

ANNEXE 1 : Les fiches de TP

Les fiches de TP

Document 1 a : Fiche de TP introduction du concept élément chimique : Quelques expériences avec le cuivre

Document 1 b : Le modèle de Lewis (Groupe SESAMES)

Document 1 c : Le modèle de Lewis (N'appartenant pas au groupe SESAMES)

Document 1 d : la classification périodique

Document 1 e : la classification périodique (N'appartenant pas au groupe SESAMES)

Document 1 f : initiation à la mol et détermination de la quantité de matière

Document 1 g : Notion de concentration d'une solution

Document 1 h : Exemple de transformation chimique

Document 1 i : Introduction de la notion d'avancement à l'aide d'un simulateur

Document 1 j : Réactions totales ou non – Taux d'avancement

Document 1 k : Extraction et chromatographie

Document 1 a : Introduction du concept de l'élément chimique

Quelques expériences avec le cuivre

1) Comment peut-on reconnaître simplement le cuivre d'autres métaux comme le fer ou le plomb ?

2) **Transformation n° 1 :** Prendre un petit morceau de cuivre (30 à 40 mg) et l'introduire dans un tube à essais. Ajouter avec précaution environ 1 mL d'acide nitrique (port de lunettes obligatoire, éviter tout contact entre l'acide et la peau).

- Observer et décrire les observations.
- A quoi peut-on dire que la réaction est terminée ?

3) Pendant que la transformation chimique se déroule, déposer avec une pipette quelques gouttes d'acide nitrique sur la partie brillante d'une lame de fer. Au bout de quelques secondes, rincer la lame de fer à l'eau du robinet. Décrire les observations.

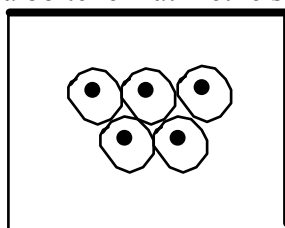
4) **Transformation n° 2 :**

Quand la transformation chimique mettant en jeu le cuivre et l'acide nitrique est terminée, ajouter 1 à 2 mL d'eau du robinet dans le tube : homogénéiser avec un agitateur. Avec une pipette, prélever un peu de la solution bleue et en déposer quelques gouttes au milieu de la partie brillante de la lame de fer. Au bout de quelques secondes, rincer la lame de fer à l'eau du robinet et l'éponger avec un papier absorbant sans frotter.

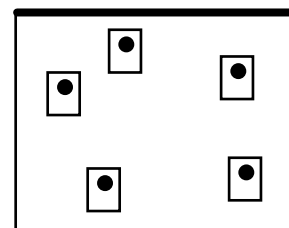
Identifier la tache observée.

5) Les « blicks » sont des êtres imaginaires : admettons que l'on en a enfermé 5 dans une boîte ; voir le schéma ci-dessous. On observe la boîte le matin et le soir.

A partir des schémas des deux boîtes rectangulaires ci-contre répondre aux questions A et B :



une boîte le matin



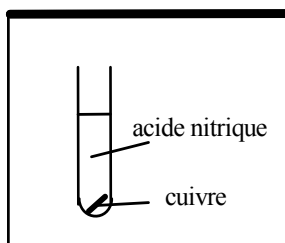
la même boîte le soir

Le contenu de la boîte s'est transformé entre le matin et le soir.

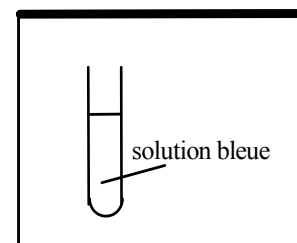
Q a : Qu'est-ce qui ne s'est pas conservé dans cette boîte ?

Q b : Qu'est-ce qui s'est conservé pendant la transformation ?

DANS CETTE QUESTION, ON NE SE PREOCCUPE PAS DE L'ACIDE NITRIQUE



au début de l'expérience



à la fin de l'expérience

Le contenu du tube s'est transformé entre le début et la fin de l'expérience.

6) A propos de l'expérience entre le cuivre et l'acide nitrique que l'on peut schématiser ainsi, répondre aux questions C et D :

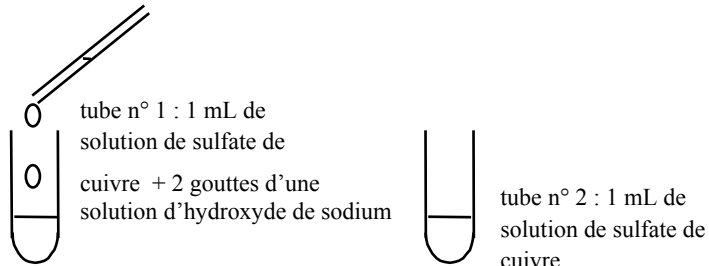
Q c : Qu'est-ce qui ne s'est pas conservé dans ce tube ?

Q d : Qu'est-ce qui s'est conservé pendant la transformation ?

Quel lien peut-on établir entre les boîtes de blicks de la question 5 et cette expérience avec le cuivre et l'acide nitrique ?

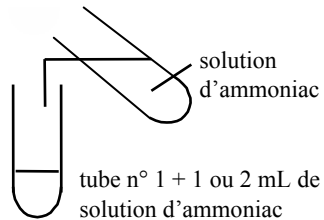
7) Transformation n° 3 :

Réaliser l'expérience schématisée ci-contre puis observer et décrire les observations.



8) Transformation n° 4 :

Réaliser ensuite l'expérience schématisée ci-contre. Observer et décrire les observations.



Ajouter la solution d'ammoniac jusqu'à ce que tout le contenu du tube soit homogène. Bien agiter le tube à essai.

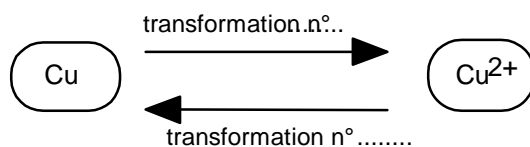
9) Transformation n° 5 : Ajouter, toujours dans le tube n° 1, de l'acide nitrique dilué à 50% jusqu'à disparition de la couleur bleue intense et ajouter au tube n°2 de l'eau de façon à ce que les tubes n°1 et 2 possèdent la même quantité de liquide. Observer et décrire les observations.

Travail de réflexion

A - Le tableau ci-dessous résume les formules chimiques et quelques propriétés des corps chimiques envisagés dans cette séance de TP. Compléter le tableau (éventuellement, il y a plusieurs réponses par case, mais on se limitera à une seule réponse).

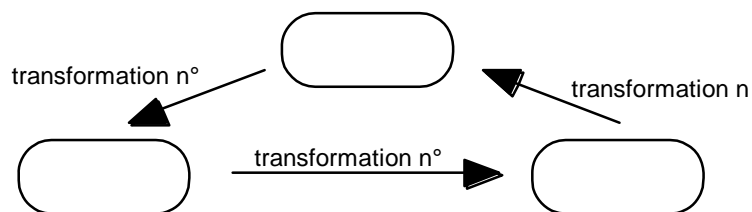
formule chimique	aspect couleur	état physique	préciser : métal, ions ou précipité ?	obtenu par quelle transformation ?
Cu^{2+}	bleu pâle	en solution		
Cu	rouge- orangé	solide		
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	bleu céleste	en solution		
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	bleu	solide		

B - Deux transformations chimiques vues pendant cette séance de TP peuvent être symbolisées ainsi :



Préciser lesquelles en rappelant leur n° au dessus de la flèche correspondante.

C - A l'image de ce qui vient d'être symbolisé, il est possible de faire le cycle ci-dessous avec d'autres réactions vues pendant la séance de TP :



Comme à la question B, on mettra dans chaque cadre du schéma ci-contre une des 4 formules chimiques de la colonne de gauche du tableau de la question A.

Compléter ce schéma en précisant les formules chimiques des corps mis en jeu ainsi que le n° des transformations chimiques.

D - De même que les boîtes de blicks illustrent l'une des transformations chimiques de la question (B), proposer, toujours à l'aide de blicks, une illustration des transformations chimiques de la question (C).

Document 1 b : Le modèle de Lewis (Groupe SESAMES)

Structure en duet, structure en octet

Un atome ou un ion qui a deux électrons sur sa couche externe K a une structure en duet.

Un atome ou un ion qui a huit électrons sur sa couche externe a une structure en octet.

Règles de stabilité :

Pour $Z \leq 18$, les atomes qui n'ont pas la structure en duet ou en octet captent, cèdent ou mettent en commun des électrons pour l'acquérir.

LA LIAISON CHIMIQUE : MODELE DE LEWIS

1) Principes de base du modèle de Lewis

Enoncé n°1 : Le modèle de Lewis ne s'intéresse qu'aux électrons périphériques des atomes, c'est-à-dire aux électrons de la dernière couche électronique de chaque atome.

Enoncé n°2 : Dans une molécule, les atomes sont liés par des liaisons chimiques covalentes.

2) Définition de la liaison chimique covalente

Deux atomes liés par une liaison chimique covalente mettent en commun 1 électron chacun. Ces deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes ; on représente ces 2 électrons par un trait entre les symboles des 2 atomes : exemple H—Cl.

3) Doublet non partagé et doublet liant

Dans les molécules habituelles, tous les électrons sont groupés par paires. Quand une paire d'électrons constitue une liaison chimique covalente, c'est un doublet liant, sinon, c'est un doublet non partagé (appelé aussi doublet non liant).

On convient de représenter un doublet d'électrons par un trait " — ". Un doublet liant, c'est-à-dire une liaison chimique covalente est donc représentée par un trait entre les symboles de 2 atomes, et un doublet non partagé est représenté par un trait à côté du symbole d'un atome.

4) Electrons qui entourent un atome

a) Dans une molécule, on appelle électrons qui " **entourent** " un atome, les électrons des doublets non partagés de l'atome et des doublets liants attachés à l'atome. **Attention** à ne pas confondre avec les électrons périphériques de l'atome.

b) Les deux électrons d'un doublet qui lie deux atomes A et B font partie des électrons qui entourent l'atome A et des électrons qui entourent l'atome B.

5) Représentation de Lewis et décompte des électrons

a) La représentation de Lewis d'une molécule est une représentation des atomes et de tous les doublets d'électrons (liants et non partagés) de cette molécule.

b) Le nombre d'électrons qui apparaissent dans cette représentation de Lewis d'une molécule doit être égal à la somme des nombres d'électrons périphériques de chaque atome la constituant.

Ne sont pas concernés par ce modèle :

- Les solides ioniques, par exemple NaCl ou MgO. Ces solides ioniques ne sont pas constitués de molécules mais d'ions.
- Les solides métalliques, par exemple, le fer, le cuivre...
- Quelques molécules qui ne sont pas au programme du lycée exemple SF₆, BF₃...

Conséquences du modèle de Lewis

- a) Si l'on représente une molécule dont les atomes ne respectent pas la règle de l'octet, c'est que l'on a commis une erreur.
- b) Il arrive qu'il faille établir des liaisons double ou triple entre certains atomes pour que la règle de l'octet soit satisfaite.
- c) Une molécule est forcément électriquement neutre (non chargée).

Questions de préparation du TP « Représentation de Lewis de quelques molécules simples »

Lire la feuille deux fois, et répondre aux questions suivantes :

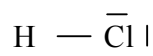
1. Par quoi représente-t-on un doublet d'électrons dans la représentation de Lewis ?
2. a. On considère l'atome de carbone de configuration électronique $(K)^2 (L)^4$. Donner le nombre d'électrons périphériques pour cet atome.
b. Cet atome a-t-il une structure en octet ? Expliquer pourquoi à l'aide de l'énoncé correspondant.
3. Un doublet non partagé peut-il constituer une liaison chimique covalente ? Expliquer pourquoi à l'aide de l'énoncé 3 du modèle de Lewis.

TP : Représentation de Lewis de quelques molécules simples

Objectif : application du modèle à quelques molécules simples

1) Application du modèle à la représentation de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène

a) Combien de liaisons chimiques covalentes y a-t-il dans la molécule HCl ? Justifier à l'aide du modèle



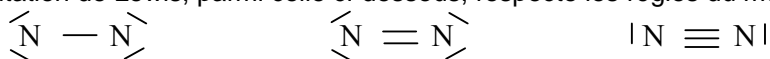
b) Combien y a-t-il d'électrons dans la représentation de Lewis de cette molécule ?

c) Le (b) de l'énoncé n°5 du modèle est-il vérifié ?

d) Utiliser les énoncés 3 et 4 du modèle pour vérifier que chaque atome de cette molécule respecte les règles de stabilité ?

2) Représentation de Lewis de la molécule de diazote (N₂)

Le gaz le plus abondant de notre atmosphère est le diazote. Sa formule est N₂. On se propose de trouver quelle représentation de Lewis, parmi celle ci-dessous, respecte les règles du modèle.



a) Quelle est la configuration électronique de l'atome d'azote ? Combien cet atome a-t-il électrons périphériques ? D'après l'énoncé 5.b, combien d'électrons doivent figurer sur la représentation de Lewis de la molécule ?

b) Pour chaque représentation, dénombrer les électrons représentés et expliquer (justifier) pourquoi l'une de ces représentations doit être éliminée.

c) Pour les deux représentations restantes, une seule représente des atomes d'azote qui respectent la règle de l'octet. Laquelle ?

3) Représentation de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone (CO₂)

La représentation de Lewis de la molécule de dioxyde de carbone fait apparaître quatre doublets liants et un certain nombre de doublets non partagés.

a) Combien d'électron le carbone et l'oxygène possèdent-ils sur leur couche électronique externe ?

b) Combien d'électrons doivent donc figurer sur la représentation de Lewis de la molécule CO₂ ?

c) Proposer une représentation qui tienne compte de ce nombre de doublet liant et qui respecte les différentes règles du modèle.

4) Représentation de Lewis d'autres molécules

Une technique rapide pour trouver une représentation de Lewis est d'utiliser le tableau ci-dessous, qui permet que les représentations de Lewis obtenues respectent des règles du modèle. En effet, au sein des molécules, les atomes C, N, O, F et H sont toujours entourés du même nombre de liaisons et du même nombre de doublets non partagés (voir le tableau).

atome	Nombre de doublets liants	Nombre de doublets non partagés
C	4	0
N	3	1
O	2	2
F et Cl	1	3
H	1	0

Proposer une représentation de Lewis du méthane, CH₄ en s'aidant du tableau. Vérifier que sur la représentation proposée :

- le nombre total d'électrons qui figurent est égal à la somme des nombres d'électrons périphériques de chaque atome,
- est telle que chaque atome respecte les règles de stabilité.

Adopter cette démarche pour trouver les représentations de Lewis des molécules suivantes :

Molécule de dichlore Cl_2 , molécule d'ammoniac NH_3 , molécule d'eau H_2O , molécule d'éthane C_2H_6 , molécule de dioxygène O_2 , molécule d'éthylène C_2H_4 , molécule de dihydrogène H_2 , molécule d'éthyne C_2H_2 .

Document 1c : Le modèle de Lewis (N'appartenant pas au groupe SESAMES)

TP1

1 ACTIVITÉ DOCUMENTAIRE

Ce qui fait qu'un atome ou un ion monoatomique est chimiquement stable

Pourquoi certains atomes n'ont-ils pas tendance à donner des ions ou des molécules, alors que d'autres se transforment en ions monoatomiques chimiquement stables ?

Document 1 Les gaz nobles

L'hélium, le néon et l'argon, à température et pression courantes, sont des gaz constitués d'atomes individuels. Les atomes de ces gaz, dits **gaz nobles** ou **gaz rares**, ne s'associent pas en molécules. On dit qu'ils sont **chimiquement stables**, c'est-à-dire qu'ils ne réagissent pas avec d'autres espèces chimiques.

les gaz nobles et les gaz rares sont constitués d'atomes individuels. Les atomes de gaz nobles ne s'associent pas en molécules.

Questions

1. Donner le symbole et la structure électronique des atomes suivants : l'hélium ($Z = 2$) ; le néon ($Z = 10$) ; l'argon ($Z = 18$).
2. Quel est le nombre de côtés d'un octogone ? Quel est le nombre de faces d'un octaèdre ?
3. Le chimiste dit que la structure électronique externe du néon et de l'argon est en octet. Que peut signifier ce terme ?
4. Le chimiste dit aussi que la structure électronique externe de l'hélium est en duet. Que signifie « duet » ?

les atomes et chimiquement

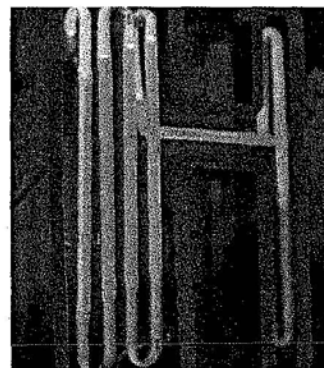


Fig.1 Une enseigne lumineuse : les gaz qui remplissent les tubes sont des gaz nobles.

Document 2 Les ions monoatomiques

Nom de l'élément	Z	Atome		Ion	
		Symbole de l'atome	Structure électronique	Symbole de l'ion (nom)	Structure électronique
Lithium	3	Li		Li ⁺ (ion lithium)	
Fluor	9	F		F ⁻ (ion fluorure)	
Sodium	11	Na		Na ⁺ (ion sodium)	
Magnésium	12	Mg		Mg ²⁺ (ion magnésium)	
Soufre	16	S		S ²⁻ (ion sulfure)	
Chlore	17	Cl		Cl ⁻ (ion chlorure)	

Tableau 1 Quelques éléments courants et les ions monoatomiques chimiquement stables qui leur correspondent.

Questions

1. Recopier et compléter le tableau 1.
2. Quel est le gaz rare de même structure électronique que le cation lithium ? Quel est le point commun aux structures électroniques de tous les autres ions ?
3. Les atomes de gaz rares et les ions étudiés dans cette activité sont chimiquement très stables. Énoncer une règle reliant la stabilité chimique des atomes et des ions et leur structure électronique externe.
4. Quel est, d'après cette règle, l'ion stable correspondant à l'atome d'aluminium $Z = 13$? Si deux solutions sont possibles, on choisit celle qui correspond à la perte ou au gain du minimum d'électrons.

2 ACTIVITÉ DOCUMENTAIRE

Ce qui fait qu'une molécule existe

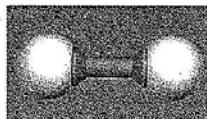
Pourquoi certaines molécules existent et d'autres pas ? Pourquoi, par exemple, H_2O existe alors que HO et H_4O n'existent pas ?

Document 1 Le dihydrogène

Une molécule est un édifice stable d'atomes liés les uns aux autres. Une liaison chimique entre deux atomes se traduit par la mise en commun de deux électrons. Dans ce modèle de liaison, dite **covalente**, chaque atome apporte un électron pour former la liaison. Les deux électrons de liaison forment un **doublet de liaison** ou **doublet liant**.

Dans une molécule, pour dénombrer les électrons externes de chaque atome, on compte les électrons ne formant pas de liaison et on ajoute deux électrons pour chaque liaison à laquelle l'atome participe. Les électrons d'un doublet liant comptent donc pour chaque atome de la liaison.

Une molécule de dihydrogène est formée de deux atomes d'hydrogène liés par une liaison covalente.



Modèle de molécule de dihydrogène.

Questions

1. Quelle est la formule de la molécule de dihydrogène ?
2. Lorsque la liaison covalente est réalisée, quel est le nombre d'électrons externes de chacun des deux atomes constituant la molécule de dihydrogène ?
3. De quel gaz noble, chaque atome d'hydrogène a-t-il ainsi pris la structure électronique ?

Document 2 Le chlorure d'hydrogène



Modèle de la molécule de chlorure d'hydrogène.

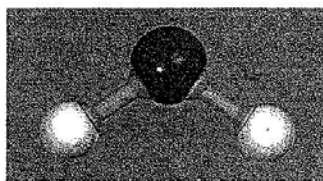
Un atome d'hydrogène et un atome de chlore peuvent se lier par une liaison covalente pour donner la molécule de chlorure d'hydrogène.

Questions

1. Quelle est la formule de la molécule de chlorure d'hydrogène ?
2. Rappeler la structure électronique des atomes d'hydrogène (H , $Z=1$) et de chlore (Cl , $Z=17$).
3. Quel est le nombre d'électrons externes de chacun des atomes dans cette molécule ?

Document 3 L'eau

Une molécule d'eau est constituée de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène (O , $Z=8$). Chaque hydrogène est lié à l'oxygène par une liaison covalente.



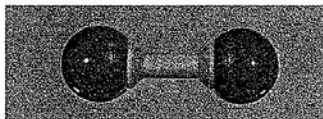
Modèle de molécule d'eau.

Questions

1. Quelle est la formule brute de la molécule ?
2. Donner la structure électronique de l'atome d'oxygène.
3. Quel est le nombre d'électrons externes de l'atome d'oxygène dans la molécule d'eau ?
4. Énoncer une règle établissant une corrélation entre la stabilité d'une molécule et le nombre d'électrons externes des atomes qui la constituent.
5. D'après cette règle, les molécules HO et H_4O existent-elles ?

Document 4 Le dioxygène

Deux atomes d'oxygène peuvent s'unir pour donner une molécule de dioxygène.



La molécule de dioxygène n'est qu'en apparence semblable à celle du dihydrogène.

Questions

1. Quelle est la formule brute de la molécule de dioxygène ?
2. Combien de liaisons covalentes doit-il y avoir entre les deux atomes pour que la règle énoncée ci-dessus soit vérifiée ?

3 ACTIVITÉ DOCUMENTAIRE

La représentation de Lewis d'une molécule

Comment représenter simplement une molécule en faisant apparaître les liaisons entre ses atomes et la structure électronique externe de ceux-ci ?

Document Représenter une molécule

La représentation de Lewis consiste à représenter, pour chaque atome, tous ses électrons de la couche externe.

Les liaisons covalentes, doublets d'électrons liants, sont représentées sous forme de tirets entre les atomes. Les électrons de la couche externe ne participant pas à des liaisons sont groupés par deux pour former des doublets d'électrons non liants.

Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé autour de l'atome.

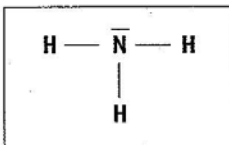


Fig.2 Représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac.

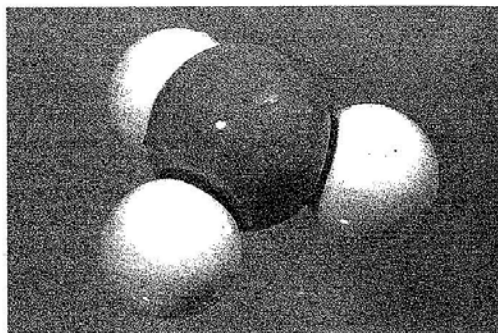


Fig.3 Dans la molécule d'ammoniac, l'atome d'azote est lié à trois atomes d'hydrogène.

Méthode pour établir une représentation de Lewis

Pour établir la représentation de Lewis de la molécule d'ammoniac, connaissant son nom et sa formule, NH_3 :

- on calcule, à partir du nombre de charge, le nombre d'électrons n_e de la couche externe de chaque atome ; ici, 1 électron sur la couche externe de chaque atome d'hydrogène H et 5 électrons sur la couche externe de l'atome d'azote N ;

- on fait la somme des différents n_e pour obtenir le nombre total n_t d'électrons externes intervenant dans la molécule ; ici, on obtient 8 ;

- on divise n_t par deux pour obtenir le nombre total n_d de doublets liants et non liants ; ici, n_d est égal à 4.

On dispose ensuite ces n_d doublets autour des atomes pour que chacun obéisse à la règle de l'octet, ou du duet pour l'hydrogène.

Pour l'ammoniac, on obtient la formule indiquée par la figure 2.

Ces étapes peuvent être résumées par le tableau :

Molécule	Nom : ammoniac			
	Formule : NH_3			
Atomes	H	H	H	N
n_e	1	1	1	5
n_t	$1 + 1 + 1 + 5 = 8$			
n_d	$\frac{8}{2} = 4$			

Si, dans les molécules courantes, plusieurs possibilités se présentent, on conserve celles dans lesquelles le carbone forme quatre liaisons, l'azote trois et l'oxygène deux.

Questions

1. En utilisant l'activité 2, donner les représentations de Lewis de la molécule de dihydrogène et celle de la molécule de chlorure d'hydrogène.

2. Établir la représentation de Lewis de la molécule d'eau H_2O et celle de la molécule de méthane CH_4 .

3. Établir de même, en utilisant la méthode indiquée, la représentation de Lewis de la molécule de dioxygène O_2 et celle de la molécule de diazote N_2 .

4. Utiliser la dernière règle pour établir les représentations de Lewis du méthanol CH_3O , puis de l'éthanal $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$.

4 ACTIVITÉ DOCUMENTAIRE

Les différentes formules d'une même molécule

La formule brute d'une molécule suffit-elle à la représenter ? Existe-t-il d'autres représentations d'une molécule que la représentation de Lewis ?

Document 1 À partir de la représentation de Lewis

On considère deux molécules.

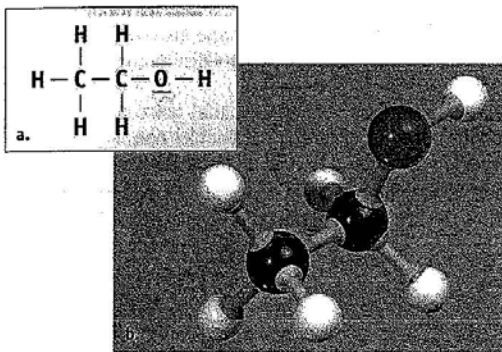


Fig.4 La molécule d'éthanol : a. représentation de Lewis ; b. modèle éclaté.

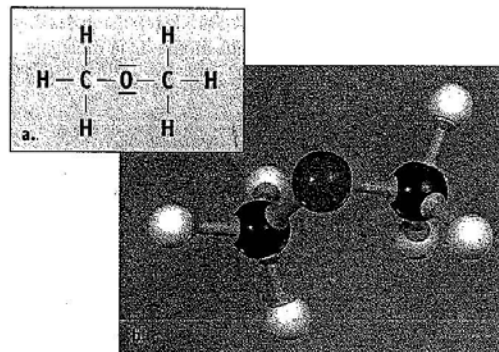


Fig.5 La molécule de méthoxyméthane : a. représentation de Lewis ; b. modèle éclaté.

Questions

1. Représenter les molécules des figures 4 et 5, en ne faisant pas apparaître les doublets non liants. Les représentations ainsi obtenues sont appelées formules développées des molécules.
2. Représenter ces molécules, sans faire apparaître les liaisons avec les hydrogènes et-en regroupant les hydrogènes autour des atomes auxquels ils sont liés. Les représentations ainsi obtenues sont appelées formules

- semi-développées des molécules. Par exemple, pour l'éthane C_2H_6 , on obtient CH_3-CH_3 .
3. Donner les formules brutes de ces deux molécules. Que remarque-t-on ?
4. On dit que ces deux molécules sont des isomères. Qu'est-ce qui les différencie ?
5. Quand dit-on que deux molécules sont des isomères ?

Document 2 À partir de la formule développée

On considère les formules développées de deux molécules.

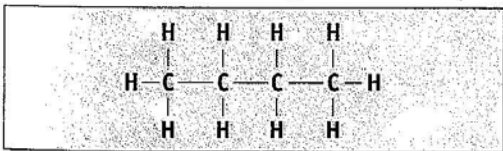


Fig.6 Formule développée de la molécule de butane.

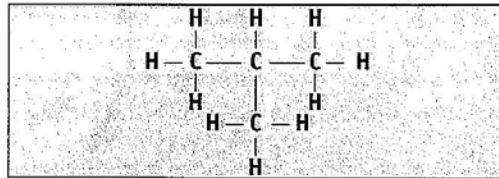


Fig.7 Formule développée de la molécule de 2-méthylpropane.

Questions

1. Écrire les formules semi-développées des molécules de butane et de 2-méthylpropane.

2. Ces molécules sont-elles des isomères ?

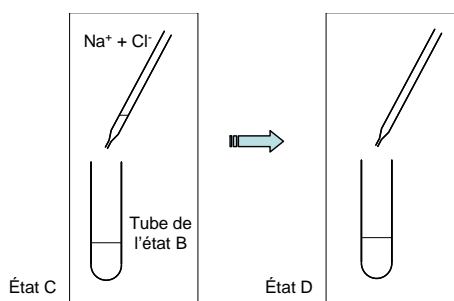
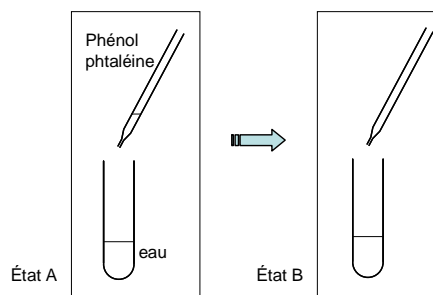
Document 1d : la classification périodique

Utilisation du tableau périodique et des structures électroniques des entités chimiques

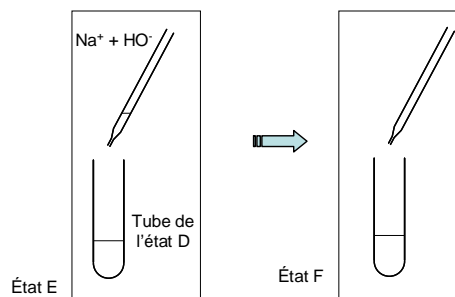
1ère expérience : Test à la phénolphtaléine.

La phénolphtaléine est une espèce chimique qui permet de caractériser un ion particulier. On se propose de trouver lequel à l'aide de quelques expériences.

- Dans un tube à essais n°1, mettre 3 mL d'eau du robinet. Ajouter 2 ou 3 gouttes de phénolphtaléine (schéma ci-contre représentant le passage de l'état A à l'état B). Homogénéiser. Reporter dans le tableau 1 la couleur de la solution dans l'état B.



- Ajouter dans le tube de l'état B quelques gouttes d'une solution de chlorure de sodium Na⁺ + Cl⁻ (schéma représentant le passage de l'état C à l'état D). Reporter dans le tableau 1 la couleur de la solution dans l'état D.



- Ajouter quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium Na⁺ + HO⁻ (schéma représentant le passage de l'état E à l'état F). Reporter dans le tableau 1 la couleur de la solution.

Remplir la colonne centrale du tableau 1.

solution	Formules des espèces chimiques ou des ions présents dans cette solution (autres que la phénolphtaléine)	Couleur de la solution en présence de phénolphtaléine
Eau (état A)		
Eau + chlorure de sodium (état D)		
Eau + chlorure de sodium + hydroxyde de sodium (état F)		

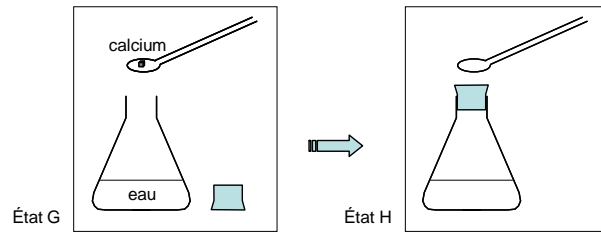
Tableau 1

- Entre quels états la phénolphtaléine s'est-elle transformée ? Quels ions ont été ajoutés entre ces deux états ?
- A l'aide du tableau ci-dessus, trouver quel ion est mis en évidence lors de la transformation de la phénolphtaléine, et expliquer pourquoi.

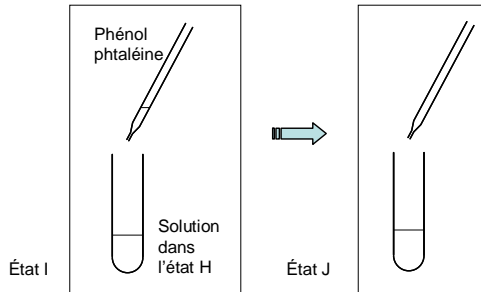
2ème expérience

1. Transformation chimique n°2

Mettre le l'eau du robinet dans un erlenmeyer et introduire un petit morceau de calcium (schéma ci-contre). Boucher l'erlenmeyer et noter ce qui est observé entre l'état G et l'état H.



2. Identification de ce qui a été formé



- Quand la transformation est terminée, déboucher l'erlenmeyer et approcher aussitôt une allumette enflammée de l'embouchure. Noter ce qui est observé. Qu'est-ce qui a été mise en évidence ?
- Dans un tube à essais, introduire 2 mL du contenu de l'erlenmeyer dans l'état H. Ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine à ce prélèvement et noter ce qui est observé. Qu'est-ce qui a été ici caractérisée (en relation avec la propriété donnée au début du TP) ?

3. Les questions suivantes ont pour but d'aider à remplir le tableau 2, qui mentionne les noms des entités chimiques et des éléments chimiques impliqués dans la transformation entre les états G et H.

- Remplir la case correspondant à la ligne « Nom et formule » dans l'état G.
- Remplir la case « élément chimique » dans l'état G. On vérifiera que les éléments chimiques mentionnés figurent effectivement dans la classification périodique.
- En utilisant une loi vue dans le cours, remplir la case « éléments chimiques présents » dans l'état H.
- A l'aide des tests d'identification de l'expérience 2, remplir la case correspondant à la ligne « Nom et formule » dans l'état H.
- Cette case contient-elle la totalité des éléments chimiques présents après la transformation ? Que peut-on en déduire au sujet de l'élément chimique manquant ?

4. Bilan de la transformation chimique entre les états G et H

- Les ions présents en solution dans l'état H, identifiés grâce à la phénolphtaléine sont-ils des anions ou des cations ?
- Pourquoi peut-on affirmer que des cations sont également présents dans l'état H ?
- Sachant que ces cations sont uniquement constitués de l'élément chimique manquant (voir question 3.e), et connaissant la position de cet élément dans la classification périodique, écrire la formule de ces cations. Préciser les lois (ou règles) utilisées dans le raisonnement.
- Décrire par une phrase le bilan de la transformation chimique qui a eu lieu dans l'erlenmeyer.

	Dans l'état G	Dans l'état H
Nom et formule des espèces chimiques ou des ions		
Éléments chimiques présents (nom et symbole)		

Tableau 2

3ème expérience : Transformation chimique n°3

1. Chercher la position de l'élément chimique magnésium dans le tableau périodique. En déduire ce qui va se passer quand on met un morceau de magnésium dans l'eau.
2. Dans un erlenmeyer, mettre de l'eau et quelques gouttes de phénolphtaléine ; homogénéiser. Ajouter ensuite un petit morceau de magnésium. Noter ce qui est observé.
3. Comparer ces observations avec celles effectuées entre les états G et H. En déduire si les réactions impliquant des éléments chimiques d'une même colonne sont : identiques, similaires, ou non comparables. Justifier la réponse.
4. L'échantillon de magnésium utilisé est constitué de trois types d'atomes (voir tableau). Justifier que ces atomes appartiennent tous à la même case de la classification périodique.

	1 ^{er} type	2 ^e type	3 ^e type
nombre de nucléons	24	25	26
nombre de neutrons	12	13	14

Document 1 e : la classification périodique (N'appartenant pas au groupe SESAMES)

TP : Similitude de propriétés dans la famille des halogènes

Nous étudierons ici trois éléments de cette famille : le chlore Cl, le brome Br et l'iode I. *Dans quelle colonne du tableau périodique est-elle située ?*
A l'état pur, les halogènes existent sous la forme de molécules de dihalogènes : le dichlore, le dibrome et le diiode.

Question 1 : pour chacun de ces trois composés, écrivez leur formule chimique, notez leur état physique à la température ambiante ainsi que leur couleur.

Les halogènes existent aussi sous forme d'ions (dans quelques solutions), les ions halogénures : l'ion chlorure, l'ion bromure, l'ion iodure.

Question 2 : écrivez leur formule chimique sachant que pour former les ions halogénures, les atomes Cl, Br et I ont gagné 1 électron.

I) Solubilité des dihalogènes

Vous disposez de trois tubes à essais bouchés, l'un contenant de l'eau de dichlore, le deuxième de l'eau de dibrome et le troisième de l'eau de diiode (ces trois solutions ont été obtenues en dissolvant le dihalogène pur dans de l'eau distillée). Ajoutez lentement et sans remuer, environ 2 mL de cyclohexane dans chacun des tubes à essais (conseil : inclinez le tube à essais au dessus de l'évier).

Question 3 : où se place le cyclohexane ? Le cyclohexane est-il plus ou moins dense que l'eau ? De quelle couleur est-il ?

Rebouchez les tubes à essais, agitez-les pendant quelques secondes puis laissez-les reposer.

Question 4 : les dihalogènes sont-ils plus solubles dans l'eau ou dans le cyclohexane ?

Question 5 : notez la couleur du cyclohexane en présence de dichlore, en présence de dibrome et en présence de diiode.

II) Réaction des ions permanganate MnO_4^- avec les ions halogénures

Dans un tube à essais, versez 1 mL environ d'une solution contenant les ions bromures puis dans un autre tube à essais versez 1 mL environ d'une solution contenant les ions iodures. Puis versez quelques gouttes d'une solution contenant l'ion MnO_4^- dans chacun des deux tubes à essais.

Question 6 : que se passe-t-il dans chaque tube à essais ?

Nous cherchons à extraire les produits que nous venons de former : pour cela versez lentement environ 2 mL de cyclohexane dans chacun de deux tubes à essais. Bouchez, agitez quelques secondes et laissez reposer.

Question 7 : quelle est la couleur du cyclohexane dans chaque tube à essais ? Quel est donc le produit que vous avez formés dans chacun de deux tubes à essais lorsque que vous avez fait réagir l'ion permanganate avec l'ion halogénure ?

III) Réaction des ions argent Ag^+ avec les ions halogénures

Dans un tube à essais, versez 2 mL environ d'une solution contenant les ions chlorures. Dans un autre tube à essais, versez 2 mL environ d'une solution contenant les ions bromures puis dans un troisième tube à essais, versez 2 mL environ d'une solution contenant les ions iodures.

Puis versez quelques gouttes d'une solution contenant les ions Ag^+ dans chacun des trois tubes à essais.

Question 8 : que se forme-t-il dans les trois tubes à essais ? De quelle couleur sont ces composés ? Ecrivez et équilibrez l'équation bilan de la formation de chaque composé (aide : dans le premier tube à essais, l'ion chlorure réagit avec l'ion argent pour former le chlorure d'argent)

IV) Réaction des ions plomb Pb^{2+} avec les ions halogénures

Dans un tube à essais, versez 2 mL environ d'une solution contenant les ions chlorures. Dans un autre tube à essais, versez 2 mL environ d'une solution contenant les ions bromures puis dans un troisième tube à essais, versez 2 mL environ d'une solution contenant les ions iodures.

Puis versez quelques gouttes d'une solution contenant les ions Pb^{2+} dans chacun des trois tubes à essais.

Question 9 : que se forme-t-il dans les trois tubes à essais ? De quelle couleur sont ces composés ? Ecrivez et équilibrez l'équation bilan de la formation de chaque composé (aide : dans le premier tube à essais, l'ion chlorure réagit avec l'ion plomb pour former le dichlorure de plomb)

V) Réaction des dihalogènes avec le fer Fe

Allez chercher au bureau un tube à essais contenant 4 mL d'eau de dibrome et un tube à essais contenant 4 mL d'eau de diiode. Dans chacun des tubes, introduisez un pointe de spatule de poudre de fer. Bouchez et agitez les deux tubes pendant 2 minutes. Laissez reposer. Dans un tube à essais propre, récupérez un peu de la solution du premier tube à essais et versez quelques gouttes d'une solution contenant les ions Pb^{2+} . Dans un autre tube à essais propre, récupérez un peu de la solution du deuxième tube à essais et versez quelques gouttes d'une solution contenant les ions Pb^{2+} .

Question 10 : que se forme-t-il dans chaque tube à essais (notez la couleur) et à quoi le dibrome s'est-il donc transformé lorsqu'il a réagi avec le fer (aidez-vous du IV) ? Même question pour le diiode.

Document 1 f : initiation à la mol et détermination de la quantité de matière

TP initiation à la mole

Partie 1 Comptage des petits objets

On souhaite trouver une réponse approximative mais rapide à la question : « Combien y a-t-il de lentilles dans un sac de lentilles de 500 g du commerce ou combien y a-t-il de grains de riz dans un sac de riz de 1 kg du commerce »

On dispose d'une balance, d'éprouvettes de 10 mL et 100 mL, d'un petit récipient.

1. Proposer plusieurs méthodes permettant de résoudre le problème posé.
2. Utiliser une des méthodes proposées pour répondre à la question. Confronter les nombres de lentilles (ou de grains de riz) obtenus par différents binômes d'élèves et commenter ces nombres.
3. Quel est le point commun entre les différentes méthodes utilisées ?

Pour le commerce de denrées en grains telles que lentilles, café, riz, blé ou liquides telles que lait, huile, vin, on utilisait autrefois des récipients appelés mesures. Parmi ces mesures anciennes, une pinte correspondait à 0,93 L.

4. Une pinte de grains correspondait-elle toujours au même nombre de grains, quelle que soit la nature des grains ? à la même masse de grains, quelle que soit la nature des grains ? justifier les réponses.

Partie 2 « Paquets » d'atomes

Un atome d'aluminium est constitué d'un noyau, contenant 13 protons et 14 neutrons, et de 13 électrons.

1. Déterminer la masse d'un atome d'aluminium.
(masse d'un nucléon : $m_{\text{nucléon}} = 1,67 \cdot 10^{-27}$ kg)
2. Combien y a-t-il d'atomes dans une règle en aluminium de masse 80 g ?

Lorsqu'une espèce chimique comme le métal aluminium est constituée d'atomes identiques, **les chimistes ont convenu de dénombrer ces atomes par « paquets » de $6,0 \cdot 10^{23}$ atomes.** Un tel « paquet » d'atomes identiques constitue une **mole d'atomes.**

3. Combien y a-t-il de « paquets » ou de moles d'atomes d'aluminium dans la règle en aluminium ?
4. Déterminer par deux méthodes différentes la masse d'un « paquet » ou mole d'atomes d'aluminium.

Partie 3 Quantité de matière

1. Donner une signification du terme « quantité ».

Dans la vie quotidienne, on parle de la quantité de sucre nécessaire pour faire un gâteau, de la quantité d'essence dans un réservoir, de la quantité de billes dans un sac.

2. Dans ces exemples, quelle unité associe-t-on à chacune des quantités évoquées ?

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

- **Une quantité de matière (symbole n) est une grandeur dont l'unité est la mole (symbole mol)**
- **Une mole est un « paquet » de $6,0 \cdot 10^{23}$ entités identiques.**

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.

3. Combien y a-t-il de molécules d'eau dans 3,0 mol d'eau ? et dans 0,23 mol d'eau ?

Même question pour 3,0 mol puis 0,23 mol d'acétone C_3H_6O .

4. Quelle quantité de matière d'eau correspond à $5,0 \cdot 10^{22}$ molécules d'eau ?

Même question pour $5,0 \cdot 10^{22}$ molécules d'acétone.

Partie 4 Mole d'atomes et masse molaire

Un nombre d'atomes identiques représente aussi une quantité de matière. Comme pour les molécules précédemment, les atomes sont dénombrés par « paquets »

- **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.**
- **La masse d'une mole d'atome est aussi la masse molaire attribuée à l'élément chimique correspondant.**
- **La valeur de la masse molaire s'exprime en $g \cdot mol^{-1}$.**
- **La masse molaire atomique de chaque élément figure dans la classification périodique.**

1. La masse d'un atome de carbone est de $2,0 \cdot 10^{-23}$ g. en déduire la valeur de la masse molaire de l'élément chimique carbone.
2. Comparer la valeur trouvée à celle donnée par la classification périodique.
3. Une mine de crayon en graphite, matériau constitué d'atomes de carbone, a pour masse 1,2 g. Quelle est la quantité de matière de carbone qui la constitue ?

Partie 5 Masse molaire d'une espèce chimique 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.

1. Quelle est la masse molaire du dioxygène O_2 ? de l'eau H_2O ? de l'acétone C_3H_6O ?
2. Quelle est la quantité de matière d'eau présente dans 50 g d'eau ?
3. Quelle est la quantité de matière d'acétone présente dans 50 g d'acétone ?

TP Détermination de quantités de matière

Partie 1 : Cas des solides

1. Quelle est la masse molaire du métal fer constitué d'atomes de fer ?
Quelle est la masse molaire du saccharose constitué de molécules $C_{12}H_{22}O_{11}$?
2. Déterminer les masses de fer et de saccharose correspondant à une quantité de matière de 0,20 mol.
Peser au moyen d'une balance, une masse correspondant à 0,20 mol de fer en poudre puis à 0,20 mol de sucre en poudre.
3. Bien qu'il y ait la même quantité de matière dans les deux échantillons, les masses de fer et de sucre sont différentes. Proposer une interprétation à l'échelle microscopique.
On détermine au moyen d'une balance, la masse d'un morceau de soufre.(expérience collective)
4. Quelle est la masse molaire de l'espèce chimique soufre sachant qu'elle est constituée de molécules de formule S_8 ? Calculer la quantité de matière constituant l'échantillon pesé.
On veut déterminer approximativement le volume d'une molécule de soufre. Pour cela, on introduit exactement un volume choisi (par exemple 50,0 mL) d'eau dans une éprouvette graduée, puis on immerge avec précaution le morceau de soufre dans l'eau. (cf table du professeur)
5. Faire les schémas correspondant à ce mode opératoire utilisé pour connaître le volume d'un solide de forme quelconque : détermination d'un volume par déplacement d'eau.
6. En déduire le volume du morceau de soufre puis le volume approximatif occupé par une molécule de soufre S_8 .
7. Quelle hypothèse a-t-on implicitement faite dans le calcul précédent ?

Partie 2 : Cas des liquides

1. Quelles sont les masses molaires des espèces chimiques eau et éthanol (alcool ordinaire) C_2H_6O ?
2. Calculer les masses et volumes de 0,20 mol d'eau de masse volumique $1,0 \text{ g.cm}^{-3}$ et de 0,20 mol d'éthanol de masse volumique $0,78 \text{ g.cm}^{-3}$.
Au moyen d'éprouvettes graduées, mesurer le volume correspondant à 0,20 mol d'eau et à 0,20 mol d'éthanol. Adapter le choix des éprouvettes au volume à mesurer.
3. Déterminer approximativement le volume occupé par une molécule d'eau puis par une molécule d'éthanol.
4. Comparer les volumes occupés par les deux molécules. Le résultat est-il conforme à ce que l'on pouvait prévoir en comparant les constitutions des molécules d'eau et d'éthanol ?

Partie 3 : Volumes occupés par une mole

1. Tableau comparatif
Calculer les volumes occupés par une mole de différentes espèces chimiques solides, liquides ou gazeuses.

Formule de l'espèce chimique	Etat physique (20°C sous 1 bar)	Masse volumique (g.cm ⁻³)	Masse molaire (g.mol ⁻¹)	Volume molaire V _m (cm ³ .mol ⁻¹) (L.mol ⁻¹)
Fe	solide	7,8		
NaCl	solide	2,2		
C ₂ H ₆ O (éthanol)	liquide	0,78		
Cl ₂	gaz	3,0.10 ⁻³		
CH ₄	gaz	6,7.10 ⁻⁴		
H ₂	gaz	8,3.10 ⁻⁵		

En Comparant les volumes molaires obtenus, que pouvez-vous conclure ?

2. Volume molaire des gaz

- **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, 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.**

température en °C *	0°C	20°C	100°C	1000°C
V _m (L.mol ⁻¹)	22,4	24	30,6	104

*pour une pression de 1 bar

3. Conséquences: propriétés des gaz

- Quelle est la quantité de matière du gaz dioxyde de carbone CO₂ enfermé dans un flacon de capacité 1,0 L pris dans les conditions normales de température et de pression (CNTP : 0°C sous une pression de 1 bar) ?
- Quel est le nombre de molécules de dioxyde de carbone enfermées dans le flacon ?
- Quelle est la quantité de matière du gaz méthane CH₄ enfermé dans un flacon de capacité 1,0 L pris dans les conditions normales de température et de pression (CNTP) ?
- Quel est le nombre de molécules de méthane enfermées dans le flacon ?

Partie 4 : Travail de réflexion

1. Dans les parties 1 et 2, on a cherché à déterminer des quantités de matière, mais quelles grandeurs a-t-on mesurées expérimentalement ?
2. On pourrait imaginer un appareil mesurant des quantités de matière, par exemple un appareil capable de compter les molécules. Si cet appareil, pouvait compter une molécule toutes les microsecondes, combien lui faudrait-il de temps pour compter les molécules d'une mole ?
3. Un tel appareil pourrait fonctionner comme une balance associée à une calculatrice divisant la masse mesurée par la masse molaire qui lui serait fournie. Cet appareil permettrait-il de déterminer la quantité de matière d'une espèce chimique inconnue ?

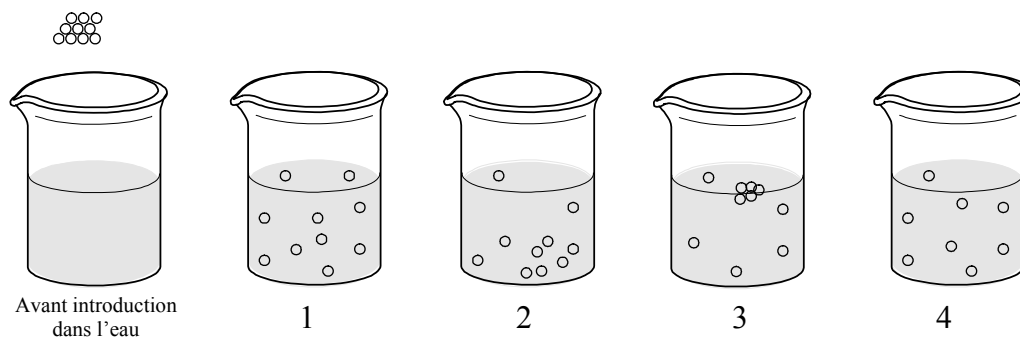
Document 1 g : Notion de concentration d'une solution

1^{ère} partie : dissolution

- Laisser tomber un grain de colorant (vert malachite) dans un grand béccher plein d'eau du robinet.
 - Observer le grain de colorant et noter les observations.
 - Proposer une représentation microscopique (c'est-à-dire des molécules qui constituent le colorant) avant qu'on l'introduise dans l'eau, puis après.
- Introduire un barreau magnétique dans le béccher et agiter.
 - La représentation microscopique proposée à la question précédente peut-elle être réutilisée pour cette deuxième observation. La modifier si besoin.

✂

- Dans les représentations proposées ci-dessous, chaque rond représente une molécule. Préciser quel(s) schéma(s) correspond(ent) au contenu du béccher après agitation.



✂

- Justifier à l'aide du modèle pourquoi un seul schéma est correct. Préciser les numéros des énoncés utilisés pour éliminer les autres schémas.

2^e partie : préparations de solutions

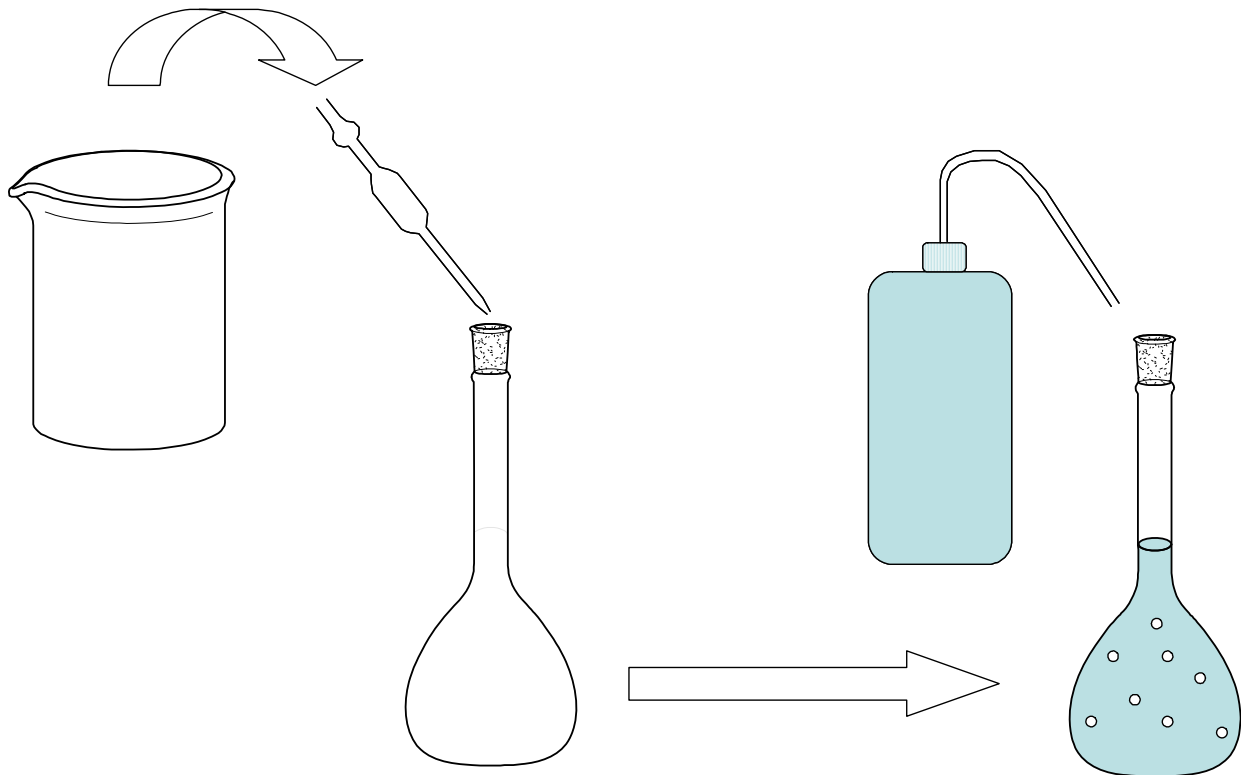
2.1 *Dissolution* (voir fiche méthode page 336, Hatier 2nde édition 2004)

- Peser dans une coupelle $m = 0,50$ g de sulfate de cuivre hydraté (solide), ce qui correspond à une quantité de matière $n = 2,0 \cdot 10^{-3}$ mol.
- Introduire le solide bleu dans une fiole jaugée de 50 mL, rincer la coupelle en versant les eaux de rinçage dans la fiole.
- Remplir la fiole à moitié avec de l'eau et agiter à la main.
- Compléter avec de l'eau au trait de jauge, boucher la fiole qu'on agite ensuite par renversement.

2.2 *Dilution* (voir fiche méthode page 124, Hatier 2nde édition 2004)

- Verser le contenu de la fiole dans un béccher et en prélever $V_1 = 20,0$ mL à l'aide d'une pipette jaugée et d'une poire d'aspiration.

- Introduire ce prélèvement dans une fiole jaugée de volume $V_2 = 50,0 \text{ mL}$.
 - Remplir la fiole à moitié avec de l'eau et agiter à la main.
 - Compléter avec de l'eau au trait de jauge, boucher la fiole qu'on agite ensuite par renversement.
- a. Quelle est la quantité de matière de soluté dans le prélèvement de $20,0 \text{ mL}$?
 - b. Quelle est la quantité de matière de soluté dans la deuxième fiole jaugée de 50 mL ?
 - c. On représente cette fiole comme ci-dessous (à droite), et les entités du sulfate de cuivre par un petit rond.
 - Représenter (schéma du milieu) le niveau de liquide dans cette fiole ainsi que les entités chimiques après l'introduction du prélèvement de 20 mL (avant d'ajouter l'eau).
 - Représenter les entités chimiques dans la pipette.
 - Représenter ensuite le contenu du bécher (niveau de liquide et entités chimiques) avant d'effectuer le prélèvement. Indiquer en légende le nombre d'entités représentées.
 - Ces représentations sont-elles en accord avec les calculs des questions a et b ? Si ces calculs sont incorrects, les refaire ci-dessous.




3^e partie : concentration

On appelle concentration, la quantité de matière de soluté dans un litre de solution. On la note c et on l'exprime en mole par litre (mol.L^{-1}).

- a. A l'aide de l'énoncé de la partie 2.1, calculer la concentration du soluté dans le bécher.

- b. Déduire de la réponse à la question 2.2.b la concentration du soluté dans la 2^e fiole jaugée.
- c. On appelle facteur de dilution le rapport de la concentration avant par la concentration après dilution. Quel est le facteur de dilution dans l'expérience précédemment réalisée ?

Modèle des solides et solutions

	Macroscopique	Microscopique	Exemples de représentation
1	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. On dit qu'il y a eu dissolution du solide.	Un solide moléculaire est constitué de molécules, bien ordonnées au contact les unes des autres. Lors de la dissolution, les molécules qui constituent le solide sont dispersées parmi les molécules d'eau.	On peut représenter un solide de la façon suivante 
2	L'eau utilisée pour dissoudre le solide est appelée solvant. L'espèce chimique, une fois dissoute constitue le soluté. L'ensemble solvant et soluté constitue la solution.	Le solvant est constitué de molécules d'eau. Le soluté est constitué des molécules qui formaient le solide avant sa dissolution.	
3	Une solution est toujours limpide (la lumière peut librement la traverser). Une solution est homogène après agitation.	Une solution est homogène si les molécules du soluté sont uniformément réparties parmi celles du solvant.	
4	Lors d'une dissolution , la quantité de matière de solide qui disparaît est identique à celle de soluté.	Lors d'une dissolution, le nombre de molécules qui constituait le solide est identique au nombre de molécules qui se sont dispersées dans la solution (et constituant le soluté).	
5	Une dilution consiste à ajouter du solvant (de l'eau) à une solution. Les quantités de matière de soluté dans la solution diluée et dans le prélèvement sont égales car on n'ajoute que de l'eau.	Lors d'une dilution, le nombre de molécules de soluté dans la solution diluée et dans le prélèvement sont égales car on n'ajoute que de l'eau.	

✂

6	On appelle concentration c en soluté le rapport entre la quantité de matière d'espèce chimique dissoute et le volume de solution obtenue. $c = \frac{n}{V}$ L'unité de concentration est mol.L ⁻¹ . On rappelle que la quantité de matière est donnée par $n = m / M$ où m est la masse de l'espèce chimique considérée et M sa masse molaire.		
---	---	--	--

Document 1 h : Exemple de transformation chimique

UN EXEMPLE DE TRANSFORMATION CHIMIQUE

Objectif

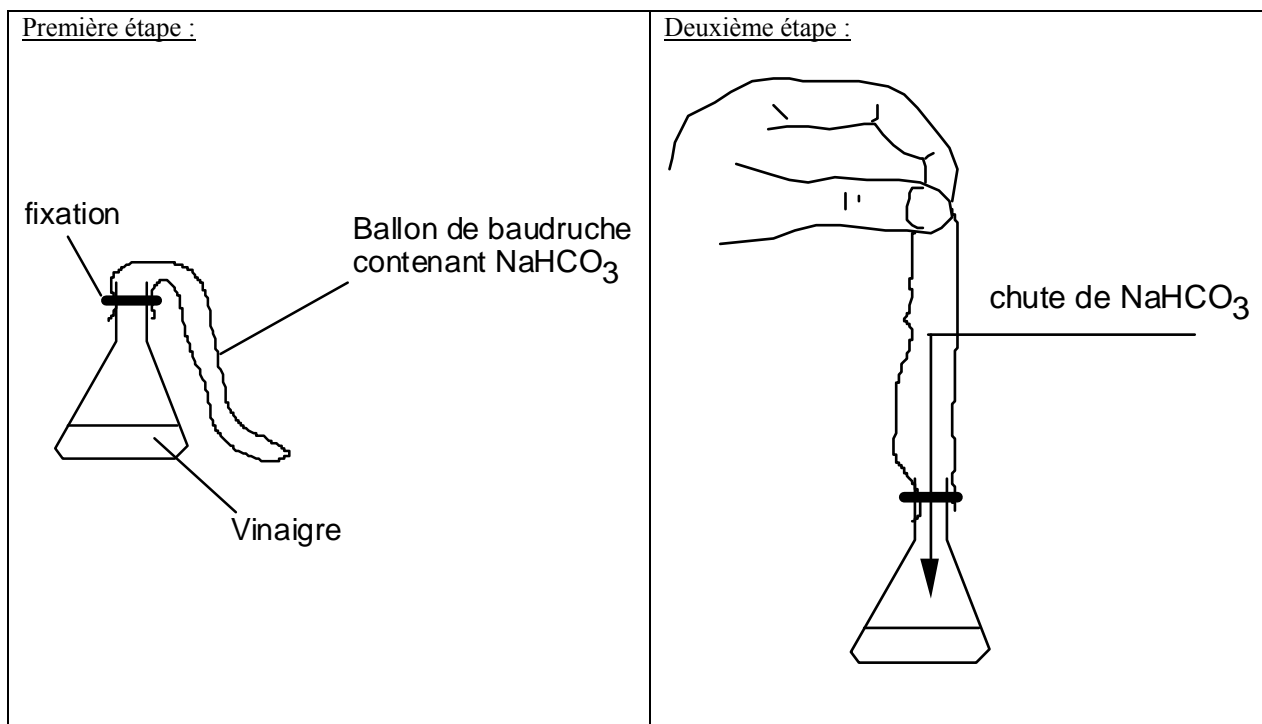
Etudier la transformation chimique entre du vinaigre et du bicarbonate de sodium.

Informations sur les échantillons

- Le bicarbonate de sodium (ou de soude) est un PPP (Produit Presque Pur) dont l'E.C. (Espèce Chimique) principale, appelée hydrogénocarbonate de sodium, a pour formule NaHCO_3 . Cette E.C. est présente par exemple dans la levure chimique et dans certains médicaments.
- Dans 100mL de vinaigre à 8%, il y a entre autres, de l'eau, 8g d'acide acétique $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, parfois des colorants...

Mode opératoire

- À l'aide d'une éprouvette, mesurer 70 mL de vinaigre à 8% et le verser dans un erlenmeyer.
- Introduire 5,0 g d'hydrogénocarbonate de sodium dans un ballon de baudruche.
- Enfiler l'extrémité du ballon sur le haut de l'erlenmeyer et le maintenir, si nécessaire, à l'aide d'un élastique. (Première étape)
- Faire tomber la poudre dans l'erlenmeyer. (Deuxième étape)



Questions

1. Noter les observations.

2. Expliquer pourquoi on peut dire qu'il y a eu une transformation.
3. Lire la définition du système chimique dans le modèle. Quel système chimique doit-on considérer pour décrire cette expérience ?
4. Lire la définition d'une transformation chimique dans le modèle. Par quel(s) test(s) peut-on prouver que la transformation observée est une transformation chimique ? Pour chaque test, proposer un protocole expérimental et appeler le professeur avant de le(s) réaliser.
5. A l'aide des énoncés du modèle, décrire l'état initial du système proposé. Préciser lorsque c'est possible le nom, la formule et la quantité de matière des espèces chimiques présentes.
6. Décrire l'état final du système à partir des tests réalisés précédemment. Expliquer pourquoi la transformation étudiée est une transformation chimique.

Modèle

Transformation chimique

Une transformation chimique a lieu chaque fois qu'une nouvelle espèce chimique est produite ou chaque fois qu'une espèce chimique disparaît.

Une espèce chimique qui apparaît s'appelle produit.

Une espèce chimique qui disparaît totalement ou partiellement s'appelle réactif.

Définition du système chimique

On appelle système chimique, l'ensemble des espèces chimiques présentes lors de la transformation chimique.

Les trois étapes d'une transformation chimique

Une expérience mettant en jeu une transformation chimique se déroule en trois étapes :

- La préparation (mélange des réactifs s'il y a plusieurs réactifs, dissolution éventuelle dans un solvant, chauffage si c'est nécessaire...).
- Le déroulement de la transformation, pendant lequel les réactifs disparaissent et les produits apparaissent.
- L'arrêt de la transformation, qui a lieu dès qu'un des réactifs a totalement disparu, même si d'autres réactifs sont encore présents.

Etat initial, état final

On appelle état initial du système chimique, l'état de ce système à la fin de la première étape.

On appelle état final du système chimique, l'état de ce système au début de la troisième étape, c'est-à-dire à l'arrêt de la transformation chimique.

La transformation chimique est donc le passage du système chimique de son état initial à son état final.

Travail à la maison

Remplir le tableau suivant. Certaines cases ne peuvent pas être remplies.

Composition du système chimique à l'état initial			Etat final	Nom et formule des EC éventuellement formées
NOM	FORMULE	QUANTITE DE MATIERE (mol)	DIRE SI CETTE EC EST PRESENTE DANS L'ETAT FINAL - En même quantité. - En plus grande quantité. - En plus petite quantité. - On ne peut pas savoir.	

Document 1 i : Introduction de la notion d'avancement à l'aide d'un simulateur

Utilisation d'un simulateur en chimie

Le simulateur représente des particules de différentes couleurs en mouvement. Sans modifier les réglages, répondre aux questions ci-dessous.

I. Prise en main du simulateur

Cliquer sur « Retour à l'état initial » et suivre des yeux une particule bleue après avoir agrandie en cliquant sur l'image.

1. Faire la liste de tout ce qui peut arriver à la particule bleue.
2. Indiquer dans la liste les cas de chocs qui modifient la couleur des particules.
Dans quel(s) cas observe-t-on des chocs qui ne modifient pas la couleur des particules ?
3. Quelles sont les couleurs des particules obtenues après un choc entre une particule (A) et une particule (B) ?
4. Dans l'onglet « paramètres », vérifier que le pourcentage de chocs efficaces est bien 100% dans le sens 1 et 0% dans le sens 2.
 - a. Que veut dire l'expression « chocs efficaces » ?
 - b. Pour la simulation visualisée, entre quelles particules peut-on considérer que les chocs sont efficaces ?

II. Tableau d'avancement et simulation

On se place dans le cas où avant la simulation, on a $n_{i(A)} = 10$ particules A et $n_{i(B)} = 30$ particules B. L'indice i indique qu'il s'agit d'un état initial du système simulé.

1. **Prévoir** (sans regarder le simulateur) les nombres de particules A, B, C et D après le premier choc efficace (appelé état intermédiaire n° 1 du système simulé).
2. Même question après le 5^{ème} choc efficace (appelé état intermédiaire n° 2 du système simulé).
3. Même question dans l'état final du système simulé.
4. Vérifier les réponses à ces trois questions à l'aide de la simulation et du tableau de valeurs.

On appelle tableau d'avancement le tableau qui donne le nombre de chaque particule dans certains états particuliers. Il est constitué dans ce cas de 6 colonnes :

État du système	avancement x	A + B → C + D			
		nombre de A $n_{(A)}$	nombre de B $n_{(B)}$	nombre de C $n_{(C)}$	nombre de D $n_{(D)}$
Etat initial					
Etat intermédiaire 1					
Etat intermédiaire 2					
Etat intermédiaire quelconque					
Etat final					

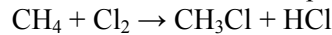
5. **Pour l'instant on ne s'occupe ni de la colonne « avancement », ni de la ligne "Etat intermédiaire quelconque"**. Remplir les lignes relatives à « l'état initial », « l'état intermédiaire 1 », « l'état intermédiaire 2 » et « l'état final » du tableau ci-dessus.

On appelle avancement la grandeur noté x qui correspond au nombre de particules C (ou D) formé.

6. Compléter la colonne avancement du tableau (sauf pour l'état intermédiaire quelconque).
 7. A l'aide de quelques valeurs numériques du tableau, vérifier que le nombre de particules A dans un état intermédiaire quelconque (caractérisé par l'avancement x) peut s'exprimer par la relation $n_{(A)} = n_{i(A)} - x$.
 8. Exprimer en fonction de x les nombres de particules B, C et D dans un état intermédiaire quelconque. Compléter alors la ligne « Etat intermédiaire quelconque » du tableau d'avancement ci-dessus.
 9. Trouver un état initial qui correspond à l'état final : $n_{f(A)} = 8$; $n_{f(B)} = 0$; $n_{f(C)} = n_{f(D)} = 13$. Vérifier avec le simulateur.
 10. Proposer un état initial pour lequel il ne reste ni particules A ni particules B à l'état final. Vérifier avec le simulateur. (Cet état initial est dit dans les proportions stœchiométriques)

III. Étude de l'avancement d'une réaction chimique

On étudie la réaction entre le méthane CH_4 et le dichlore Cl_2 d'équation :



Les conditions initiales sont :

$$n_i(\text{CH}_4) = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad n_i(\text{Cl}_2) = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad n_i(\text{CH}_3\text{Cl}) = n_i(\text{HCl}) = 0 \text{ mol}$$

Le tableau d'avancement de cette réaction est :

		$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$			
Etat du système	avancement	$n(\text{CH}_4)$	$n(\text{Cl}_2)$	$n(\text{CH}_3\text{Cl})$	$n(\text{HCl})$
Etat initial	$x = 0$	$8 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-2}$	0	0
Etat intermédiaire	$x = 2 \cdot 10^{-2}$				
Etat intermédiaire quelconque	x				
État final	$x_{\text{max}} =$				

- Par analogie avec celle donnée dans la partie II, proposer une définition et une unité pour la grandeur avancement dans le cas d'une réaction chimique.
- Compléter le tableau d'avancement, et préciser la valeur de x_{max} .

Partie à traiter après la correction du TP

3. On étudie maintenant la réaction entre le dihydrogène H_2 et le dioxygène O_2 ; on obtient de l'eau.

Les conditions initiales sont :

$$n_i(\text{H}_2) = 8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad n_i(\text{O}_2) = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \quad n_i(\text{H}_2\text{O}) = 0 \text{ mol}$$

- Écrire l'équation correspondante en ajustant les nombres stœchiométriques.
- Pour tenir compte de la stœchiométrie de la réaction, il faut écrire le tableau d'avancement sous la forme suivante :

		$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$		
État du système	avancement	$n(\text{H}_2)$	$n(\text{O}_2)$	$n(\text{H}_2\text{O})$
État initial	$x = 0$	$8 \cdot 10^{-2}$	$5 \cdot 10^{-2}$	0
État intermédiaire	x	$8 \cdot 10^{-2} - 2x$	$5 \cdot 10^{-2} - x$	$2x$
État final	$x_{\text{max}} =$			

On appelle réactif en défaut (ou limitant) le réactif dont la quantité de matière dans l'état final est nulle. On appelle réactif en excès le réactif dont la quantité de matière est non nulle dans l'état final.

- c. Pour les conditions initiales ci-dessus, déterminer le réactif limitant, en déduire la valeur de l'avancement maximal. Compléter le tableau d'avancement.
- d. Proposer des valeurs de $n_i(\text{H}_2)$ et $n_i(\text{O}_2)$ telles que le mélange initial soit dans les proportions stœchiométriques (voir question II.10).

Document 1 j : Réactions totales ou non – Taux d'avancement

Réactions totales ou non – Taux d'avancement

Depuis le début leur étude en classe de Seconde, toutes les réactions sont totales, c'est-à-dire qu'en fin de réaction, l'un au moins des réactifs a totalement disparu. Est-ce toujours le cas ? La réponse à cette question est l'enjeu de ce TP.

1. Le pH d'une solution aqueuse

1.1. Définition du pH

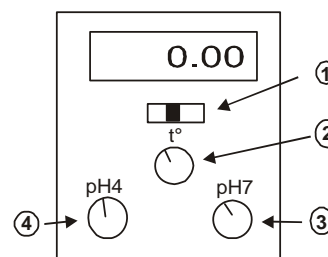
Par définition, on définit le pH d'une solution aqueuse par

$$\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{ou encore} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Le pH se mesure à l'aide d'un pH-mètre.

1.2. Utilisation du pH-mètre

- ① Enlever le capuchon placé à l'extrémité de l'électrode
- ② Mettre le pH-mètre en fonctionnement (ON)
- ③ Étalonner le pH-mètre de la façon suivante :
 - Mettre le commutateur ① sur « température ».
 - Avec la molette ②, régler la température.
 - Plonger l'électrode dans une solution de pH étalon égal à 7.
 - Mettre le commutateur ① sur « pH ».
 - Utiliser la molette ③ pour régler le pH à 7.
 - Rincer les électrodes à l'eau distillée puis sécher les avec du papier Joseph.
 - Plonger l'électrode dans une solution de pH étalon égal à 4.
 - Utiliser la molette ④ pour régler le pH à 4.
 - Rincer les électrodes à l'eau distillée puis sécher les avec du papier Joseph.
- ④ L'appareil est prêt pour les mesures.
- ⑤ En fin de séance, remettre le capuchon en vérifiant qu'il contient de l'eau distillée.



A retenir ! On ne conservera qu'une seule décimale pour toute mesure de pH.

1.3. Mesure du pH d'une solution de chlorure d'hydrogène (acide chlorhydrique)

- Mesurer le pH de 20 mL d'acide chlorhydrique de concentration en soluté apporté $C_1 = 10^{-2}$ mol/L. Cette solution contient les ions H_3O^+ et Cl^- apportés par le soluté HCl.
- En déduire la concentration en ions oxonium H_3O^+ de cette solution.

1.4. Mesure du pH d'une solution d'acide éthanöique

- Mesurer le pH de 20 mL d'une solution d'acide éthanöique de concentration en soluté apporté $C_2 = 10^{-2}$ mol/L.
- En déduire la concentration en ions oxonium $[\text{H}_3\text{O}^+]$ de cette solution.

2. Mise en évidence du caractère total ou non d'une réaction

2.1. Cas de l'acide chlorhydrique

- Écrire l'équation de la réaction entre le chlorure d'hydrogène HCl et l'eau.
- Établir le tableau d'avancement et exprimer puis calculer l'avancement maximal x_{max} .
- Exprimer l'avancement final expérimental x_{final} en fonction de $[\text{H}_3\text{O}^+]$. Calculer cet avancement.
- Comparer x_{max} et x_{final} , et en déduire le caractère total ou non de la réaction du chlorure d'hydrogène avec l'eau.

2.2. Cas de la solution d'acide éthanóïque

- Écrire l'équation de la réaction entre l'acide éthanóïque¹ CH₃COOH et l'eau.
- Établir le tableau d'avancement et exprimer puis calculer l'avancement maximal x_{\max} .
- Exprimer puis calculer l'avancement final expérimental x_{final} .
- Comparer x_{\max} et x_{final} , et en déduire le caractère total ou non de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau.

3. Taux d'avancement final d'une réaction

3.1. Définition

On définit le taux d'avancement final d'une réaction par $\tau = \frac{x_{\text{final}}}{x_{\max}}$

- Calculer τ dans chacun des deux cas précédents.
- Quelle valeur minimale peut prendre τ pour une réaction chimique, et que cela signifie-t-il pour cette réaction ?
- Quelle valeur maximale peut prendre τ pour une réaction chimique, et que cela signifie-t-il pour cette réaction ?

3.2. Influence de la dilution sur τ

Objectif de cette partie : calcul de τ pour des solutions d'acide éthanóïque de concentrations différentes.

a. Préparation de solutions d'acide éthanóïque CH₃COOH

On dispose d'une solution S₂ d'acide éthanóïque, de concentration C₂=10⁻²mol.L⁻¹ en soluté apporté.

- Rédiger un mode opératoire qui permet d'obtenir, à partir de S₂, 100 mL de solution S₃, de concentration C₃ = 10⁻³ mol.L⁻¹ en soluté apporté.
- Préparer la solution S₃, puis préparer à partir de S₃, 100 mL de solution S₄ de concentration C₄ = 10⁻⁴ mol.L⁻¹ en soluté apporté.

b. Mesures

Mesurer le pH de 20 mL de chacune des 3 solutions d'acide éthanóïque et compléter le tableau ci-dessous.

Solutions	S ₄	S ₃	S ₂
concentration en soluté apporté (mol/L)	10 ⁻⁴	10 ⁻³	10 ⁻²
pH mesuré			
[H ₃ O ⁺] _{final} (mol/L)			
x_{final} (mol)			
[H ₃ O ⁺] _{max} (mol/L) (si la réaction était totale)			
x_{\max} (mol)			
τ			

¹ L'acide éthanóïque est parfois nommé acide acétique.

c. Conclusion

Quelle est l'influence de la concentration de la solution sur la valeur de τ ?

3.3. Influence de la nature de l'acide sur τ (sous forme d'exercice)

Au cours d'une séance de TP, un groupe d'élèves a obtenu les résultats indiqués dans le tableau suivant lors de mesures de pH de solutions d'acide éthanoïque et d'acide chloroéthanoïque CH_2ClCOOH .

Concentration (mol.L^{-1})	$5,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$
pH acide éthanoïque	3,0	3,4	3,9
pH acide chloroéthanoïque	2,1	2,4	3,2

1. Calculer pour chaque acide, et chaque concentration, la valeur du taux d'avancement final de la réaction entre l'acide et l'eau. Ces réactions sont-elles totales ?
2. Le taux d'avancement final dépend-il de la nature de l'acide ?
3. La présence d'un atome de chlore dans l'acide favorise-t-il la dissociation de l'acide dans l'eau ?

Document 1 k : Extraction et chromatographie

Extractions d'espèces chimiques

Objectifs : Introduire les notions de solubilité et de miscibilité
Réaliser une extraction par solvant et en comprendre le principe

I. Un peu de vocabulaire

1. Solubilité de l'EC sulfate de cuivre

- Mettre une pointe de spatule du PPP sulfate de cuivre dans 2 tubes à essai .
 - Dans le premier tube, ajouter environ 2 mL du PPP eau distillée . Boucher . Agiter .
 - Dans le deuxième tube, ajouter environ 2 mL du PPP cyclohexane . Boucher . Agiter .
- a. Compléter les schémas des 2 tubes en fin d'expérience .

Tube n°1



Tube n°2



- b. Pour chaque tube, faire une phrase utilisant le terme " soluble " .

- c. **Un solvant est un liquide dans lequel une EC est soluble .**

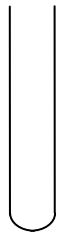
Donner un exemple de solvant pour l'EC sulfate de cuivre : _____

2. Miscibilité et densité

- Mettre 2 mL du PPP eau distillée dans 2 tubes à essai.
- Dans le premier tube, ajouter environ 2 mL du PPP éthanol. Boucher . Agiter .
- Dans le deuxième tube, ajouter environ 2 mL du PPP cyclohexane. Boucher . Agiter .

a. Compléter les schémas des 2 tubes en fin d'expérience .

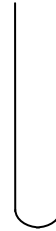
Eau + éthanol



Eau + cyclohexane



Question c



b. **Définition** : Deux liquides sont **miscibles** si leur mélange donne une solution homogène .
Pour chaque tube, faire une phrase utilisant le terme " miscible " .

c. Ajouter quelques gouttes d'eau distillée dans le deuxième tube . Noter vos observations puis en déduire la position de la **phase aqueuse** (= de l'eau) dans le tube à essai . Compléter le schéma de la question a .

d. A partir de vos observations, dire si le cyclohexane est plus ou moins **dense** (= lourd) que l'eau .

II.Extraction des EC colorées d'un jus de tomates

A l'aide d'une éprouvette graduée, prélever 20 mL de jus de tomate : Introduire le jus de tomate dans l'ampoule à décanter .

Après avoir rincé l'éprouvette graduée, prélever 5 mL d'éther de pétrole . Introduire l'éther de pétrole dans l'ampoule à décanter .

Observer les couleurs et l'aspect du contenu de l'ampoule.

Que peut-on dire du mélange jus de tomates / éther de pétrole ? Faire une phrase utilisant le terme " miscible " .

Que peut-on dire de la densité de l'éther de pétrole par rapport à celle du jus de tomate ? Pourquoi ?

Boucher l'ampoule et agiter fortement son contenu pendant une bonne minute. (Ouvrir le robinet de l'ampoule de temps en temps pour laisser s'échapper les vapeurs)

Remettre l'ampoule sur son support : Enlever le bouchon puis laisser reposer pendant quelques minutes . Répondre aux questions ci-dessous pendant ce temps .

3. *L'éther de pétrole est aussi inflammable que l'essence. Quelle condition de sécurité faut-il respecter lors de sa manipulation ?*
4. *Schématiser l'ampoule et son contenu avant et après agitation.(indiquer les couleurs des solutions)*
5. *Sur les schémas précédents, qu'est-ce qui indique qu'une extraction a eu lieu ?*
6. *Certaines EC colorées initialement présentes dans le jus de tomate sont maintenant dans l'éther de pétrole : Ces EC sont donc solubles dans le jus de tomate et dans l'éther de pétrole . Comparer la solubilité de ces EC dans le jus de tomate et dans l'éther de pétrole.*
7. *Comment peut-on séparer les deux phases contenues dans l'ampoule ?*

Eliminer la phase inférieure. Ajouter 5 mL d'eau dans l'ampoule à décanter et agiter à nouveau.

Laisser reposer, après avoir enlevé le bouchon.

8. *Dans l'ampoule, il y a une phase aqueuse et une phase non aqueuse (appelée phase organique) : Comment les distinguer ?*

Eliminer la phase inférieure et recueillir la phase supérieure dans un tube à essai bouché.

Séparation d'espèces chimiques

Objectifs :

- Découvrir une méthode pour séparer et identifier les espèces chimiques présentes dans un mélange.
- Réaliser une chromatographie sur couche mince (C.C.M).
- Utiliser un vocabulaire adapté

Matériels et réactifs disponibles :

- Colorants alimentaires, eau salée.
- Papier pour chromatographie, cuves à chromatographie, bâtonnets.

I. CHROMATOGRAPHIES DE COLORANTS ALIMENTAIRES :

1) Réalisation du chromatogramme :

On dispose de colorants ou mélange de colorants alimentaires : colorant vert (noté V), jaune (J), rouge (R) et inconnu (X). (préciser EC ? colorant ?)

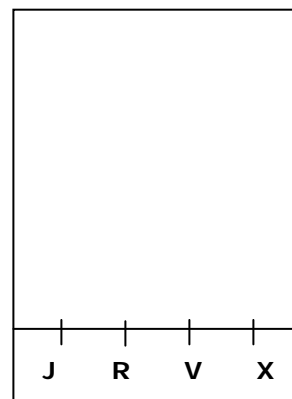
PROTOCOLE :

REMARQUES IMPORTANTES :

Prendre soin de respecter les consignes de suivantes :

- La cuve ne doit pas être déplacée au cours de l'expérience une fois la solution eau salée versée dedans.
- Au départ, la ligne de dépôt ne doit pas être au contact avec la solution eau salée.

- Verser environ 1 cm de hauteur d'eau salée dans la cuve à chromatographie puis la fermer.
- Tracer à 1,5 cm du bord inférieur, AU CRAYON A PAPIER et sans trop appuyer, une ligne sur laquelle on fera figurer les emplacements des dépôts des colorants jaune, rouge, vert et inconnu (cf. figure ci-contre) ; cette ligne s'appelle *ligne de dépôt*.
- A l'aide de quatre bâtonnets différents, déposer une goutte des colorants sur les emplacements prévus.
- Faire vérifier le dispositif (commencer à répondre aux questions ci-dessous pendant ce temps). Placer alors le papier pour chromatographie **verticalement** en le maintenant à l'aide d'un pic puis refermer la cuve. Le papier pour chromatographie doit rester vertical pendant toute l'expérience. (rappel : la cuve doit rester immobile)
- Attendre quelques minutes et retirer le papier lorsque l'eau salée arrive à environ 1 cm du bord supérieur.
- Tracer alors, au crayon, une ligne horizontale indiquant la hauteur atteinte par l'eau salée ; cette ligne s'appelle *ligne de front*.



2) Travail à faire :

- Faire un schéma du dispositif au tout début de l'expérience.
- On dit que le papier constitue la phase fixe de la chromatographie alors que l'eau salée constitue la phase mobile préciser pourquoi on utilise les qualificatifs « fixe » et « mobile »?
- Donner un nom au moment où les espèces chimiques se déplacent par capillarité sur le papier filtre ?

- d) Tous les colorants migrent-ils de la même façon ? En réfléchissant sur la solubilité plus ou moins grande des colorants alimentaires dans l'eau salée, proposer un principe pour cette expérience de chromatographie.
- e) Représenter le chromatogramme obtenu à la fin de l'expérience.
- f) Quels colorants correspondent à une seule espèce chimique ? Justifier avec.... Quels colorants correspondent à des mélanges d'espèces chimiques ? Justifier avec.....
- g) Comparer la distance parcourue par l' « espèce chimique » jaune lorsqu'elle est seule et lorsqu'elle appartient à un mélange.
- h) Quelles conclusions peut-on faire sur le « colorant » inconnu X ? Justifier avec....

II. EXERCICES D'APPLICATION :

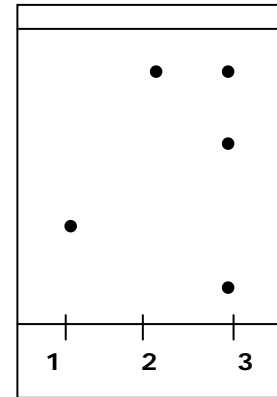
Exercice n°1 :

La recherche par chromatographie de certains acides dans le vin permet de savoir si la transformation de l'EC acide malique en EC acide lactique (fermentation malo-lactique) a eu lieu. Sur une plaque à chromatographie ont été effectués les dépôts suivants : 1 = acide malique ; 2 = acide lactique ; 3 = vin.

Remarque : on précise que les EC acides malique et lactique sont des espèces chimiques incolores.

La plaque a été plongée dans un solvant, on attend 30 min, puis retirée. On l'a ensuite pulvérisée avec une solution de vert de bromocrésol.

On a ainsi obtenu le chromatogramme suivant :

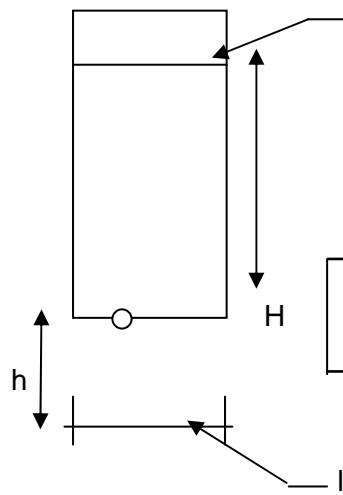


- Quel est le rôle :
 - du solvant ?
 - de la solution de vert de bromocrésol ?
- Le vin étudié contient-il :
 - de l'acide malique ? Justifier à l'aide du principe de la chromatographie et du chromatogramme ci-contre.
 - de l'acide lactique ? Justifier.
- La transformation malo-lactique a-t-elle eu lieu ?
- Pourquoi observe-t-on d'autres taches que celle de l'acide malique ou de l'acide lactique ?

Exercice n°2 :

Une fois la migration terminée, on peut déterminer pour chaque espèce chimique le rapport frontal, il est caractéristique de l'espèce chimique pour une phase fixe et un éluant donnés.

Après élution



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

On a réalisé la chromatographie de deux échantillons A et B ainsi que d'une espèce chimique : la menthone M. L'étude du chromatogramme a permis de repérer les positions des différentes taches après révélation :

- Front de l'éluant : 8,0 cm
- Rapport frontal de la menthone: $R_f (M) = 0,75$.
- Echantillon A: on observe deux taches situées à 3,0 cm et 6,0 cm de la ligne de dépôt.

- Echantillon B : on observe une seule tache située à 7,0 cm de la ligne de dépôt.
- a) Calculer les rapports frontaux correspondant aux taches observées
 - b) Que peut-on dire des échantillons A et B ?
 - c) Déterminer la hauteur de migration de la menthone.
 - d) Représenter le chromatogramme à l'échelle 1/1.