

ANNEXE 2 : Les fiches de synthèses

Les fiches de synthèse

Document 2 a : Fiche de synthèse chromatographie (Enseignant H)

Document 2 b : Fiche de synthèse chromatographie (Enseignant M)

Document 2 c : Fiche de synthèse Modèle de Lewis (Enseignant C)

Document 2 d : Fiche de synthèse Modèle de Lewis (Enseignant I)

Document 2 e : Fiche de synthèse Initiation à la mol et détermination de la quantité de matière (Enseignant H)

Document 2 f : Fiche de synthèse Concentration d'une solution (Enseignant H)

Document 2 g : Fiche de synthèse Concentration d'une solution (Enseignant M)

Document 2 h : Fiche de synthèse Transformation chimique (Enseignant M)

Document 2 a : Fiche de synthèse chromatographie (Enseignant H)

A_ Séparation d'espèces chimiques : la chromatographie

La chromatographie est une technique de séparation d'espèces chimiques, on peut la réaliser sur colonne (cf TP du jus de tomate) ou sur couche mince (TP CCM des colorants alimentaires).

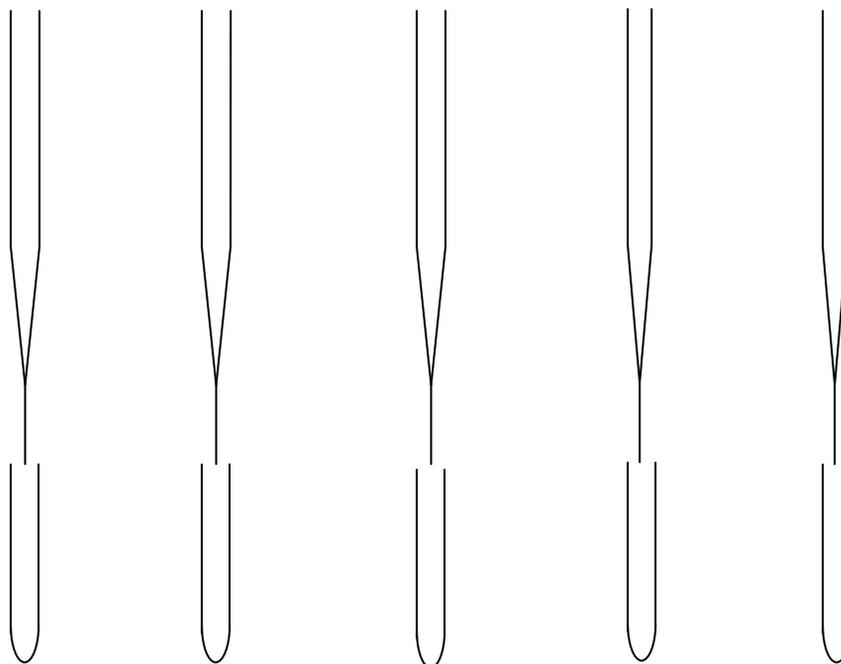
Dans tous les cas, il faut un support ou phase fixe et un solvant ou phase mobile.

TP	phase fixe	phase mobile	migration par
jus de tomate			
colorants alimentaires			

Le principe de la chromatographie repose sur la solubilité des espèces chimiques dans les solvants : **plus une espèce chimique est soluble, plus elle sera emportée par le solvant.**

Résultats des chromatographies :

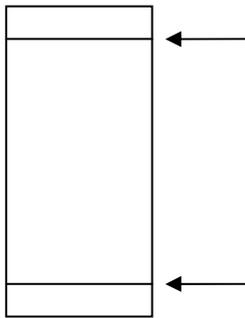
Jus de tomate : on place en haut de la colonne les espèces chimiques extraite dans l'éther de pétrole :



étape	1	2	3	4	5
on verse					

aspect du tube à essais					
conclusion					

Colorants alimentaires :



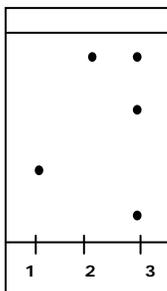
Remarque : si les espèces chimiques étudiées sont incolores, on utilise un révélateur : c'est une espèce chimique qui par une transformation fait apparaître les positions des espèces chimiques étudiées.

B_ Identification d'espèces chimiques

1. La chromatographie

Une espèce chimique migre de la même façon qu'elle soit dans un mélange ou non. Cette propriété nous permet d'identifier les espèces chimiques composant un mélange. Si on observe deux taches laissées par des échantillons à la même hauteur, alors ces deux taches sont constituées de la même espèce chimique.

Exemple : exercice du vin



1 = acide malique ; 2 = acide lactique ; 3 = vin.

Comment pourrait-on identifier les deux autres espèces chimiques contenues dans le vin ?

Remarque : on peut utiliser aussi le rapport frontal d'une espèce chimique : exercice 2.

2. caractéristiques physiques

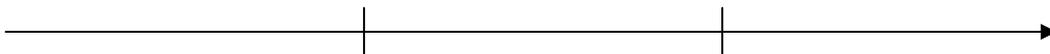
a. Densité et masse volumique

La densité et la masse volumique sont caractéristiques d'une espèce chimique : en mesurant ces grandeurs, puis en comparant la valeur trouvée dans des tables, on peut identifier une espèce chimique.

b. Les températures de changement d'état

Les températures de changement d'état sont caractéristiques de l'espèce chimique étudiée. Elles peuvent servir à identifier les espèces chimiques.

changements	solide -> liquide	liquide -> vapeur
température		



Document 2 b : Fiche de synthèse chromatographie (Enseignant M)

La chromatographie

1) Définition :

La chromatographie est une méthode d'analyse permettant de séparer et d'identifier les constituants d'un mélange. Il existe différents types de chromatographie.

Le mot chromatographie vient du grec **chrôma** qui signifie couleur. A l'origine, c'était une technique de séparation de substances colorées mais elle est aujourd'hui utilisée pour tous types de mélanges même ceux qui sont incolores.

2) Principe :

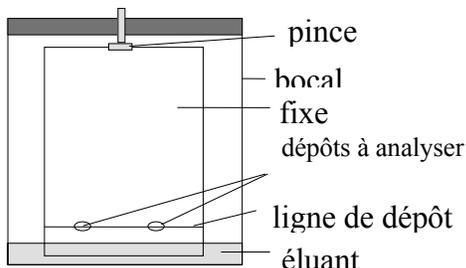
Par exemple, pour réaliser une chromatographie sur couche mince, on utilise :

- un liquide appelé **éluant** ou « **phase mobile** » ;
- un support solide appelé **adsorbant** ou « **phase fixe** » (exemple : bande de papier, plaque de silice...).
-

3) Protocole expérimental :

On dépose une goutte du mélange à analyser au bas du support solide puis l'extrémité de ce support est plongée dans l'éluant placé dans une cuve à chromatographie. On observe alors la montée progressive de l'éluant par capillarité le long du support solide. Lors de son ascension, l'éluant atteint la ligne de dépôt, dissout les dépôts et entraîne avec lui les différentes espèces contenues dans ceux-ci. Les constituants d'un mélange les plus solubles dans l'éluant seront emportés loin de leur point de départ alors que les moins solubles migreront peu.

Ainsi, en fonction de leurs caractéristiques, les divers constituants d'un mélange effectuent des parcours différents. On peut ensuite les identifier en comparant leurs déplacements à ceux d'espèces chimiques connues. Le résultat d'une chromatographie est appelé chromatogramme.



4) Révélation du chromatogramme :

Les constituants des produits analysés donnent souvent des taches incolores. Dans ce cas, il est impossible de les repérer. La révélation est l'opération qui consiste à faire apparaître ces différentes taches.

Un chromatogramme peut être révélé grâce à diverses techniques.

5) Identification d'une espèce chimique :

Pour un éluant et un support donnés, une espèce chimique migre de la même façon qu'elle soit seule ou mélangée à d'autres constituants.

Application :

Pour savoir si un mélange contient une espèce chimique A, on réalise un chromatogramme en déposant sur la même ligne de dépôt horizontale une goutte du mélange et une goutte de solution A.

Si après révélation, une des taches du mélange est à la même hauteur que la tache correspondant à l'espèce A, on peut en conclure que A est présente dans le mélange.

6) Rapport frontal :

La migration d'une espèce chimique est caractérisée par une grandeur notée R_f et appelée rapport frontal.

Par définition :

$$R_f = \frac{\text{distance parcourue par le constituant}}{\text{distance parcourue par le front du solvant}} = \frac{h}{H}$$

Document 2 c : Fiche de synthèse Modèle de Lewis (Enseignant C)

exercice de synthèse moléculaire

Chapitre 6 : De l'atome aux molécules

1. Qu'est-ce qu'une molécule ?

Une molécule est composée d'atomes liés entre eux par des liaisons chimiques appelées liaisons covalentes.

2. Notion de liaison covalente

Dans une molécule, les électrons externes des atomes sont associés par deux en doublets.

Il existe deux types de doublets, les **doublets liants** et les **doublets non liants**.

-un doublet liant (ou liaison covalente) correspond à la mise en commun par deux atomes de deux électrons externes, chaque atome apportant un électron.

-un doublet non liant correspond à deux électrons apportés par le même atome.

3. Représentation de Lewis d'une molécule

Dans la représentation de Lewis d'une molécule, les doublets sont représentés par des tirets entre atomes pour les doublets liants et par des tirets sur les atomes pour les doublets non liants.

Chaque atome lié à un autre par une liaison covalente possède les deux électrons du doublet liant. Il doit cependant respecter la règle du duet et de l'octet (2 ou 8 électrons au total sur sa couche externe).

Remarques:

- les atomes des gaz nobles (éléments de la dernière colonne de la classification périodique des éléments) ne forment pas de molécules car ils respectent déjà la règle du duet et de l'octet.
- Les ions respectent également la règle du duet et de l'octet.

4. Les différentes formules des molécules :

4.1. Formule brute :

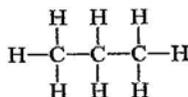
La formule brute d'une molécule fait apparaître le nombre d'atomes de chaque élément présent dans cette molécule.

Exemple : H_2O , O_2 etc.

4.2. Formule développée (représentation de Lewis):

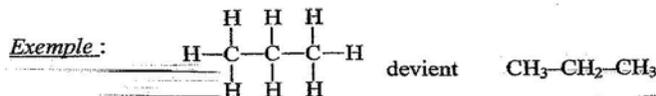
Dans la formule développée, toutes les liaisons sont représentées.

Exemple :



4.3. Formule semi développée :

Dans la formule semi développée, on ne représente pas les liaisons entre un atome et l'atome d'hydrogène auquel il est lié.



5. Isomères

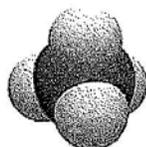
Des molécules isomères ont la même formule brute mais des formules semi développées différentes.

6. Géométrie des molécules :

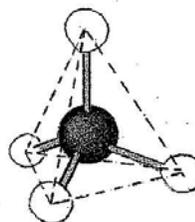
6.1. Exemple : la molécule de méthane CH_4

Les quatre liaisons de l'atome de carbone forment un tétraèdre dont le carbone occupe le centre.

Modèle compact :



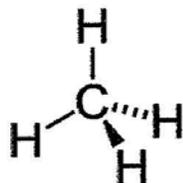
Modèle éclaté :



● Carbon ● Hydrogen

6.2. Représentation de *CRAM* :

On représente la molécule CH_4 ainsi :



Où : ——— représente une liaison dans le plan de la feuille

——— représente une liaison venant vers l'avant de la feuille

----- représente une liaison allant vers l'arrière de la feuille

6.3. Règle de répulsion des doublets :

La géométrie réelle de la molécule obéit à une règle simple : les doublets électroniques (liants et non liants) se repoussent. La molécule prend donc une géométrie dans laquelle les doublets sont le plus loin possible les uns des autres.

Document 2 d : Fiche de synthèse Modèle de Lewis (Enseignant I)

III) Formation des molécules :

1) Définitions :

- Une molécule est un ...
- Une molécule est une ...
- Dans la formule _____ d'une molécule, les symboles des éléments présents sont écrits côte à côte et en indice, bas à droite, le nombre de fois qu'intervient chaque élément.

2) Liaisons covalentes :

Une liaison covalente entre deux atomes correspond à la ...

Chaque doublet liant est partagé entre les deux atomes.

Ex : Les électrons périphériques d'un atome sont regroupés par paires et constituent des doublets. Il existe deux types de doublets :

- Les doublets non
- Les doublets

3) Formation des molécules :

Pour déterminer le nombre de liaisons covalentes qu'un atome peut former, on cherche le nombre p d'électrons présent dans sa couche externe.

Pour saturer cette couche, l'atome doit acquérir :

- _____ électrons pour former _____ liaisons covalentes (dans le cas de la règle de l'octet).
- _____ électrons pour former _____ liaisons covalentes (dans le cas de la règle du duet).

IV) Représentation de Lewis des molécules :

1) Définitions :

La représentation de Lewis d'une molécule met en évidence :

- les doublets
- Les doublets
- **CONVENTION** : les doublets sont représentés par des

2) Comment établir la représentation de Lewis d'une molécule ?

- Ecrire le nom et la formule brute de la molécule.
- Ecrire la structure électronique de chaque atome présent dans la molécule.
- En déduire le nombre n_e d'électrons externes des atomes mis en jeu.
- En déduire le nombre n_l de liaisons que doit établir chaque atome pour acquies la structure en duet ou en octet.
- Calculer le nombre total n_t d'électrons externes de la molécule .
- En déduire le nombre n_d de doublets (liants et non liants) en divisant par 2 le nombre total d'électrons $n_t = n_d \times 2$.
- Répartir les doublets d'électrons de la molécule en doublets liants et non liants en respectant les règles du duet pour H et de l'octet pour les autres atomes.
- Vérifier que les valeurs n_e sont respectées.

Ex : Certains atomes mettent en commun 2 ou 3 doublets d'électrons :

- 2 doublets d'électrons :
- 3 doublets d'électrons :

3) Applications :

- Donner , en utilisant le tableau ci-dessous, la représentation de Lewis des Molécules suivantes :
 $H_2, HCl, H_2O, NH_3, CH_4, N_2, HCN, COH, CO_2, C_2H_4$.

Document 2 e : Fiche de synthèse Initiation à la mol et détermination de la quantité de matière (Enseignant H)

Fiche synthèse Quantité de matière : la mole

La masse d'un atome est très très faible donc une très petite masse d'une espèce chimique contient donc un très grand nombre d'atomes. Pour éviter d'utiliser des nombres aussi grands, les chimistes dénombrent les atomes par paquets appelés **mole**

1. Unité de quantité de matière : la mole

- Une mole est un « paquet » de $6,0 \cdot 10^{23}$ entités identiques.

Ce nombre $6,0 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, noté N_A est appelé nombre d'Avogadro.

En chimie, on définit la quantité de matière d'une espèce chimique à partir du nombre N d'entités présentes dans un échantillon.

- Une quantité de matière (symbole n) est une grandeur dont l'unité est la mole (symbole mol)

Par exemple, un échantillon d'eau représente une quantité de matière de 1 mol d'eau s'il contient $6,0 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau.

Si un échantillon contient N entités identiques, il correspond à une quantité de matière n , avec :

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

N nombre d'entités identiques;
 N_A nombre d'Avogadro (en mol^{-1})
 n est la quantité de matière (en mol)

2. Masse molaire atomique

- Une mole d'atomes est un « paquet » de $6,0 \cdot 10^{23}$ atomes identiques.
- La masse molaire d'une espèce chimique atomique est la masse d'une mole d'atomes de cette espèce chimique. Symbole M
- La valeur de la masse molaire s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.
- La masse molaire atomique de chaque élément chimique figure dans la classification périodique.

Remarque : la masse molaire d'un élément chimique trouvé dans la classification périodique tient compte de la proportion des différents isotopes dans la nature :

Exemple : $M_{\text{Cl}} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ car le chlore naturel est constitué d'un mélange d'atomes $^{35}_{17}\text{Cl}$ (75%) et d'atomes $^{37}_{17}\text{Cl}$ (25 %) $M_{\text{Cl}} = 75 \% \cdot M(^{35}_{17}\text{Cl}) + 25 \% \cdot M(^{37}_{17}\text{Cl})$

- La masse molaire d'un ion est égale à la masse molaire atomique de l'élément correspondant.

Exemple : $M_{Cl} = M_{Cl} = 35,5 \text{ g.mol}^{-1}$

3. masse molaire moléculaire

- La masse molaire d'une espèce chimique moléculaire est la masse d'une mole de molécules de cette espèce chimique.
- La masse molaire d'une espèce chimique moléculaire se calcule en ajoutant les masses molaires des atomes constituant la molécule.

Exemple : $M_{NH_3} = M_N + 3 M_H = 14 + (3 \times 1) = 17 \text{ g.mol}^{-1}$

4. Masse molaire d'un solide ionique

- La masse molaire d'une espèce chimique ionique est la masse d'une mole du motif de base.

Exemple: Le chlorure de sodium est constitué d'ions Na^+ et Cl^- en quantités égales. La formule du solide ionique est $NaCl$ donc la masse molaire du chlorure de sodium est $M_{Na} + M_{Cl}$

5. Relation entre la masse, la masse molaire et la quantité de matière

Désignons par m la masse d'un échantillon d'une espèce chimique, de masse molaire M
La quantité de matière n de l'espèce considérée vaut :

$$n = \frac{m}{M}$$

m est la masse (en g) de l'espèce chimique;
 M est la masse molaire (en g.mol^{-1})
 n est la quantité de matière (en mol)

Exemple : quelle est la quantité de matière d'eau n_{eau} contenue dans 1,0 L d'eau ($m_{eau} = \dots\dots\dots\text{g}$).

$M_{H_2O} = \dots\dots\dots$

Formules dérivées :

$$m = \dots\dots\dots$$

$$M = \dots\dots\dots$$

6. Relation entre le volume, le volume molaire et la quantité de matière

- Le volume molaire d'un gaz formé d'une espèce chimique à l'état gazeux , noté V_M est le volume occupé par une mole de ce gaz (c'est-à-dire par $6,0.10^{23}$ molécules de cette espèce chimique), il s'exprime en L.mol^{-1}
- Le volume molaire est le même pour tous les gaz pris dans les mêmes conditions de température et de pression.

A 20 °C et sous 1,0 bar, $V_M = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ pour tous les gaz

Si V_{gaz} désigne le volume occupé par un gaz et n_{gaz} la quantité de matière de ce gaz, alors

$$n_{\text{gaz}} = \frac{V_{\text{gaz}}}{V_M}$$

V_{gaz} est le volume occupé par le gaz (en L)

V_M est le volume molaire (en L.mol^{-1})

n_{gaz} est la quantité de matière (en mol)

Exemple :

A 20°C et sous 1 bar, quelle est la quantité de matière de d'eau contenu dans 1,0 L de vapeur d'eau ?

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \dots\dots\dots$$

Formules dérivées :

$$V_{\text{gaz}} = \dots\dots\dots$$

$$V_M = \dots\dots\dots$$

**Document 2 f : Fiche de synthèse Concentration d'une solution
(Enseignant H)**

un litre ← kilim

des solutions

cf. modèle + les TP

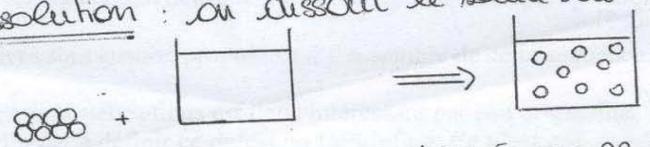
def : une solution est un mélange d'un soluté dans un solvant.

un soluté est une espèce chimique soluble dans le solvant. Il peut être solide, liquide ou gazeux.

un solvant est une espèce chimique liquide dans laquelle on dissout le soluté. En seconde on utilise l'eau : on fait ainsi des solutions aqueuses.

Préparation de solutions:

① dissolution : on dissout le soluté dans le solvant.

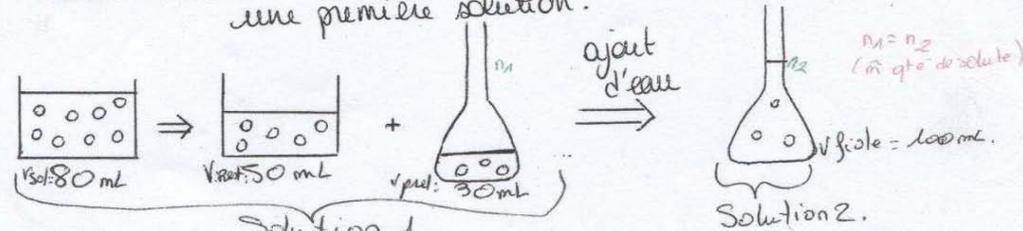


La solution obtenue est caractérisée par sa concentration:

c : concentration ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$)
 n : quantité de matière de soluté (mol)
 V : volume de solvant (L)

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

② dilution solution préparée par ajout de solvant à une première solution.



Solution 1: $C_1 = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Solution 2: $V_{\text{fiole}} = 100 \text{ mL}$

$n_1 = n_2$ (n° qte de soluté)

$C_1 V_{\text{prel}} = C_2 V_{\text{fiole}}$
 $C_2 = \frac{C_1 V_{\text{prel}}}{V_{\text{fiole}}}$
 $= \frac{0,1 \times 30}{100} = 0,03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$C = \frac{n}{V}$ | $n = CV$ | $V = \frac{n}{C}$

Document 2 g : Fiche de synthèse Concentration d'une solution
(Enseignant M)

Modèle des solides et des solutions

	Macroscopique	Microscopique	Exemples de représentation
1	<p>Si un solide disparaît quand on l'ajoute à de l'eau pure, on dit que l'espèce chimique correspondante est soluble dans l'eau.</p> <p>On dit qu'il y a eu dissolution du solide.</p>	<p>Un solide moléculaire est constitué de molécules bien ordonnées au contact les unes des autres.</p> <p>Lors de la dissolution, les molécules qui constituent le solide se dispersent parmi les molécules d'eau.</p>	<p>On peut représenter un solide de la façon suivante</p> 
2	<p>L'eau utilisée pour dissoudre le solide est appelée solvant.</p> <p>L'espèce chimique, une fois dissoute, devient le soluté.</p> <p>L'ensemble {solvant + soluté} constitue la solution.</p>	<p>Le solvant est constitué de molécules d'eau.</p> <p>Le soluté est constitué des molécules qui formaient le solide avant sa dissolution.</p>	
3	<p>Une solution est toujours limpide (la lumière peut librement la traverser).</p> <p>Une solution est homogène après agitation.</p>	<p>Une solution est homogène si les molécules du soluté sont uniformément réparties parmi celles du solvant.</p>	
4	<p>Lors d'une dissolution, la quantité de matière de solide qui disparaît est égale à la quantité de matière de soluté obtenu.</p>	<p>Lors d'une dissolution, le nombre de molécules qui constituaient le solide est égal au nombre de molécules qui se sont dispersées dans la solution (et qui constituent le soluté).</p>	
5	<p>Une dilution consiste à ajouter du solvant (de l'eau) à une solution.</p> <p>Les quantités de matière de soluté dans la solution diluée et dans le prélèvement sont égales car on n'ajoute que de l'eau.</p> <p>La quantité de matière de soluté se conserve lors d'une dilution. (c'est celle existant dans la pipette du prélèvement)</p>	<p>Lors d'une dilution, le nombre de molécules de soluté dans la solution diluée est égal au nombre de molécules de soluté dans le prélèvement (car on n'ajoute que de l'eau).</p>	
6	<p>On appelle concentration c en soluté le rapport entre la quantité de matière (n en mol) d'espèce chimique dissoute et le volume (V_{sol} en L) de solution obtenue.</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 10px auto;"> $C = \frac{\text{quantité.de.matière.du.soluté}}{\text{Volume.de.la.solution.obtenue}} = \frac{n}{V_{sol}}$ </div> <p>L'unité de concentration est mol.L⁻¹.</p> <p>On rappelle que la quantité de matière est donnée par $n = m / M$ où m est la masse de l'espèce</p>		

	chimique considérée et M sa masse molaire.		
7	<p>On appelle facteur de dilution le rapport entre la concentration de la solution avant et après la dilution.</p> $F = \frac{\text{concentration avant la dilution}}{\text{concentration après la dilution}}$ <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin-top: 10px;"> $F = \frac{\text{concentration de la solution mère}}{\text{concentration de la solution fille}}$ </div>		

Document 2 h : Fiche de synthèse Transformation chimique

(Enseignant M)

Cours La transformation chimique

La réaction chimique : stœchiométrie

I Transformations chimiques

↳ Exemples.:

- Etude lors du T.P. de la transformation chimique ayant lieu entre l'acide acétique et l'hydrogénocarbonate de sodium.
- Document 1 p 138

↳ Définitions.:

- Une **transformation chimique** a lieu chaque fois qu'une nouvelle espèce chimique apparaît ou qu'une espèce chimique disparaît. (exemples de transformations chimiques doc 3 p 139)
- Une espèce chimique qui apparaît s'appelle un **produit**.
- Une espèce chimique qui disparaît, totalement ou partiellement, s'appelle un **réactif**.
- On appelle **système chimique** l'ensemble des espèces chimiques présentes lors d'une transformation chimique.

Remarques : Un système chimique évolue au cours d'une transformation chimique.

L'ébullition de l'eau n'est pas une transformation chimique, l'espèce chimique eau se transforme de l'état liquide à l'état gazeux mais il n'y a pas apparition d'une nouvelle espèce chimique (voir doc 4 p 139)

- On appelle **état initial** du système chimique, l'état où les réactifs sont en présence mais ne réagissent pas encore.
- On appelle **état final** du système chimique, l'état pour lequel il n'y a plus de transformation des réactifs parce que l'un au moins des réactifs a totalement disparu.
Il contient le ou les réactifs (en excès) et les autres espèces chimiques. (Ex doc 6 p 140)
- Une **réaction chimique** est l'événement au cours duquel des réactifs se transforment en produits.

Remarques : Lorsqu'on étudie une réaction chimique, on ignore les espèces chimiques et les ions du système qui ne sont ni les réactifs ni les produits de la réaction. (espèces chimiques spectatrices ou ions spectateurs)

Lors d'une réaction chimique, les éléments chimiques sont conservés, autrement dit, les noyaux ne sont pas modifiés.

II Equation chimique et lois de conservation

↳ L'équation chimique

Une équation chimique modélise une réaction chimique à l'aide de symboles chimiques. Par convention, on écrit les formules des réactifs dans le membre de gauche de l'équation chimique et celles des produits dans le membre de droite.

Dans une équation chimique, des nombres précèdent chaque formule pour ajuster la stœchiométrie de l'équation, c'est-à-dire faire en sorte

--- qu'il y ait autant de chaque élément chimique parmi les réactifs que parmi les produits ;

--- que la somme des charges électriques des ions qui interviennent soit la même dans chaque membre de l'équation chimique.

Ces nombres sont appelés nombres stœchiométriques. On s'arrange pour que ces nombres soient des entiers les plus petits possibles.

↳ Exemples :

- a. Equation chimique de la combustion de l'aluminium dans le dioxygène avec formation d'alumine de formule Al_2O_3

- b. Equation chimique de la réaction des ions argent Ag^+ avec le métal cuivre, donnant des ions cuivre Cu^{2+} et le métal argent.

↳ Lois de conservation :

- a. *Première loi de conservation* : Si un élément chimique est présent parmi les réactifs, il est présent parmi les produits et réciproquement.

- b. *Deuxième loi de conservation* : La masse de la partie des réactifs qui disparaît est égale à la masse des produits qui apparaissent.