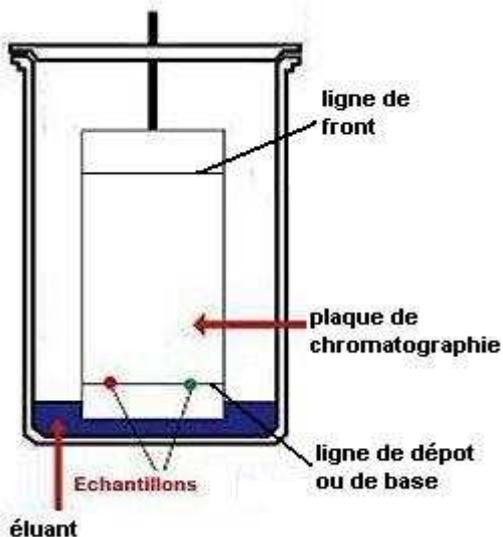
- Filtration sous pression réduite :



- 1- Fiole à vide
- 2- Entonnoir Büchner
- 3- Filtre Büchner

### Chromatographie sur couche mince : CCM

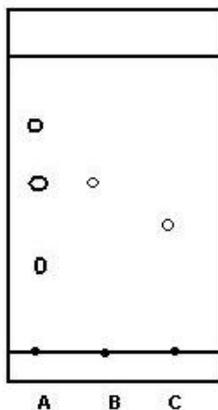
Permet de séparer et d'identifier des espèces chimiques présentes dans des mélanges liquides homogènes.



L'éluant monte le long de la plaque en entraînant les différentes espèces chimiques. Pour un même éluant et une même plaque, La vitesse de migration dépend de l'espèce chimique.

Lorsque les espèces sont incolore, il est nécessaire de réaliser une REVELATION :

- On place la plaque sèche sous une lampe UV. Les taches apparaissent (mais pas définitivement)
- On plonge la plaque sèche dans une solution de permanganate de potassium. Les taches apparaissent. Méthode définitive.



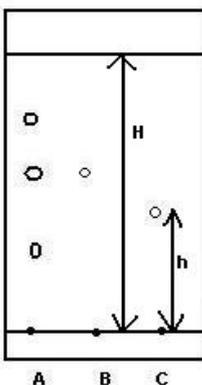
Interprétation :

A n'est pas une substance pure, mais elle est composée de 3 espèces pures car elle s'est décomposée en 3 taches.

B et C sont pures car n'ont donné qu'une tache chacune.

A contient l'espèce B car la tache de B est au même niveau qu'une des taches de A.

A ne contient pas C car aucune tache de A n'est au même niveau que la tache de C.



Le rapport frontal  $R_f$  est :

$$R_f = \frac{h}{H}$$

h: distance parcourue par l'espèce chimique

H : distance parcourue par l'éluant

H et h dans la même unité

$R_f$  sans unité

A partir du rapport frontal, il est possible d'identifier une espèce chimique.

