

Madame, Monsieur,

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

Afin que la transition avec la classe de première 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 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 Terminale 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 pourrons 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

decroix.christophe@aliceadsl.fr

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)

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

Le nombre de neutrons se note N.

- ✓ **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 $\frac{A}{Z}X$

Exemple : ${}_{35}^{79}\text{Br}$: 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

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 : ${}^1_1\text{H}$ ${}^2_1\text{H}$ ${}^3_1\text{H}$

Des ions et des molécules à connaître

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 **néativement**, obtenus à partir d'atomes ou de molécules ayant **gagné** un ou plusieurs **électrons**.

CATIONS	FORMULES		ANIONS	FORMULES
ion oxonium	H_3O^+		ion hydroxyde	HO^-
ion cuivrique ou cuivre II	Cu^{2+}		ion nitrate	NO_3^-
ion sodium	Na^+		ion iodure	I^-
ion calcium	Ca^{2+}		ion bromure	Br^-
ion ferreux ou fer II	Fe^{2+}		ion chlorure	Cl^-
ion ferrique ou fer III	Fe^{3+}		ion sulfate	SO_4^{2-}
ion argent	Ag^+		ion hydrogénosulfate	HSO_4^-
ion magnésium	Mg^{2+}		ion carbonate	CO_3^{2-}
ion potassium	K^+		ion hydrogénocarbonate	HCO_3^-
ion plomb	Pb^{2+}		ion phosphate	PO_4^{3-}
ion ammonium	NH_4^+		ion hydrogénophosphate	HPO_4^{2-}
ion zinc	Zn^{2+}		ion permanganate	MnO_4^-
ion aluminium	Al^{3+}		ion carboxylate	$\text{R} - \text{COO}^-$
			ion sulfure	S^{2-}

(g) : gazeux dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P. ; $T = 0\text{ }^\circ\text{C} = -273,15\text{ K}$ et $P = 1\text{ atm} = 1,013 \cdot 10^5\text{ Pa} = 1,013\text{ bar}$) - (l) liquide dans les C.N.T.P. - (s) solide dans les C.N.T.P.

MOLECULES	FORMULES	COMPOSES IONIQUES (solides)	FORMULES
dioxygène	$\text{O}_2\text{(g)}$	hydroxyde de sodium (soude)	NaOH
dihydrogène	$\text{H}_2\text{(g)}$	chlorure de sodium (sel)	NaCl
diazote	$\text{N}_2\text{(g)}$	sulfate de cuivre	CuSO_4
dichlore	$\text{Cl}_2\text{(g)}$	nitrate d'argent	AgNO_3
diiode	$\text{I}_2\text{(s)}$	chlorure d'argent	AgCl
méthane	$\text{CH}_4\text{(g)}$	hydroxyde de potassium (potasse)	KOH
dioxyde de carbone (gaz carbonique)	$\text{CO}_2\text{(g)}$	permanganate de potassium	KMnO_4
monoxyde de carbone	$\text{CO}\text{(g)}$	dichromate de potassium	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
dioxyde d'azote	$\text{NO}_2\text{(g)}$		
ammoniac	$\text{NH}_3\text{(g)}$		
acide éthanoïque (acétique)	$\text{CH}_3 - \text{COOH}\text{(l)}$	Les composés ioniques solides, mis en solution, se décomposent en ions. Ex : $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	

eau	$H_2O_{(l)}$	Solution d'acide chlorhydrique : $H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ Solution d'acide sulfurique : $2 H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	
peroxyde d'hydrogène (eau oxygénée)	$H_2O_2_{(l)}$		
méthanol	CH_3-OH	éthanol	CH_3-CH_2-OH
Propan-1-ol	$HO-CH_2-CH_2-CH_3$	Propan-2-ol	$CH_3-CH(OH)-CH_3$
Butan-1-ol	$HO-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	Butan-2-ol	$CH_3-CH(OH)-CH_2-CH_3$
2-méthylpropan-1-ol	$HO-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$	2-méthylpropan-2-ol	$CH_3-C(OH)(CH_3)-CH_3$
Alcool primaire ex : Butan-1-ol 2-méthylpropan-1-ol	$R-CH_2-OH$	Alcool secondaire ex : Butan-2-ol	$R-CH(OH)-R'$
Alcool tertiaire ex : 2-méthylpropan-2-ol	$R-C(OH)(R')(R'')$		

Tests d'identifications

ESPECES CHERCHEES	REACTIFS	OBSERVATIONS EN CAS DE TEST POSITIF
O_2	bûchette incandescente	le dioxygène ravive l'incandescence
H_2	flamme	petite détonation (le dihydrogène brûle)
CO_2	eau de chaux	l'eau de chaux se trouble au contact du gaz carbonique
H_2O	sulfate de cuivre anhydre	solide blanc qui devient bleu au contact de l'eau
Lumière	AgCl	solide blanc qui devient noir à la lumière
acidité	papier pH	papier qui change de couleur suivant l'acidité de la solution aqueuse testée
Glucose	Liquueur de Fehling	formation d'un précipité rouge brique après chauffage
aldéhyde ou cétone	D.N.P.H.	la D.N.P.H. forme un précipité jaune en présence de la fonction carbonyle C=O
aldéhyde	Réactif de Schiff	devient rose
aldéhyde	Tollens	dépôt d'un miroir d'argent (oxydoréduction en milieu basique)
aldéhyde	Liquueur de Fehling	formation d'un précipité rouge brique de formule Cu_2O (oxydoréduction en milieu basique)

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

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

Exemple :

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

Masse et quantité de matière :

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

$$m = n \times M$$

et

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

On remplace la deuxième dans la première :

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

<p><u>Volume molaire : (utilisé pour les gaz)</u></p> <p>V_m : volume molaire d'une espèce (= volume occupé par une mole de cette espèce en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$)</p> <p>$V$: volume occupé par cette espèce en L</p> <p>n : quantité de matière de cette espèce en mol</p>	$n = \frac{V}{V_m}$
<p><u>Equation d'un gaz parfait :</u></p> <p>n : quantité de matière de ce gaz en mol</p> <p>V : volume occupé par ce gaz en m^3</p> <p>P pression de ce gaz en Pascal Pa</p> <p>T : température de ce gaz en kelvin K</p> <p>R : constante des gaz parfaits = 8,314 S.I.</p>	$P \times V = n \times R \times T$ <p>T (en K) = T (en °C) + 273</p>

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

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

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 $\text{g} \cdot \text{mL}^{-1}$ ou $\text{kg} \cdot \text{L}^{-1}$.


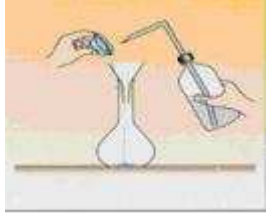
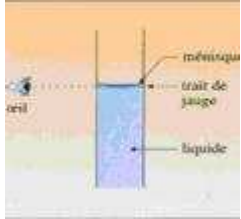
$$1 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = 1 \text{ kg} \cdot \text{L}^{-1}$$

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

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

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

Réalisation d'une dissolution

	<p>Choisir une balance avec la précision adéquate. Mettre la balance sous tension. Poser sur le plateau une coupelle et tarer. 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. Rincer la coupelle et l'entonnoir avec de l'eau distillée puis verser cette eau de rinçage dans la fiole pour éviter les pertes. Remplir environ aux $\frac{3}{4}$ avec de l'eau distillée et agiter jusqu'à dissolution complète du solide.</p>
	<p>Complétez avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge et agiter pour homogénéiser la solution.</p>

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 ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)
 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 ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)

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

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 $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$

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 la concentration de la solution obtenue par dissolution de 20,0 g de saccharose $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ dans 100 mL d'eau distillée.

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

Correction :

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

$C = 0,585 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ (trois chiffres significatifs)

Réalisation d'une dilution

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

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


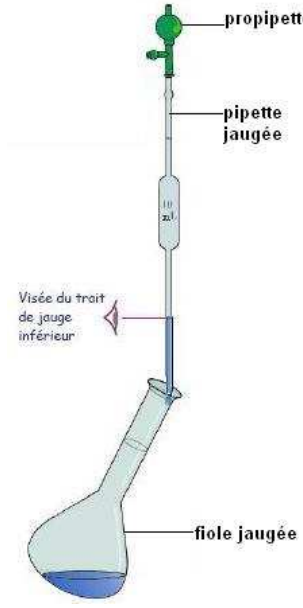

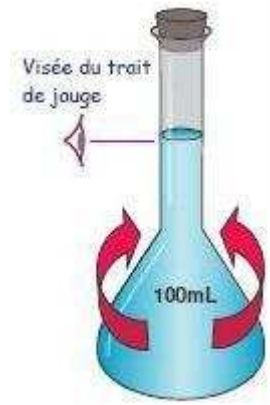
$$n_0 = n_1$$

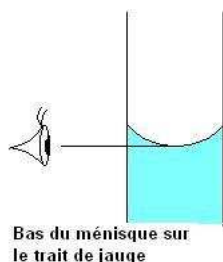
$$C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$$

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

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

$$V_0 = \frac{V_1}{x}$$

 <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;">On complète avec de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge en agitant au fur et à mesure. (L'ajout final d'eau se fait au goutte à goutte)</p>	 <p style="text-align: center;">On agite pour rendre la solution homogène (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 C de la solution obtenue en préparant une dilution d'un volume $V_1 = 20$ mL de concentration $C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ de solution de permanganate de potassium ($\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$) dans une fiole jaugée de 250 mL.
- 2) Soit une solution S_0 de diiode de concentration $C_0 = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. On souhaite préparer à partir de cette solution, 100 mL de solution de diiode 5 fois moins concentrée.
 - a) Calculez la concentration c de la solution obtenue.
 - b) Quel volume doit-on prélever?
 - c) Faire la liste de la verrerie nécessaire.

Correction :

1)

	Solution mère = solution de permanganate de potassium	Solution fille
Concentration en mol.L^{-1}	$C_1 = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$	$C = ?$
Volume en L	$V_1 = 20 \text{ mL}$	$V = 250 \text{ mL}$
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 :

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

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

Savoir faire et utiliser un tableau d'avancement

Ne se remplit qu'avec des quantités de matière.

Exemple 1 : La réaction suivante se réalise en mélangeant n mol de diméthylhydrazine (DMHA) $C_2H_8N_2$ et n' mol de tétraoxyde de diazote N_2O_4 . (il s'agit des combustibles et comburants des moteurs Viking des lanceurs de la fusée Ariane)

Tableau d'avancement (ou d'évolution) :

Equation		$C_2H_8N_2 (g) + 2 N_2O_4 \rightarrow 2 CO_2 + 4 H_2O + 3 N_{2(g)}$				
Etat initial	$x = 0$	n	n'	0	0	0
En cours de transformation	x	$n - x$	$n' - 2x$	$2x$	$4x$	$3x$
Etat final Réaction totale	x_{max}	$n - x_{max}$	$n' - 2x_{max}$	$2x_{max}$	$4x_{max}$	$3x_{max}$

Que représente concrètement l'avancement x dans cette réaction?

x représente la quantité de matière de $C_2H_8N_2 (g)$ consommé au cours de la transformation (c'est le seul réactif pour lequel il n'y a pas de nombre stoechiométrique devant x)

Déterminez l'avancement maximal x_{max} . (en moles)

Lorsque l'état final maximum est atteint, un des deux réactifs au moins a totalement été consommé.

On a alors : $n - x_{max} = 0$ ou $n' - 2x_{max} = 0$

soit $x_{max} = n$ ou $x_{max} = n'/2$ **La bonne valeur est la plus petite des deux.**

Quel est le réactif limitant ? C'est celui qui donne sa valeur à x_{max} .

Exemple 2 : La réaction suivante se réalise en mélangeant 7 mol d'aluminium et 6 mol de dioxygène.

1) Complétez le tableau d'avancement.

Equation		$4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$		
Etat initial	$x = 0$			
En cours de transformation	x			
Etat final Réaction totale	x_{max}			

2) Déterminez l'avancement maximal x_{max} .

3) Quel est le réactif limitant ?

4) Quel est la masse de Al_2O_3 formé? Masse molaire de Al_2O_3 : $M = 102 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Corrigé :1)

Equation		$4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$		
Etat initial	$x = 0$	7	6	0
En cours de transformation	x	$7 - 4x$	$6 - 3x$	$2x$
Etat final Réaction totale	x_{max}	$7 - 4x_{max}$	$6 - 3x_{max}$	$2x_{max}$

- 2) Détermination de x_{\max} : $x_{\max} = 1,75 \text{ mol}$
- 3) Réactif limitant : Al
- 4) Masse formée : 357 g

Exemple 3 : La réaction suivante se réalise en mélangeant 10 g de dihydrogène et 250 mL de dioxygène O_2 .

Volume molaire : $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$

Masses molaires : $M_H = 1,00 \text{ g.mol}^{-1}$ $M_O = 16,0 \text{ g.mol}^{-1}$

1) Complétez le tableau d'avancement.

Equation		2 H_2	+	O_2	→	$2 \text{ H}_2\text{O}$
Etat initial	$x = 0$					
En cours de transformation	x					
Etat final Réaction totale	x_{\max}					

- 2) Déterminez l'avancement maximal x_{\max} .
- 3) Quel est le réactif limitant ?
- 4) Quelle est la masse d'eau formé ?

Masse molaire de Al_2O_3 : $M = 102 \text{ g.mol}^{-1}$.

Corrigé :

1) Quantité de matière initiale de dihydrogène :

$$n(\text{H}_2) = \frac{m(\text{H}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{10}{2,00} = 5,0 \text{ mol}$$

Quantité de matière initiale de dioxygène :

$$n(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} = \frac{0,250}{24} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Attention aux chiffres significatifs

Equation		2 H_2	+	O_2	→	$2 \text{ H}_2\text{O}$
Etat initial	$x = 0$	5,0		$1,0 \cdot 10^{-2}$		0
En cours de transformation	x	$5,0 - 2x$		$1,0 \cdot 10^{-2} - x$		$2x$
Etat final Réaction totale	x_{\max}	$5,0 - 2x_{\max}$		$1,0 \cdot 10^{-2} - x_{\max}$		$2x_{\max}$

2) Détermination de x_{\max} :

$$5,0 - 2x_{\max} = 0 \text{ (pour } \text{H}_2 \text{)} \quad x_{\max} = 2,5 \text{ mol}$$

$$\text{ou } 1,0 \cdot 10^{-2} - x_{\max} = 0 \text{ (pour } \text{O}_2 \text{)} \quad \text{ou } x_{\max} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{donc } x_{\max} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad (\text{la plus petite valeur})$$

3) Le réactif limitant est donc le dioxygène.

4) D'après le tableau d'avancement : $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 x_{\max} = 2,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

$$\text{Masse d'eau : } m(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \times M(\text{H}_2\text{O}) = 2,0 \cdot 10^{-2} \times 18 = 36 \cdot 10^{-2} \text{ g}$$

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 $\mu = 1,17 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$

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 $1170 \cdot 0,34 = 398 \text{ g}$ 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 $c = \frac{n}{V} = 10,9 / 1 = 11 \text{ mol/L}$ ce qui correspond à l'étiquette.

SAVOIR EQUILIBRER UNE EQUATION D'OXYDOREDUCTION.

Exemple 1 :

Oxydant = espèce capable de capter un ou plusieurs électrons.

Réducteur = espèce capable de donner un ou plusieurs électrons.

Couple $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$: $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$ (Cu^{2+} est l'oxydant : il capte 2 électrons. Cu est le réducteur)

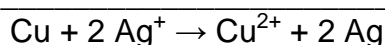
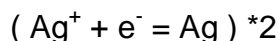
Couple Ag^+ / Ag : $\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$ Ag^+ est **l'oxydant**

On fait réagir du nitrate d'argent avec du métal cuivre. Ecrire l'équation correspondante. Pour cela il faut repérer dans l'énoncé **les réactifs** : ainsi on peut écrire les demi-équations dans « le bon sens ».

On fait réagir du nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) avec du métal cuivre. (Les ions nitrate NO_3^- sont spectateurs)

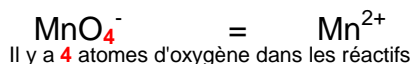


Dans une équation d'oxydoréduction, les électrons ne doivent pas apparaître puisqu'il s'agit d'un **transfert d'électrons**. Il doit donc y avoir le même nombre d'électrons dans les deux demi-équations. Il faut donc ici multiplier la deuxième par deux.



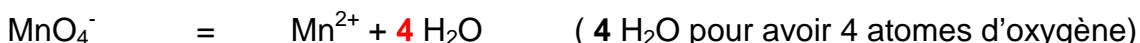
Exemple 2 :

Couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$:



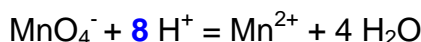
Il faut d'abord équilibrer en élément **oxygène**.

Pour cela on ajoute de l'eau **H_2O du côté où il manque l'élément oxygène.**

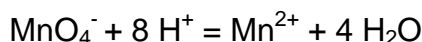


En ajoutant de l'eau on ajoute l'élément **hydrogène** qu'il faut donc équilibrer.

Pour cela on ajoute **des protons H^+** .

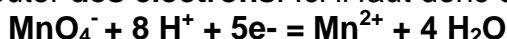


Il faut maintenant équilibrer **les charges**.



<u>Réactifs</u>	<u>Produits</u>
1 charge -	0 charges-
8 charges +	2 charges +
<u>Total</u> : 7 charges +	2 charges +

Pour équilibrer on ne peut qu'ajouter **des électrons**. Ici il faut donc en ajouter **cinq** dans les réactifs.



ACIDES et BASES

Définitions selon Brönsted :

- ✓ **Un acide :** espèce chimique qui peut perdre un proton H^+ (à savoir → **CH₃COOH** acide éthanoïque).
- ✓ **Une base :** espèce chimique qui peut gagner un proton H^+ (à savoir → **CH₃COO⁻** ion éthanoate.)
- ✓ Couple acide/ base : AH / A^-
- ✓ Une demi-équation acido-basique : $HA_{(aq)} = A^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$
- ✓ **Réaction acido-basique :** c'est un transfert de proton H^+ , d'un acide HA_1 (du couple HA_1/A_1^-) vers une base A_2^- d'un autre couple (HA_2/A_2^-).

Exemples :

Espèces acides	Espèces basiques	Couples acides/bases	Demi-équation acido-basique
ion méthylammonium CH ₃ NH ₃ ⁺	méthylamine CH ₃ NH ₂	CH ₃ NH ₃ ⁺ /CH ₃ NH ₂	CH ₃ NH ₃ ⁺ = CH ₃ NH ₂ + H ⁺
acide nitreux HNO ₂	ion nitrite NO ₂ ⁻	HNO ₂ /NO ₂ ⁻	HNO ₂ = NO ₂ ⁻ + H ⁺
acide éthanoïque CH ₃ COOH	ion éthanoate CH ₃ COO ⁻	CH ₃ COOH/CH ₃ COO ⁻	CH ₃ COOH = CH ₃ COO ⁻ + H ⁺
ion hydrogénocarbonate HCO ₃ ⁻	ion carbonate CO ₃ ²⁻	HCO ₃ ⁻ /CO ₃ ²⁻	HCO ₃ ⁻ = CO ₃ ²⁻ + H ⁺

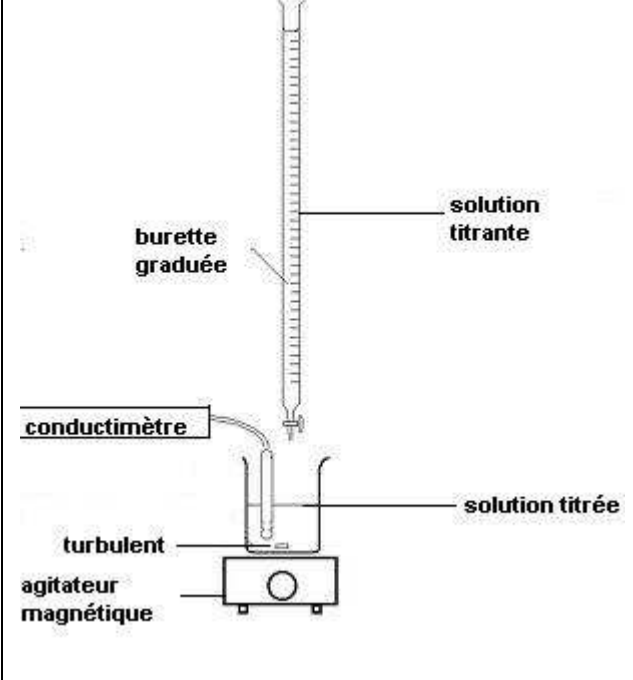
Dosages

Le but d'un dosage est de déterminer la concentration d'une espèce chimique.

Il existe des dosages colorimétriques, conductimétriques et pH-métriques...

Exemple : dosage conductimétrique d'un volume $V_a = 100,0$ mL d'une solution d'acide chlorhydrique (solution titrée) de concentration C_a inconnue par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_b = 1,00$ mol.L⁻¹ (solution titrante). (Dosage acido-basique)

Montage :

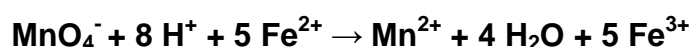
	<p>Equation de la réaction :</p> $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ <p>A l'équivalence, les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques de l'équation bilan de la réaction du dosage.</p> <p>Ici, on a ; $n(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{initialement présent}} = n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}$</p> $C_a \times V_a = C_b \times V_{b \text{ éq}}$ <p>$V_{b \text{ éq}}$ est le volume d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence.</p> <p>On a donc : $C_a = \frac{C_b \times V_b}{V_a}$</p>
--	---

Remarques :

- La burette doit être rincée avec la solution qu'elle va contenir.
- Il faut ensuite la remplir au dessus du zéro, puis verser l'excédent, ce qui permet de chasser la bulle d'air au niveau du robinet.
- Il faut ensuite ajuster le ménisque au niveau du zéro.
- En conductimétrie, on travaille toujours avec des solutions diluées (jusqu'à 10⁻⁴ mol.L⁻¹).
- On doit arrêter l'agitation pendant la mesure.

Autre exemple :

Dosage des ions fer (II), en milieu acide, avec des ions permanganate $\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}$ (réactif titrant).



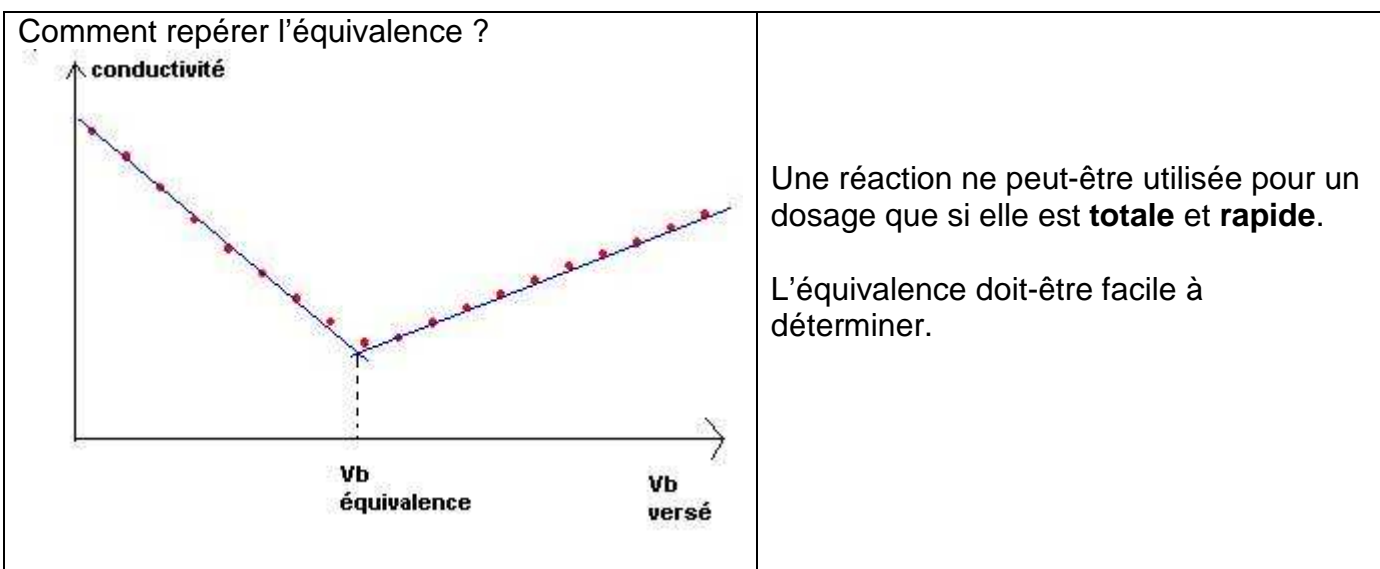
Une mole d'ions MnO_4^- versée réagit avec 5 moles d'ions Fe^{2+} présents au départ. Donc à l'équivalence : $n(\text{Fe}^{2+}) = 5 \times n(\text{MnO}_4^-)$

On peut aussi trouver ce résultat avec un mini-tableau d'avancement :

Equation		MnO₄⁻ + 8 H⁺ + 5 Fe²⁺ → Mn²⁺ + 4 H₂O + 5 Fe³⁺					
Etat initial	x = 0	n(MnO ₄ ⁻)		n(Fe ²⁺)			
A l'équivalence	x _{éq}	n(MnO ₄ ⁻) - x _{éq}		n(Fe ²⁺) - 5 x _{éq}			

A l'équivalence : $n(\text{MnO}_4^-) - x_{\text{éq}} = 0$ et $n(\text{Fe}^{2+}) - 5 x_{\text{éq}} = 0$

Donc : $n(\text{MnO}_4^-) = x_{\text{éq}}$ et $n(\text{Fe}^{2+}) = 5 x_{\text{éq}} = 5 n(\text{MnO}_4^-)$ (même résultat que par l'autre méthode)



La conductivité molaire ionique λ d'un ion traduit la capacité de cet ion à permettre le passage du courant.

La conductivité σ d'un électrolyte (= solution ionique) traduit la capacité de la solution et donc des ions qu'elle contient à permettre le passage du courant.

$$\sigma_i = \sum \lambda_i \cdot c_i$$

λ_i : conductivité molaire ionique de l'ion chargé en $\text{S} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{mol}^{-1}$


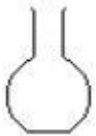












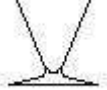

c_i : concentration molaire de chaque ion en $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$

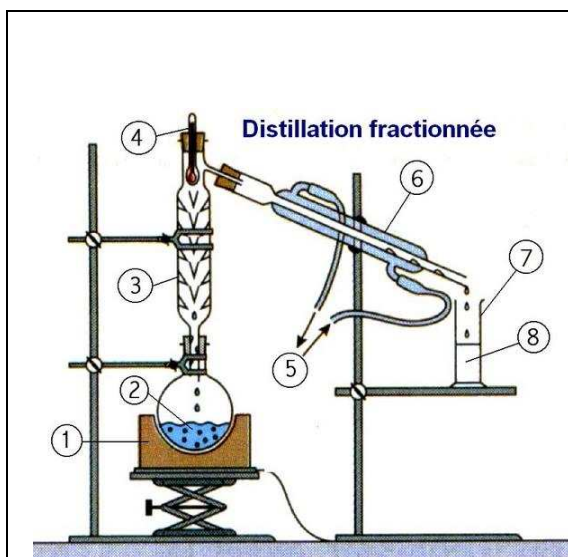
Attention aux unités !

Exemple : pour le dosage précédent on a :

$$\sigma = \lambda(\text{H}_3\text{O}^+) \times [\text{H}_3\text{O}^+] + \lambda(\text{Cl}^-) \times [\text{Cl}^-] + \lambda(\text{HO}^-) \times [\text{HO}^-] + \lambda(\text{Na}^+) \times [\text{Na}^+]$$

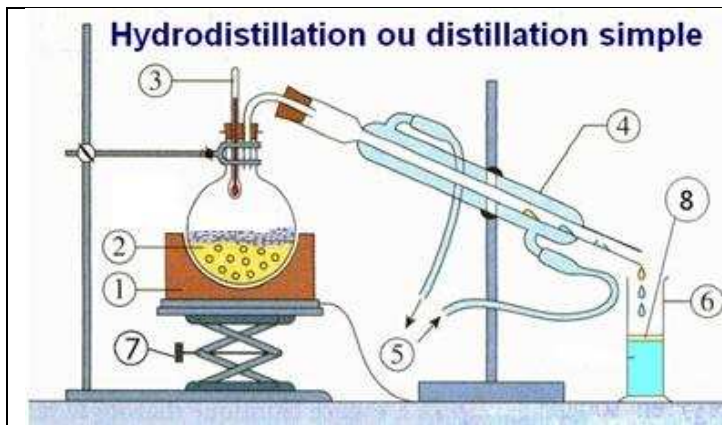
Un peu de verrerie et des montages

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



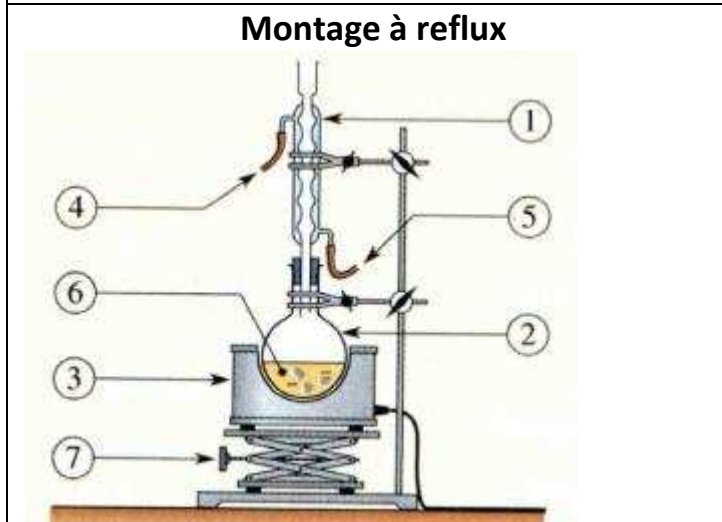
- 1- chauffe ballon
 2- mélange réactionnel
 3- colonne de Vigreux
 4- thermomètre
 5- entrée et sortie d'eau
 6- réfrigérant ou condenseur à eau
 7- éprouvette graduée
 8- distillat

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.



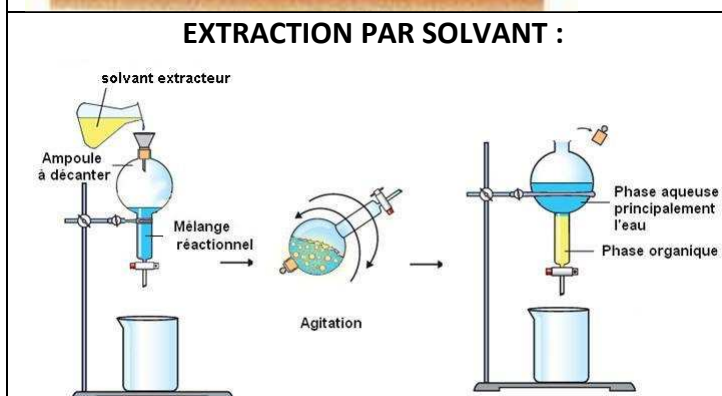
- 1- chauffe ballon
- 2- mélange (eau + lavande par exemple)
- 3- thermomètre
- 4- réfrigérant ou condenseur à eau
- 5- entrée et sortie d'eau
- 6- éprouvette graduée
- 7- support élévateur
- 8- distillat

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.



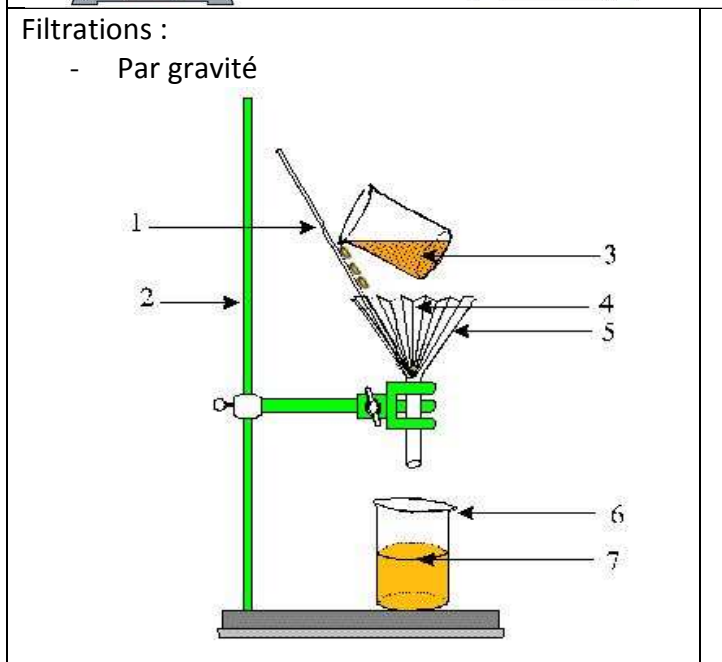
Principe :

Pour extraire une espèce d'un solvant, on ajoute un autre solvant appelé solvant extracteur.

Critères pour choisir le solvant extracteur:

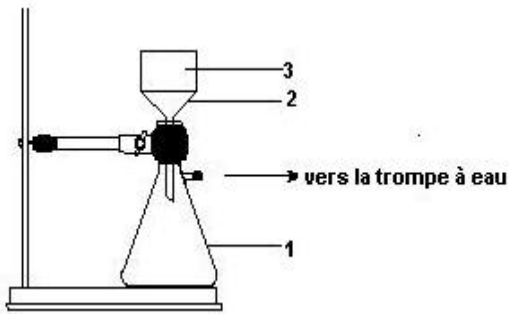
- L'espèce doit-être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le premier solvant
- Les deux solvants ne doivent pas être miscibles.

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

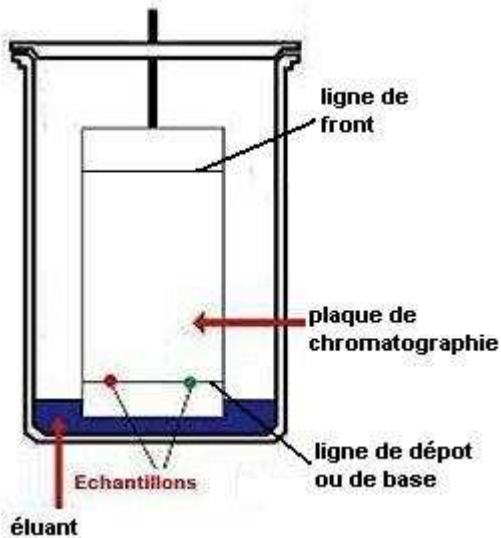
- Filtration sous pression réduite :



- 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.

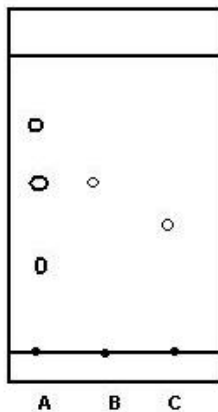


L'éluant monte le long de la plaque en entraînant les différentes espèces chimiques.

Pour un même éluant et une même plaque, La vitesse de migration dépend de l'espèce chimique.

Lorsque les espèces sont incolores, 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.



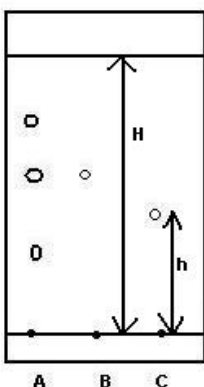
Interprétation :

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.