

# CHIMIE

**1ère Année de l'enseignement secondaire**

## **Auteurs:**

Dhaha Fadhel : Inspecteur Principal  
Ajili Mohamed Tahar : Professeur principal hors classe  
Kerrou Mongi : Professeur principal hors classe  
Kilani Karima : Professeur

## **Evaluateurs**

Mosbah Béchir : Inspecteur  
Ardhaoui Ahmed : Inspecteur



## Avant - Propos

Cet ouvrage, conforme au programme de chimie de la première année secondaire, est organisé en quatre parties :

- la première partie, consacrée à la matière, étudie sa constitution et ses structures à l'échelle microscopique et à l'échelle macroscopique.
- la deuxième partie de l'ouvrage traite des solutions.
- la troisième partie est consacrée à la réaction chimique.
- la quatrième partie, consacrée à la chimie organique, étudie les hydrocarbures.

Tous les chapitres suivent le même plan :

- ✓ **un cours**, illustré de nombreux documents (schémas, photographies...), expose de façon concise mais claire les différents points du programme.
- ✓ **une série d'exercices** variés permettant à l'élève de faire le point sur ses acquis.
- ✓ **un document** portant sur le chapitre. Il est choisi en fonction d'une actualité scientifique, d'une réalisation industrielle importante ou un problème d'avenir. Il retrace parfois quelques moments de l'histoire des sciences.
- ✓ éventuellement **des travaux pratiques**.

En élaborant ce manuel, nous avons souhaité réaliser un ouvrage agréable et attrayant, qui donne aux élèves l'envie d'apprendre la chimie. Nous serions heureux d'atteindre ce but. Nous accueillerons volontiers toutes les suggestions, remarques et critiques de la part de nos collègues. Par avance, nous les en remercions.

*Les Auteurs*



## TABLE DES MATIÈRES

La Matière	Cours	T. P.	Exercices	Recherche documentaire
1-Constitution de la matière.	9		15	Importance des alliages. 17
2-Structure de la matière. (à l'échelle microscopique)	18			
A-Discontinuité de la matière.	20		24	
B-Atomes et ions simples.	26		31	Voir les atomes :rêve ou réalité 33
C-Molécules et ions polyatomiques.	34		39	Ions et santé. 42
Utilisation des modèles moléculaires.		43		
3-Structure de la matière. (à l'échelle macroscopique)	44		54	
Détermination expérimentale du volume molaire d'un liquide ou d'un solide.		56		

Les Solutions	Cours	T. P.	Exercices	Recherche documentaire
1-La dissolution. Les effets thermiques de la dissolution.	60	71	68	Extraction du chlorure de sodium de l'eau de mer. 70
2- Concentration d'une solution- Solubilité.	72		86	Les nitrates dans les eaux destinées à la consommation humaine. 90
Préparation d'une solution titrée		91		

Réaction chimique	Cours	T. P.	Exercices	Recherche documentaire
1- Notion de réaction chimique.	94		100	Analyse de l'air par Lavoisier. 102
2- Etude qualitative d'une réaction chimique.	104		113	Importance des catalyseurs 116
3- Etude quantitative d'une réaction chimique. Détermination expérimentale du volume molaire d'un gaz.	117	135	130	L'évolution des idées en chimie au XIX <sup>e</sup> siècle. 134

Chimie organique	Cours	T. P.	Exercices	Recherche documentaire
Les hydrocarbures.	138		152	Pétrole et gaz naturel : pénurie à l'horizon. 155

## POUR BIEN UTILISER VOTRE MANUEL

### Dans chaque chapitre

#### Deux pages d'ouverture

Vous y trouvez :

- une photographie qui devrait vous sensibiliser sur le thème étudié.
- des questions. Saurez vous y répondre ? Revenez à ces questions quand vous aurez terminé le chapitre.
- un plan détaillé du chapitre.
- les prérequis (connaissances antérieures) bien identifiés.

#### Des pages de cours

Elles exposent de façon concise mais claire les différents points du programmes officiel. Vous y trouvez parfois un exercice d'application qui favorise l'assimilation des notions étudiées. Les résultats à retenir, sont bien mis en évidence tout au long du cours.

#### Des pages d'exercices

Elles comportent :

- un exercice entièrement résolu avec des conseils méthodologiques. Faire l'exercice dans un premier temps, puis comparer votre solution à celle proposée par le manuel.
- une série d'exercices variés (vrai/faux, Q. C. M., exercice documentaire). Ces exercices serviront à :
  - vérifier vos acquis.
  - utiliser vos acquis dans des situations simples.
  - utiliser vos acquis pour une synthèse.

#### Des pages de documents

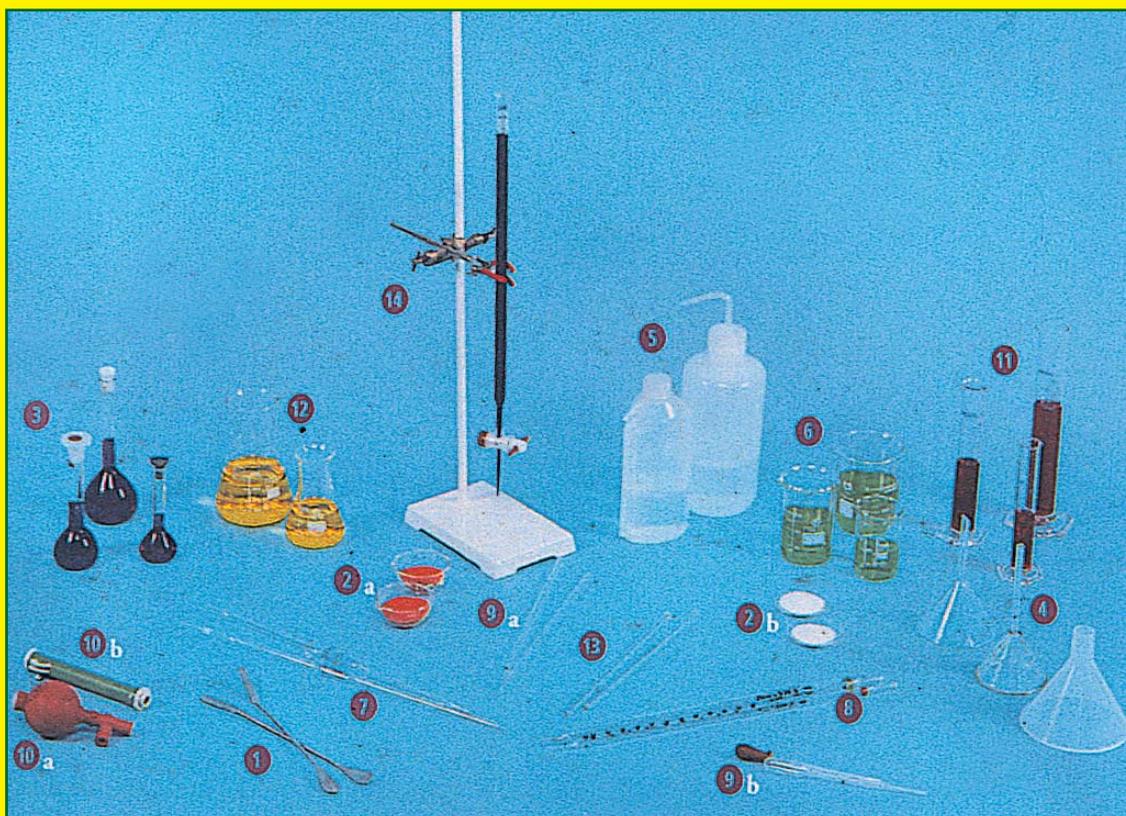
- Le document donne un aperçu sur une actualité scientifique, une réalisation industrielle importante ou un problème actuel. Parfois il éclaire l'histoire des sciences.
- Consultez le document.
- Apprenez la recherche documentaire dans une bibliothèque et dans Internet. Des pistes vous sont indiquées. Recueillez d'autres informations pour approfondir la documentation du manuel.

#### Eventuellement des pages de travaux pratiques

Elles regroupent à la fin du cours les expériences réalisables en séances de travaux pratiques.

#### En fin de manuel

- Des indications sur la correction de certains exercices.
- Un tableau de masses molaires atomiques.



**1-** Spatules : pour prendre un solide dans un flacon.

**2-** capsules (a) et verres de montre (b): Pour contenir les solides à peser.

**3-** Fioles jaugées avec bouchons: Pour préparer un volume bien déterminé (25,0 ml, 50,0 ml, 100,0 ml, 200,0 ml, 250,0 ml, 500,0 ml, 1,00 L, ...) de solution.

**4-** Entonnoirs à solide et à liquide : Pour introduire un solide ou un liquide dans une fiole jaugée.

**5-** Pissettes d'eau distillée : Pour dissoudre les solides, diluer les liquides, rincer les capsules et les entonnoirs,...

**6-** Béchers : Pour placer le liquide à pipeter pour un prélèvement.

**7-** Pipettes jaugées à un trait ou à deux traits : pour prélever un volume précis (1,00 ml, 2,00 ml, 25,0 ml, 50,0 ml, ...) de solution.

**8-** Pipettes graduées : Pour prélever des volumes précis qui ne peuvent l'être avec des pipettes jaugées (6,7 ml par exemple).

**9-** Pipettes simples (a) et pipettes jaugées jusqu'au trait de jauge.

**10-** propipette (a) ou pipeteurs (b) : Pour pipeter un liquide en toute sécurité.

**11-** Éprouvettes graduées : Pour mesurer approximativement un volume de liquide

**12-** Erlenmeyers : pour placer les solutions à doser ou à pipeter pour un prélèvement

**13-** Agitateurs en verre : Pour agiter des solutions contenues dans des béchers ou des tubes à essai.

**14-** Burettes graduées sur son support : Pour mesurer des volumes précis lors d'un dosage.



# LA MATIERE

# CONSTITUTION DE LA MATIÈRE



**Quelle différence y a-t-il entre ce lingot d'or et ces bijoux en or 18 carats ?**

# CONSTITUTION DE LA MATIÈRE

## PLAN DU CHAPITRE

### I- Notion de mélange

- I-1 De quoi est composée cette eau d'oued ?
- I-2 L'eau de robinet est-elle un mélange ?
- I-3 De quoi l'air est-il formé ?
- I-4 Quelle différence y a-t-il entre l'eau de l'oued et l'eau de robinet ?
- I-5 Comment extraire de l'huile à partir de la pâte d'olive ?
- I-6 Pourquoi désigne-t-on l'alcool de pharmacie par l'alcool 95° ?

### II- Du mélange au corps pur

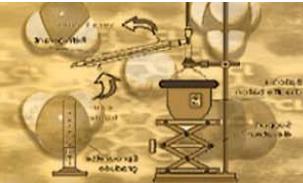
- II-1 L'eau distillée est-elle de l'eau pure ?
- II-2 Quelle différence y a-t-il entre :
  - un lingot d'or et un bijou en or « 18 carats » ?
  - l'alcool à 95° et l'alcool absolu ?
- II-3 Conclusion.
- II-4 Qu'est-ce qu'un alliage ?

### III- Corps purs organiques et corps purs inorganiques

- III-1 Quelle différence y a-t-il entre le magnésium et un morceau de plastic ?
- III-2 Qu'est-ce qu'il y a de commun entre l'alcool absolu, l'acétone, le tétrachlorure de carbone et le butane ?

## Prérequis

- Notion de matière.
- Décantation.
- Filtration.
- Distillation.



## I- Notion de mélange

### I-1 De quoi est composée cette eau d'oued ?

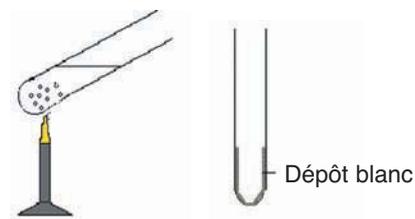
Observer la photo ci-contre et constater que l'eau de l'oued contient des particules solides en suspension (grains de sable, débris végétaux...)



L'eau d'oued, formée par plusieurs constituants, est un mélange.

### I-2 L'eau de robinet est-elle un mélange ?

Pour répondre à cette question réalisons l'expérience suivante : un peu d'eau de robinet vaporisée par ébullition dans un tube à essais laisse un dépôt blanc sur les parois intérieures du tube.

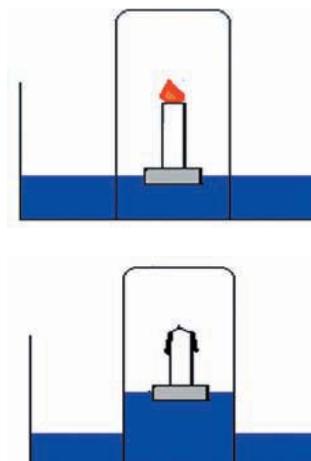


L'eau de robinet, formée par plusieurs constituants, est un mélange.

### I-3 De quoi l'air est-il formé ?

Pour répondre à cette question réalisons l'expérience suivante : une bougie, placée sur un morceau de liège, est allumée dans l'air. Le morceau de liège flotte à la surface de l'eau se trouvant dans un cristalliseur. On recouvre la bougie d'une éprouvette (voir schéma). La bougie continue à brûler. L'eau commence à monter dans l'éprouvette. Au bout de quelques instants la bougie s'éteint et le niveau de l'eau dans l'éprouvette se stabilise.

La partie de l'air qui permet la combustion de la bougie est du dioxygène. La bougie s'éteint dans le gaz restant dans l'éprouvette précédente (voir schéma). Ce gaz restant est une partie de l'air qui ne permet pas la combustion de la bougie : c'est le diazote.



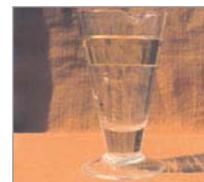
L'air, formé par plusieurs constituants, est un mélange.

### I-4 Quelle différence y a-t-il entre l'eau de l'oued et l'eau de robinet ?

- Dans l'eau de l'oued on peut distinguer à l'œil nu des parties d'aspects différents : un tel mélange est dit hétérogène. L'eau de l'oued décantée est formée par plusieurs parties différentes. Chaque partie est appelée phase.
- Dans l'eau de robinet on ne peut pas distinguer à l'œil nu des parties d'aspects différents : un tel mélange est dit homogène. L'eau de robinet est constituée par une seule phase.

### I-5 Comment extraire de l'huile à partir de la pâte d'olive dans une huilerie ?

Visiter une huilerie et observer les différentes opérations que subissent les olives pour obtenir de l'huile. La pâte d'olive, obtenue après broyage, est pressée. Le liquide obtenu est mélangé avec de l'eau chaude. L'ensemble est décanté. L'eau et l'huile forment un mélange hétérogène. Elles ne se mélangent pas et elles forment deux phases liquides.



### I-6 Pourquoi désigne-t-on l'alcool de pharmacie par l'alcool 95° ?

L'alcool de pharmacie est un mélange homogène d'alcool et d'eau.

95° désigne le degré alcoolique.

Le degré alcoolique est le volume (exprimé en  $\text{cm}^3$ ) d'alcool pur présent dans  $100 \text{ cm}^3$  du mélange.



Un mélange est dit hétérogène lorsque, à l'œil nu, on y distingue des parties d'aspects différents.  
 Un mélange est dit homogène lorsque, à l'œil nu, on n'y distingue pas des parties d'aspects différents.

## II- Du mélange au corps pur

### II-1 L'eau distillée est-elle de l'eau pure ?

Pour répondre à cette question réalisons l'expérience suivante:  
 Un peu d'eau distillée vaporisée par ébullition dans un tube à essais ne laisse aucun résidu.

L'eau distillée est une eau pure.

### II-2 Quelle différence y a-t-il entre :

- un lingot d'or et un bijou en or «18 carats\* » ?
- l'alcool 95° et l'alcool absolu ?

Un bijou en or 18 carats est un mélange homogène, à l'état solide, d'or et de cuivre.

Le lingot d'or est de l'or pur.

L'alcool 95° est un mélange homogène d'alcool et d'eau ; par contre l'alcool absolu est de l'alcool pur.

### II-3 Conclusion

L'eau distillée, l'or et l'alcool absolu sont des exemples de corps purs.

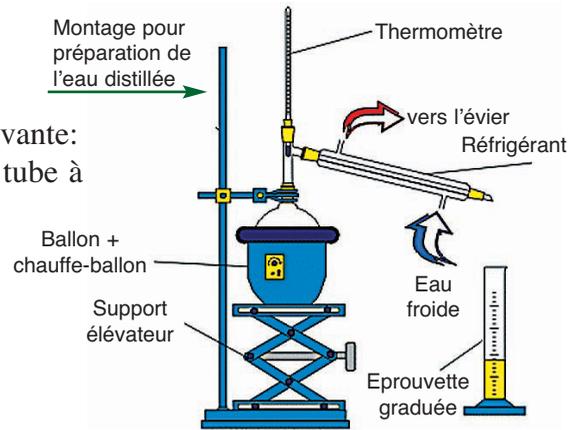
**Remarque :** Un corps pur possède un certain nombre de critères de pureté (température d'ébullition, température de fusion, masse volumique, densité...).

### Exemples :

Nom du corps	Masse volumique en $\text{kg.m}^{-3}$ à 20°C	Température de fusion en °C	Température d'ébullition en °C sous la pression normale
Eau	1000	0	100
Alcool absolu	791	-117	78
Or	19300	1063	2600
Fer	7800	1535	3000

### II-4 Qu'est ce qu'un alliage?

• Dans la vie courante, on utilise rarement les métaux à l'état pur. La plupart des objets que l'on dit métalliques sont constitués d'alliages.



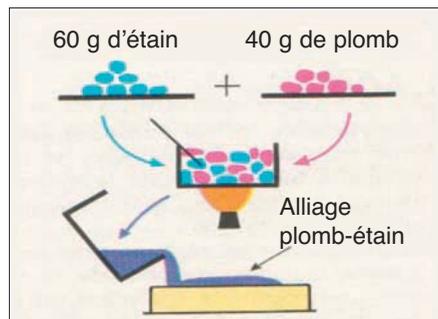
**12** \* 18 carats : 18/24 de la masse du bijou en or et le reste en cuivre.  
 \* L'or à 24 carats est de l'or pur.



## • Un exemple d'alliage

60 g d'étain et 40 g de plomb fondus ensemble dans un creuset donnent, après agitation et refroidissement, un solide homogène dont les propriétés diffèrent de celles du plomb et de l'étain. Ce solide est un alliage de plomb et d'étain.

Cet alliage est plus fusible et plus dur que l'un et l'autre des métaux qui le constituent. Il sert pour la soudure électrique.



• Un alliage est un solide homogène constitué généralement de deux métaux.

## III- Corps purs organiques et corps purs inorganiques

### III-1 Quelle différence y a-t-il entre le magnésium et un morceau de plastique ?

- Enflammons dans l'air un morceau de plastique. Il brûle avec une flamme bordée de fumée noire de carbone.
- Le magnésium brûle dans l'air avec une flamme éclairante en donnant un solide blanc.

La combustion du magnésium se fait sans fumée noire de carbone.

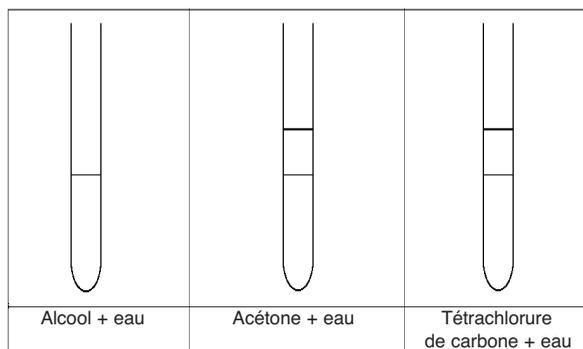
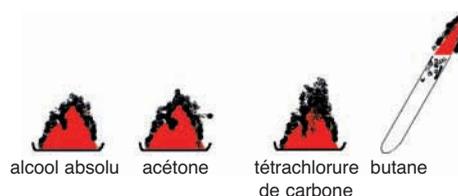


Le plastique contient du carbone.

Le magnésium ne contient pas du carbone.

### III-2 Qu'est-ce qu'il y a de commun entre l'alcool absolu, l'acétone, le tétrachlorure de carbone et le butane ?

- Chacun de ces quatre composés brûle dans l'air avec une fumée noire. Ils contiennent du carbone.
- L'alcool absolu donne avec l'eau un mélange homogène.
- L'acétone et le tétrachlorure de carbone donnent avec l'eau un mélange hétérogène (deux phases).
- Le butane peut être transvasé par déplacement d'eau, c'est la preuve qu'il ne se mélange pas à l'eau.



- Un corps organique contient du carbone.
- Les corps purs organiques ne donnent pas généralement de mélanges homogènes avec l'eau.
- Un corps pur inorganique ne contient pas généralement du carbone.

### Remarque :

Les composés carbone, monoxyde de carbone, le dioxyde de carbone et les carbonates contiennent du carbone mais ils sont classés parmi les composés inorganiques.

## L'ESSENTIEL DU COURS

Un mélange est dit hétérogène lorsque, à l'œil nu, on y distingue des parties d'aspects différents.

Un mélange est dit homogène lorsque, à l'œil nu, on n'y distingue pas des parties d'aspects différents.

Un corps pur possède un certain nombre de critères de pureté (température d'ébullition, température de fusion, masse volumique, densité...).

Un mélange est constitué de corps purs.

Un alliage est un solide homogène formé généralement de deux métaux.

Un corps organique contient du carbone.

Les corps purs organiques ne donnent pas généralement de mélanges homogènes avec l'eau.

Un corps pur inorganique ne contient pas généralement du carbone.



# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) Un mélange est formé par au moins deux constituants.
- 2) Une eau hétérogène décantée est constituée par au moins deux phases.
- 3) Un mélange homogène est formé par au moins deux constituants.
- 4) Un mélange homogène est constituée par une seule phase.
- 5) Un corps dont la température de fusion est constante est un corps pur.
- 6) Un corps pur organique contient du carbone.
- 7) Un corps pur inorganique peut contenir du carbone.
- 8) Un corps pur organique et l'eau forment toujours un mélange hétérogène.
- 9) Un alliage est un mélange homogène à l'état solide.
- 10) Une eau limpide est une eau pure.

### 2- Q. C. M.

#### Choisir la bonne réponse.

#### Q. C. M. n° 1

L'eau de robinet est un :

- a) mélange homogène.
- b) mélange hétérogène.
- c) corps pur organique.
- d) corps pur inorganique.

#### Q. C. M. n° 2

Un mélange formé d'un solide et d'un liquide est :

- a) un mélange homogène.
- b) un mélange hétérogène.
- c) soit un mélange homogène soit un mélange hétérogène.

## Utiliser ses acquis dans des situations simples

### Exercice n° 1

Reproduire le tableau suivant et indiquer à quelle catégorie appartient chaque substance en cochant la case appropriée.

Mélange	Homogène	Hétérogène	Mélange	Homogène	Hétérogène
air			soupe aux légumes		
acier			minerai de fer		
eau de mer			eau de Javel		
eau de robinet			jus d'orange		

## Exercice n° 2

Reproduire le tableau suivant et indiquer à quelle catégorie appartient chaque substance en cochant la case appropriée.

Substance	Mélange	Corps pur	Substance	Mélange	Corps pur
eau distillée			sel de table		
encre			tige d'aluminium		
dioxygène			fer		
sucre			jus de raisins		

## UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice documentaire

#### Les traitements de l'eau

Traiter des eaux, c'est maîtriser les corps organiques et inorganiques qui y sont contenus de façon à rendre l'eau propre à l'usage que l'on veut en faire (eau d'irrigation, eau potable).

Les différents traitements qu'on fait subir à une eau usée dans une station d'épuration sont :

- le dégrillage dans lequel les eaux passent sur des grilles qui retiennent les plus gros détritons en suspension.
- une aération pour augmenter la teneur en dioxygène et permettre l'écumage, qui consiste en l'élimination des matières flottantes (huiles...).
- la filtration sur un lit de sable.
- la stérilisation par le dichlore ou ses dérivés afin d'éliminer les organismes parasites ou pathogènes.

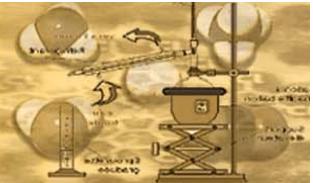
#### Questions

- 1) Une eau usée est-elle hétérogène ou homogène ? Justifier la réponse.
- 2) L'eau obtenue, après les traitements de dégrillage, d'aération et de filtration, est-elle une eau homogène ? Est-elle une eau potable ? Justifier la réponse.

#### **SITES INTERNET A VISITER**

<http://www.eau-rhin-meuse.fr/patrimoine/alimeau/alim03.htm>

<http://grenoble.eau.pure.free.fr/process.htm>



# DOCUMENT

## Importance des alliages

Dans la vie quotidienne on utilise rarement les métaux à l'état pur. La plupart des objets que l'on dit métalliques sont en fait constitués d'alliages.

En faisant varier le nombre, la nature et les proportions des constituants d'un alliage on modifie ses propriétés pour l'adapter aux besoins. Voici quelques exemples :

Nom de l'alliage	Compositions	Propriétés	Domaine d'utilisation
Les laitons (alliages de cuivre et de zinc).	La proportion du zinc varie de 10 à 40%.	Le laiton est plus fusible et plus dur que le cuivre. Il se moule bien et n'est pas détérioré par l'air humide.	Quincaillerie et bijouterie fantaisie.
Les cuproaluminiums (alliages de cuivre et d'aluminium).	La proportion de l'aluminium varie de 6 à 12%.	Le cuproaluminium a une bonne résistance à la corrosion.	Fabrication de pièces de monnaies ou d'hélices de navires
Les zamaks (alliages de zinc et d'aluminium).	4% d'aluminium et moins de 1% de magnésium (ou de cuivre).	Le zamak se prête bien au moulage. Il sert à la fabrication de pièces minces et légères.	Industrie automobile.

### RECHERCHE DOCUMENTAIRE

1) Qu'est-ce qu'un acier ? Qu'est-ce qu'un acier inoxydable ?

Dans quels domaines est utilisé l'acier inoxydable ?

2) Qu'est-ce que le duralumin ? Dire pourquoi il est très employé dans la construction aéronautique.

### SITES INTERNET À VISITER

[http://fr.encyclopedia.yahoo.com/articles/do/do\\_4194\\_p0.html](http://fr.encyclopedia.yahoo.com/articles/do/do_4194_p0.html)

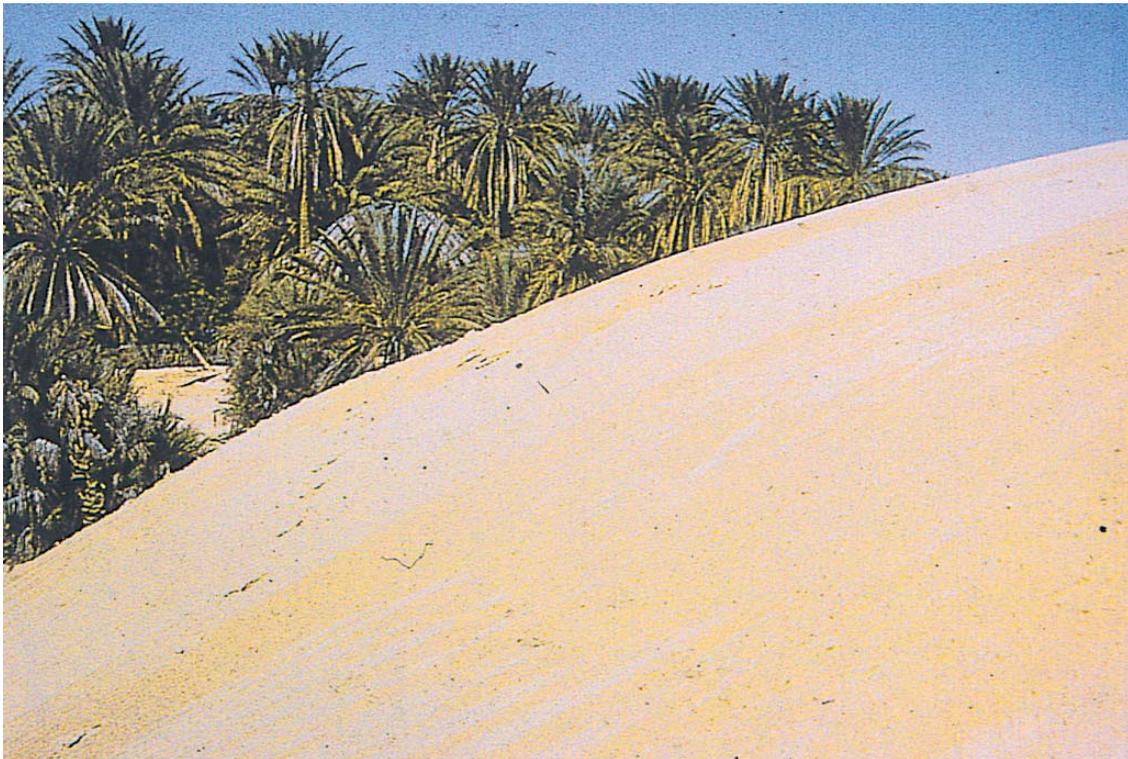
<http://www.ugine.fr/2100.html>

[http://www.yfolire.net/sais/scien\\_a1.htm](http://www.yfolire.net/sais/scien_a1.htm)

[http://www.chimimeca.com/aciers\\_inoxydables.html](http://www.chimimeca.com/aciers_inoxydables.html)

# STRUCTURE DE LA MATIERE

(à l'échelle microscopique)



Lorsqu'on voit de loin, on ne peut pas distinguer les grains de sable qui constituent cette dune. On peut les voir seulement en s'approchant de très près.

**Peut-on imaginer que la matière est divisible indéfiniment ?**

# STRUCTURE DE LA MATIERE

(à l'échelle microscopique)

## PLAN DU CHAPITRE

### A-Discontinuité de la matière

- I- Divisibilité de la matière
- II-La divisibilité de la matière est-elle limitée ?
- III-Les molécules sont-elles toutes identiques ?
- IV-Quels sont les ordres de grandeur de la dimension et de la masse d'une molécule ?
- V-Comment expliquer les différences de propriétés physiques de l'eau liquide, de la glace et de la vapeur d'eau ?

### B-Atomes et ions simples

- I-La matière est-elle toujours formée par des molécules ?
- II-Quels sont les ordres de grandeur de la dimension et de la masse d'un atome ?
- III-De quoi est formé un atome ?
- IV-Comment symboliser un atome ?
- V-De l'atome à l'ion.

### C-Molécules et ions polyatomiques

- I-De quoi est formée une molécule ?
- II-Comment modéliser une molécule ?
- III-Qu'est-ce qui différencie les molécules ?
- IV-Comment représenter une molécule ?
- V-Qu'est-ce qu'un ion polyatomique ?
- VI-Comment représenter un corps pur à structure ionique ?

## Prérequis

- Puissances entières de dix.
- Phénomène d'électrisation.
- Notion de charge électrique.
- Les deux espèces d'électricité.

## A- DISCONTINUITÉ DE LA MATIÈRE

### I- Divisibilité de la matière

#### I-1 D'où provient le gravier utilisé en béton ? D'où provient le sable ?

- Le gravier est obtenu par broyage des roches d'une montagne à l'aide d'un concasseur. Le gravier se trouve selon son utilisation sous différentes tailles.
- Le sable provient de la démolition des roches sous l'action de l'érosion provoquée par le vent, l'eau, etc...

Les roches sont divisibles. Cette divisibilité explique la formation du sable et l'obtention du gravier.

#### I-2 A quoi sert un pulvérisateur de parfum ?

Le pulvérisateur de parfum sert à diviser le parfum sous forme de gouttelettes très fines qui se dispersent aux alentours.

Le parfum est divisible en gouttelettes très fines.

#### I-3 Comment expliquer l'odeur d'éther dans un milieu hospitalier ?

L'éther est un liquide volatil, c'est à dire qu'il s'évapore facilement. La perception de son odeur particulière dans un milieu hospitalier prouve que ce dernier donne, en s'évaporant, des particules invisibles qui se dispersent dans tout le volume du milieu.

L'éther est divisible en de petites particules invisibles.



#### I-4 Conclusion

La matière est divisible, cette divisibilité peut être très grande.

### II- La divisibilité de la matière est-elle illimitée ?

Les expériences précédentes et d'autres expériences mettent en évidence la très grande divisibilité de la matière. Les théories chimiques et physiques modernes montrent et l'expérience vérifie que la divisibilité de la matière est limitée.

Des divisions successives aboutissent à des grains très petits, identiques pour un corps pur, appelés molécules.

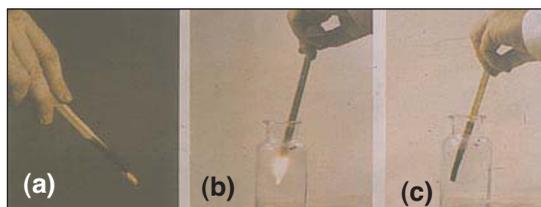
La divisibilité de la matière est limitée, on dit que la matière est discontinue. Les particules très petites qui constituent la matière peuvent être des molécules.

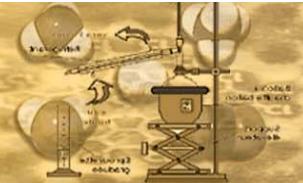
Presque tous les gaz (dioxygène, dioxyde de carbone...), la plupart des liquides (eau, alcool,...) et quelques solides (sucre, glace, ...) sont formés par des molécules.

### III- Les molécules sont-elles toutes identiques ?

#### III-1 Expérience

Enflammons l'extrémité d'une bûchette de bois et éteignons la flamme en soufflant dessous (a), lorsque l'extrémité de la bûchette ne présente qu'un point rouge, introduisons-la dans un flacon contenant du dioxygène (b), puis dans un flacon contenant du dioxyde de carbone (c). L'extrémité incandescente de la bûchette s'enflamme dans le dioxygène et s'éteint dans le dioxyde de carbone.





## III-2 Interprétation

Le dioxygène et le dioxyde de carbone ne se comportent pas de la même façon vis-à-vis de la combustion de la bûchette.

Le dioxygène et le dioxyde de carbone étant formés par des molécules, on peut donc affirmer que seules les molécules de dioxygène permettent la combustion.

Donc les molécules de dioxygène et les molécules de dioxyde de carbone ne sont pas identiques.

## III-3 Conclusion

- Les molécules ne sont pas toutes identiques.
- Des molécules identiques constituent un corps pur.
- Des molécules différentes constituent un mélange.

## IV- Quels sont les ordres de grandeurs de la dimension et de la masse d'une molécule ?

### IV-1 Exercice n° 1

Enoncé

La figure ci-contre représente un cheveu agrandi 2600 fois par un microscope électronique.

- 1) Mesurer l'épaisseur du cheveu agrandi.
- 2) Calculer l'épaisseur réelle de ce cheveu.
- 3) Sachant qu'il faudrait aligner 135000 ( $1,35 \times 10^5$ ) molécules de dihydrogène pour obtenir l'épaisseur d'un cheveu, calculer un ordre de grandeur de la dimension D d'une molécule de dihydrogène.

Solution

1) La mesure de l'épaisseur du cheveu agrandi donne :  $e = 3,5 \text{ cm} = 3,5 \times 10^{-2} \text{ m}$ .

2) L'épaisseur réelle de ce cheveu est :

$$\varepsilon = \frac{e}{2600} = \frac{3,5 \cdot 10^{-2}}{2600} = 13,5 \cdot 10^{-6} \text{ m} = 13,5 \cdot 10^{-3} \text{ mm}$$

$$3) D = \frac{13,5 \cdot 10^{-6}}{135000} = 10^{-10} \text{ m}$$

La dimension d'une molécule étant extrêmement faible, le mètre devient donc une unité trop grande et c'est pour cela que les physiciens et les chimistes préfèrent le sous-multiple Angström ( $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ ).

### IV-1 Exercice n° 2

Enoncé

Une goutte d'eau a une masse moyenne égale à 0,02 g. Sachant qu'une goutte d'eau est formée de  $6,66 \cdot 10^{20}$  molécules ; calculer la masse d'une molécule d'eau.

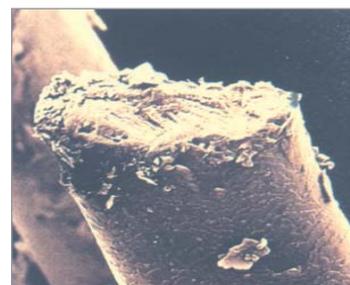
Solution :

m : masse d'une molécule d'eau.

masse de la goutte = (masse d'une molécule) x (nombre de molécules)

$$m = \frac{\text{masse d'une goutte}}{\text{nombre de molécules}} = \frac{0,02}{6,66 \times 10^{20}} = 3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$m = 3 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$$



Un cheveu vu au microscope électronique

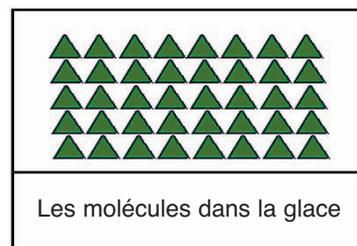
## IV-1 Conclusion :

La molécule est une particule extrêmement petite.  
 Les dimensions d'une molécule sont de l'ordre de quelques Angström ( $1\text{\AA} = 10^{-10}\text{ m}$ ).  
 La masse d'une molécule est de l'ordre de  $10^{-26}\text{ kg}$ .

## V- Comment expliquer les différences de propriétés physiques de l'eau liquide, de la glace et de la vapeur d'eau?

### V-1 Cas de la glace

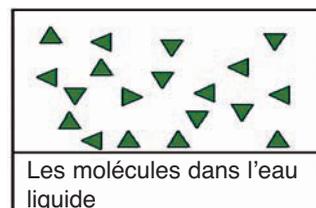
- L'eau liquide, la glace et la vapeur d'eau sont des états physiques différents du même corps pur (l'eau). On peut donc facilement admettre que l'eau liquide, la glace et la vapeur d'eau sont formées par les mêmes molécules, c'est à dire des molécules d'eau.
- Pour expliquer que la glace ne coule pas et possède une forme propre on doit admettre que les molécules qui la constituent occupent des positions fixes et sont en contact les unes avec les autres donnant ainsi à la glace sa rigidité.



La glace a une structure moléculaire condensée et ordonnée.

### V-2 Cas de l'eau liquide

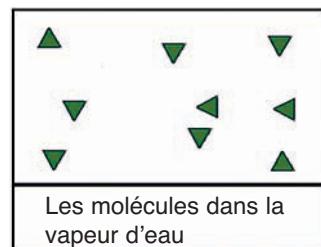
Pour expliquer que l'eau liquide coule et ne possède pas une forme propre, on doit admettre que les molécules qui la constituent ne sont pas fixes, elles se déplacent d'un mouvement désordonné dans tous les sens.



L'eau liquide a une structure moléculaire condensée et désordonnée.

### V-3 Cas de la vapeur d'eau

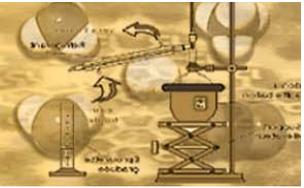
Pour expliquer que la vapeur d'eau est expansible, c'est à dire qu'elle occupe tout le volume qu'on lui offre, on doit admettre que les molécules qui la constituent sont animées d'un mouvement désordonné et sont relativement plus éloignées les unes des autres que celles de l'eau liquide. On peut aussi dire que les molécules dans la vapeur d'eau ne s'attirent pratiquement pas.



La vapeur d'eau a une structure moléculaire non condensée et désordonnée.

## V-4 Conclusion

- Un solide a une structure condensée et ordonnée.
- Un liquide a une structure condensée et désordonnée.
- Un gaz correspond à une structure non condensée et désordonnée.



## L'ESSENTIEL DU COURS

- La divisibilité de la matière est limitée, on dit que la matière est discontinue. Les particules très petites qui constituent la matière peuvent être des molécules.
- Les molécules ne sont pas toutes identiques.
- Des molécules identiques constituent un corps pur.
- Des molécules différentes constituent un mélange.
- Un solide a une structure condensée et ordonnée.
- Un liquide a une structure condensée et désordonnée.
- Un gaz correspond à une structure non condensée et désordonnée.

# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) Presque tous les gaz sont constitués par des molécules.
- 2) Tous les solides sont faits de molécules.
- 3) Les molécules sont toutes identiques.
- 4) Un corps pur a une structure moléculaire.
- 5) Un corps pur moléculaire est formé de molécules identiques.
- 6) Les molécules différentes constituent un mélange.

### 2- Q. C. M.

Choisir la bonne réponse.

#### Q. C. M. n° 1

Un solide a une structure :

- a) condensée et désordonnée.
- b) condensée et ordonnée.
- c) non condensée et désordonnée.
- d) non condensée et ordonnée.

#### Q. C. M. n° 2

Un mélange, constitué de molécules différentes, est :

- a) homogène.
- b) hétérogène.
- c) homogène ou hétérogène.

## Utiliser ses acquis dans des situations simples

### Exercice n° 1

2 g de dihydrogène contiennent environ  $6.10^{23}$  molécules. Pour avoir une idée sur la petitesse de ces molécules, supposons que nous plaçons côte à côte, de façon à obtenir une file de  $6.10^{23}$  molécules de dihydrogène.

- 1) Calculer la longueur de cette file sachant que la dimension d'une molécule de dihydrogène est de l'ordre de  $10^{-10}$  m.
- 2) Combien cette file ferait-elle le tour de la terre suivant l'équateur (40 000 km) ?

### Exercice n° 2

Les gouttelettes d'eau dans un nuage, assimilées à des sphères, ont des diamètres de l'ordre de  $0,2.10^{-6}$  m.

- 1) Calculer le volume d'une gouttelette d'eau (le volume V d'une sphère de diamètre D est

$$V = \frac{\pi \cdot D^3}{6}$$

- 2) Sachant que 18 g d'eau contiennent environ  $6.10^{23}$  molécules, calculer le nombre de molécules contenues dans la gouttelette d'eau.

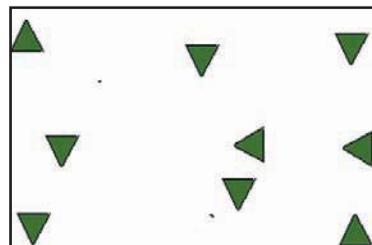
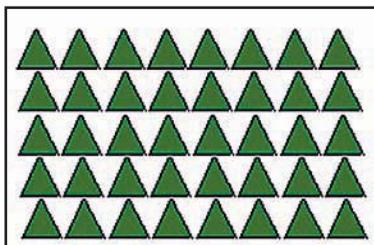
On donne :  $1 \text{ cm}^3$  d'eau a une masse égale à 1 g.



## UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n° 3

1) Choisir parmi ces deux schémas, celui qui représente la structure microscopique d'un gaz. Justifier.



 Grain de matière

2) Les gaz ont certaines propriétés particulières :

- ils se mélangent facilement.
- ils sont expansibles c'est à dire qu'ils occupent tout le volume qu'on leur offre.
- ils sont compressibles c'est à dire qu'ils occupent un volume plus réduit.

Proposer une interprétation microscopique de ces différentes propriétés des gaz.

### SITES INTERNET À VISITER

[www.ac-rouen.fr/pedagogie/equipes/math\\_sciences/ressources/sciences/odyssee21/index.html](http://www.ac-rouen.fr/pedagogie/equipes/math_sciences/ressources/sciences/odyssee21/index.html)

## B- ATOMES ET IONS SIMPLES

### I- La matière est-elle toujours formée par des molécules ?

#### I-1 De l'or vu au microscope électronique.

- La figure ci-contre montre la surface d'une lamelle d'or agrandie plusieurs millions de fois. Les petites taches alignées visualisent des rangées de grains extrêmement petits serrés les uns contre les autres et liés entre eux. On montre que ces grains de matière qui constituent l'or ne sont pas des molécules. On les appelle des atomes.
- L'or est constitué par des atomes. On dit qu'il a une structure atomique.



L'or vu au microscope électronique

#### I-2 Conclusion

Les particules très petites qui constituent la matière peuvent être des atomes.

Les métaux et les gaz rares (argon, hélium...) sont formés par des atomes. On dit qu'ils ont une structure atomique.

### II- Quels sont les ordres de grandeurs de la dimension et de la masse d'un atome ?

#### II-1 Exercice

##### Énoncé

Pour compter le nombre d'atomes contenus dans un échantillon de fer de masse 0,1 mg, il faudrait 34,1 milliards d'années en comptant jour et nuit et à raison d'un atome par seconde.

- 1) a) Calculer le nombre d'atomes de fer contenus dans cet échantillon.  
b) Calculer la masse d'un atome de fer.
- 2) Si on met bout à bout ces atomes on obtiendrait une file de longueur  $2,53 \cdot 10^5$  km (environ 6 fois le périmètre de la terre au niveau de l'équateur). Calculer le diamètre de l'atome de fer.

##### Solution :

1) a) Le nombre d'atomes contenus dans l'échantillon de fer est égal au nombre de secondes dans 34,1 milliards d'années (on suppose que dans une année on a 365 jours) :

$$n = 34,1 \times 365 \times 24 \times 3600 = 1,1 \cdot 10^{18} \text{ atomes.}$$

b) La masse d'un atome de fer ( $m_{\text{Fer}}$ ) est égale au rapport de la masse de l'échantillon de fer ( $m$ ) par le nombre d'atomes de fer ( $n$ ) contenus dans cet échantillon.

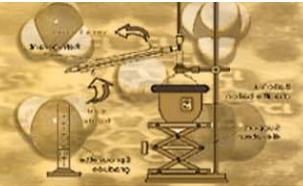
$$m_{\text{Fer}} = \frac{m}{n} = \frac{0,1}{1,1 \cdot 10^{18}} = 9,3 \cdot 10^{-20} \text{ mg} = 9,3 \cdot 10^{-26} \text{ kg.}$$

2) Le diamètre de l'atome de fer est :

$$D = \frac{\text{longueur de la file}}{\text{nombre d'atomes de fer}} = \frac{2,53 \cdot 10^8}{1,1 \cdot 10^{18}} = 2,3 \cdot 10^{-10} \text{ m} = 2,3 \text{ \AA}$$

#### II-2 Conclusion

- La dimension d'un atome est de l'ordre de l'Angström.
- La masse d'un atome est de l'ordre de  $10^{-26}$  kg.



## II-3 Exemples

ATOME	DIMENSION (Å)	MASSE ( $10^{-23}$ g)
Hydrogène	1,0	0,17
Carbone	1,4	2
Oxygène	1,5	2,7
Soufre	2,0	5,3
Fer	2,3	9,3
Or	1,5	33

## III- De quoi est formé un atome ?

Les phénomènes d'électrisation, vus dans le cours de physique, ont mis en évidence la présence de charges électriques dans la matière.

Comme la matière est formée à partir d'atomes, ces charges électriques ne peuvent provenir que de ces atomes.

Les charges négatives sont portées par des particules extrêmement petites et légères : **les électrons**. L'expérience montre que tous les électrons sont identiques.

Un électron est une particule chargée négativement. Sa charge vaut  $-1,6 \cdot 10^{-19}$  C. Sa masse, extrêmement faible, vaut  $9 \cdot 10^{-31}$  kg.

La valeur absolue de la charge de l'électron ( $1,6 \cdot 10^{-19}$  C) est la plus petite quantité d'électricité qui puisse exister. On l'appelle pour cela charge élémentaire et on la note e.

- Chaque atome possède un nombre d'électrons bien déterminé.
- L'atome d'hydrogène a un seul électron. L'atome d'aluminium a 13 électrons.
- Le nombre d'électrons caractérise un atome.

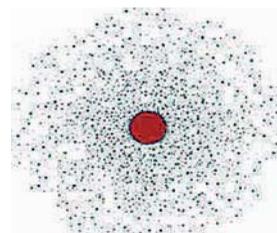
La matière, non électrisée, est électriquement neutre. Les atomes qui la constituent sont aussi électriquement neutres.

L'atome, électriquement neutre, renferme nécessairement des charges positives pour compenser les charges négatives portées par les électrons. Les charges positives se trouvent dans la partie centrale de l'atome : **le noyau**.

Le noyau est environ cent mille fois plus petit que l'atome. Sa masse varie selon le type d'atome. Elle vaut environ des milliers de fois la masse d'un électron. La masse d'un atome est pratiquement concentrée dans son noyau.

Les électrons gravitent autour du noyau à des distances diverses, mais toujours grandes par rapport au noyau. Il n'y a pas de matière entre les électrons et le noyau, c'est du vide. On dit que l'atome a une structure lacunaire.

L'ensemble des positions des électrons donne l'image d'un nuage enveloppant le noyau : c'est le **nuage électronique**.



Nuage électronique de l'atome d'hydrogène

- L'atome est constitué par un noyau chargé positivement autour duquel gravitent des électrons chargés négativement.
- L'atome est électriquement neutre : il possède autant de charges négatives portées par les électrons que de charges positives portées par le noyau.
- Tous les électrons sont identiques.
- Un atome est caractérisé par son nombre d'électrons.

## IV- Comment symboliser un atome ?

Comme il existe dans la nature plus d'une centaine d'atomes différents, on attribue un symbole à chaque atome.

Ce symbole est généralement la première lettre majuscule de son nom français. Ainsi l'atome d'hydrogène est représenté par la lettre **H**, celui de l'atome de carbone par la lettre **C**, celui de l'atome d'azote par la lettre **N** (nitrogène autre nom de l'azote).

Parfois, la première lettre du nom est commune à deux ou plusieurs atomes, dans ce cas nous ajoutons une deuxième lettre minuscule.

Ainsi l'atome de cuivre est représenté par **Cu**, l'atome de calcium par **Ca**.

Pour mieux visualiser les atomes courants, invisibles à notre œil, on utilise souvent un modèle qui représente ces atomes sous forme de boules colorées. A chaque atome correspond une couleur.

ATOME	SYMBOLE	MODÈLE
Carbone	C	
Hydrogène	H	
Oxygène	O	
Chlore	Cl	
Fer	Fe	
Azote (Nitrogène)	N	

## V-De l'atome à l'ion

### V-1 Que représentent les indications "anions" et "cations" sur l'étiquette d'une bouteille d'eau minérale ?

Les indications précédentes signifient que l'eau minérale renferme des ions (anions et cations).

#### Qu'est ce qu'un ion simple ?

Comme la matière est formée à partir d'atomes, les ions ne peuvent provenir que de ces atomes.

Le phénomène d'électrisation, vu dans le cours de physique, s'explique par un transfert d'électrons des atomes d'un corps vers les atomes d'un autre.

Cela permet facilement d'admettre qu'un atome peut perdre ou gagner des électrons et donne un édifice électriquement chargé appelé **ion simple**.

Si l'atome perd un ou plusieurs électrons, il donne un ion simple chargé positivement appelé **cation**.

Si l'atome gagne un ou plusieurs électrons, il donne un ion simple chargé négativement appelé **anion**.

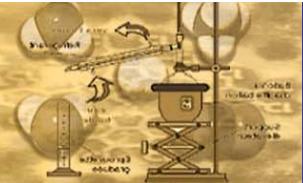
Un atome donné ne peut gagner ou perdre qu'un nombre bien déterminé d'électrons. L'atome d'hydrogène peut perdre un seul électron et se transformer en un ion hydrogène portant une charge positive (égale à la charge élémentaire). L'atome de calcium peut perdre deux électrons et se transformer en ion calcium portant deux charges positives (chacune égale à la charge élémentaire). L'atome de chlore peut gagner un électron et se transformer en ion chlorure portant une charge négative.

Lorsqu'un atome gagne ou perd un ou plusieurs électrons, il se transforme en un ion simple.

- Un ion chargé positivement est appelé cation.
- Un ion chargé négativement est appelé anion.

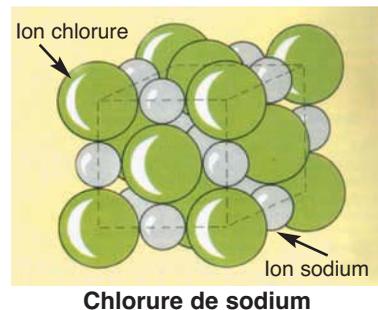
COMPOSITION Mg/L		تركيبية الماء / ملغ / لتر
<b>(-) ANIONS</b>		
Bicarbonates	244	أنيونات البيكربونات
Sulfates	24	الكبريتات
Chlorures	64	الكلوريدات
Nitrates	3	نترات
Fluorures	0,2	فلور
<b>(+) CATIONS</b>		
Calcium	80	الكالسيوم
Magnésium	10	المغنيزيوم
Sodium	37	الصوديوم
Potassium	2	البوتاسيوم
Résidu Minéral sec : 318 MG/L - PH : 7,6 - 23° C		
CONSERVER CETTE BOUTEILLE A L'ABRI DU SOLEIL DANS UN ENDROIT PROPRE ET SEC		

Etiquette d'une bouteille d'eau minérale



## V-2 La matière est-elle toujours formée par des atomes ou par des molécules ?

L'expérience montre que certains corps purs (le sel de cuisine, l'oxyde de magnésium...) sont formés par un assemblage d'ions positifs et d'ions négatifs. On dit que ces corps purs ont une **structure ionique**. Malgré la présence de ces ions dans ces corps, ces derniers sont électriquement neutres.



## V-3 Comment symboliser un ion simple ?

Un ion simple est représenté par le symbole de l'atome correspondant. Sa charge électrique (exprimée en charge élémentaire) est portée en haut et à droite du symbole.

### SYMBOLE DE QUELQUES ATOMES ET D'IONS SIMPLES CORRESPONDANTS

ATOME			Ion simple correspondant			
Nom	Nombre d'électrons	Symbole	Nom	Nombre d'électrons	Charge électrique	Symbole
Hydrogène	1	<b>H</b>	Ion hydrogène	0	+1	<b>H<sup>+</sup></b>
Oxygène	8	<b>O</b>	Ion oxygène	10	-2	<b>O<sup>2-</sup></b>
Chlore	17	<b>Cl</b>	Ion chlorure	18	-1	<b>Cl<sup>-</sup></b>
Cuivre	29	<b>Cu</b>	Ion cuivre (I)	28	+1	<b>Cu<sup>+</sup></b>
			Ion cuivre (II)	27	+2	<b>Cu<sup>2+</sup></b>
Sodium	11	<b>Na</b>	Ion sodium	10	+1	<b>Na<sup>+</sup></b>
Fer	26	<b>Fe</b>	Ion fer (II)	24	+2	<b>Fe<sup>2+</sup></b>
			Ion fer (III)	23	+3	<b>Fe<sup>3+</sup></b>
Aluminium	13	<b>Al</b>	Ion aluminium	10	+3	<b>Al<sup>3+</sup></b>
Soufre	16	<b>S</b>	Ion sulfure	18	-2	<b>S<sup>2-</sup></b>

Un ion simple est représenté par le symbole de l'atome correspondant. Sa charge électrique, exprimée en charge élémentaire, est portée en haut et à droite du symbole.

# L'ESSENTIEL DU COURS

- Les particules très petites qui constituent la matière peuvent être des atomes.
- La dimension d'un atome est de l'ordre de l'angström.
- La masse d'un atome est de l'ordre de  $10^{-26}$  kg.
- L'atome est constitué par un noyau chargé positivement autour duquel gravitent des électrons chargés négativement.
- L'atome est électriquement neutre.
- Un atome est caractérisé par son nombre d'électrons.
- Lorsqu'un atome gagne ou perd un ou plusieurs électrons, il se transforme en un ion simple.
- Un ion chargé positivement est appelé cation.
- Un ion chargé négativement est appelé anion.



# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) L'atome est électriquement neutre : il ne contient donc pas de charges électriques.
- 2) Dans un atome les charges positives sont portées par le noyau et les charges négatives sont portées par les électrons.
- 3) Les électrons de l'atome de fer sont différents de ceux de l'atome d'oxygène.
- 4) Tous les électrons ont la même masse et la même charge.
- 5) Le noyau d'un atome de fer est identique au noyau d'un atome d'hydrogène.
- 6) Un corps formé par des ions a une structure ionique.
- 7) Un corps formé par des atomes a une structure atomique.
- 8) Tous les corps sont formés à partir d'atomes.
- 9) Il n'y a pas d'atomes dans un corps à structure moléculaire.

### 2- Q. C. M.

#### Choisir la bonne réponse.

##### Q. C. M. n° 1

L'atome est électriquement neutre :

- a) toutes les particules qui la constituent ne sont pas électriquement chargées.
- b) il contient autant de charges positives que de charges négatives.
- c) les charges négatives portées par le noyau compensent les charges positives des électrons.

##### Q.C.M. n° 2

Un ion simple est l'édifice obtenu lorsqu'un atome :

- a) gagne un ou plusieurs électrons ;
- b) perd un ou plusieurs électrons ;
- c) gagne ou perd un ou plusieurs électrons ;
- d) perd un ou plusieurs charges positives portées par son noyau.

##### Q.C.M. n° 3

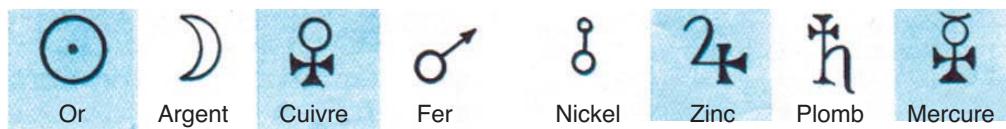
Le symbole de l'atome de potassium ( ancien nom Kalium) est :

- a) P
- b) K
- c) Po

## Utiliser ses acquis dans des situations simples

### Exercice n° 1

Voici la représentation qu'utilisaient les alchimistes pour représenter des métaux.



Représenter chacun de ces symboles par celui utilisé de nos jours.

### Exercice n° 2

Le noyau de l'atome d'aluminium a un diamètre  $d = 2.10^{-15}$  m. L'atome d'aluminium a un diamètre  $D = 3.10^{-10}$  m.

1) Calculer le quotient  $\frac{D}{d}$ .

2) Le résultat trouvé confirme-t-il la structure lacunaire de l'atome ? Justifier.

## UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n° 3

Un atome possède 13 électrons.

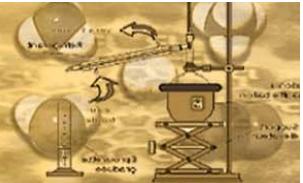
- 1) Quel est cet atome ? Ecrire son symbole.
- 2) Calculer la charge totale de ses électrons.
- 3) Déterminer la charge de son noyau.
- 4) Cet atome peut perdre 3 électrons et se transformer en un ion simple
  - a) Cet ion est-il un cation ou un anion ? Justifier la réponse.
  - b) Ecrire le symbole de cet ion.

On donne :

la charge élémentaire  $e = 1,6.10^{-19}$  C

Le tableau suivant :

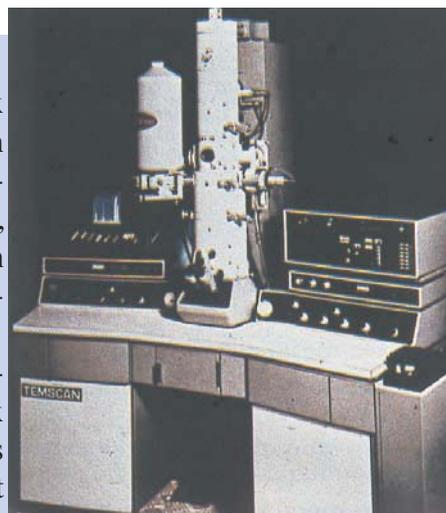
Atome	Nombre d'électrons
Oxygène	8
Argon	10
Aluminium	13
Magnésium	12



## Document

### Voir les atomes : rêve ou réalité ?

Hier. On sait, depuis 1873, que la plus petite distance entre deux points vus séparément au microscope optique est environ 0,00025 cm soit 250 nm. Grâce aux brillants travaux du physicien français Louis de Broglie (prix Nobel de physique en 1929), on envisagea d'utiliser des électrons à la place de la lumière afin d'obtenir une image considérablement agrandie de l'objet observé. Le premier microscope électronique fut construit en 1932. Aujourd'hui, les constructeurs proposent sur le marché des microscopes électroniques (fig.1) permettant de voir séparément deux points distants de 0,2 nm. On pense, en raison de phénomènes physiques particuliers, qu'il sera difficile de faire mieux avec cet appareil.



*Fig 1: Un microscope électronique. Cet appareil utilise des jets d'électrons au lieu de rayons lumineux. L'image est formée sur un écran identique à celui d'un téléviseur. Il permet un agrandissement de plus de 500 000 fois de la dimension réelle*



D'autres techniques sont utilisées de nos jours pour voir l'arrangement des atomes dans un métal. Ainsi, avec un microscope à champ ionique, on a pu obtenir une image (fig. 2) agrandie quatre millions de fois d'une pointe de tungstène dirigée perpendiculairement à cette page. Les petites taches de forme sensiblement sphérique indiquent les positions des atomes.

*Fig 2: Image agrandie quatre millions de fois, d'une pointe de tungstène vue au microscope à champ ionique*

Demain. S'il est actuellement possible de distinguer deux atomes voisins, il ne faut pas croire que chaque petite tache (fig. 2) représente la photographie d'un atome. Des chercheurs ont obtenu en 1986 un cliché (fig. 3) où l'on peut voir avec plus de détail un atome. Les progrès dans les techniques d'exploration de la matière permettent d'espérer que dans un proche avenir on pourra peut-être "voir" l'intérieur d'un atome.



*Fig 3: Atomes vus par effet tunnel.*

### SITES INTERNET À VISITER

[http://www.cite-sciences.fr/francais/web\\_cite/voir/invisibl/droit\\_fs.htm](http://www.cite-sciences.fr/francais/web_cite/voir/invisibl/droit_fs.htm)  
<http://www.unil.ch/sc/pages/bazar/articles/phys/electricite/atome.htm>

## C- MOLECULES ET IONS POLYATOMIQUES

### I- De quoi est formée une molécule ?

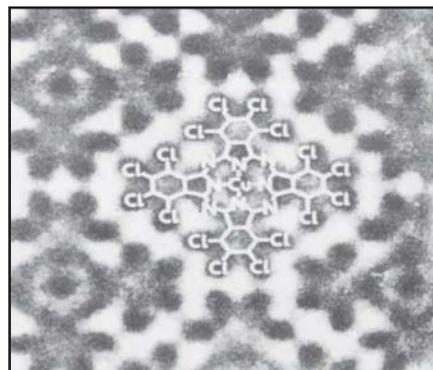
La théorie montre et l'expérience affirme qu'une molécule est formée par un assemblage d'atomes.

La photo ci-contre représente des molécules de phtalocyanine de cuivre vues au microscope électronique.

On voit qu'une molécule de ce composé est formée d'un assemblage d'atomes de chlore, de carbone, d'azote et d'un atome de cuivre.

La molécule est un édifice électriquement neutre.

Les molécules d'un corps pur sont identiques.



Molécule de phtalocyanine de cuivre.

Si les atomes qui constituent les molécules sont identiques le corps pur est dit simple : exemples le dihydrogène, le dioxygène, le trioxygène (ozone)...

Si les atomes qui constituent les molécules sont différents le corps pur est dit composé : exemples l'eau, le dioxyde de carbone...

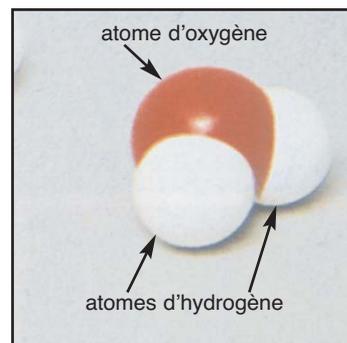
- Une molécule est un assemblage électriquement neutre d'atomes.
- La molécule d'un corps simple est formée d'atomes identiques.
- La molécule d'un corps composé est formé d'atomes différents.

### II-Comment modéliser une molécule ?

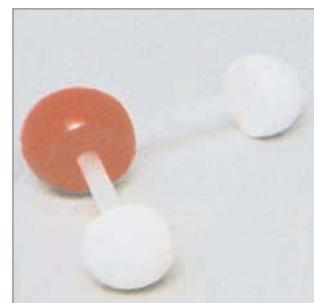
Pour mieux visualiser les molécules, invisibles à l'œil nu, on utilise deux modèles appelés modèles moléculaires :

- le **modèle compact** dans lequel les atomes sont représentés par des boules qui s'interpénètrent. Ce modèle montre comment les atomes sont disposés dans la molécule.
- le **modèle éclaté** dans lequel les centres sont représentés par des boules plus petites que celles qui représentent les atomes dans le modèle compact. Ces petites boules sont reliées les unes aux autres par des tiges qui matérialisent les liaisons. Ce modèle montre comment les atomes sont liés entre eux.

Dans les deux modèles, les angles formés par les directions des liaisons sont respectés et les distances (rayons des atomes, longueurs des liaisons) sont reproduites à une échelle convenable.

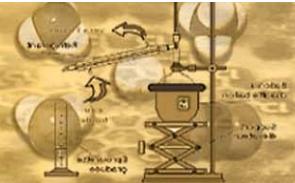


modèle compact de la molécule d'eau



modèle éclaté de la molécule d'eau

Une molécule est représentée par un modèle compact et un modèle éclaté.



## III- Qu'est-ce qui différencie les molécules ?

Pour répondre à cette question, analysons le tableau suivant :

Substance moléculaire	Constitution de la molécule	Modèle compact
Dihydrogène	2 atomes d'hydrogène	
Dioxygène	2 atomes d'oxygène	
Diazote	2 atomes d'azote	
Eau	1 atome d'oxygène 2 atomes d'hydrogène	
Dioxyde de carbone	1 atome de carbone 2 atomes d'oxygène	
Méthane	4 atomes d'hydrogène 1 atome de carbone	

Nous pouvons y constater facilement que les molécules peuvent différer par :

- la nature des atomes.
- le nombre des atomes appelé atomicité de la molécule.
- la disposition des atomes dans l'espace c'est à dire la géométrie de la molécule.

Une molécule est caractérisée par :

- la nature des atomes qui la constituent
- son atomicité
- sa géométrie.

## IV- Comment représenter une molécule ?

Devant le nombre impressionnant de molécules naturelles ou de synthèse, les chimistes attribuent à chaque molécule une formule. Cette formule permet de simplifier l'écriture et permet de rendre compte de la composition en atomes dans la molécule.

La formule d'une molécule comporte les symboles des atomes qui la constituent. Le nombre de chaque type d'atomes est écrit en bas à droite du symbole correspondant (en indice). L'indice 1 ne s'écrit pas, on écrit juste le symbole de l'atome.

### Exemples

Molécule	Composition en atomes	Formule
dioxygène	2 atomes d'oxygène	O <sub>2</sub>
trioxygène (ozone)	3 atomes d'oxygène	O <sub>3</sub>
dichlore	2 atomes de chlore	Cl <sub>2</sub>
eau	2 atomes d'hydrogène et 1 atome d'oxygène	H <sub>2</sub> O
ammoniac	1 atome d'azote et 3 atomes d'hydrogène	NH <sub>3</sub>
dioxyde de carbone	1 atome de carbone et 2 atomes d'oxygène	CO <sub>2</sub>
saccharose	12 atomes de carbone, 22 atomes d'hydrogène et 11 atomes d'oxygène	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>

- La formule d'une molécule indique la composition en atomes de cette molécule.
- Un corps pur à structure moléculaire a la même formule que la molécule qui le constitue.

## V- Qu'est-ce qu'un ion polyatomique ?

### V-1 Que représentent les indications nitrate, sulfate et bichromate sur l'étiquette d'une bouteille d'eau minérale ?

Ces indications signifient que l'eau minérale renferme, en plus des ions simples, des ions polyatomiques.

#### Qu'est-ce qu'un ion polyatomique ?

Un ion polyatomique est une entité chimique électriquement chargée formée de plusieurs atomes liés.

Exemples :

- L'ion nitrate est un ion formé par 1 atome d'azote, 3 atomes d'oxygène ; l'ensemble porte une charge négative.
- L'ion ammonium est un cation formé par 1 atome d'azote et 4 atomes d'hydrogène ; l'ensemble porte une charge positive.

### V-2 Comment représenter un ion polyatomique ?

Un ion polyatomique est représenté par une formule.

Elle comporte les symboles des atomes qui constituent l'ion. Le nombre de chaque type d'atomes est écrit en bas et à droite du symbole correspondant. La charge de l'ion est portée en haut et à droite de la formule.

Exemples :

Ion polyatomique	Formule
Ion ammonium	$\text{NH}_4^+$
Ion carbonate	$\text{CO}_3^{2-}$
Ion sulfate	$\text{SO}_4^{2-}$
Ion hydronium	$\text{H}_3\text{O}^+$

La formule d'un ion polyatomique indique la charge et la composition en atomes de cet ion.

### VI- Comment représenter un corps pur à structure ionique ?

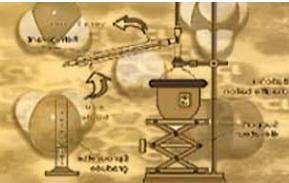
Un corps pur à structure ionique est formé par des anions et des cations. On le représente par une formule, appelée formule statistique, qui tient compte de la composition du corps en ions et de sa neutralité électrique.

Exemples

Corps pur	Composition en ions	Formule statistique
Chlorure de sodium	1 ion sodium pour 1 ion chlorure	$\text{NaCl}$
Chlorure d'ammonium	1 ion ammonium pour 1 ion chlorure	$\text{NH}_4\text{Cl}$
Bicarbonate de sodium	2 ions sodium pour 1 ion carbonate	$\text{Na}_2\text{CO}_3$

Etiquette d'une bouteille d'eau minérale

COMPOSITION Mg/L		تركيبة الماء / ملغ / لتر
<b>(-) ANIONS</b>		
Bicarbonates	244	البيكربونات
Sulfates	24	الكبريتات
Chlorures	64	الكلوريدات
Nitrates	3	نترات
Fluorures	0,2	فلور
<b>(+) CATIONS</b>		
Calcium	80	الكالسيوم
Magnésium	10	المغنيزيوم
Sodium	37	الصوديوم
Potassium	2	البوتاسيوم
Résidu Minéral sec : 318 MG/L - PH : 7,6 - 23° C		
CONSERVER CETTE BOUTEILLE A L'ABRI DU SOLEIL DANS UN ENDROIT PROPRE ET SEC		



## L'ESSENTIEL DU COURS

- Une molécule est un assemblage électriquement neutre d'atomes.
- La molécule d'un corps simple est formée d'atomes identiques.
- La molécule d'un corps composé est formée d'atomes différents.
- L'atomicité d'une molécule est le nombre d'atomes qui constituent cette molécule.
- Un corps pur, à structure moléculaire, a la même formule que la molécule qui le constitue.
- Un ion polyatomique est une entité chimique électriquement chargée, formée de plusieurs atomes liés.

## EXERCICE RESOLU

Une bouteille d'eau minérale porte une étiquette dont une partie est représentée dans la figure ci-contre.

- 1) L'eau minérale contenue dans cette bouteille est-elle un mélange ? Si oui préciser sa nature. Justifier.
- 2) Décrire une expérience simple qu'on peut réaliser pour montrer que cette eau est un mélange.
- 3) Relever, à partir de l'étiquette, les noms des anions et des cations présents dans cette eau minérale.
- 4) L'ion magnésium provient d'un atome de magnésium qui a perdu deux électrons.
  - a) Calculer en coulomb la charge électrique portée par cet ion.
  - b) Exprimer cette charge électrique en charge élémentaire  $e$ .
  - c) Ecrire le symbole de l'ion magnésium.
- 5) L'ion hydrogénocarbonate (ou ion bicarbonate) présent dans cette eau minérale, est formé par un atome d'hydrogène, un atome de carbone et trois atomes d'oxygène. L'ensemble comporte un électron supplémentaire.
  - a) Cet ion est-il simple ou polyatomique ? Justifier.
  - b) Ecrire sa formule.

On donne : la charge élémentaire  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$

COMPOSITION Mg/L		تركيبية الماء / مل / لتر
<b>(-) ANIONS</b>		
Bicarbonates	244	البيكربونات
Sulfates	24	الكبريتات
Chlorures	64	الكلوريدات
Nitrates	3	نترات
Fluorures	0,2	فلور
<b>(+) CATIONS</b>		
Calcium	80	الكالسيوم
Magnésium	10	المغنيزيوم
Sodium	37	الصوديوم
Potassium	2	البوتاسيوم
Résidu Minéral sec : 318 MG/L - PH : 7,6 - 23° C		
CONSERVER CETTE BOUTEILLE A L'ABRI DU SOLEIL DANS UN ENDROIT PROPRE ET SEC		

Etiquette d'une bouteille d'eau minérale

### Conseils

\* Lire attentivement les indications portées sur l'étiquette.

\* Utiliser la relation reliant la charge électrique d'un ion et la charge élémentaire.

\* Appliquer la règle qui donne le symbole d'un ion simple.

\* Appliquer la règle qui donne la formule d'un ion polyatomique.

### Solution

1) L'étiquette indique la présence d'ions différents dans cette eau minérale. Alors cette l'eau minérale est un mélange.

L'eau minérale est un mélange constitué par une seule phase : c'est un mélange homogène.

2) Une petite quantité de cette eau minérale est vaporisée dans un tube à essais. A la fin de la vaporisation il reste, au fond du tube et sur les parois internes, un dépôt solide. Donc on justifie que l'eau minérale est un mélange.

3) A partir de l'étiquette on lit la liste d'anions et de cations : bicarbonates, sulfates, chlorures, nitrates, fluorures, calcium, magnésium, sodium, potassium.

4) a) Un atome de magnésium est électriquement neutre. En perdant deux électrons il se transforme en un ion magnésium portant une charge électrique  $q = 2 \times e = 2 \times 1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$  ;  
soit  $q = 3,2 \cdot 10^{-19} \text{C}$ .

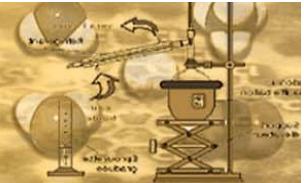
b)  $q = +2$  (charges élémentaires)

c) Symbole :  $\text{Mg}^{2+}$ .

5) a) L'ion hydrogénocarbonate est un ion polyatomique car il est formé par plusieurs atomes liés.

b) L'ensemble comporte 1 électron supplémentaire donc il porte 1 charge négative.

$\Rightarrow$  la formule de l'ion est :  $\text{HCO}_3^-$ .



# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) La molécule est une entité chimique non chargée.
- 2) La molécule est un ensemble limité d'atomes.
- 3) La molécule est un ensemble limité d'atomes liés.
- 4) Les molécules d'un corps pur sont identiques.
- 5) Les molécules d'un corps composé sont différentes.
- 6) La molécule d'un corps simple est formée par des atomes identiques.
- 7) La molécule d'un corps composé est formée par des atomes différents.
- 8) L'atomicité d'une molécule est le nombre d'atomes qui constituent cette molécule.
- 9) Un ion polyatomique est une molécule qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.
- 10) Un ion polyatomique est un édifice, formé d'un nombre limité d'atomes liés, qui porte une charge électrique.

### 2- Q. C. M.

#### Choisir la bonne réponse.

##### Q. C. M. n° 1

L'atomicité d'une molécule est :

- a) le nombre des espèces d'atomes qui constituent la molécule ;
- b) le nombre d'atomes qui constituent la molécule ;
- c) toujours égal à un nombre pair.

##### Q.C.M. n° 2

Si toutes les molécules qui constituent un corps sont identiques, il s'agit d'un :

- a) corps pur
- b) corps composé
- c) mélange
- d) corps simple.

##### Q.C.M. n° 3

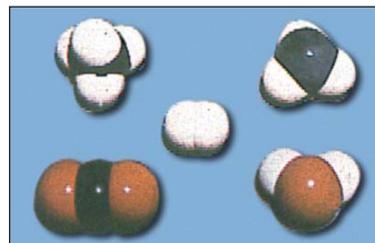
La formule d'une molécule renseigne sur :

- a) la géométrie de la molécule;
- b) les liaisons entre les atomes qui constituent la molécule;
- c) la nature et le nombre des atomes qui constituent la molécule.

## Utiliser ses acquis dans des situations simples

### Exercice n° 1 :

La photo ci-contre représente les modèles compacts de cinq molécules.



En s'aidant du tableau du paragraphe III :

- 1) trouver la composition en atomes de chacune de ces molécules. Donner l'atonicité de chaque molécule.
- 2) écrire la formule de chaque molécule.

### Exercice n° 2

Reproduire et compléter le tableau suivant :

Molécule	Composition en atomes	Atonicité	Formule	Corps simple	Corps composé
Ammoniac	1 atome d'azote et 3 atomes d'hydrogène				
Dihydrogène			H <sub>2</sub>		
Trioxyde de soufre	1 atome de soufre et 3 atomes d'oxygène				
Trioxygène (ozone)	3 atomes d'oxygène				
Méthane			CH <sub>4</sub>		

## UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n° 3

L'eau minérale renferme, entre autres, du bicarbonate de magnésium dissous. Ce dernier est un composé ionique formé par l'ion hydrogencarbonate (ou ion bicarbonate) et l'ion magnésium.

- 1) L'ion magnésium porte deux charge positives.
  - a) L'ion magnésium est-il simple ou polyatomique ? Justifier.
  - b) Ecrire son symbole.
- 2) L'ion bicarbonate est formé par un atome d'hydrogène, un atome de carbone et trois atomes d'oxygène, l'ensemble porte une seule charge négative.
  - a) L'ion bicarbonate est-il un ion simple ou polyatomique ? Justifier.
  - b) Ecrire sa formule.
- 3) Sachant que la matière est électriquement neutre, écrire la formule du bichromate de magnésium.

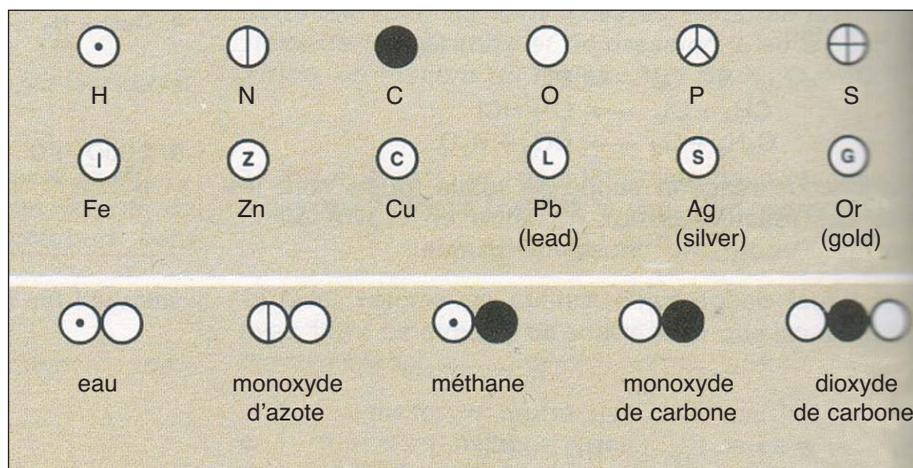


## EXERCICE DOCUMENTAIRE

En 1807 John Dalton (physicien, chimiste et naturaliste anglais 1766-1844) publia sa théorie atomique. Il proposa un certain nombre de lois simples appuyées par une série d'expériences soigneusement repérées et vérifiées. Les idées de Dalton peuvent être résumées par les affirmations suivantes :

- la matière est formée à partir d'atomes.
- les atomes différents ont des masses différentes.
- tous les corps simples existent à l'état d'atomes.
- pour former des corps composés, les nombres des atomes qui se combinent sont dans des rapports simples.

La figure ci-dessous résume les symboles des atomes que Dalton a utilisés et quelques modèles de molécules qu'il croit vraies.



- 1) L'une des affirmations de Dalton est fausse. Laquelle?
- 2) Faire correspondre aux molécules utilisées par Dalton, les symboles utilisés de nos jours.
- 3) a) Parmi les molécules que Dalton croit vraies, deux sont fausses. Lesquelles?  
b) Proposer les modèles corrects de ces deux molécules.
- 4) Ecrire les formules des molécules d'eau, de monoxyde d'azote, de méthane et de dioxyde de carbone.

# Document

## Ions et santé

Les eaux et les aliments que nous consommons contiennent des ions variés.

- Le sel de cuisine est constitué d'ions sodium  $\text{Na}^+$  et d'ions chlorure  $\text{Cl}^-$  d'où son nom : chlorure de sodium.
- Les eaux minérales contiennent des ions magnésium  $\text{Mg}^{2+}$ , des ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$ , des ions potassium  $\text{K}^+$ , des ions fluorure  $\text{F}^-$ , etc...
- Les produits laitiers renferment des ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$ .
- La plupart des légumes contiennent des ions fer.

### Les ions sont nécessaires à notre organisme.

→ Les oligo-éléments, en très faibles quantités dans le corps humain, correspondent aux ions chrome, cobalt, cuivre, fluor, fer, iode, calcium... Leur rôle est essentiel pour maintenir l'équilibre de la santé.

L'ion chrome, participe au maintien du métabolisme du glucose. L'ion cobalt est un composant de la vitamine B12.

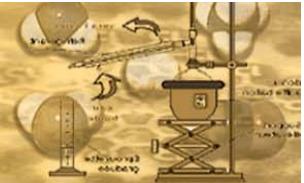
L'ion cuivre participe au fonctionnement de nombreuses enzymes. Les effets des ions fluor sur les dents et les os sont connus. L'ion iodure contribue au fonctionnement normal de la glande thyroïde...

→ On fera particulièrement attention à :

- une consommation excessive d'ions sodium qui pourrait provoquer l'hypertension.
- un excès en ions potassium qui engendrerait des problèmes rénaux.
- une trop forte consommation d'ions fluor qui ferait disparaître son effet bénéfique.

Par contre une insuffisance en ions fer provoquerait une anémie.

Une carence aigue en ions calcium aurait pour conséquence, le rachitisme chez l'enfant et le ramollissement des os chez l'adulte.



## TRAVAUX PRATIQUES

### UTILISATION DES MODELES MOLECULAIRES

#### I- BUT

- Construire les modèles (éclatés et compacts) de quelques molécules connaissant leurs compositions en atomes.
- Préciser la géométrie ( linéaire , plane ou spatiale) de chaque molécule.
- Ecrire les formules de ces molécules.
- Classifier les corps purs correspondants à ces molécules en corps simples et corps composés

#### II- MATERIEL :

- Une boîte de modèles moléculaires.

#### III- MANIPULATION

- Construire les modèles ( éclatés et compacts) des molécules suivantes : molécules d'eau , de dihydrogène , de dioxygène , de dioxyde de carbone et d'ammoniac.
- Reproduire et compléter le tableau suivant :

Molécule	Composition en atomes	Modèle éclaté	Modèle compact	Géométrie (L-P-S)*	Formule	Corps simple ou corps composé
Eau	1 atome d'hydrogène et 2 atomes d'oxygène					
Dihydrogène	2 atomes d'hydrogène					
Dioxygène	2 atomes d'oxygène					
Dioxyde de carbone	1 atome de carbone et 2 atomes d'oxygène					
Ammoniac	1 atome d'azote et 3 atomes d'hydrogène					

\* **L**: linéaire , **P**: plane et **S** : spatiale

# STRUCTURE DE LA MATIERE

(à l'échelle macroscopique)



**Amedeo Avogadro (Chimiste italien 1776-1856)**

Un nombre utilisé en chimie  
porte le nom de ce savant.  
Que représente le nombre d' Avogadro ?

# STRUCTURE DE LA MATIERE

(à l'échelle macroscopique)

## PLAN DU CHAPITRE

- I- Qu'est ce qu'une quantité de matière ?
- II-Quelle est l'unité de la quantité de matière ?
- III- Nombre d'Avogadro - Mole
- IV- Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire.
- V- Volume molaire.
- VI- Signification macroscopique des symboles et des formules.

## Prérequis

- Atome, molécule et ion.
- Ordres de grandeur des masses de l'atome et de la molécule.
- Symboles et formules.

## I-Qu'est-ce qu'une quantité de matière ?

### I-1-Exercice

#### Enoncé

Le fer et le soufre ont une structure atomique. Calculer les nombres d'atomes contenus dans deux échantillons de fer et de soufre de même masse  $m = 1\text{g}$ .

On donne : masse d'un atome de fer  $m_{\text{Fe}} = 9,3 \cdot 10^{-23}\text{g}$  ;  
 masse d'un atome de soufre  $m_{\text{S}} = 5,3 \cdot 10^{-23}\text{g}$

#### Solution

Le nombre d'atomes de fer est :

$$n_{\text{Fe}} = \frac{m}{m_{\text{Fe}}} = \frac{1}{9,3 \cdot 10^{-23}} = 1,08 \cdot 10^{22}.$$

Le nombre d'atomes de soufre est :

$$n_{\text{S}} = \frac{m}{m_{\text{S}}} = \frac{1}{5,3 \cdot 10^{-23}} = 1,69 \cdot 10^{22}.$$

### I-2-Constation

La même masse de fer et de soufre ne contient pas le même nombre d'atomes.

On pourrait prendre d'autres exemples de corps purs (moléculaires ou ioniques) et on peut aboutir au même résultat.

La masse n'est pas une grandeur caractéristique du nombre de particules pour des corps purs différents.

### I-3-Par quoi peut-on caractériser un nombre de particules identiques ?

Pour caractériser un nombre de particules identiques (atomes, molécules ou ions ...) ,on introduit une nouvelle grandeur appelée quantité de matière.

Un ensemble de particules identiques constitue une quantité de matière.

## II-Quelle est l'unité de la quantité de matière ?

### II-1 Peut-on prendre l'atome ou la molécule ?

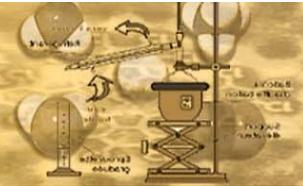
Si on veut réaliser une expérience quantitative de chimie mettant en jeu, par exemple, du fer ou de l'eau, va-t-on essayer de manipuler en considérant un atome de fer ou une molécule d'eau.

On pourrait penser pour cette opération utiliser une balance.

Mais la masse d'un atome de fer ou d'une molécule d'eau est extrêmement faible et il n'existe, bien sûr, aucune balance qui permet de réaliser de telles pesées.

Donc il est impossible de faire des expériences quantitatives à l'échelle de l'atome ou de la molécule.

Il n'est pas pratique de prendre l'atome ou la molécule comme unité de quantité de matière.



### III- Nombre d'Avogadro - Mole

- D'après ce qui a précédé, faut-il renoncer à faire des expériences quantitatives de chimie? Certes non. Il suffit de prendre un très grand nombre d'atomes, de molécules ou d'ions. Ce nombre est toujours le même, il sert à constituer des ensembles d'atomes, de molécules ou d'ions qui, à notre échelle, peuvent être par exemple pesés.
- Ce nombre porte le nom de nombre d'Avogadro.

Le nombre d'Avogadro est défini comme étant égal au nombre d'atomes contenus dans 0,012 kg de carbone. On le note N.

#### Exercice

#### Énoncé

Déterminer la valeur du nombre d'Avogadro N sachant que la masse d'un atome de carbone est  $m_c = 19,93 \cdot 10^{-27}$  kg.

#### Solution

D'après la définition du nombre d'Avogadro N, la masse de N atomes de carbone est  $m = 0,012$  kg alors

$$N = \frac{m}{m_c} = \frac{0,012}{19,93 \cdot 10^{-27}} = 6,02 \cdot 10^{23}$$

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}$$

La quantité de matière constituée de N particules identiques (atomes, molécules ou ions...) est appelée **mole**.

#### Exemples :

Une mole de soufre, formée par N atomes de soufre, a une masse égale à 32g.

Une mole de molécules d'eau, formée par N molécules d'eau, a une masse égale à 18 g.

- Ces masses peuvent être pesées à l'aide d'une balance. Ce qui permet de réaliser des expériences de chimie à l'échelle de la mole (échelle macroscopique).

Donc il est pratique de prendre la mole comme unité de quantité de matière.

Le nombre d'Avogadro N est égal au nombre d'atomes contenus dans 0,012kg de carbone  $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ .

L'unité de la quantité de matière est la mole.

La mole est la quantité de matière d'un ensemble contenant N particules identiques.

### IV-Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire.

#### IV- 1 Masse molaire atomique

#### Définition

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. Elle s'exprime en gramme par mole soit  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Exemples**

- Une mole d'atomes d'hydrogène aura une masse égale à N fois la masse d'un atome d'hydrogène =  $6,02 \cdot 10^{23} \times 0,17 \cdot 10^{-23} = 1\text{g}$
- Une mole d'atomes de carbone aura une masse égale à N fois la masse d'un atome de carbone =  $6,02 \cdot 10^{23} \times 1,99 \cdot 10^{-23} = 12\text{ g}$

**IV-2 Masse molaire moléculaire**Définition :

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Elle s'exprime en gramme par mole soit  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Comment calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques ?**ExerciceEnoncé :

Calculer la masse molaire moléculaire du dioxygène et celle de l'eau.

On donne : les masses molaires atomiques de l'oxygène et de l'hydrogène

$M(\text{O}) = 12\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{H}) = 1\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Solution :

La masse molaire moléculaire du dioxygène est égale à la masse d'une mole de molécules de dioxygène. Une mole de dioxygène est formée à partir de deux moles d'atomes d'oxygène alors la masse molaire du dioxygène  $M(\text{O}_2)$  est égale à 2 fois la masse molaire atomique de l'oxygène  $M(\text{O})$  :

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot M(\text{O}) = 2 \times 16 = 32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

De même la molécule d'eau étant formée à partir de deux atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène alors la masse molaire moléculaire de l'eau est :

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot M(\text{H}) + M(\text{O}) = 2 \times 1 + 16 = 18\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Règle :

La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.

**IV-3 Comment relier la masse et la quantité de matière d'un échantillon de corps pur ?**ExerciceEnoncé :

Quelles masses de sucre, de cuivre, d'oxyde de plomb et de soufre faut-il prendre pour avoir une quantité de matière égale à 0,10 mol de chacune de ces substances ?

On donne les masses molaires :

Cuivre :	$63,5\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	oxyde de plomb :	$223\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
soufre :	$32\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	sucre :	$342\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

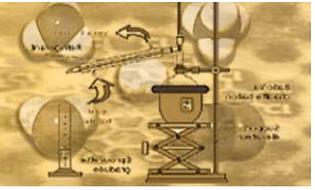
Solution

Soit m : masse de la substance

M : masse molaire de la substance

n : la quantité de matière de cette substance ( $n=0,1\text{ mol}$ ).

$$m = n \cdot M$$



$$m_{\text{sucre}} = n \cdot M_{\text{sucre}} = 0,1 \times 342 = 34,2 \text{ g}$$

$$m_{\text{cuivre}} = n \cdot M_{\text{cuivre}} = 0,1 \times 63,5 = 6,35 \text{ g}$$

$$m_{\text{soufre}} = n \cdot M_{\text{soufre}} = 0,1 \times 32 = 3,2 \text{ g}$$

$$m_{\text{oxyde de plomb}} = n \cdot M_{\text{oxyde de plomb}} = 0,1 \times 222 = 22 \text{ g}$$

La quantité de matière (n) et la masse (m) d'un échantillon d'un corps pur de masse molaire M sont reliées par :

$$m = n \cdot M$$

m exprimée en g  
n exprimée en mol  
M exprimée en g. mol<sup>-1</sup>

## V-Volume molaire

### V-1 Définition

Le volume molaire est le volume occupé par une mole de corps pur.  
On le note  $V_m$ .

### V-2 Volumes molaires des solides et des liquides

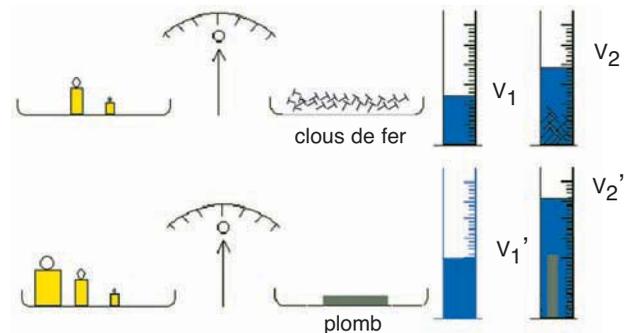
#### Détermination expérimentale

##### Cas des solides

A l'aide d'une balance mesurer 56g de fer (1 mole de fer) et 207,2g de plomb (1mole de plomb)

Le volume occupé par chacune des substances est le volume molaire.

On déterminera ce volume par déplacement de liquide (eau par exemple).



SOLIDE	fer	plomb
VOLUME MOLAIRE (cm <sup>3</sup> )	7,2	18,3

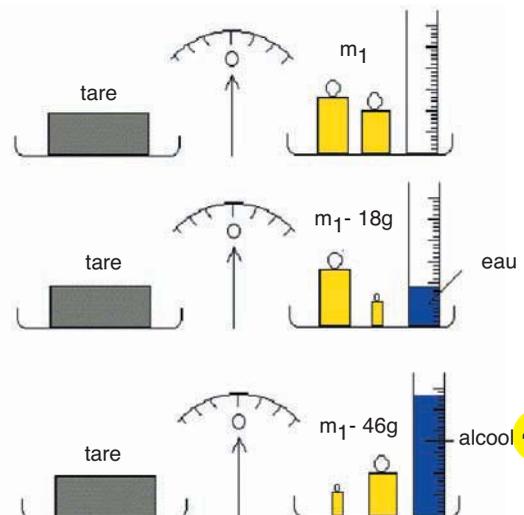
**Le volume molaire n'est pas le même pour le fer et le plomb.**

##### Cas des liquides

A l'aide d'une balance, mesurer 18 g d'eau (1 mole d'eau) et 46 g d'alcool éthylique (1 mole d'alcool éthylique). Le volume occupé par chacune des substances est le volume molaire. On déterminera le volume directement à l'aide d'une éprouvette graduée.

LIQUIDE	eau	alcool éthylique
$V_m$ (cm <sup>3</sup> )	18	57,5

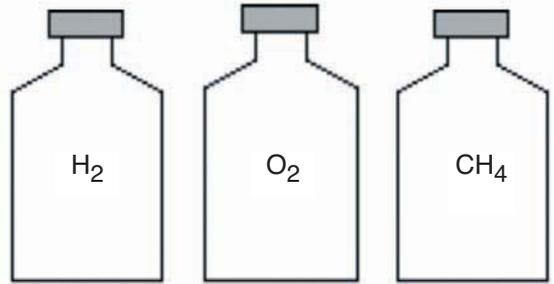
L'eau et l'alcool éthylique n'ont pas le même volume molaire.



Les solides et les liquides n'ont pas les mêmes volumes molaires.

## V-3 Volume molaire des gaz.

Si l'on considère 1 litre de dihydrogène, 1 litre de dioxygène et 1 litre de méthane, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, on montre expérimentalement qu'ils contiennent la même quantité de matière c'est à dire le même nombre de moles.



Il en résulte la loi suivante appelée loi d'Avogadro :

Des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent la même quantité de matière.

Il en découle la loi d'Avogadro-Ampère :

Dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les corps purs pris à l'état gazeux ont le même volume molaire  $V_m$ .

Ainsi par exemple:

- à  $0^\circ\text{C}$ , sous la pression atmosphérique normale,

$$V_m(\text{gaz}) = 22,4 \text{ L. mol}^{-1}$$

- à  $20^\circ\text{C}$ , sous la pression atmosphérique normale,

$$V_m(\text{gaz}) = 24 \text{ L. mol}^{-1}$$

## V-4 Comparaison des volumes molaires des solides, des liquides et des gaz.

Regroupons, dans un même tableau, les résultats trouvés dans (V-2 et V-3).

Etat physique	Corps pur	Volume molaire ( $\text{cm}^3$ )
Solide	fer	7,2
	plomb	18,3
Liquide	eau	18
	alcool éthylique	37,5
Gaz	dihydrogène, dioxygène ....	24000

Tous les corps purs sont pris à  $20^\circ\text{C}$  et sous la pression atmosphérique normale.

Les volumes molaires des solides et des liquides sont très faibles devant celui des gaz.

## V-5 Comment relier le volume à la quantité de matière ?

Exercice

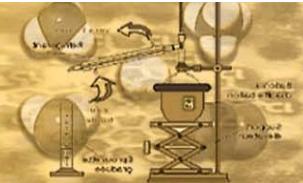
Enoncé

Déterminer la quantité de matière que renferme un volume  $V = 120 \text{ cm}^3$  de dioxygène gaz. Ce gaz est pris dans les conditions où le volume molaire vaut  $V_m = 24 \text{ L. mol}^{-1}$ .

Solution

50

Le volume molaire  $V_m$  est le volume occupé par une mole de dioxygène. La quantité de dioxygène  $n$  contenue dans le volume



V est alors 
$$n = \frac{V}{V_m}$$

AN :  $n = \frac{12\,000}{24} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Le volume V et la quantité de matière n d'un échantillon de corps pur de volume molaire  $V_m$  sont reliés par :

$$V = n \cdot V_m \quad \text{ou} \quad n = \frac{V}{V_m}$$

## VI- Signification macroscopique des symboles et des formules.

On convient de représenter :

- une mole d'atomes par le symbole de l'atome.
- une mole de molécules par la formule de la molécule.
- une mole d'ions par le symbole de l'ion s'il est simple ou par la formule s'il est polyatomique.

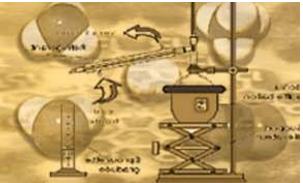
Exemples :

Une mole de :	Représentée par
hydrogène	H
oxygène	O
carbone	C
sodium	Na
dihydrogène	H <sub>2</sub>
dioxygène	O <sub>2</sub>
eau	H <sub>2</sub> O
dioxyde de carbone	CO <sub>2</sub>
ion sodium	Na <sup>+</sup>
ion chlorure	Cl <sup>-</sup>
ion ammonium	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
ion sulfate	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>

- ⚡ Pour représenter un atome ou une mole d'atomes on utilise le symbole de l'atome.
- ⚡ Pour représenter une molécule ou une mole de molécules on utilise la formule de la molécule.
- ⚡ Pour représenter un ion simple ou une mole d'ions simples on utilise le symbole de l'ion.
- ⚡ Pour représenter un ion polyatomique ou une mole d'ions polyatomiques on utilise la formule de l'ion.

## L'ESSENTIEL DU COURS

- Un ensemble de particules identiques constitue une quantité de matière.
- Le nombre d'Avogadro  $N$  est égal au nombre d'atomes contenus dans 0,012kg de carbone  
 $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ .
- L'unité de la quantité de matière est la mole.
- La mole est la quantité de matière d'un ensemble contenant  $N$  particules identiques.
- La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes. Elle s'exprime en gramme par mole soit  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
- La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules.  
 Elle s'exprime en gramme par mole soit  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
- La masse molaire moléculaire est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes qui constituent la molécule.
- La quantité de matière ( $n$ ) et la masse ( $m$ ) d'un échantillon d'un corps pur de masse molaire  $M$  sont reliées par :  $m = n \cdot M$ .
- Le volume molaire est le volume occupé par une mole de corps pur. On le note  $V_m$ .
- Les solides et les liquides n'ont pas les mêmes volumes molaires.
- Des volumes égaux de gaz différents, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, contiennent la même quantité de matière.
- Dans les mêmes conditions de température et de pression, tous les corps purs pris à l'état gazeux ont le même volume molaire  $V_m$  (loi d'Avogadro-Ampère).
- Le volume  $V$  et la quantité de matière  $n$  d'un échantillon de corps pur de volume molaire  $V_m$  sont reliés par :  $V = n \cdot V_m$ .
- Pour représenter un atome ou une mole d'atomes on utilise le symbole de l'atome.
- Pour représenter une molécule ou une mole de molécules on utilise la formule de la molécule.
- Pour représenter un ion simple ou une mole d'ions simples on utilise le symbole de l'ion.
- Pour représenter un ion polyatomique ou une mole d'ions polyatomiques on utilise la formule de l'ion.



## Exercice résolu

Les gaz considérés dans cet exercice sont pris dans les mêmes conditions pour lesquelles le volume molaire vaut  $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

Un ballon vide a une masse  $m_1 = 84,60 \text{ g}$ .

1) Ce ballon, rempli de dioxygène, a une masse  $m_2 = 84,76 \text{ g}$ .

a) Calculer la quantité de dioxygène contenu dans le ballon.

b) En déduire le volume intérieur  $V$  du ballon.

2) On vide le ballon puis on le remplit par un gaz noté  $G$ . L'ensemble (ballon + gaz  $G$ ) a une masse  $m_3 = 85,00 \text{ g}$

a) Trouver, **sans calcul**, la quantité de gaz ( $G$ ) contenu dans le ballon.

b) Quelle est parmi les formules suivantes ( $\text{H}_2$ ;  $\text{CO}_2$  et  $\text{SO}_3$ ) celle qui correspond au gaz ( $G$ ) ? Justifier.

On donne :  $M(\text{H}_2) = 2 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g mol}^{-1}$  ;  $M(\text{SO}_3) = 80 \text{ g mol}^{-1}$

### Conseils

\* Il faut lire tout l'énoncé et souligner les données.

\* Ne pas confondre masse et quantité de matière.

\* La connaissance de la masse, d'un corps pur donné, peut permettre de déterminer sa quantité de matière.

\* La connaissance de la quantité de matière d'un gaz pur peut permettre de calculer le volume occupé par ce gaz.

\* La connaissance de la masse molaire moléculaire d'un corps pur peut donner une idée sur sa formule.

### Solution

1) a) La masse de dioxygène contenu dans le ballon est  $m_{\text{O}_2} = m_2 - m_1$

$$m_{\text{O}_2} = 84,76 - 84,60 = 0,16 \text{ g}$$

à cette masse de dioxygène correspond une quantité de dioxygène

$$n_{\text{O}_2} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}} : M_{\text{O}_2} \text{ est la masse molaire du dioxygène}$$

$$\text{soit } n_{\text{O}_2} = \frac{0,16}{32} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.}$$

b) Le volume  $V_{\text{O}_2}$  occupé par cette quantité de matière  $n_{\text{O}_2}$  est relié au volume molaire  $V_m$  des gaz par :  $V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot V_m$

d'autre part, un gaz occupe tout le volume qui lui est offert. Donc le volume  $V_{\text{O}_2}$  est aussi égal au volume intérieur  $V$  du ballon. Alors :

$$V = n_{\text{O}_2} \cdot V_m \quad V = 5 \cdot 10^{-3} \times 24 \text{ soit } V = 0,12 \text{ L}$$

2) Le ballon est vidé puis rempli par le gaz ( $G$ ). Sa masse devient  $m_3 = 85 \text{ g}$

a) Le gaz ( $G$ ) et le dioxygène contenus, chacun à part dans le ballon, dans les mêmes conditions occupent le même volume  $V$ . Alors ils renferment le même nombre de mole d'après la loi d'Avogadro.

$$\text{Par suite : } n_{(\text{G})} = n_{\text{O}_2} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

b) Pour choisir la formule du gaz  $G$  on cherche sa masse molaire moléculaire  $M_{(\text{G})}$  à partir de sa masse  $m_{(\text{G})}$  et de sa quantité de matière  $n_{(\text{G})}$

$$\text{d'autre part } m_{(\text{G})} = m_3 - m_1 = 85 - 84,60$$

$$m_{(\text{G})} = 0,40 \text{ g}$$

$$\text{or } M_{(\text{G})} = \frac{m_{(\text{G})}}{n_{(\text{G})}} = \frac{0,40}{5 \cdot 10^{-3}} \quad \text{soit } M_{(\text{G})} = 80 \text{ g mol}^{-1}$$

c'est la masse molaire moléculaire de ( $\text{SO}_3$ ).

Donc le gaz ( $G$ ) a pour formule :  $\text{SO}_3$

# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) La mole est un ensemble de particules identiques.
- 2) Une mole d'atomes est la quantité de matière qui renferme N particules identiques.
- 3) Le nombre d'Avogadro est égal au nombre d'atomes contenues dans 1g de carbone.
- 4) Le nombre d'Avogadro est égal au nombre de molécules contenues dans 18 g d'eau.
- 5) Deux volumes égaux de gaz différents pris dans les mêmes conditions renferment le même nombre de molécules.
- 6) Le volume molaire  $V_m$  d'un corps pur est le volume occupé par une mole de ce corps.
- 7) La masse de n moles d'un corps pur est obtenue en divisant sa masse molaire par n.
- 8) Le volume de n moles d'un corps pur est obtenu en divisant son volume molaire par n.

### 2- Q. C. M.

#### Choisir la bonne réponse.

#### Q. C. M. n° 1

Une mole est :

- a) la quantité de matière constituée par  $6,02 \cdot 10^{23}$  particules.
- b) la quantité de matière constituée par  $6,02 \cdot 10^{23}$  particules identiques.
- c) l'ensemble de  $6,02 \cdot 10^{23}$  particules identiques.

#### Q. C. M. n° 2

Si deux gaz, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, occupent le même volume :

- a) ils renferment la même quantité de matière.
- b) ils ont la même masse.
- c) il s'agit du même gaz.

#### Q.C.M n° 3

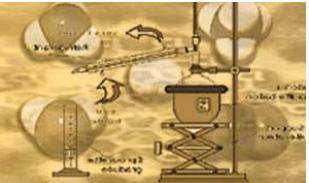
Le volume molaire d'un gaz dépend de :

- a) la température et de la pression.
- b) la masse molaire du gaz.
- c) la nature du gaz.

#### Q.C.M n° 4

A l'échelle macroscopique  $H_2O$  représente :

- a) une molécule d'eau.
- b) une mole de molécules d'eau.
- c) une masse d'eau égale à 20 g.



## Utiliser ses acquis dans des situations simples

### Exercice n°1

Calculer la quantité de matière correspondant à mille milliards de particules identiques.

On donne  $N = 6,02 \cdot 10^{23}$ .

### Exercice n°2

Reproduire et compléter le tableau suivant :

Corps pur	Formule	Masse molaire (g.mol <sup>-1</sup> )
eau	H <sub>2</sub> O	
dioxyde de carbone	CO <sub>2</sub>	
chlorure de sodium	NaCl	
alcool éthylique	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	
acide phosphorique	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	

On donne  $M(\text{H})=1\text{g.mol}^{-1}$      $M(\text{O}) = 16\text{g.mol}^{-1}$      $M(\text{C}) = 12\text{g.mol}^{-1}$      $M(\text{Na}) = 23 \text{g.mol}^{-1}$   
 $M(\text{Cl}) = 35.5\text{g. mol}^{-1}$      $M(\text{P}) = 31\text{g.mol}^{-1}$

### Exercice n°3

Dans le tableau ci-dessous, m représente la masse d'un échantillon de corps pur et n la quantité de matière qu'il renferme.

Reproduire et compléter le tableau suivant :

Corps pur	Formule	m (g)	n (mol)
Trioxygène (ozone)	O <sub>3</sub>		4,8
dioxyde de soufre	SO <sub>2</sub>		0,2
ammoniac	NH <sub>3</sub>		1,5
méthane	CH <sub>4</sub>	3,2	

On donne  $M(\text{H})=1\text{g.mol}^{-1}$      $M(\text{O})=16 \text{g.mol}^{-1}$      $M(\text{C})=12\text{g.mol}^{-1}$   
 $M(\text{N})=14 \text{g.mol}^{-1}$      $M(\text{S})=32 \text{g.mol}^{-1}$

### Exercice n°4

On recueille un volume de dihydrogène égal à 32,6 cm<sup>3</sup>,

volume mesuré dans les conditions pour lesquelles le volume molaire vaut 22,4 L.

Calculer la quantité de matière et la masse de dihydrogène recueilli.

## UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n°5

Les gaz produits par certaines usines chimiques et par les foyers domestiques ou industriels contiennent du dioxyde de soufre dont la présence dans l'air est l'une des causes les plus importantes de la pollution atmosphérique.

On considère que l'air est pollué si la teneur en dioxyde de soufre dépasse  $3 \times 10^{-5}$  mole par mètre cube (m<sup>3</sup>) d'air. On prélève dans une ville 50L d'air ; l'analyse révèle la présence de 0,012g de dioxyde de soufre. Cet air est-il pollué ? Justifier.

## TRAVAUX PRATIQUES

### DETERMINATION EXPERIMENTALE DU VOLUME MOLAIRE D'UN LIQUIDE OU D'UN SOLIDE

#### I- BUT.

- Déterminer expérimentalement les volumes molaires de l'eau et du fer.

#### II- MATERIEL.

- Une balance
- Une boîte de masses marquées.
- Une éprouvette graduée (100mL).
- Une pissette d'eau distillée.
- 100g de clous de petites tailles ( utilisés par les cordonniers ).

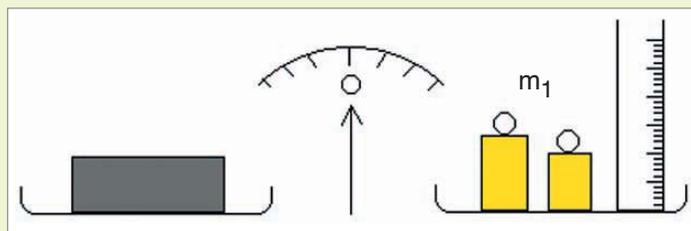
#### III- MANIPULATION.

1) Détermination du volume molaire de l'eau .

A l'aide de la balance mesurer par double pesée une masse d'eau égale à 18g (1mole d'eau).

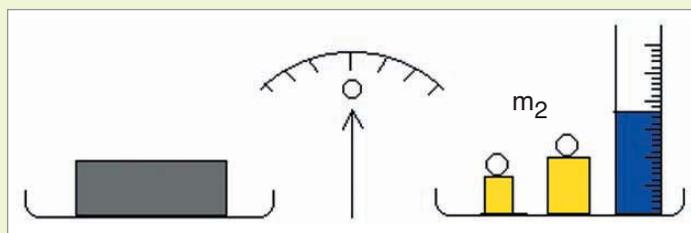
- Pour cela :

- réaliser l'équilibre suivant.



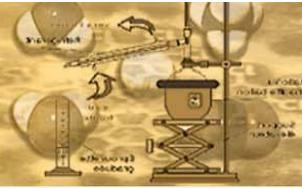
**Remarque :** La tare est choisie de telle sorte que  $m_1$  soit supérieure à 18g.

- retrancher 18g de la masse  $m_1$  et rétablir l'équilibre précédent en ajoutant de l'eau dans l'éprouvette



$$m_2 = m_1 - 18g$$

- lire la valeur du volume  $V_m$  d'eau contenue dans l'éprouvette. Ce volume est égal au volume molaire de l'eau.

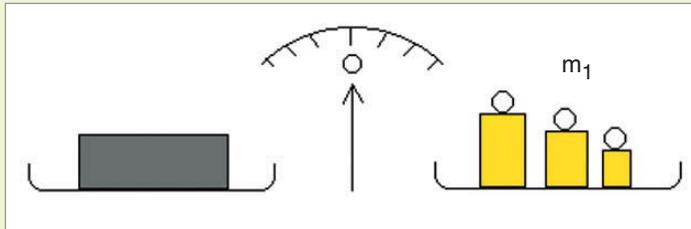


## 2) Détermination du volume molaire du fer

A l'aide de la balance, mesurer par double pesée une masse de fer (clous) égale à 56g ( 1mole de fer ).

- Pour cela,

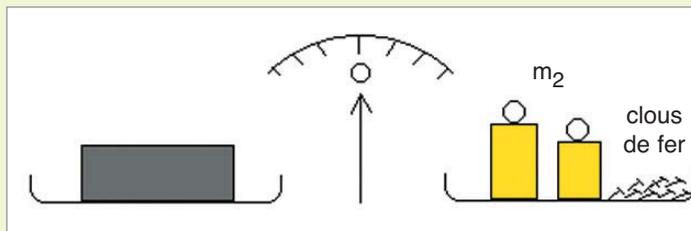
- réaliser l'équilibre suivant :



- remplacer les masses marquées  $m_1$  par des masses marquées  $m_2$  telles que :

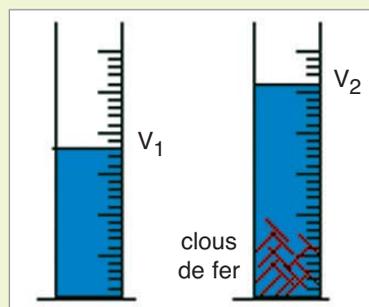
$$m_2 = m_1 - 56g$$

- rétablir l'équilibre en ajoutant des clous de fer.



La masse des clous de fer est égale à 56g, soit une mole de fer

- mesurer par déplacement d'eau le volume  $V_m$  occupé par les clous de fer



$$V_m = V_2 - V_1$$

**$V_m$  est le volume molaire du fer .**





# LES SOLUTIONS

# LA DISSOLUTION



- Comment expliquer l'apparition de bulles quand on verse une boisson gazeuse dans un verre?
- D'où provient le dioxygène que respirent les poissons?
- De quoi est formé le vinaigre 7°?
- Comment préparer l'alcool iodé?

# LA DISSOLUTION

## PLAN DU CHAPITRE

### I-Le phénomène de dissolution

- I-1 Cas des solides
- I- 2 Cas des liquides
- I- 3 Cas des gaz
- I- 4 Conclusion

### II Les effets thermiques de la dissolution

- II-1 Expérience
- II-2 Conclusion

## Prérequis

- Les états physiques de la matière.
- Mélange hétérogène.
- Mélange homogène.

## I- Le phénomène de dissolution

### I-1 Cas des solides

*I-1-a Comment extraire du sel de cuisine à partir de l'eau de mer?*

L'eau de mer est déplacée vers de grands bassins peu profonds appelés salines ( ou tables salantes).

L'eau s'évapore lentement et laisse un dépôt de sel .Le sel provient donc de l'eau de mer. Il forme avec cette eau un mélange homogène.On dit que le sel est dissous dans l'eau de mer ou soluble dans l'eau.

L'eau de mer est formée par de l'eau et du sel dissous.

- L'eau est appelée **solvant**.
- Le sel est appelé **soluté**.
- L'eau de mer , formée par de l'eau et du sel dissous, est appelée **solution**.

*I-1-b Comment expliquer le dépôt d'un solide blanc sur les parois d'une casserole quand on vaporise complètement l'eau qu'elle contient ?*

Le solide ne peut provenir que de l'eau de robinet. Quand cette dernière s'évapore, elle laisse un dépôt blanc.Ce solide, essentiellement du calcaire, est dissout dans l'eau de robinet.

L'eau de robinet contient du calcaire dissous.

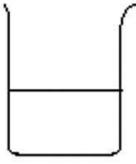
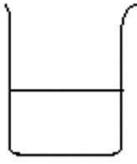
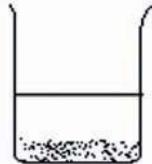
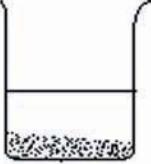
- Le calcaire est le **soluté**.
- L'eau est le **solvant**.
- L'eau de robinet, contenant du calcaire dissous, est **la solution**.

*I-1-c Peut-on dissoudre n'importe quel solide dans l'eau ?*

### Expérience

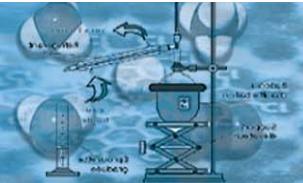
Introduisons ,une cuillerée de sel, de sucre, de semoule et de poudre de fer respectivement dans quatre bêchers contenant chacun 100 cm<sup>3</sup> d'eau. Agitons puis observons.



	Sel	Sucre	Semoule	Poudre de fer
				
<b>Observations</b>	Le sel et l'eau forment un mélange homogène. Le sel est soluble dans l'eau	Le sucre et l'eau forment un mélange homogène. Le sucre est soluble dans l'eau.	La semoule et l'eau forment un mélange hétérogène. La semoule n'est pas soluble dans l'eau.	La poudre de fer et l'eau forment un mélange hétérogène. La poudre de fer n'est pas soluble dans l'eau.

### Conclusion

Certains solides ne sont pas solubles dans l'eau.



*I-1-d* Qu'utilise-t-on pour éliminer les tâches de peinture, de graisses, de vernis à ongles ?

Un vêtement, par exemple, portant l'une de ces tâches, ne peut pas être nettoyé avec de l'eau.

L'eau ne peut pas dissoudre la peinture, les graisses et le vernis à ongles.

Par contre on peut éliminer ces tâches à l'aide de l'acétone ou de l'essence de térébenthine ( diluant).

Donc l'acétone et le diluant peuvent dissoudre la peinture, les graisses et le vernis.

- Le solvant n'est pas toujours l'eau. Il existe d'autres solvants.
- Lorsque le solvant est l'eau, la solution est dite solution aqueuse.

## I- 2 Cas des liquides

*I-2-a* De quoi est formé le vinaigre 7° ?

Le vinaigre 7° est constitué de 7g d'acide éthanoïque pour 100g de mélange .

Le vinaigre est un mélange homogène d'eau et d'acide éthanoïque. Donc l'acide éthanoïque est un liquide soluble dans l'eau. C'est le soluté. L'eau est le solvant. Le vinaigre est une solution aqueuse.

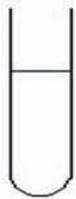
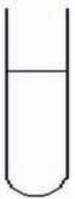
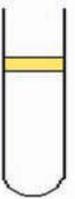
### Remarques

- Lorsqu'un liquide est soluble dans un autre liquide on dit qu'ils sont miscibles.
- Le liquide ayant le volume le plus grand est le solvant.
- L'acide éthanoïque est miscible à l'eau.

*I-2-b* Peut-on dissoudre n'importe quel liquide dans l'eau ?

### Expérience

Versons, à l'aide d'une pipette graduée, 1cm<sup>3</sup> de pétrole, d'acide éthanoïque, d'alcool et d'huile respectivement dans quatre tubes à essais contenant chacun 5cm<sup>3</sup> d'eau. Agitons puis observons.

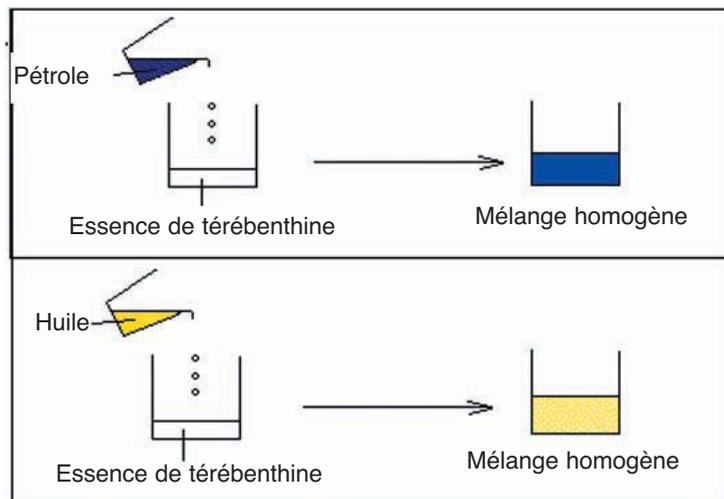
	Acide éthanoïque	Alcool	Huile	Pétrole
				
<i>Observations</i>	L'acide éthanoïque et l'eau forment un mélange homogène. L'acide éthanoïque se dissout dans l'eau.	L'alcool et l'eau forment un mélange homogène. L'alcool se dissout dans l'eau.	L'huile et l'eau forment un mélange hétérogène. L'huile ne se dissout pas dans l'eau.	Le pétrole et l'eau forment un mélange hétérogène. Le pétrole ne se dissout pas dans l'eau.

### Conclusion

Certains liquides ne sont pas miscibles à l'eau.

I-2-c Peut-on dissoudre l'huile ,le pétrole dans l'essence de térébenthine ?

L'huile et le pétrole ne sont pas miscible à l'eau .Essayons de les faire dissoudre dans l'essence de térébenthine.



Le pétrole et l'huile sont miscibles à l'essence de térébenthine .

Certains liquides , non miscibles à l'eau ,sont miscibles à d'autres liquides .

### I-3 Cas des gaz

I-3-a Comment expliquer l'apparition de bulles quand on verse une boisson gazeuse dans un verre ?

Une boisson gazeuse renferme entre autres de l'eau et un gaz dissous .Quand on la verse dans un verre, une partie de ce gaz s'échappe sous forme de bulles.

- Le gaz est **le soluté**.
- L'eau est **le solvant**.
- La boisson gazeuse est une **solution aqueuse**.



I-3-b D'ou provient l'air que respirent les poissons ?

Les poissons respirent l'air dissous dans l'eau.

- L'air est **le soluté**.
- L'eau est **le solvant**.
- L'ensemble (eau, air dissous) est **la solution**.

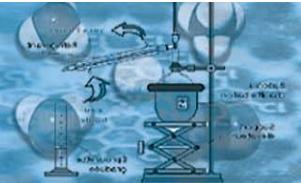


I-3-c Peut-on dissoudre n'importe quel gaz dans l'eau ?

Le chlorure d'hydrogène est-il soluble dans l'eau ?

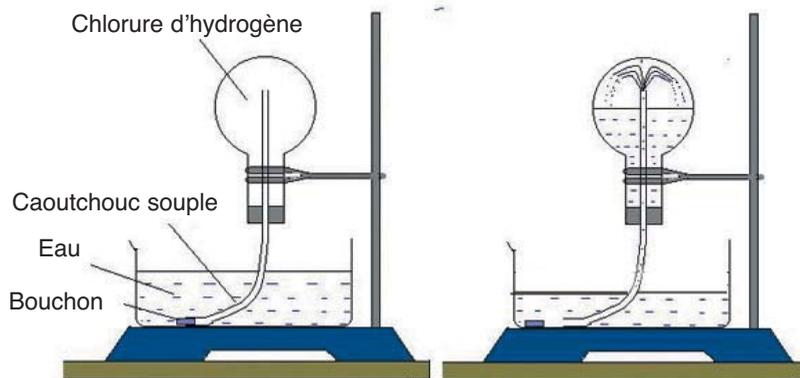
Retournons un ballon rempli de chlorure d'hydrogène sur un cristalliseur contenant de l'eau .

Retirons le petit bouchon ,l'eau s'élève lentement puis jaillit dans le ballon.Le chlorure d'hydrogène se dissout dans l'eau laissant un vide qui provoque la formation du jet d'eau .



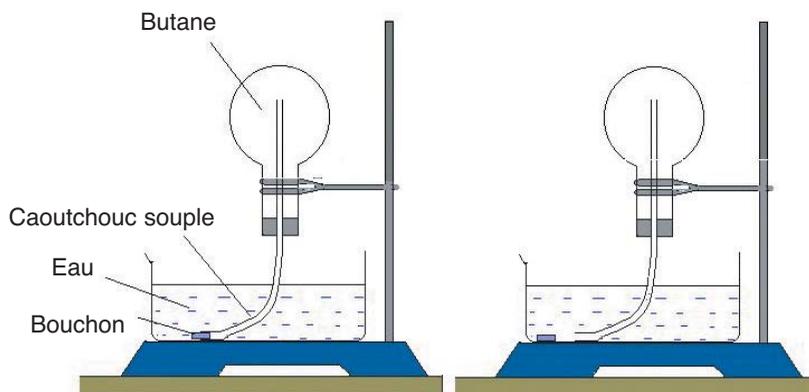
Le chlorure d'hydrogène est très soluble dans l'eau.

- Le chlorure d'hydrogène est **le soluté**.
- L'eau est **le solvant**.
- L'ensemble (eau, chlorure d'hydrogène dissous) est la **solution** appelée **solution aqueuse** de chlorure d'hydrogène.



Le butane est-il soluble dans l'eau ?

Refaisons la même expérience avec le ballon rempli de butane gaz .



Le butane n'est pas soluble dans l'eau

Certains gaz ne sont pas solubles dans l'eau .

## I-4 Conclusion

- La dissolution est un phénomène qui met en jeu un solvant et un ou plusieurs solutés.
- Le solvant est le liquide où se fait la dissolution.
- Le soluté est un corps qui se dissout dans un solvant.
- La solution est le mélange formé par le solvant et le soluté dissous.
- Lorsque le solvant est l'eau la solution est dite aqueuse.

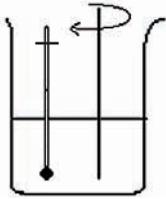
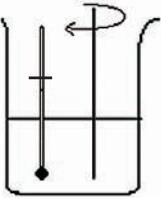
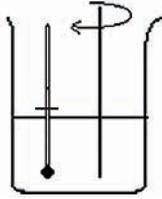
## II LES EFFETS THERMIQUES DE LA DISSOLUTION

### II-1 Expérience

Considérons trois bêchers contenant chacun  $50 \text{ cm}^3$  d'eau distillée. A l'aide d'un thermomètre relevons la température de l'eau.

Ajoutons dans les trois bêchers respectivement une petite quantité de soude, de sel et de nitrate de potassium et agitons.

Relevons les températures des trois solutions obtenues juste à la fin de la dissolution.

	Soude	Sel de cuisine	Nitrate de potassium
			
<i>Observations</i>	La dissolution de la soude dans l'eau se fait avec une élévation de la température.	La dissolution du sel dans l'eau se fait pratiquement sans changement de la température	La dissolution du nitrate de potassium dans l'eau se fait avec une diminution de la température

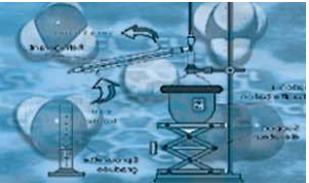
o La dissolution de la soude dans l'eau est dite **exothermique** (ou exoergique) .

o La dissolution du nitrate de potassium dans l'eau est dite **endothermique** (ou endoergique).

o La dissolution du sel de cuisine dans l'eau est dite **athermique**.

### II-2 Conclusion

- Une dissolution est dite **exothermique** quand elle s'accompagne d'une **élévation de température**.
- Une dissolution est dite **endothermique** quand elle s'accompagne d'une **diminution de température**.
- Une dissolution est dite **athermique** quand elle se fait **sans variation de température**.



## L'ESSENTIEL DU COURS

La dissolution est un phénomène qui met en jeu un solvant et un ou plusieurs solutés.

Le solvant est le liquide où se fait la dissolution .

Le soluté est un corps qui se dissout dans un solvant.

La solution est le mélange formé par le solvant et le soluté dissous .

Lorsque le solvant est l'eau la solution est dite aqueuse.

Une dissolution est dite exothermique quand elle s'accompagne d'une élévation de température.

Une dissolution est dite endothermique quand elle s'accompagne d'une diminution de température.

Une dissolution est dite athermique quand elle se fait sans variation de température.

# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) Un soluté est tout corps qui peut être dissous dans un solvant.
- 2) Un soluté est tout solide qui peut être dissous dans un solvant.
- 3) Un solvant est tout liquide qui peut dissoudre certains corps.
- 4) Un soluté ne peut pas être un liquide.
- 5) Tous les corps sont solubles dans l'eau.
- 6) Les gaz sont insolubles dans l'eau.
- 7) Une solution est un mélange formé par un soluté et un solvant.
- 8) Une solution est un mélange formé par un soluté dissous et un solvant.
- 9) Une solution est un mélange homogène.
- 10) Si le solvant est l'eau, la solution est dite solution aqueuse

### 2- Q. C. M.

Choisir la bonne réponse.

#### Q. C. M. n° 1

Dans une solution aqueuse de sel le solvant est :

- a) le sel .                      b) l'eau.                      c) le sel ou l'eau.

#### Q. C. M. n° 2

La dissolution de la chaux vive dans l'eau s'accompagne d'une élévation de température. Elle est dite:

- a) endothermique.              b) exothermique.              c) athermique .

#### Q.C.M n° 3

L'alcool et l'eau sont miscibles en toute proportion. En dissolvant 20mL d'eau dans 100mL d'alcool, le solvant est :

- a) l'alcool.                      b) l'eau.                      c) l'alcool ou l'eau .

## Utiliser ses acquis dans des situations simples

### Exercice n°1

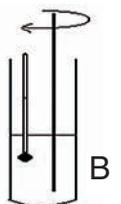
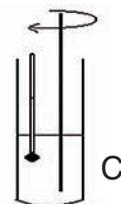
Reproduire et compléter le tableau suivant :

Solution	Soluté	Solvant
	glucose	eau
Alcool iodé		
Solution aqueuse de chlorure d'hydrogène		



## Exercice n°2

Dans trois tubes à essais A, B et C, contenant le même volume d'eau, faisons dissoudre respectivement la même quantité d'acide sulfurique, de nitrate de potassium et de saccharose.

	Acide sulfurique	Nitrate de potassium	Saccharose
Expérience			
Constataion	La température s'élève	La température diminue	La température reste constante

- Définir le phénomène de dissolution.
- Quel est le solvant ? Préciser le soluté dans chaque cas.
- Préciser dans chaque cas l'effet thermique ( **exothermique**, **endothermique**, **athermique**) de la dissolution.

## UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n°3

1) Un aquarium est un réservoir en matière plastique transparente ou en verre dans lequel on élève certaines espèces de poissons.

- D'où provient le dioxygène que respirent les poissons ?
- Peut-on dire que l'eau de l'aquarium est une solution ? Justifier.

2) Pour maintenir un équilibre biologique favorable aux poissons d'un aquarium, celui-ci doit être muni d'un filtre pour éliminer les substances polluantes, d'un éclairage et d'une pompe à air. Il peut contenir des algues vertes.

- Quel est le rôle de la pompe à air ?
- En se référant à la photosynthèse, expliquer l'utilité des algues vertes et de l'éclairage.



## DOCUMENT

**EXTRACTION DU CHLORURE DE SODIUM DE L'EAU DE MER**

**LE CHLORURE DE SODIUM** est le sel de cuisine ou sel ordinaire. C'est un corps très répandu dans la nature. On le trouve dissous dans l'eau de mer qui en constitue une réserve inépuisable (sel marin), et en gisements souterrains (sel gemme) dans certaines régions.

*Pour produire du sel, il faut de l'eau de mer, du soleil et du vent.*

*On exploite le sel depuis 2000 ans (les romains).*

**EXTRACTION**

L'eau de mer renferme de nombreuses substances dissoutes dont la plus importante est le chlorure de sodium (27 g par litre dans l'eau de la Méditerranée). Elle contient aussi, en plus petite quantité, d'autres substances appelées également sels parce qu'elles présentent des analogies avec le sel ordinaire : carbonate de calcium, sulfate de calcium, chlorure de magnésium...

On extrait le sel dans les marais salants par évaporation de l'eau sous l'action de la chaleur solaire (fig. 1 et 2).

On fait arriver l'eau dans un premier bassin, la vasière V (fig. 2) où se déposent le sable et les matières terreuses en suspension. L'eau clarifiée passe ensuite dans les bassins de concentration C où se déposent les sels les moins solubles : carbonate de calcium, puis sulfate de calcium.

L'eau est saturée en sel lorsque son volume n'est plus que le dixième du volume initial. Elle passe alors dans les tables salantes S où la couche d'eau n'a que quelques centimètres d'épaisseur. L'évaporation y est assez active en été et les cristaux de sel se déposent.

Les eaux résiduelles appelées eaux-mères renferment des sels plus solubles que le chlorure de sodium : sulfate et chlorure de magnésium, bromure de sodium. Elles peuvent être recueillies et traitées pour en extraire le brome.

Le sel est rassemblé en tas, il reste à l'air plusieurs mois ; on le fait rentrer lorsqu'il est sec.

**RECHERCHE DOCUMENTAIRE :**

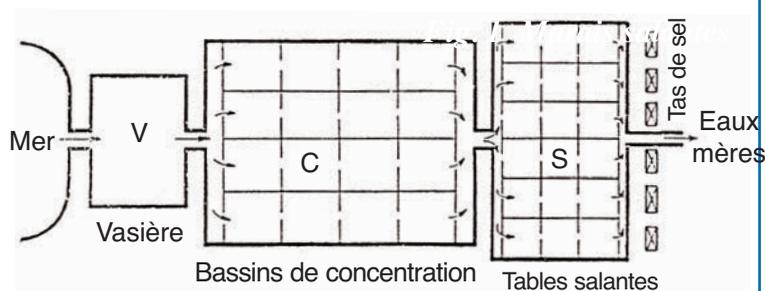
- 1) Quelles sont les principales régions en Tunisie où on extrait le chlorure de sodium de l'eau de mer?
- 2) Quelle est la production annuelle de la Tunisie en chlorure de sodium ?
- 3) Citer les principaux usages du chlorure de sodium en Tunisie.

**Site Internet à visiter :**

[http:// www.belgachlor.be/fr/pdf\\_fr/210\\_fr.pdf](http://www.belgachlor.be/fr/pdf_fr/210_fr.pdf)



Fig1- Marais salant





## TRAVAUX PRATIQUES

### LES EFFETS THERMIQUES DE LA DISSOLUTION

#### I- BUT

- Étudier la variation de la température qui accompagne la dissolution de certains solutés dans l'eau.

#### II- PRINCIPE

- Pour effectuer une comparaison significative entre ces dissolutions, il faut dissoudre la même quantité de soluté dans le même volume d'eau. On prendra, par exemple, une quantité  $n = 0,05\text{mol}$  et un volume d'eau égal à  $50\text{ cm}^3$ .
- La masse de soluté  $m$  est donnée par la relation  $m = n.M$   $M$  étant la masse molaire du soluté.
- Reproduire et compléter le tableau suivant :

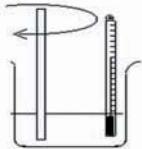
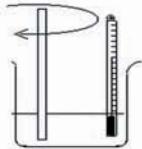
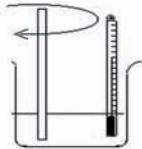
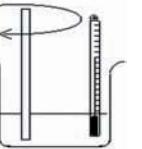
Soluté	Hydroxyde de sodium (NaOH)	Chlorure d'ammonium(NH <sub>4</sub> Cl)	Sucre (C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> )	Chlorure de sodium( NaCl)
Masse du soluté (m)				

#### III- MATERIEL

- Quatre bêchers.
- Un agitateur.
- Un thermomètre à mercure (-10°C , 110°C) .
- Une balance et une boîte de masses marquées.
- Produits chimiques : soude en pastilles ; chlorure d'ammonium ; sucre ; chlorure de sodium (sel de cuisine).

#### IV- MANIPULATION

- Peser, à l'aide de la balance, les masses des solutés calculées
- Relever ,à l'aide d'un thermomètre ,la température  $\theta_1$  de l'eau .
- Faire dissoudre dans ces bêchers les divers solutés et noter la température  $\theta_2$  de chaque solution juste à la fin de la dissolution .
- Reproduire et compléter le tableau suivant :

Soluté	Hydroxy de de sodium	Chlorure d'ammonium	Sucre	Chlorure de sodium
Expérience				
Variation de la température ( $\theta_2 - \theta_1$ ) (°C)				

#### V- Conclusion

- La dissolution de la soude dans l'eau s'accompagne d'une élévation de la température. Elle est dite exothermique .
- La dissolution du chlorure d'ammonium dans l'eau s'accompagne d'une diminution de la température. Elle est dite endothermique .
- La dissolution du sucre et du chlorure de sodium dans l'eau se fait pratiquement sans variation de température. Elle est dite athermique.

# CONCENTRATION D'UNE SOLUTION- SOLUBILITÉ

<b>LABORATOIRE D'ANALYSES MEDICALES</b>		مخبر التحاليل الطبية
RESULTATS DES ANALYSES		
<b>GLYCEMIE.....</b>	2,79 g/l	
	15,48 mmol/l	
Le BIOLOGISTE		

- Que représentent les résultats indiqués sur cette fiche d'analyse médicale ?

# CONCENTRATION D'UNE SOLUTION- SOLUBILITÉ

## PLAN DU CHAPITRE

### I- Concentration massique

- I-1 Expériences
- I- 2 Définition de la concentration massique

### II-De la concentration massique à la concentration molaire

- II-1 Que représentent les indications de concentrations sur une fiche d'analyse de sang ?
- II-2 Concentration molaire

### III- Solution saturée

- III-1 Peut –on dissoudre autant de morceaux de sucre que l'on veut dans un verre d'eau ?
- III-2 Peut –on dissoudre autant de cristaux de sel que l'on veut dans un verre d'eau ?
- III-3 Conclusion

### IV- Solubilité.

- IV-1 Définition
- IV-2 Application
- IV-3 De quoi dépend la solubilité ?

### V- Notion d'équilibre

- V-1 Expérience
- V-2 Conclusion

## Prérequis

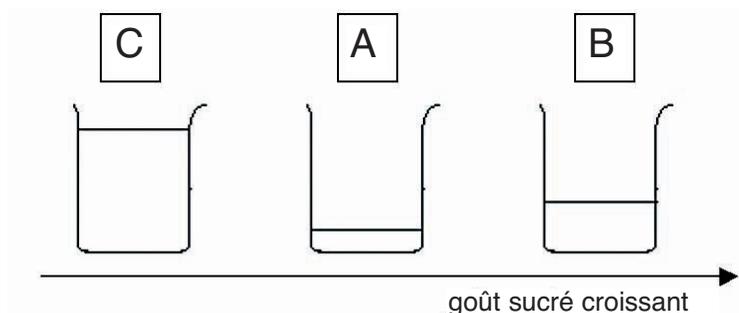
- Solvant - Soluté - Solution.
- Notion de masse
- Notion de volume.
- Notion de quantité de matière.
- Relation entre masse et quantité de matière.
- Relation entre volume et quantité de matière.

## I- Concentration massique

### I- 1 Expériences

#### I-1a- Expérience n°1

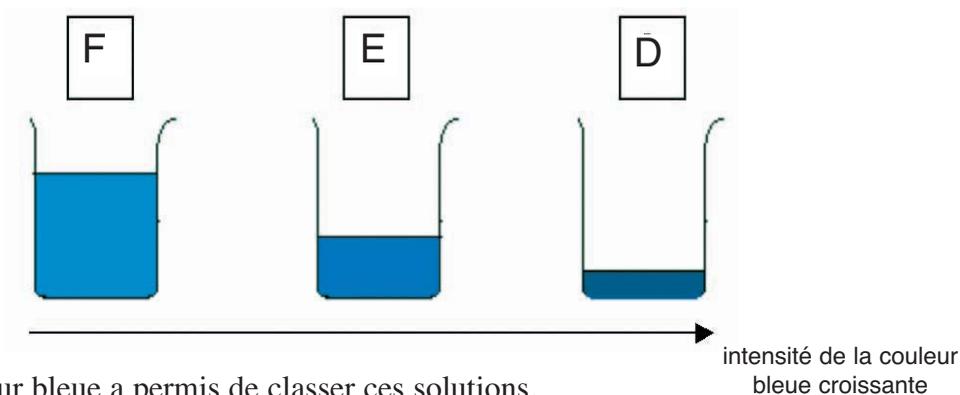
- Préparer trois bêchers A, B et C contenant respectivement  $50\text{cm}^3$ ,  $100\text{cm}^3$  et  $250\text{cm}^3$  d'eau distillée.
- Faire dissoudre du sucre dans chaque bêcher : 3g dans le premier, 9g dans le second et 12g dans le troisième.
- Classer les trois solutions obtenues selon l'importance du goût sucré. On obtient le classement suivant :



Le goût sucré a permis de classer ces solutions.

#### I-1-b Expérience n°2

- Préparer trois bêchers D,E,F contenant respectivement  $50\text{cm}^3$ ,  $150\text{cm}^3$  et  $200\text{cm}^3$  d'eau distillée.
- Faire dissoudre du sulfate de cuivre II dans chaque bêcher : 3,1g dans le premier, 1,9g dans le second et 1,3g dans le troisième.
- Classer les trois solutions obtenues selon l'intensité de la couleur bleue. On obtient le classement suivant :

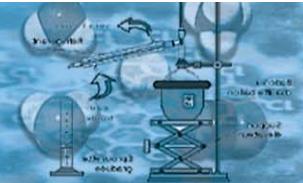


L'intensité de la couleur bleue a permis de classer ces solutions.

#### I-1-c Peut-on toujours utiliser nos sens pour classer des solutions ?

- On ne peut pas utiliser nos sens pour classer certaines solutions à cause des dangers qu'elles présentent. A titre d'exemple des solutions d'acides ne peuvent pas être goûtées.
- Nos sens ne sont pas assez sensibles pour détecter des légères différences de goût, d'odeur ou de couleur entre diverses solutions.

Les sens sont insuffisants pour classer des solutions.



## I-2- Définition de la concentration massique

I-2-a- De l'utilisation des sens à la concentration massique

Regrouper les résultats des expériences (1) et (2) du paragraphe précédent dans le tableau suivant :

Solution	C	A	B	F	E	D
Masse de soluté m (g)	12,0	3,0	9,0	1,3	2,0	3,0
Volume de la solution V (L)	0,250	0,050	0,100	0,200	0,150	0,050
$\frac{m}{V}$ (g.L <sup>-1</sup> )		48	60	90	6,5	13,3

L'analyse du tableau montre que :

lorsque le goût sucré augmente le rapport  $\frac{m}{V}$  augmente aussi.

Il en est de même pour l'intensité de la couleur.

- Le rapport  $\frac{m}{V}$  permet de classer ces solutions.
- Ce rapport est appelé **concentration massique ( ou titre massique)**

I-2-b Définition

La concentration massique (C) d'un soluté dans une solution est égale au rapport de la masse (m) du soluté dissous au volume (V) de la solution.

$$C = \frac{m}{V} \quad \left\{ \begin{array}{l} m \text{ en g} \\ V \text{ en L} \\ C \text{ en g.L}^{-1}. \end{array} \right.$$

I-2-c Application

Un volume égal à 100cm<sup>3</sup> de vinaigre contient à peu près 7g d'acide éthanoïque. Calculer la concentration massique de l'acide éthanoïque dans le vinaigre.

La concentration massique de l'acide éthanoïque dans le vinaigre est :

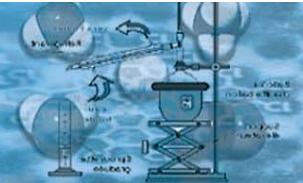
$$C = \frac{m}{V} = \frac{7}{0,100} = 70\text{g.L}^{-1}.$$

## II- De la concentration massique à la concentration molaire.

II-1 Que représentent les indications de concentrations sur une fiche d'analyse de sang ?

Le résultat de l'analyse de sang figurant sur la fiche de la page suivante indique pour la glycémie :





$$C = \frac{\text{quantité de saccharose dissous}}{\text{volume de la solution}}$$

$$C = \frac{1,03}{342} \times \frac{1}{0,250} = 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

### III- Solution saturée

III-1 Peut –on dissoudre autant de morceaux de sucre que l'on veut dans un verre d'eau ?

#### III- 1-a Expérience

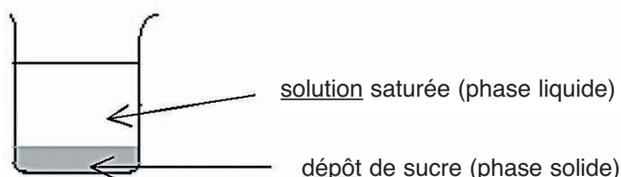
Cette expérience est réalisée à la température ambiante .

Faire dissoudre un morceau de sucre dans un verre contenant environ  $50\text{cm}^3$  d'eau et constater que le sucre se dissout complètement.



Ajouter progressivement dans cette solution un morceau de sucre, puis deux puis trois etc.....et agiter à chaque fois.

Constater qu'à un certain moment le sucre ne se dissout plus même après une longue agitation. Le mélange obtenu, après décantation, présente deux phases : une phase liquide appelée solution aqueuse saturée et une phase solide constituée par du sucre non dissous ( dépôt de sucre)



Au cours de l'ajout du sucre, la concentration C de la solution augmente. Cette concentration atteint sa valeur maximale lorsque la solution devient saturée.

#### III-1-b Conclusion

- Une solution dans laquelle le sucre ne se dissout plus est une solution saturée.
- La concentration de la solution est maximale quand la solution devient saturée.

**III-2 Peut-on dissoudre autant de cristaux de sel que l'on veut dans un verre d'eau?***III-2-a Expérience*

Refaire la même expérience que celle décrite dans le paragraphe (-III-1-a) en remplaçant les morceaux de sucre par des cristaux de sel.

Constater que l'on obtient à un certain moment une solution saturée de sel.

*III-2-b Conclusion*

Une solution dans laquelle le sel ne se dissout plus est une solution saturée.

La concentration de la solution est maximale quand la solution devient saturée.

**III-3 Conclusion**

- Une solution dans laquelle le soluté ne se dissout plus est une solution saturée .
- La concentration de la solution saturée est la concentration maximale

**IV- Solubilité****IV-1 Définition**

La solubilité (s) d'un soluté dans un solvant est sa concentration dans la solution saturée.

La solubilité s'exprime en  $\text{g.L}^{-1}$  ou en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

**IV-2 Application**

A  $20^\circ\text{C}$  on peut dissoudre au maximum 36,0 g de chlorure de sodium ( $\text{NaCl}$ ) dans  $100\text{cm}^3$  d'eau. On suppose que la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau se fait sans changement de volume.

Calculer la solubilité (s) du chlorure de sodium en  $\text{g.L}^{-1}$  puis en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

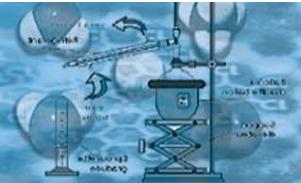
On donne  $M(\text{NaCl}) = 58,5\text{g.mol}^{-1}$ .

$$s = \frac{\text{masse maximale de chlorure de sodium dissous}}{\text{volume de la solution}}$$

$$= \frac{36,0}{0,100} = 360\text{g.L}^{-1}$$

$$s = \frac{\text{quantité maximale de chlorure de sodium dissous}}{\text{volume de la solution}}$$

$$= \frac{36,0}{58,5} \times \frac{1}{0,100} = 6,15 \text{ mol.L}^{-1}$$



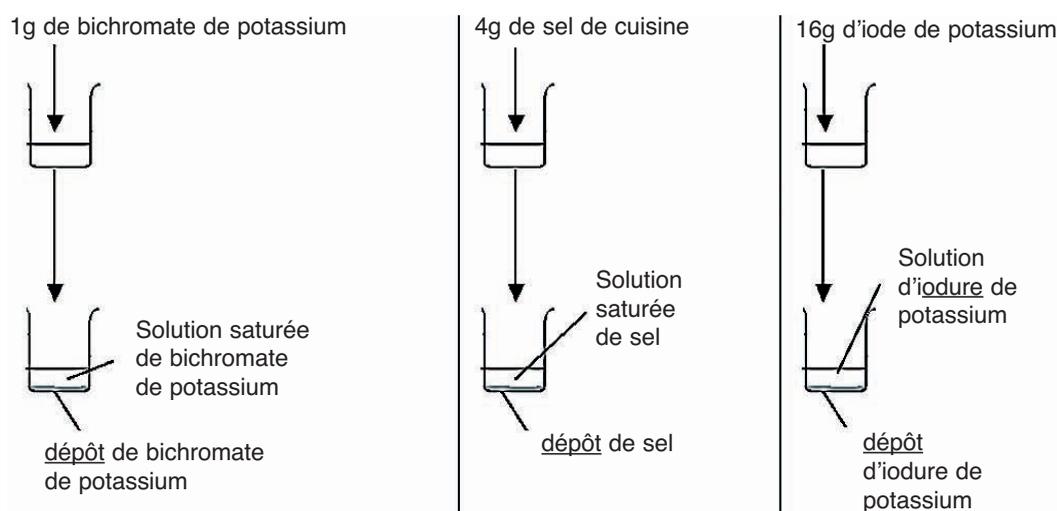
## IV- 3 De quoi dépend la solubilité ?

### IV- 3- a La solubilité dépend- elle du soluté ?

#### Expérience

Prenons trois bêchers contenant chacun 10 mL d'eau distillée , ajoutons au premier bêcher du bichromate de potassium , au second du sel de cuisine et au troisième de l'iodure de potassium par masse de 1g en agitant à chaque fois. Nous constatons que :

- la solution de bichromate de potassium devient saturée lorsqu'on ajoute 1g de ce soluté.
- la solution de sel de cuisine devient saturée lorsqu'on ajoute 4g de ce soluté.
- la solution d'iodure de potassium devient saturée lorsqu'on ajoute 16g de ce soluté.



#### Conclusion

Dans les mêmes conditions les solutés ne sont pas également solubles dans l'eau. Ils ont des solubilités différentes.

La solubilité dépend du soluté.

Exemples de solubilités, dans l'eau à 20°C, de quelques solutés.

Soluté	Solubilité(g.L <sup>-1</sup> )
Chlorure de sodium	360
Iodure de potassium	1500
Sulfate de cuivre	207
Nitrate de sodium	900
Nitrate de potassium	310
Bichromate de potassium	49

## IV-3-b La solubilité dépend-elle de la température ?

### Comment expliquer la formation des dépôts de calcaire dans les chaudières ?

L'eau des chaudières contient du calcaire dissous. Quand cette eau s'échauffe, la dissolution du calcaire diminue. Donc du calcaire solide se dépose sur les parois des chaudières.

Le calcaire est plus soluble dans l'eau à froid qu'à chaud.

La solubilité du calcaire dans l'eau diminue lorsque la température augmente

### Expérience 1

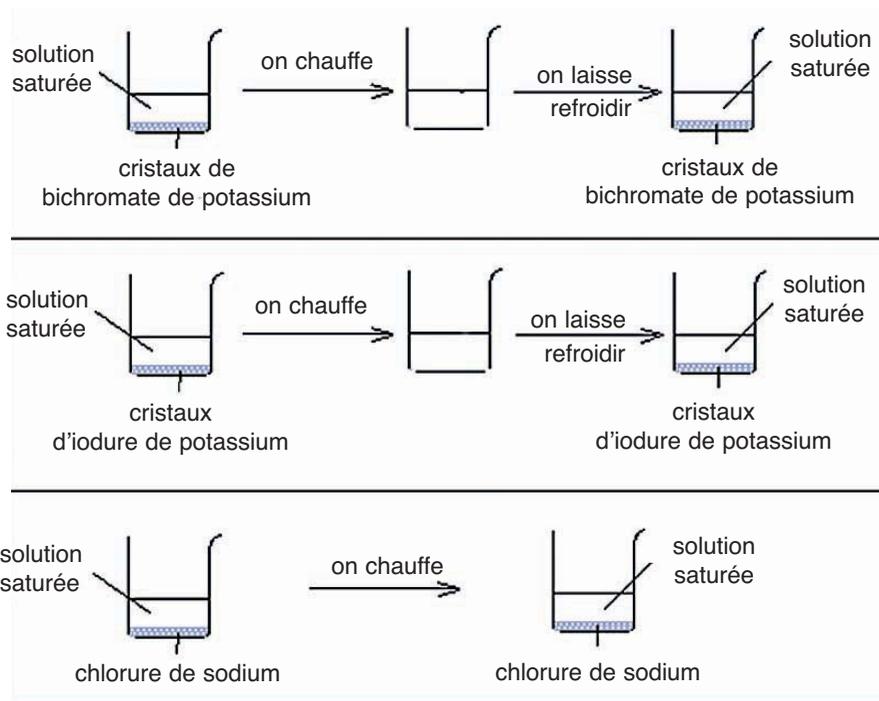
Considérons les trois solutions saturées, à la température ambiante, obtenues dans le paragraphe précédent.

Chauffons chacune de ces solutions en agitant.

Nous constatons que les cristaux de bichromate de potassium et d'iodure de potassium en excès se dissolvent totalement alors que les cristaux de chlorure de sodium ne se dissolvent pratiquement pas.

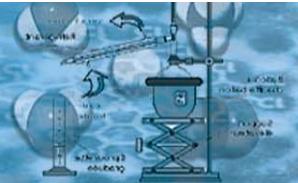
Laissons refroidir les solutions limpides obtenues.

Nous voyons réapparaître des cristaux de bichromate de potassium et d'iodure de potassium dans les bêchers respectifs.



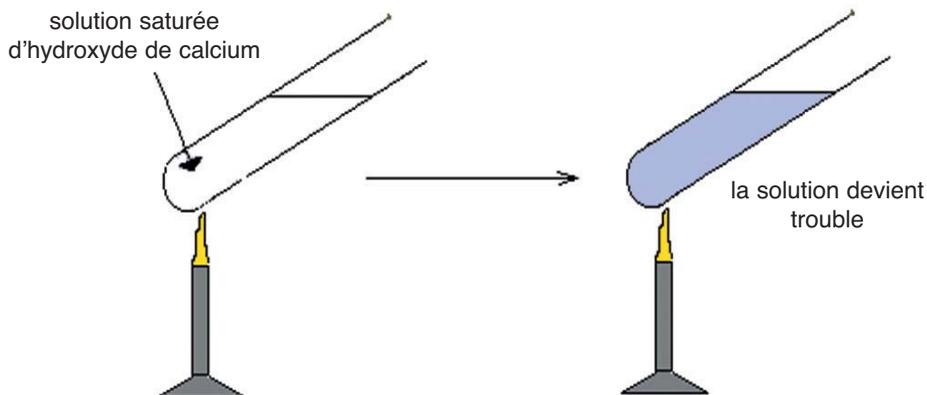
### Conclusion

- Le bichromate de potassium et l'iodure de potassium sont plus solubles dans l'eau à chaud qu'à froid. Leur solubilité augmente avec la température.
- La solubilité du chlorure de sodium ne varie pratiquement pas avec la température.



## Expérience 2

Préparons une solution saturée d'hydroxyde de calcium ( eaux de chaux) .Filtrons cette solution et chauffons le filtrat. Nous constatons que le filtrat trouble à cause de l'apparition de grains blancs d'hydroxyde de calcium.



## Conclusion

- L'hydroxyde de calcium est moins soluble dans l'eau à chaud qu'à froid.
- La solubilité de l'hydroxyde de calcium diminue quand la température augmente.

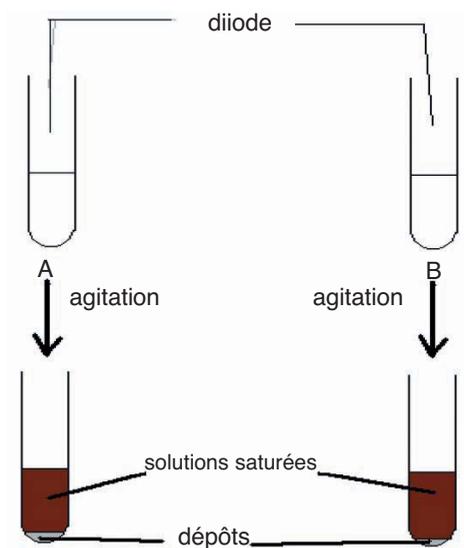
La solubilité d'un soluté dépend de la température.

Soluté	Solubilité à 20°C (g.L <sup>-1</sup> )	Solubilité à 60°C (g.L <sup>-1</sup> )
Chlorure de sodium	360	365
Nitrate de potassium	330	1100
Nitrate de sodium	900	1250
Iodure de sodium	1500	1760
Sucre	2100	2870

## IV-3-c La solubilité dépend-elle du solvant ?

### Expérience

Préparer deux tubes à essais (A) et (B) contenant respectivement 10 mL d'eau et 10mL d'alcool. Faire dissoudre dans le tube(A) 1g de diiode et 4g du même soluté dans le tube (B).



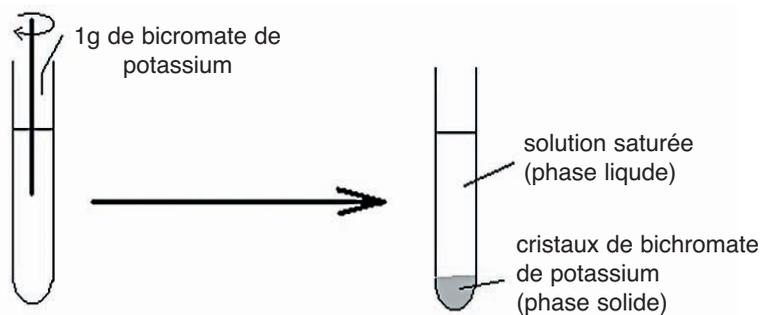
Dans les mêmes conditions ,le diiode est plus soluble dans l'alcool que dans l'eau .

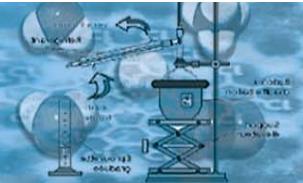
La solubilité d'un soluté dépend de la nature du solvant .

## V- Notion d'équilibre

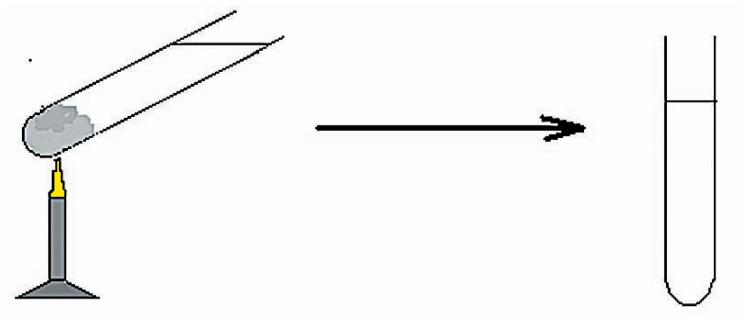
### V-1 Expérience

- Préparer dans un tube à essais 10mL d'eau distillée . Ajouter 1g de bichromate de potassium et agiter
- Constaté qu'on obtient une solution saturée ( la phase liquide) et un dépôt de cristaux de bichromate de potassium ( la phase solide) .

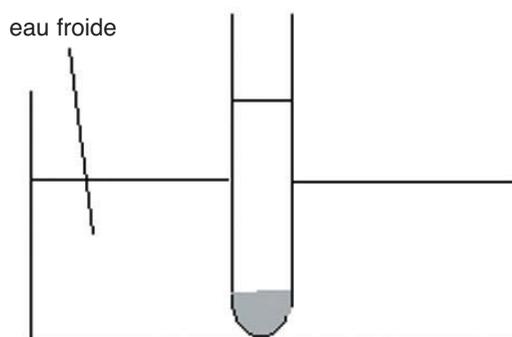




Chauffer le tube et constater que les cristaux se dissolvent



Laisser refroidir le tube et constater que les cristaux réapparaissent.



- Une élévation de la température provoque la dissolution du bichromate de potassium dans l'eau.
- Une diminution de la température provoque la formation d'un dépôt solide de bichromate de potassium : c'est la transformation inverse de la dissolution.
- A une température donnée la composition du mélange ( solution saturée + cristaux de bichromate) est constante. On dit que le mélange est en équilibre.
- A un état d'équilibre la dissolution et sa transformation inverse continuent à se produire simultanément avec des effets qui se compensent. Ce qui explique que la composition du mélange à l'équilibre reste constante.

## V- 2 Conclusion

Tout mélange formé de la solution saturée et du soluté non dissous, pris à une température donnée, constitue un exemple d'équilibre.

# L'ESSENTIEL DU COURS

La concentration massique (C) d'un soluté dans une solution est égale au rapport de la masse (m) du soluté dissous au volume (V) de la solution.

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

**m** en g  
**V** en L  
**C** en g.L<sup>-1</sup>

La concentration molaire (C) d'un soluté pur dans une solution est égale au rapport de la quantité de soluté dissous (n) au volume (V) de la solution.

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

**n** en mol  
**V** en L  
**C** en mol.L<sup>-1</sup>

Une solution dans laquelle le soluté ne se dissout plus est une solution saturée .

La concentration de la solution saturée est la concentration maximale.

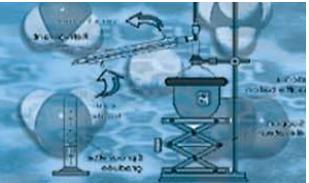
La solubilité (s) d'un soluté dans un solvant est sa concentration dans la solution saturée. Elle s'exprime en g.L<sup>-1</sup> ou en mol.L<sup>-1</sup>.

La solubilité dépend du soluté.

La solubilité d'un soluté dépend de la température.

La solubilité d'un soluté dépend de la nature du solvant .

Tout mélange formé de la solution saturée et du soluté non dissous, pris à une température donnée, constitue un exemple d'équilibre.



## EXERCICE RESOLU

Pour un adulte, la dose journalière recommandée en vitamine C est de 80mg par jour. Les légumes et les fruits constituent, dans notre alimentation, la source naturelle de vitamine C.

1) Au cours d'une journée, une personne a consommé, comme seuls produits contenant de la vitamine C, 220g de pommes de terre cuites à l'eau et 80g d'orange.

100g de pommes de terre crues contiennent 20mg de vitamine C.

La cuisson à l'eau provoque une perte de 60% de la masse de cette vitamine. 100g d'orange contiennent 50mg de vitamine C. La dose journalière recommandée est-elle atteinte ?

2) En ne consommant que du jus d'orange de concentration en vitamine C de 30mg.L<sup>-1</sup>, quel volume faut-il en boire pour couvrir la dose journalière recommandée en vitamine C ?

### Conseils

- Distinguer entre la masse de la vitamine C dans les pommes de terre crues et la masse de vitamine C qui reste dans les pommes cuites.

- Relier ces masses à la perte de masse de la vitamine C due à la cuisson.

- Comparer la masse de vitamine C absorbée par la personne à la masse de vitamine C correspondant à la dose journalière recommandée.

- Des échantillons de volumes différents d'une même solution ont la même concentration.

### Solution

1) m: masse de vitamine C dans les aliments consommés par la personne

$m_1$ : masse de vitamine C dans 80g d'orange.

$m_2$ : masse de vitamine C dans 220g de pommes de terre cuites  $m = m_1 + m_2$ .

100g d'orange contiennent 50mg de vitamine C.

80g d'orange contiennent  $m_1$  (mg) de vitamine C. Donc  $m_1 = \frac{80 \times 50}{100} = 40$  mg

100g de pommes de terre crues contiennent 20mg de vitamine C.

220 g de pommes de terre crues contiennent  $\frac{220 \times 20}{100}$  mg de vitamine C.

La cuisson provoque une perte de 60% de cette masse de vitamine C; donc la masse  $m_2$  de vitamine C restante est de 40 % de la masse de vitamine C dans 220 g de pommes de terre crues.

$$m_2 = \frac{220 \times 20}{100} \times 0,4 = 17,6\text{mg}$$

$$m = 40 + 17,6 = 57,6\text{mg}$$

$m < 80\text{mg}$  donc la dose journalière recommandée n'est pas atteinte.

2) V: volume de jus d'orange à boire pour couvrir la dose journalière recommandée en vitamine C.

$m_0$ : masse de vitamine C correspondant à la dose journalière recommandée.

La concentration de jus d'orange en vitamine C est

$$C = \frac{m_0}{V_0} \implies V_0 = \frac{m_0}{C}$$

$$\text{A.N } V_0 = \frac{80}{30} = 2,66\text{L.}$$

# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) La concentration massique d'un soluté dans une solution est égale au rapport de la quantité du soluté dissous au volume de la solution.
- 2) La concentration molaire d'un soluté dans une solution est égale au quotient de la quantité du soluté dissous par le volume de la solution.
- 3) La concentration massique d'un soluté dans une solution s'exprime en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .
- 4) Une solution aqueuse de sucre saturée est un mélange homogène.
- 5) La concentration massique d'un soluté dans une solution aqueuse augmente lorsqu'on ajoute à cette solution de l'eau.
- 6) La solubilité d'un soluté dans une solution augmente lorsque la température augmente.
- 7) La solubilité d'un soluté dans un solvant est sa concentration dans la solution.
- 8) La solubilité d'un soluté ne dépend que de la température.
- 9) La solubilité d'un soluté dépend de la température, de la nature du soluté et du solvant.
- 10) A une température donnée le mélange, formé par la solution saturée et le soluté non dissous, est en équilibre

### 2- Q. C. M.

#### Choisir la bonne réponse.

##### Q. C. M. n° 1

On mélange deux solutions aqueuses d'un même soluté et de même concentration  $C$ . La concentration de la solution obtenue est égale à :

- a)  $2C$ .                      b)  $\frac{C}{2}$                       c)  $C$ .

##### Q. C. M. n° 2

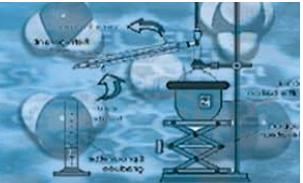
On considère une solution aqueuse de chlorure de sodium de volume  $V$ . On lui ajoute le même volume  $V$  d'eau distillée. La concentration de chlorure de sodium dans la solution obtenue :

- a) double                      b) est divisée par deux                      c) ne change pas

##### Q. C. M. n° 3

A une température donnée, si la concentration d'une solution est égale à la solubilité, cette solution est :

- a) non saturée.                      b) saturée.                      c) un mélange hétérogène.



## Utiliser ses acquis dans des situations simples

### Exercice n°1

Le résultat d'une analyse de sang d'un patient porte les indications suivantes :

**Cholestérol : 1,81g.L<sup>-1</sup>.**  
**Valeurs limites : 3,89mmol.L<sup>-1</sup> 5,70mmol.L<sup>-1</sup>.**

- 1) Calculer la masse molaire du cholestérol de formule brute C<sub>27</sub>H<sub>46</sub>O.
- 2) Calculer la concentration molaire du cholestérol dans le sang du patient.
- 3) Ce patient a-t-il un taux de cholestérol correct ? Justifier

### Exercice n°2

Un nouveau papa doit préparer une solution de lait pour son bébé. N'ayant pas lu les instructions sur la boîte de lait, il s'aperçoit que la solution obtenue, après dissolution de la poudre de lait, est beaucoup trop concentrée ( 100 g.L<sup>-1</sup> ). Il est 4 heures du matin et la boîte de lait ne contient plus de poudre. Comment ce papa va-t-il s'y prendre pour réparer sa gaffe et avoir 100 mL de lait à la bonne concentration, soit: 20 g.L<sup>-1</sup> ?



### Exercice n°3

Voici les différentes indications portées sur les étiquettes de sept eaux minérales (l'eau minérale n° 7 est une eau gazeuse )

Ions (mg.L <sup>-1</sup> ) \ Eaux	1	2	3	4	5	6	7
Na <sup>+</sup>	37	25	24	12	2,8	28	1708
Mg <sup>2+</sup>	10	20	10	11	0,2	10	11
Ca <sup>2+</sup>	80	50	35	70	1,2	90	90
K <sup>+</sup>	2	3	4	3	0,4	1,17	132
Cl <sup>-</sup>	64	32	3	26	3,2	130	322
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	3	4	12	13	2,3	25	0
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	24	32	14	24	3,3	13	174
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	244	229	170	232	4,9	122	4308
Résidu à sec (mg.L <sup>-1</sup> )	318	280	280	306	19	441	4774

Utiliser ce tableau pour répondre aux questions suivantes.

- 1) Donner le numéro d'une eau dont la concentration en ions nitrates l'empêche d'être donnée aux nourrissons. La concentration en ions nitrates tolérée est supposée égale à 15 mg.L<sup>-1</sup>

- 2) Donner les numéros des eaux la plus minéralisée et la moins minéralisée.
- 3) Donner le numéro de l'eau à déconseiller fortement en cas de régime sans sel.
- 4) Donner le numéro d'une eau à conseiller aux enfants et adolescents.
- 5) a) Chercher le sens du mot spasmodophilie.  
b) Donner le numéro d'une eau à conseiller aux personnes atteintes de spasmodophilie.

#### Exercice N° 4

Une boisson gazeuse peut être considérée comme une solution contenant entre autres  $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$  de saccharose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ). Sachant qu'un morceau de sucre pèse environ 6 g, combien de ces morceaux ingère-t-on lorsqu'on consomme une boîte de 33 cL de cette boisson ?

#### Exercice N° 5

La masse de nitrate de sodium qui sature 1 litre d'eau est  $m_1 = 860 \text{ g}$  à  $20^\circ\text{C}$  et  $m_2 = 1600 \text{ g}$  à  $100^\circ\text{C}$ .

- 1) Déduire les valeurs de la solubilité du nitrate de sodium à  $20^\circ\text{C}$  et à  $100^\circ\text{C}$ .
- 2) Comment varie cette solubilité avec la température ?
- 3) Quelle est la masse maximale de nitrate de sodium qu'on peut dissoudre à  $20^\circ\text{C}$  dans 200 mL d'eau ?
- 4) On prépare à  $100^\circ\text{C}$  200 mL d'une solution aqueuse saturée en nitrate de sodium. Calculer la masse de nitrate de sodium dissous dans cette solution.
- 5) On laisse la solution précédente se refroidir de  $100^\circ\text{C}$  à  $20^\circ\text{C}$ . Calculer la masse de solide qui va apparaître dans la solution.

#### Exercice N° 6

La vitamine C, ou acide ascorbique  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ , est souvent prescrite en cas de grippe ou en période de convalescence.

Elle peut se présenter en sachets contenant entre autres, une masse  $m_1 = 1,00\text{g}$  de vitamine C et une masse  $m_2 = 6,05\text{g}$  de saccharose de formule  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ .

- 1) Déterminer les quantités de matière de vitamine C et de saccharose contenues dans un sachet.
- 2) On dissout le contenu d'un de ces sachets dans un verre d'eau. Sachant que le volume de la solution obtenue est  $V = 125\text{mL}$ , déterminer les concentrations molaires de ces soluté dans la solution.

#### Exercice N° 7

Au laboratoire, on dispose d'une éprouvette graduée de 1 litre et d'une solution de saccharose de concentration molaire  $0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ .

- 1) On introduit 50mL de la solution de saccharose dans l'éprouvette graduée. Jusqu'à quelle graduation de l'éprouvette doit-on ajouter de l'eau distillée pour que la concentration de la solution obtenue soit de  $2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$  ?
- 2) On souhaite maintenant réaliser 500 mL d'une solution de saccharose de concentration  $2,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ . Quel volume de la solution initiale faut-il introduire dans l'éprouvette graduée avant de compléter le volume à 500mL avec de l'eau distillée ?

#### Exercice n° 8

La quantité moyenne de sel ingérée par un individu est de 2 mmol par jour. 20% de cette quantité est apportée par le sel ajouté à la cuisine ou à table. En considérant que ce sel provient uniquement de l'eau de mer, calculer le volume d'eau de mer à évaporer pour assurer la consommation annuelle d'un individu (on considérera que l'eau de mer contient 25g/L de chlorure de sodium).



## Utiliser ses acquis pour une synthèse

### Exercice n°9

Un chimiste a préparé, dans des fioles jaugées de 100 mL quatre solutions différentes :

- 1) une solution de glucose : sachant que la concentration de la solution de glucose est de  $2 \text{ mol.L}^{-1}$ , calculer la masse de glucose qui a été nécessaire à sa préparation.
- 2) une solution de chlorure de sodium : le chimiste a introduit 18 g de chlorure de sodium dans une des fioles correspondante et l'a complétée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Quelle est la concentration de la solution ainsi obtenue ?
- 3) une solution d'amidon : le préparateur a prélevé 10 mL de solution d'un flacon marqué «solution d'amidon de concentration  $0,25 \text{ mol.L}^{-1}$ » ; il a introduit ces 10 mL dans une fiole jaugée de 100 mL puis l'a complétée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Quelle est la concentration de la solution ainsi obtenue ?
- 4) une solution de saccharose : quatre morceaux de sucre de 6 g chacun ont été introduits dans une autre fiole jaugée de 100 mL ; le chimiste l'a ensuite complétée jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée. Quelle est la concentration de la solution ainsi obtenue ?

Une fois toutes ces manipulations effectuées, le chimiste a voulu étiqueter ses fioles. Hélas, un ami est venu le distraire et il les a mélangées par inadvertance. Aidez-le à retrouver la composition de chacune des fioles.

### Exercice documentaire

## Mers et océans

Un baigneur revient sur la plage crachant et grimaçant : il vient de « boire la tasse », l'eau est très salée.

En Méditerranée, le taux de salinité, c'est à dire la masse de sel contenu dans un litre d'eau est environ de 37 g, et dans la mer Baltique de 20 g. Le record de salinité est détenu par la mer morte, qui est située entre la Palestine et la Jordanie, avec  $79 \text{ g.L}^{-1}$ . Le sel y est tellement abondant que les baigneurs flottent sans avoir à bouger. La salinité est nettement plus élevée dans les mers des zones tropicales et équatoriales où l'évaporation due à la chaleur est plus forte. Dans les mers froides, où l'évaporation est faible et où se jettent les grands fleuves (et donc d'énormes quantités d'eau douce), le taux de salinité baisse considérablement.

### D'après l'Encyclopédie TOUT L'UNIVERS.

- 1) Classer les eaux des mers citées dans le texte par taux de salinité croissante.
- 2) Expliquer le fait que le taux de salinité des mers des zones équatoriales et tropicales est plus élevé que celui des mers froides.
- 3) La définition du taux de salinité proposée dans ce texte correspond à la définition d'une grandeur vue dans ce chapitre. Laquelle ? Justifier.
- 4) Quel volume d'eau faut-il ajouter à 1 litre d'eau de mer Morte pour obtenir une eau de même taux de salinité que la mer méditerranée ?

## DOCUMENT

## Les nitrates dans les eaux destinées à la consommation humaine

### I. Les dangers des nitrates

La contamination des eaux souterraines et superficielles par les nitrates est un problème rencontré de plus en plus fréquemment. Les effets sur la santé des nitrates sont liés à la transformation des nitrates en nitrites et éventuellement en nitrosamines au niveau du tube digestif : les nitrites, comme le monoxyde de carbone, peuvent se fixer sur l'hémoglobine du sang et provoquer un empoisonnement (méthémoglobinémie). Ce risque est particulièrement élevé chez les nourrissons et les personnes âgées. Les nitrosamines sont actuellement soupçonnées d'être à l'origine de certains cancers.

Le risque de méthémoglobinémie aigue impose une norme de qualité de l'eau destinée à la consommation humaine, c'est-à-dire une concentration maximale de nitrates égale à  $50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ .

### II- Les causes de l'augmentation de la concentration des nitrates

En l'absence de contamination la concentration en nitrates des eaux souterraines est de l'ordre de  $0.1$  à  $1 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ , Les valeurs de cette concentration dépassent désormais  $50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$  dans certaines régions. Ces concentrations élevées sont liées à :

- l'usage excessif des engrais pour l'agriculture
- des épandages, notamment à des déjections animales
- un dysfonctionnement de certains systèmes d'épuration des eaux usées, en particulier dans les zones d'habitat dispersées.

### III- Quelles solutions?

Pour limiter la pollution par les ions nitrates il faut :

- assurer une eau de qualité destinée à la consommation humaine (concentration en ions nitrates ne dépassant pas  $50 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1}$ )
- utiliser des quantités d'engrais selon les besoins réels des plantes et la nature exacte de chaque sol.

#### SITES INTERNET A VISITER

<http://www.cieau.com/junior/sommaire/5/index.htm>

<http://cyberscol.qc.ca/cyberpresse/v2/961105/do04.html>

<http://cspq.qc.ca/cse/pub/doc/text10.htm>

[http://www.etc.bc.ca/apase/scitech/fscitech/f93\\_07.html](http://www.etc.bc.ca/apase/scitech/fscitech/f93_07.html)



## TRAVAUX PRATIQUES

### PREPARATION D'UNE SOLUTION TITREE

#### I- BUT

Préparer une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration donnée.

#### II- PRINCIPE

On peut procéder de deux manières :

##### 1) à partir d'un soluté pur

Soit à préparer un volume  $V$  d'une solution aqueuse d'un soluté pur de concentration  $C$ .

La quantité de soluté à dissoudre pour obtenir le volume  $V$  de solution est :

$$n = C \cdot V$$

La masse  $m$  du soluté à dissoudre pour obtenir le volume  $V$  de solution est :

$$m = n \cdot M \quad (M : \text{masse molaire du soluté})$$

$$m = C \cdot V \cdot M \quad \left\{ \begin{array}{l} C \text{ en mol.L}^{-1} \\ V \text{ en L} \\ M \text{ en g.mol}^{-1} \end{array} \right.$$

##### 2) à partir d'une solution plus concentrée.

Soit à préparer un volume  $V_1$  d'une solution aqueuse de concentration  $C_1$  à partir d'une solution plus concentrée (solution mère) de concentration  $C$  ( $C > C_1$ )

On prélève un volume  $V_0$  de la solution mère, auquel on ajoute de l'eau pour obtenir le volume  $V_1$  de la solution de concentration  $C_1$ .

La quantité de soluté dans le volume  $V_0$  et dans le volume  $V$  est la même :

$$C \cdot V_0 = C_1 \cdot V_1 \iff V_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C}$$

#### III- MATERIEL

- Une balance et une boîte de masses marquées.
- Une spatule.
- Deux fioles jaugées 100 mL et 200 mL.
- Un bêcher.
- Une éprouvette graduée.
- Un entonnoir.
- Quatre bêchers.
- Eau distillée.
- Chlorure de sodium .

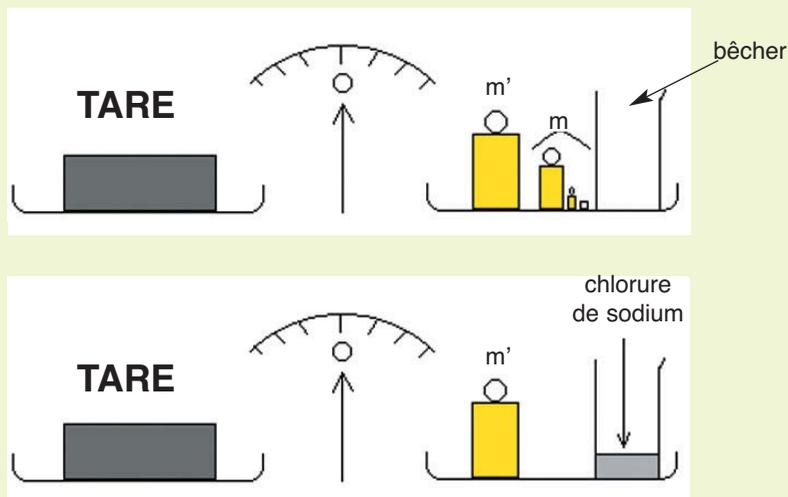
#### IV- MANIPULATION

1) Préparation de 100 mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration  $C = 2 \text{ mol.L}^{-1}$

a) Calcul de la masse  $m$  de chlorure de sodium

$$m = C \cdot V \cdot M = 2 \times 0,100 \times 58,5 = 11,7\text{g}$$

b) Mesure de la masse  $m$  à l'aide de la balance :



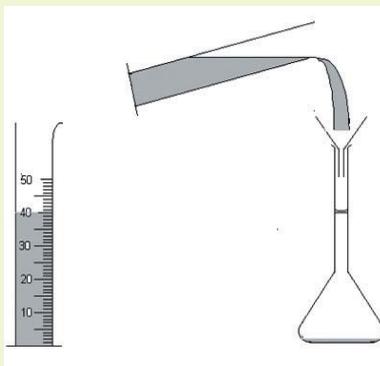
c) Prendre une fiole jaugée de 100 mL à moitié remplie d'eau distillée.  
 Introduire, dans la fiole, le sel pesé à l'aide d'un entonnoir.  
 Boucher la fiole et agiter jusqu'à dissolution complète du sel introduit.  
 Ajuster enfin le volume final de la solution en ajoutant de l'eau jusqu'au trait de jauge.

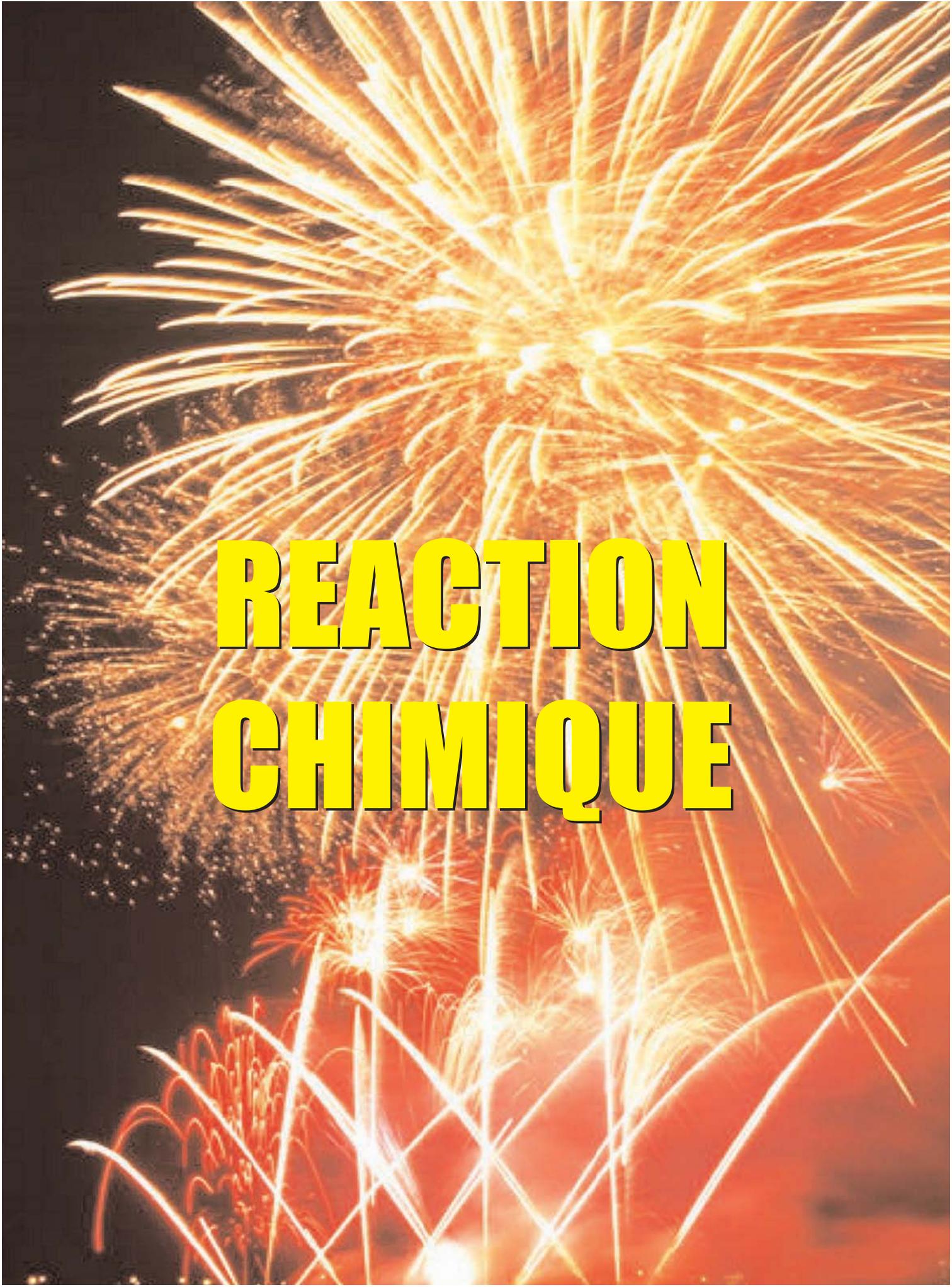
2) Préparation de 200 mL d'une solution aqueuse de chlorure de sodium de concentration  $C_1 = 0,4 \text{ mol.L}^{-1}$  à partir de la solution précédente ( $C = 2 \text{ mol.L}^{-1}$ ).

• Calcul du volume  $V_0$

$$V_0 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C} = \frac{0,4 \times 200}{2} = 40 \text{ mL}$$

- Mesure du volume  $V_0$  : prélever à l'aide d'une éprouvette graduée 40 mL de la solution mère de chlorure de sodium.
- Introduire ce volume dans une fiole jaugée de 200 mL.
- Ajuster enfin le volume final de la solution en ajoutant de l'eau distillée jusqu'au trait de jauge.





**REACTION  
CHIMIQUE**

# NOTION DE RÉACTION CHIMIQUE



**Comment expliquer la formation de la rouille sur ce bateau abandonné ?**

# NOTION DE RÉACTION CHIMIQUE

## PLAN DU CHAPITRE

### I- Exemples de réactions chimiques

- I-1 Qu'arrive-t-il à des clous de fer exposés à l'air humide ?
- I-2 Pourquoi un comprimé effervescent donne-t-il lieu à un dégagement gazeux au contact de l'eau ?
- I-3 Comment expliquer l'effervescence obtenue suite à l'utilisation d'un détartrant ?
- I-4 Qu'observe-t-on si on enflamme un mélange de fleur de soufre et de la limaille de fer ?
- I-5 Que se passe-t-il quand on brûle du butane dans un brûleur à gaz de cuisinière ?

### II- Définition d'une réaction chimique

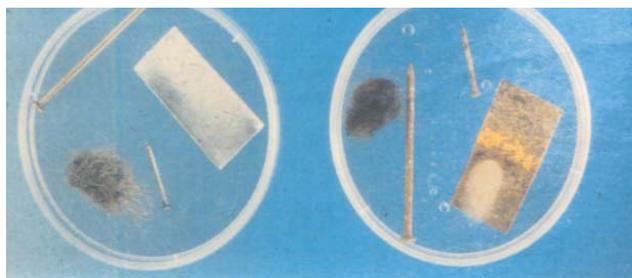
## Prérequis

- Corps simple .
- Corps composé.
- Transformation physique

## I- Exemples de réactions chimiques

### I-1 Qu'arrive-t-il à des clous de fer exposés à l'air humide ?

Observer des objets en fer (clous, plaque et poudre) exposés longuement à l'air humide. Ces objets se couvrent progressivement d'une couche rouille d'oxyde de fer. L'oxyde de fer résulte de la combinaison entre le fer, le dioxygène de l'air et de l'eau (humidité atmosphérique). L'oxyde de fer est un corps nouveau. Le fer, le dioxygène et l'eau se sont combinés pour donner un nouveau corps, l'oxyde de fer. Cette transformation est appelée réaction chimique. On schématise cette réaction par :



### I-2 Pourquoi un comprimé effervescent donne-t-il lieu à un dégagement gazeux au contact de l'eau ?

Pour répondre à la question, réaliser l'expérience suivante (voir schéma).

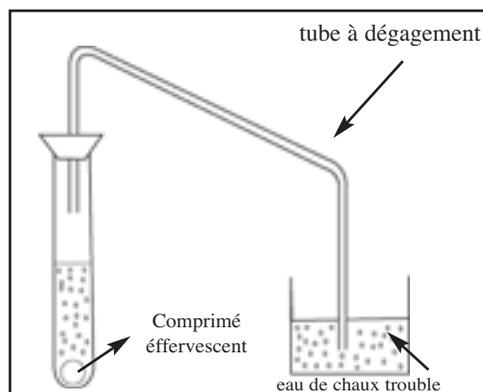
Le comprimé, au contact de l'eau, dégage un gaz.

On fait barboter ce gaz dans l'eau de chaux. Celle-ci se trouble. Ce gaz est donc le dioxyde de carbone.

Le comprimé effervescent réagit avec l'eau pour donner des corps nouveaux : le dioxyde de carbone et une solution.

Cette transformation est une réaction chimique.

On schématise cette réaction par :



### I-3 Comment expliquer l'effervescence obtenue suite à l'utilisation d'un détartrant ?

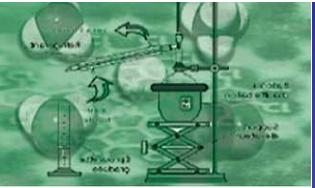
Un détartrant est utilisé pour éliminer le tartre ( dépôt de calcaire) des cuvettes de toilettes (w.c) et des conduites d'eau des chauffe-eaux.....

Le produit actif dans un détartrant est l'acide chlorhydrique. Ce dernier réagit avec le calcaire (tartre) pour donner un dégagement de dioxyde de carbone. Ce qui explique donc l'effervescence observée lors de l'utilisation d'un détartrant.

L'acide chlorhydrique réagit avec le calcaire pour donner des corps nouveaux : le dioxyde de carbone et une solution.

Cette transformation est une réaction chimique. On la schématise par :





## I-4 Qu'observe-t-on si on enflamme un mélange de fleur de soufre et de la limaille de fer ?

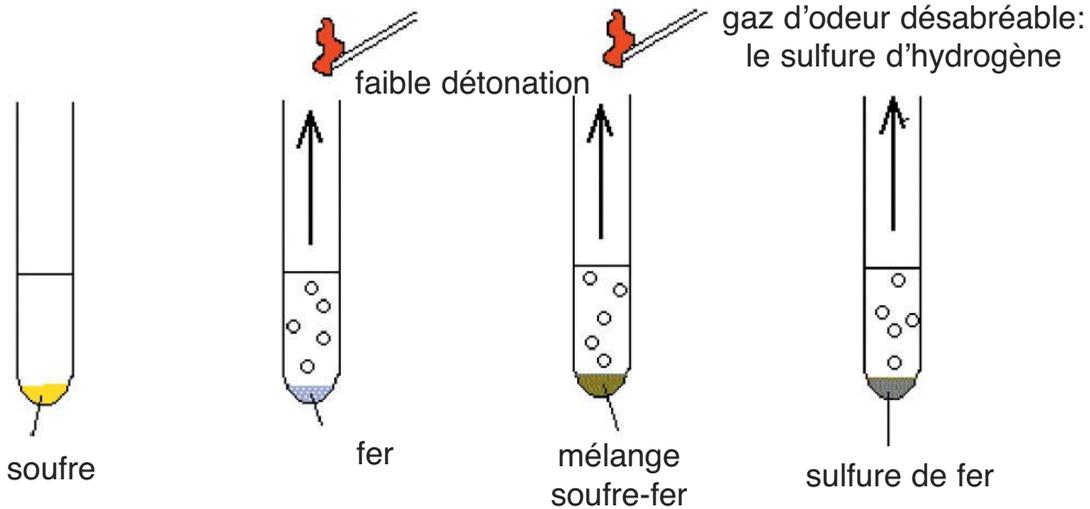
Mélanger de la limaille de fer et du fleur de soufre dans les proportions 5,6g de fer pour 3,2g de soufre.

Placer ce mélange sur une brique et chauffer, à l'aide d'un bec Bunsen, un point de ce mélange jusqu'à l'incandescence, celle-ci se propage à toute la partie du mélange.

Il se forme un solide noirâtre, le sulfure de fer.

Le sulfure de fer est-il un nouveau corps ?

Pour cela faisons agir une solution d'acide chlorhydrique respectivement sur le fleur de soufre, la limaille de fer, le mélange (fer + soufre) et le sulfure de fer.



le sulfure d'hydrogène peut être aussi caractérisé par le noircissement d'un papier imprégné d'acétate de plomb.

Le sulfure de fer n'a pas le même comportement vis-à-vis de la solution d'acide chlorhydrique que le fer, le soufre et le mélange fer-soufre. C'est un corps nouveau.

Le fer et le soufre réagissent pour donner un nouveau corps, le sulfure de fer. Cette transformation est une réaction chimique.

On peut la schématiser par :

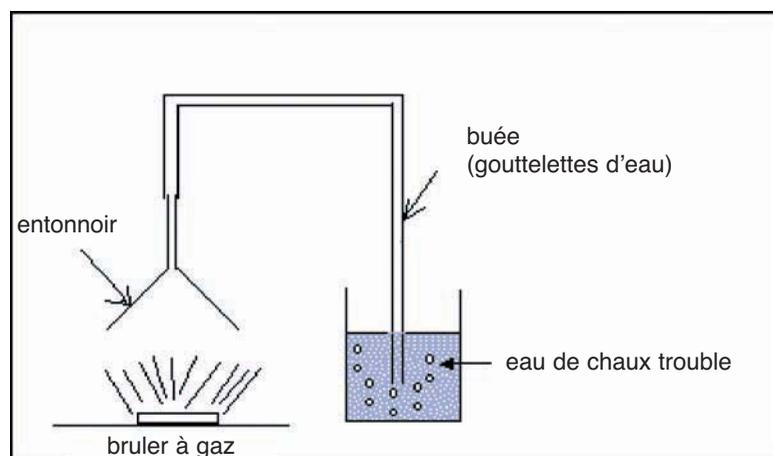


Le fer et le soufre sont appelés réactifs.

Le sulfure de fer est appelé le produit de la réaction.

### I-5 Que se passe-t-il quand on brûle du butane dans un brûleur à gaz de cuisinière ?

Le brûleur à gaz de cuisinière est alimenté par du gaz butane ou par du gaz de ville. Dans le brûleur le butane réagit avec le dioxygène de l'air en donnant de la vapeur d'eau et du dioxyde de carbone. Ces deux produits peuvent être mis en évidence par l'expérience suivante :



Le butane et le dioxygène de l'air se combinent pour donner du dioxyde de carbone et de l'eau. Cette transformation est une réaction chimique .

On peut la schématiser par :



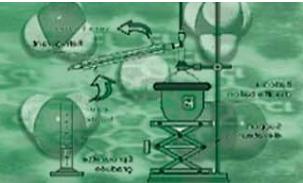
Le butane et le dioxygène sont les réactifs.

Le dioxyde de carbone et l'eau sont les produits de la réaction.

## II - Définition d'une réaction chimique

Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle des corps disparaissent et des corps nouveaux apparaissent.

- Les corps qui disparaissent sont les réactifs .
- Les corps qui apparaissent sont les produits de la réaction.



## L'ESSENTIEL DU COURS

Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle des corps disparaissent et des corps nouveaux apparaissent.

- Les corps qui disparaissent sont **les réactifs**.
- Les corps qui apparaissent sont **les produits de la réaction**.

Exemple :



- Le fer et le soufre sont les réactifs.
- Le sulfure de fer est le produit de la réaction.

La flèche indique le sens de la réaction et se lit « donne »

# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) le passage de l'eau de l'état solide à l'état liquide est une réaction chimique.
- 2) L'action d'un détartrant sur le calcaire déposé sur une cuvette de toilette(w.c) est une réaction chimique.
- 3) Au cours d'une réaction chimique les produits disparaissent et les réactifs apparaissent.
- 4) Une réaction chimique fait intervenir toujours un seul réactif et donne toujours un seul produit.
- 5) Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle des corps purs disparaissent et de nouveaux corps purs apparaissent.
- 6) La vaporisation de l'eau est une transformation physique.
- 7) Le fer se rouille , dans l'air humide, suite à une réaction chimique.
- 8) Le schéma d'une réaction chimique nous permet de connaître les réactifs et les produits.
- 9) Au cours d'une réaction chimique les réactifs disparaissent et les produits apparaissent.
- 10) Une transformation chimique est différente d'une transformation physique.

### 2- Q. C. M.

#### Choisir la bonne réponse.

#### Q. C. M. n° 1

Lorsque le fleur de soufre réagit avec la limaille de fer, il se forme :

- a) un mélange.                      b) un corps simple.                      c) un corps composé.

#### Q. C. M. n° 2

Le carbone réagit avec le dioxygène pour donner le dioxyde de carbone. Le dioxyde de carbone est:

- a) le réactif.                      b) le produit .                      c) le réactif ou le produit.

#### Q.C.M n° 3

Le fer et le soufre réagissent pour donner le sulfure de fer . Ce dernier a :

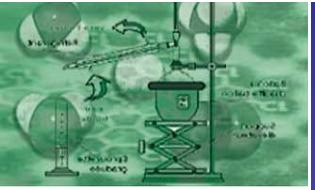
- a) les mêmes propriétés que le fer.  
 b) les mêmes propriétés que le soufre.  
 c) les mêmes propriétés que le mélange ( fer, soufre).  
 d) des propriétés différentes que celles du fer, du soufre et du mélange (fer, soufre).

## Utiliser ses acquis dans des situations simples

### Exercice n°1

Le dichlore réagit avec le sulfure d'hydrogène pour donner du soufre et du chlorure d'hydrogène.

- 1) Préciser les réactifs et les produits de cette réaction.
- 2) Ecrire le schéma de cette réaction.



## UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n°2



Le document ci-dessus présente deux détartrants avec leur étiquette qui porte des consignes de sécurité.

- 1) Lire l'étiquette puis citer :
  - a) les dangers que peut présenter un détartrant.
  - b) les consignes de sécurité relatives à l'utilisation de ce produit.
  - c) la substance active contenue dans un détartrant.
- 2) La substance active dans ce détartrant réagit avec le calcaire (dépôt sur une cuvette de toilette) pour donner entre autres du dioxyde de carbone.
  - a) Cette transformation est-elle une réaction chimique ? Justifier.
  - b) Quels sont les réactifs ? Citer un produit de cette réaction.
  - c) Ecrire le schéma de cette réaction.

## UN PEU D'HISTOIRE

## Une expérience historique l'analyse de l'air par Lavoisier (1774)

### La vie et l'œuvre de Lavoisier

Antoine Laurent de Lavoisier est né à Paris en 1743. Fils d'un homme de loi, il fait ses études au collège des Quatre-Nations où il étudie les humanités puis la physique et les mathématiques. Adjoint à la Ferme Générale chargée du recouvrement des impôts, il a de gros revenus qui lui permettent de disposer, pour ses activités scientifiques, d'un laboratoire bien équipé.

Il s'intéresse principalement à la Chimie mais présente aussi à l'Académie des Sciences des communications de physique ou d'économie. Il contribua à l'établissement du système métrique et réalisa, en 1774, sa célèbre expérience de l'analyse de l'air. Il mourut sur la guillotine le 8 mai 1794.



### L'expérience de Lavoisier

Le dispositif utilisé par Lavoisier pour réaliser l'analyse de l'air est schématisé à la figure 1 (la figure 2 est la reproduction légèrement modifiée d'un document d'époque).

Lavoisier avait placé dans une cornue masse connue  $m_1$  de mercure ; bien entendu, un volume d'air  $V$ , connu lui aussi, était enfermé avec le mercure à l'intérieur du dispositif.

Il chauffa le mercure et le maintint à l'ébullition pendant **douze jours!** Il observa :

- la formation de **parcelles solides rouges** à la surface du mercure, parcelles qui étaient apparues au deuxième jour et qui devinrent de plus en plus nombreuses et larges ;
- l'ascension du mercure de la cuve à l'intérieur de la cloche ; cette ascension démontrant que **le volume du gaz enfermé dans l'appareil diminue** (on peut dire également que cette ascension démontre qu'il s'est créé une dépression à l'intérieur de l'appareil. La pression atmosphérique qui s'exerce sur la surface libre du mercure de la cuve provoquant alors l'ascension). Le mercure s'éleva au cours de l'expérience du niveau 1 au niveau 2 (fig 1).

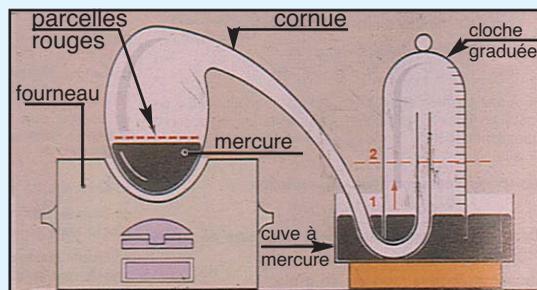


Fig. 1 Schéma du dispositif utilisé par Lavoisier pour effectuer l'analyse de l'air.

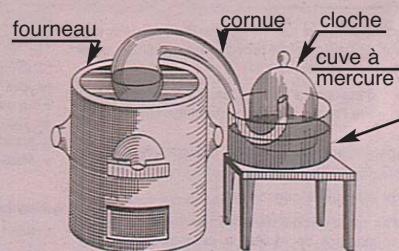


Fig. 2 Le dispositif de Lavoisier ; reproduction d'un document d'époque.



Laissons Lavoisier raconter les opérations : « ... Les choses ainsi préparées, j'ai allumé du feu dans le fourneau et je l'ai entretenu presque continuellement pendant douze jours de manière que le mercure fût échauffé jusqu'au degré nécessaire pour le faire bouillir.

Il ne s'est rien passé de remarquable pendant le tout premier jour... Le second jour, j'ai commencé à voir nager, sur la surface du mercure, de petites parcelles rouges qui, pendant 4 ou 5 jours, ont augmenté en nombre et en volume, après quoi elles ont cessé de grossir et sont restées absolument dans le même état. Au bout de douze jours, voyant que la calcination du mercure ne faisait plus aucun progrès, j'ai éteint le feu et j'ai laissé refroidir les vaisseaux. Le volume de l'air contenu (...) était avant l'opération de 50 pouces cubiques (820 cm<sup>3</sup>).

Lorsque l'opération a été finie, ce même volume à pression et température égales (c'est-à-dire dans les mêmes conditions qu'au départ) ne s'est plus trouvé que de 42 à 43 pouces (environ 688 cm<sup>3</sup>) ; il y avait eu par conséquent une diminution de volume d'un sixième environ...»

Lavoisier pensa que ces parcelles rouges (rouille du mercure) résultaient d'une réaction chimique entre le mercure et un constituant « actif » de l'air.

## Questions

Montrer qu'une partie de l'air enfermé dans l'appareil (cornue + cloche) à réagi avec le mercure. Quel est son nom ?

Quel est le nom des parcelles solides rouges obtenues au cours de cette expérience ?

Ecrire le schéma de la réaction qui a eu lieu au cours de cette expérience.

Calculer, d'après l'expérience de Lavoisier, le pourcentage du dioxygène dans l'air.

## SITES INTERNET A VISITER

<http://phys.free.fr/exlavois.htm>

[http://www.ac-nantes.fr/peda/disc/scphy/dohtml/doc\\_clg/matiere/lavois.htm#bal](http://www.ac-nantes.fr/peda/disc/scphy/dohtml/doc_clg/matiere/lavois.htm#bal)

<http://www.infoscience.fr/histoire/portrait/lavoisier.html>

# ETUDE QUALITATIVE D'UNE RÉACTION CHIMIQUE



Puits de pétrole en feu

D'où provient l'énorme chaleur dégagée par ce puits de pétrole en feu ?

# ETUDE QUALITATIVE D'UNE RÉACTION CHIMIQUE

## PLAN DU CHAPITRE

### I-Réaction spontanée – Réaction amorcée

- I-1 Réaction amorcée
- I-2 Réaction spontanée

### II- Réaction exothermique – Réaction endothermique

- II- 1 Réaction exothermique
- II- 2 Réaction endothermique

### III- Réaction rapide – Réaction lente

- II-1 Réaction rapide
- II-2 Réaction lente

## Prérequis

- Notion de réaction chimique.
- Schéma d'une réaction chimique.
- Réactifs et produits d'une réaction chimique.
- Transformations exothermique et endothermique.

## I-Réaction spontanée – Réaction amorcée

### I-1 Réaction amorcée

*I-1-a Quel est le rôle de la pierre à briquet dans un briquet à gaz ?*

#### Expérience n°1

Faire sortir du gaz du briquet sans produire une étincelle. Le gaz se mélange avec le dioxygène de l'air mais ne brûle pas.

#### Expérience n°2

Faire frotter la mollette contre la pierre à briquet pour produire une étincelle et en même temps faire sortir le gaz. Constaté maintenant que le gaz brûle et produit une flamme.

Dans cette expérience le gaz du briquet (essentiellement du propane) réagit avec le dioxygène de l'air pour donner de la vapeur d'eau et du dioxyde de carbone. Le schéma de cette réaction est :



Cette réaction n'était pas possible dans l'expérience n°1 à cause de l'absence d'une étincelle. La réaction du propane avec le dioxygène ne se fait pas d'elle-même. Le déclenchement de cette réaction nécessite une étincelle. Cette réaction est dite amorcée.

*I-1-b Quel est le rôle des bougies dans un moteur à essence ?*

Dans un moteur de voiture l'essence est pulvérisée puis injectée en même temps que l'air dans les cylindres.

Dans les cylindres les bougies produisent des étincelles qui déclenchent la réaction entre l'essence et le dioxygène de l'air.

Cette réaction est une réaction amorcée.

*I-1-c La réaction du soufre et du fer est-elle une réaction amorcée ?*

- Le mélange (fer-soufre) reste intact s'il est abandonné à lui-même.
- Pour que cette réaction soit déclenchée, il faut porter à l'incandescence un point de ce mélange.
- Donc cette réaction est une réaction amorcée.



#### I-1-d Conclusion

Une réaction chimique est dite amorcée quand elle nécessite l'intervention d'une action extérieure .

#### **Remarque**

L'amorçage d'une réaction peut se faire de plusieurs façons : élévation locale de la température, exposition à la lumière, choc...

Une fois amorcée, la réaction se poursuit d'elle-même.

## I-2 Réaction spontanée

I-2-a La réaction d'un détartrant avec le calcaire est-elle une réaction amorcée ?

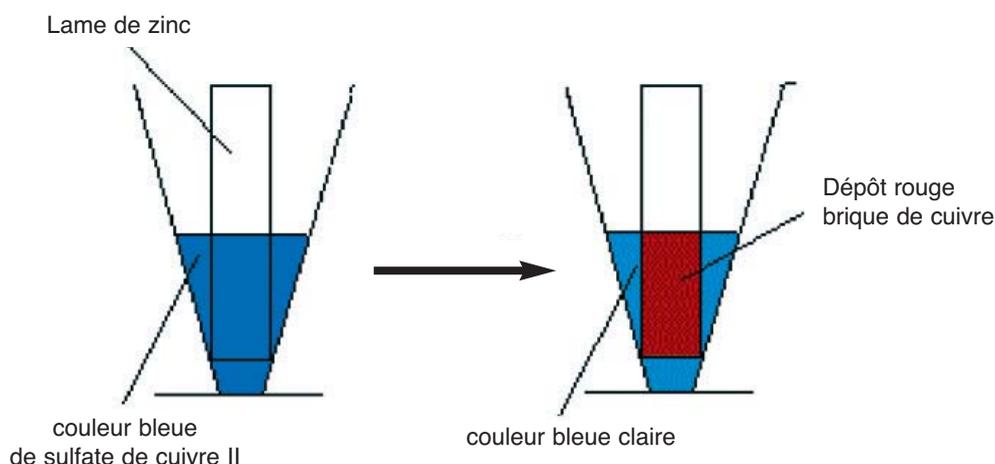
- Le détartrant réagit avec du calcaire pour donner un dégagement de dioxyde de carbone.
- Le dégagement du dioxyde de carbone apparaît dès que le détartrant est mis en contact avec le calcaire.
- Cette réaction, ne nécessitant pas l'intervention d'une action extérieure, n'est pas une réaction amorcée. Elle est dite spontanée.

I-2-b La formation de la rouille est-elle une réaction spontanée ?

Un barreau de fer, abandonnée à l'air humide, se recouvre à la longue d'une couche de rouille. La rouille est produite par la réaction entre le fer et l'air humide. Cette réaction se fait d'elle-même. Elle est spontanée.

I-2-c Que se passe-t-il si on plonge une lame de zinc dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre II ?

- Plonger une lame de zinc décapée dans une solution aqueuse de sulfate de cuivre II.
- La lame de zinc se couvre d'un dépôt rouge brique de cuivre. La couleur bleue de la solution de sulfate de cuivre s'atténue peu à peu.



- Les observations prouvent qu'il s'agit d'une réaction chimique entre le sulfate de cuivre II et le zinc
- Cette réaction se fait sans l'intervention d'une action extérieure. C'est une réaction spontanée.

I-2-d Conclusion

Une réaction est dite spontanée si elle se produit d'elle-même dès que les réactifs sont mis en présence.

## II- Réaction exothermique – Réaction endothermique

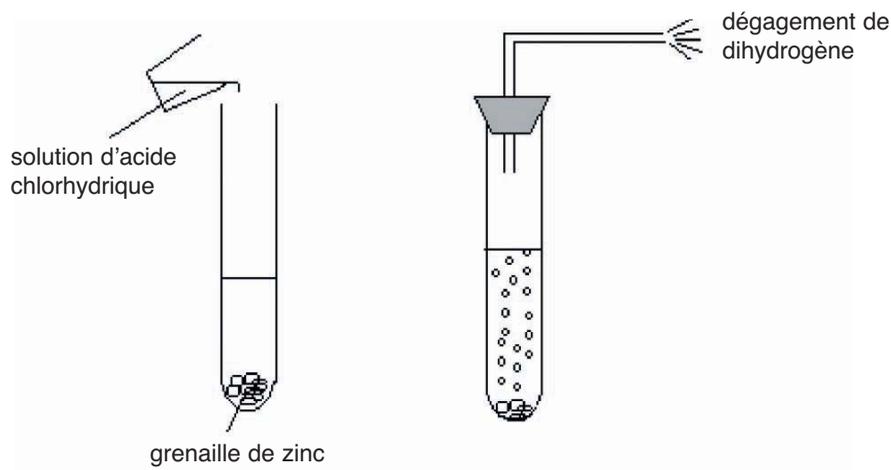
### II- 1 Réaction exothermique

II-1-a- D'où provient la chaleur dégagée par un brûleur à gaz ?

Dans le brûleur à gaz, le dioxygène de l'air réagit avec le butane pour donner du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau. Cette réaction chimique, en plus des produits formés, dégage de la chaleur. Cette chaleur est utilisée, dans la vie de tous les jours, pour répondre à certains besoins (chauffage domestique, cuisine.....).

La réaction du butane avec le dioxygène de l'air dégage de la chaleur, on dit qu'elle est exothermique (ou exoergique).

II-1-b Que se passe-t-il quand on verse une solution aqueuse d'acide chlorhydrique sur de la grenaille de zinc ?



Quand on verse la solution d'acide chlorhydrique sur de la grenaille de zinc, il se dégage un gaz qui détone en présence d'une flamme : c'est le dihydrogène.

La solution d'acide chlorhydrique réagit avec le zinc pour donner le dihydrogène et une solution de chlorure de zinc.

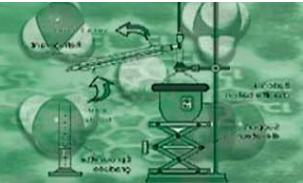
**Solution d'acide chlorhydrique + zinc  $\longrightarrow$  le dihydrogène + solution de chlorure de zinc**

Touchons le tube, nous constatons qu'il est chaud.

Cette réaction dégage donc de la chaleur, elle est exothermique (ou exoergique).

II-1-c Conclusion

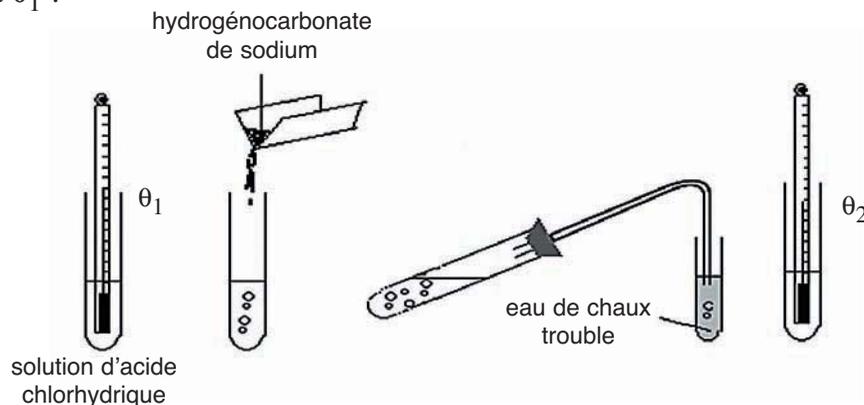
Une réaction chimique est dite exothermique si elle dégage de la chaleur.



## II- 2 Réaction endothermique

### Expérience

Dans un tube à essais, versons une solution d'acide chlorhydrique et notons la température  $\theta_1$ . Introduisons dans le tube à essais une petite quantité d'hydrogénocarbonate de sodium. Une vive effervescence se produit. Il se dégage un gaz qui trouble l'eau de chaux. La température finale  $\theta_2$  est inférieure à  $\theta_1$ .



Le gaz dégagé trouble l'eau de chaux : c'est le dioxyde de carbone.

L'hydrogénocarbonate de sodium réagit avec la solution d'acide chlorhydrique pour donner le dioxyde de carbone et une solution de chlorure de sodium.



La température finale est inférieure à la température initiale. La réaction absorbe de la chaleur, elle est dite endothermique (ou endoergique)

### Conclusion

Une réaction chimique est dite endothermique si elle absorbe de la chaleur.

## III- Réaction rapide – Réaction lente

### III-1 Que se passe-t-il quand on enflamme la mèche d'un pétard ?

- Un pétard est formé par un tube cylindrique en carton contenant de la poudre noire (un mélange de nitrates, de soufre et de carbone) et une mèche.
- Si on enflamme la mèche, celle-ci transmet la flamme à la poudre noire. Les nitrates libèrent alors du dioxygène qui réagit, instantanément et violemment (explosion) avec le soufre et le carbone contenus dans la poudre noire.
- Cette réaction chimique est de très courte durée. Elle est dite rapide.

### III-2 La formation de la rouille sur du fer est-elle une réaction rapide ?

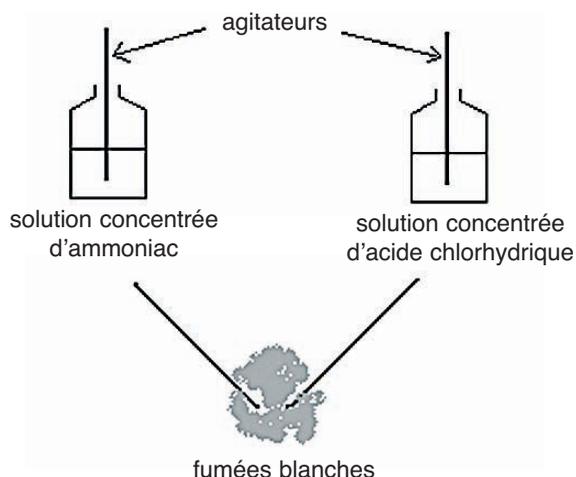
Des clous de fer, abandonnés à l'air humide, se recouvrent à la longue d'une couche de rouille.

La rouille résulte de la réaction du fer avec le dioxygène de l'air humide.

La formation de la rouille se fait progressivement au cours du temps. L'état final est atteint après une longue durée. Cette réaction n'est pas donc rapide. Elle est dite lente.

### III-3 La réaction du chlorure d'hydrogène avec l'ammoniac est-elle lente ou rapide ?

Approchons suffisamment l'une de l'autre les extrémités de deux agitateurs préalablement mouillés, l'une d'une solution concentrée d'acide chlorhydrique, l'autre d'une solution concentrée d'ammoniac.



Nous constatons l'apparition de fumées blanches constituées de petits grains solides de chlorure d'ammonium. Ce dernier résulte de la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'ammoniac. Cette réaction est de courte durée. Elle est donc rapide.

### III-4 La réaction du zinc avec une solution aqueuse de sulfate de cuivre II est-elle rapide ou lente ?

Cette réaction a été étudiée dans le paragraphe (I-2-c) de ce chapitre.

L'atténuation de la couleur bleue de la solution de sulfate de cuivre II et le dépôt rouge brique de cuivre sur la lame de zinc s'effectuent progressivement. L'état final est atteint au bout d'un temps assez long. Cette réaction est donc lente.

### III-5 Conclusion

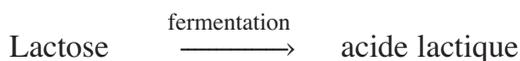
- Une réaction chimique est dite rapide si sa durée est très courte.
- Une réaction chimique est dite lente si l'état final est atteint au bout d'un temps assez long.

## IV- Rôle d'un catalyseur ?

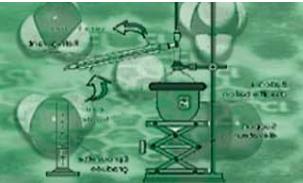
### IV-1 Comment expliquer l'obtention rapide du petit lait en versant quelques gouttes de citron dans du lait ?

#### IV-1-a Comment caille le lait ?

Sous l'action de ferments bactériologiques (la lactobacille par exemple), le lait donne deux phases: une phase solide blanche et une phase liquide claire (le petit lait). On dit que le lait caille. Au cours de cette transformation, le lactose du lait se transforme en acide lactique. Il s'agit d'une réaction chimique :

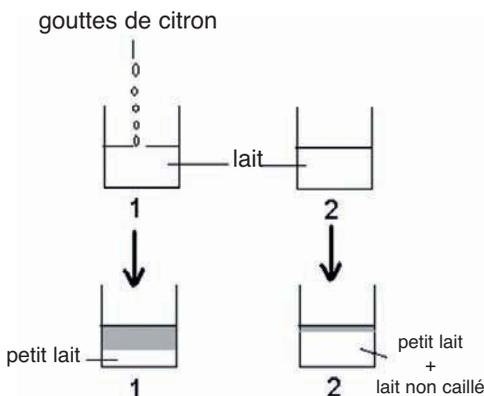


Si la concentration en acide lactique dans le lait dépasse  $5 \text{ g.L}^{-1}$ , le lait caille.



## IV-1-b Quel rôle joue le citron ?

- Préparer deux verres identiques numérotés 1 et 2 contenant le même volume de lait .
- Ajouter au verre 1 quelques gouttes de citron .
- Constater que le lait caille plus vite dans le verre 1 que dans le verre 2.
- Dans ces deux expériences , il se forme du petit lait .Donc la réaction chimique qui se produit est la même :le lactose se transforme en acide lactique.
- Le lait caille plus vite dans le verre 1 ,donc cette réaction est plus rapide dans le verre 1.C'est le citron qui en est responsable.
- On peut montrer expérimentalement que la quantité de citron dans le verre 1 reste inchangée au cours de cette réaction ;donc le citron n'est pas un réactif .
- Le citron a accéléré la réaction sans être un réactif .Il est appelé catalyseur .



## IV-2 Quel rôle joue la salive dans la dégradation des aliments contenant de l'amidon ?

- Les aliments ,contenant de l'amidon (le pain ,les pâtes...) et que nous consommons, subissent une première dégradation au niveau de la bouche .Au cours de cette dégradation l'amidon se transforme , sous l'action de la salive (plus précisément l'amylase salivaire ),en maltose ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ).
- Cette réaction chimique est schématisée par :



- On peut montrer expérimentalement que dans les mêmes conditions l'amidon ne se dégrade pratiquement pas en absence de salive.
- La salive permet d'accélérer la dégradation de l'amidon sans subir de modification :c'est un catalyseur.

## IV-3 La décomposition de l'eau oxygénée .

IV-3-a Comment expliquer l'effervescence observée lorsque l'on désinfecte une plaie avec de l'eau oxygénée ?

L'eau oxygénée se décompose en eau et en dioxygène (gaz).Le dioxygène est la cause de cette effervescence .

Cette réaction chimique, spontanée, est schématisée par :



IV-3-b Comment rendre la réaction de décomposition de l'eau oxygénée plus rapide ?

### Expérience

- Préparer un bêcher contenant  $10 \text{ cm}^3$  d'eau oxygénée.
- Constater qu'il n'y a pratiquement pas de dégagement de dioxygène. La décomposition de l' eau oxygénée est très lente.
- Ajouter à ce bêcher quelques gouttes d'une solution aqueuse chlorure de fer (III).
- Observer l'apparition d'un abondant dégagement de dioxygène.

### Conclusion

Le chlorure de fer (III) permet d'accélérer la réaction de décomposition de l'eau oxygénée sans subir de modification : c'est un catalyseur.

## IV-4 Conclusion

Un catalyseur est un corps qui accélère une réaction chimique sans subir lui-même de modification .

## L'ESSENTIEL DU COURS

Une réaction chimique est dite amorcée quand elle nécessite l'intervention d'une action extérieure .

Une réaction chimique est dite spontanée si elle se produit d'elle-même dès que les réactifs sont mis en présence.

Une réaction chimique est dite exothermique si elle dégage de la chaleur.

Une réaction chimique est dite endothermique si elle absorbe de la chaleur.

Une réaction chimique est dite rapide si sa durée est très courte .

Une réaction chimique est dite lente si l'état final est atteint au bout d'un temps assez long.

Un catalyseur est un corps qui accélère une réaction chimique sans subir lui-même de modification .



# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) Une réaction chimique est dite amorcée si elle se fait d'elle-même dès que les réactifs sont mis en présence.
- 2) Une réaction chimique est dite exothermique si elle dégage de la chaleur .
- 3) Une réaction chimique est dite spontanée quand elle nécessite l'intervention d'une action extérieure .
- 4) Une réaction chimique est dite endothermique si elle n'échange pas de chaleur avec le milieu extérieur .
- 5) Une réaction chimique est dite lente si l'état final est atteint au bout d'un temps assez long.
- 6) Une réaction spontanée est rapide.
- 7) Une réaction amorcée est endothermique.
- 8) Une réaction spontanée est exothermique.
- 9) Une réaction endothermique est une réaction amorcée.
- 10) L'utilisation d'un catalyseur rend la réaction moins lente .

### Q. C. M.

### 2- Choisir la bonne réponse.

#### Q. C. M. n° 1

Une réaction exothermique est une réaction qui :

- a) dégage de la chaleur .
- b) absorbe de la chaleur .
- c) ne dégage pas et n'absorbe pas de la chaleur .

#### Q. C. M. n° 2

La formation d'une couche de rouille sur un portail de fer est une réaction :

- a) amorcée.                      b) rapide.                      c) lente.

#### Q.C.M n° 3

Le pétrole peut brûler dans l'air . Il réagit alors avec le dioxygène de l'air . cette réaction est :

- a) endothermique.              b) exothermique.              c) spontanée.

#### Q.C.M n° 4

Le monoxyde de carbone réagit avec le dioxygène et donne le dioxyde de carbone . Cette réaction devient plus rapide en présence d'alumine. L'alumine est un :

- a) réactif .                      b) produit de la réaction..                      c) catalyseur.

## Utiliser ses acquis dans des situations simples

### Exercice n°1

Au cours d'une séance de travaux pratiques, un élève laisse tomber à l'aide d'un compte-gouttes, des gouttes de solution de nitrate d'argent sur une solution de chlorure de sodium contenue dans un tube à essais. Il se forme un précipité blanc de chlorure d'argent. L'un de ses voisins s'exclame : « c'est une réaction chimique amorcée ». Un autre réplique : « non c'est plutôt une réaction spontanée et rapide ».

Quel est parmi les deux intervenants celui qui a raison ?

### Exercice n°2

Le magnésium ne réagit pas de lui-même avec le dioxygène. Si on l'enflamme dans le dioxygène, il brûle avec une flamme éblouissante. La réaction est-elle :

- 1) spontanée ou amorcée ?
- 2) endothermique ou exothermique ?
- 3) rapide ou lente ?

### Exercice n°3

Une éprouvette à gaz, renversée sur une cuve à eau, contient un mélange de dihydrogène et de dioxygène. Aucune réaction ne se produit. Retirons l'éprouvette et approchons son ouverture à une flamme. Une détonation se produit et des gouttelettes d'eau se forment sur les parois de l'éprouvette.

- 1) Montrer que cette expérience illustre une réaction chimique. Ecrire le schéma de cette réaction.
- 2) Cette réaction est-elle amorcée ou spontanée ?
- 3) Cette réaction est-elle exothermique ou endothermique ?

### Exercice n°4

La combustion est la réaction entre deux réactifs : l'un est le dioxygène appelé comburant, l'autre est appelé combustible.

Une bougie brûle dans le dioxygène de l'air en donnant de la vapeur d'eau et du dioxyde de carbone.

- 1) Préciser pour cette combustion le comburant et le combustible.
- 2) Comment peut-on mettre en évidence la formation du dioxyde de carbone et celle de la vapeur d'eau ?
- 3) Cette réaction est-elle spontanée ou amorcée ?
- 4) Cette réaction est-elle exothermique ou endothermique ?

## UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n°5

Une des consignes de sécurité données par la Protection Civile est :

Lors d'une fuite de gaz ( gaz de ville ou gaz de bouteille ), il ne faut pas provoquer d'étincelles en allumant l'électricité par exemple, ni de flamme en fumant par exemple.

- 1) Justifier cette consigne.
- 2) Indiquer les précautions à prendre pour éviter les fuites de gaz.



## Exercice n°6

Une lampe à incandescence comporte un filament de tungstène porté à l'incandescence lorsqu'il est parcouru par un courant électrique. La température du filament en fonctionnement est de  $2300^{\circ}\text{C}$ .

Pourquoi le filament de tungstène ne brûle-t-il pas à cette température ?

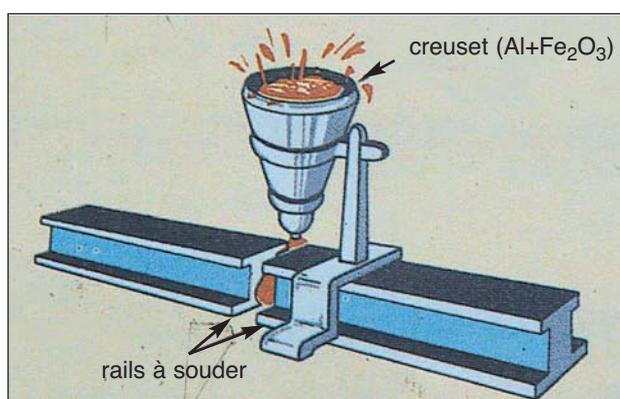
## Exercice documentaire

# L'ALUMINOTHERMIE

Pour souder les rails de chemin de fer, on réalise une réaction chimique d'aluminothermie décrite ci-dessous :

« Mélanger intimement de l'oxyde de fer III et de la poudre d'aluminium. Verser ce mélange dans un creuset. Piquer dans le mélange un ruban de magnésium. Enflammer le ruban : l'énergie dégagée par la combustion du magnésium dans l'air enflamme le mélange.

La réaction est très vive ; la température peut atteindre  $2800^{\circ}\text{C}$ . Des fumées blanches d'alumine se forment. On obtient du fer liquide dans le creuset. L'aluminium prend l'oxygène de l'oxyde de fer III pour donner de l'alumine ».



1) Donner le schéma de la réaction du magnésium avec le dioxygène de l'air sachant qu'elle donne l'oxyde de magnésium.

2) La combustion du magnésium n'intervient qu'au début de la réaction pour provoquer l'inflammation du mélange (aluminium – oxyde de fer III). Lors de l'inflammation du mélange :

- indiquer les réactifs et les produits de la réaction ;
- écrire le schéma de la réaction ;
- le dioxygène de l'air participe-t-il à la réaction ?

3) Préciser les caractères qualitatifs de la réaction entre l'aluminium et l'oxyde de fer (III).

## DOCUMENT

## Importance des catalyseurs.

### 1- Dans l'industrie chimique

Un grand nombre de réactions industrielles sont des réactions catalysées.

En effet, un catalyseur bien choisi permet d'éviter les réactions parasites, de travailler à des températures moins élevées et d'augmenter le rendement horaire d'une installation, toutes choses qui contribuent à abaisser les coûts de production.

Trois des produits chimiques les plus importants, l'acide sulfurique ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), l'acide nitrique ( $\text{HNO}_3$ ) et l'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ), sont fabriqués industriellement à partir de réactions chimiques faisant intervenir des catalyseurs.

L'importance économique des catalyseurs est telle que leur mise au point fait l'objet de nombreuses recherches, encore très souvent empiriques. La composition précise d'un catalyseur est bien sur jalousement tenue secrète par la firme qui l'exploite.

### 2- En biochimie

Les réactions se produisant dans des organismes vivants - les réactions biochimiques - sont catalysées par des macromolécules organiques appelées enzymes (fig 1).

Les enzymes sont des protéines produites dans les cellules des organismes vivants. Celles-ci sont de remarquables catalyseurs qui permettent à un très grand nombre de réactions chimiques de se dérouler à une vitesse convenable à la température de l'organisme considéré.

Le caractère exceptionnel de ces catalyseurs est souligné par le fait que l'on n'a pas pu trouver d'autres catalyseurs permettant d'effectuer, au laboratoire, les mêmes réactions que celles qui ont eu lieu dans les cellules. En particulier à la même température.

### 3- Dans la vie courante

Depuis des millénaires, les enzymes produites par diverses levures (champignons unicellulaires) servent à faire lever le pain, fermenter les jus sucrés, affiner les fromages... On les utilise actuellement dans l'industrie pharmaceutique et alimentaire, ainsi que dans les lessives.

L'hydrogénation de certaines huiles végétales, pour obtenir de la margarine, utilise les catalyseurs tels que le nickel.

Dans le domaine de l'automobile, l'installation de pots catalytiques (Fig.2) permet d'épurer les gaz à la sortie du pot d'échappement ; des radiateurs catalytiques destinés au chauffage ont été également mis au point.

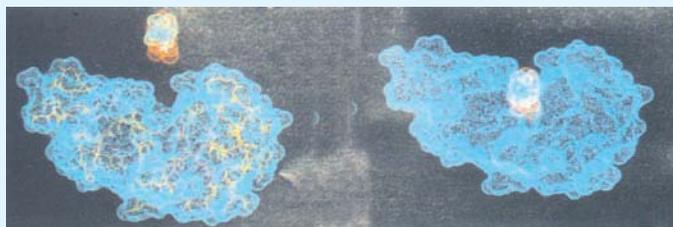


Fig.1 La structure de l'enzyme lui confère une forme particulière. Une région de celle-ci appelée site actif possède une géométrie permettant à un seul réactif de s'y loger. Les réactions chimiques ont lieu lorsque le réactif est dans le site actif.

Fig.2  
Catalyseur  
à l'intérieur  
« d'un pot catalytique »



# ETUDE QUANTITATIVE D'UNE RÉACTION CHIMIQUE



Antoine Laurant de Lavoisier ( 1743-1794)

En 1774 Lavoisier énonça une loi concernant la réaction chimique ; de quelle loi s'agit-il ?

# ETUDE QUANTITATIVE D'UNE RÉACTION CHIMIQUE

## PLAN DU CHAPITRE

I- Conservation de la masse.

II- Conservation des atomes.

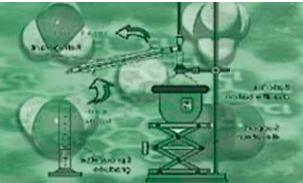
III- Représentation d'une réaction chimique par une équation.

IV- Double signification d'une équation chimique.

V- Stœchiométrie et réactif limitant.

## Prérequis

- Atome - Molécule - Ion.
- Symbole d'un atome et d'un ion simple.
- Formule d'une molécule et d'un ion polyatomique.
- La quantité de matière – La mole.
- Double aspect du symbolisme .
- Masse molaire et volume molaire.
- Schéma d'une réaction chimique.

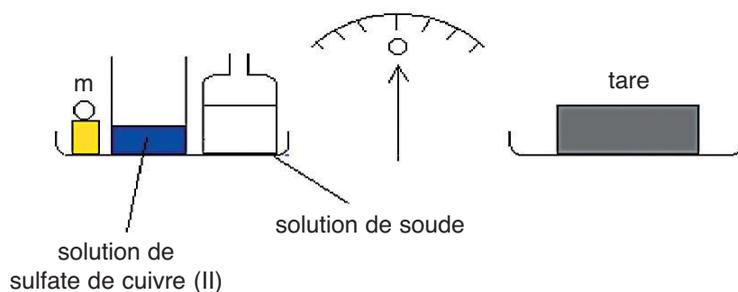


## I- Conservation de la masse

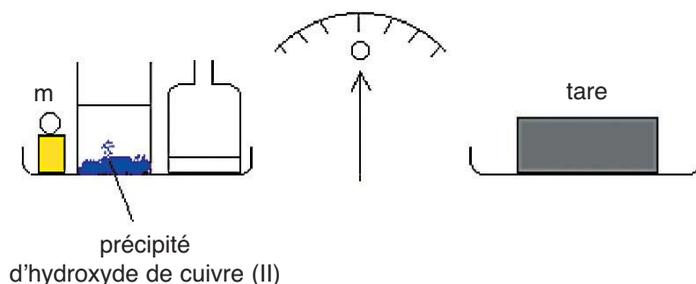
### I- 1 Au cours d'une réaction chimique, la masse est-elle conservée ?

#### I-1- a Expérience n°1

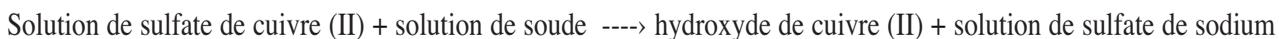
- Sur l'un des plateaux d'une balance plaçons une tare, sur l'autre plaçons un bêcher contenant une solution de sulfate de cuivre (II) et un flacon contenant une solution d'hydroxyde de sodium (soude).
- Réalisons l'équilibre en ajoutant des masses marquées .



- Ajoutons une partie de la solution de soude à la solution de sulfate de cuivre (II) .Un précipité bleu d'hydroxyde de cuivre II se forme immédiatement et l'équilibre de la balance est conservé .



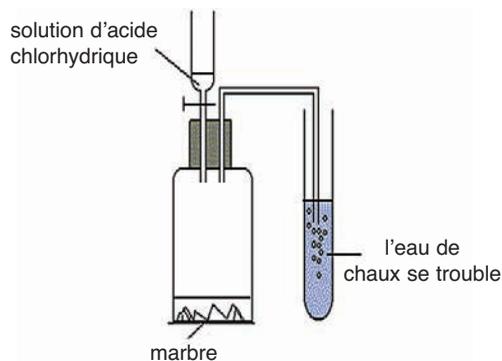
- Il s'est produit une réaction chimique schématisée par :



- Au cours de cette réaction l'équilibre de la balance n'est pas rompu ; donc on peut déduire que la somme des masses des réactifs qui ont réagi est égale à la somme des masses des produits formés . On dit que la masse se conserve au cours de cette réaction chimique.

#### I- 1- b Expérience n°2

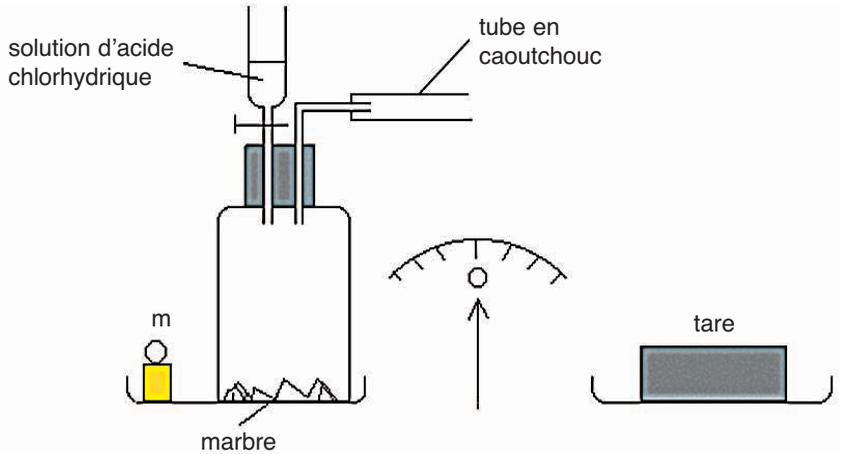
- Versons une solution diluée d'acide chlorhydrique sur du marbre ( ou carbonate de calcium ) ; il se dégage un gaz qui trouble l'eau de chaux : c'est le dioxyde de carbone



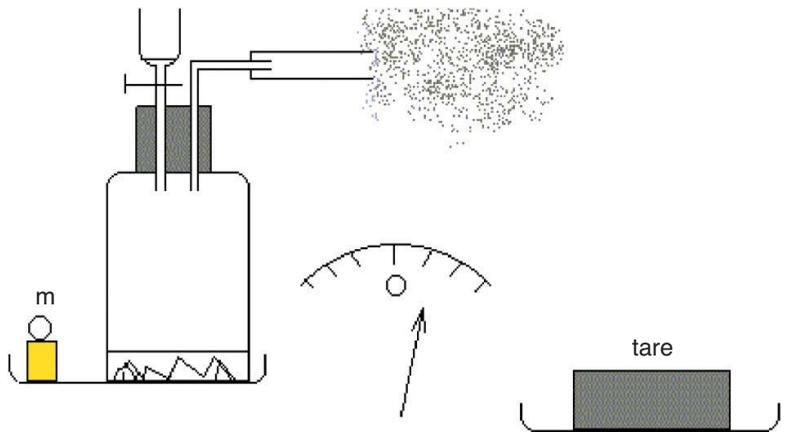
Il se produit une réaction chimique entre le carbonate de calcium et la solution d'acide chlorhydrique. On schématise cette réaction par :



- Faisons la même expérience en utilisant une balance\* et réalisons l'équilibre suivant :

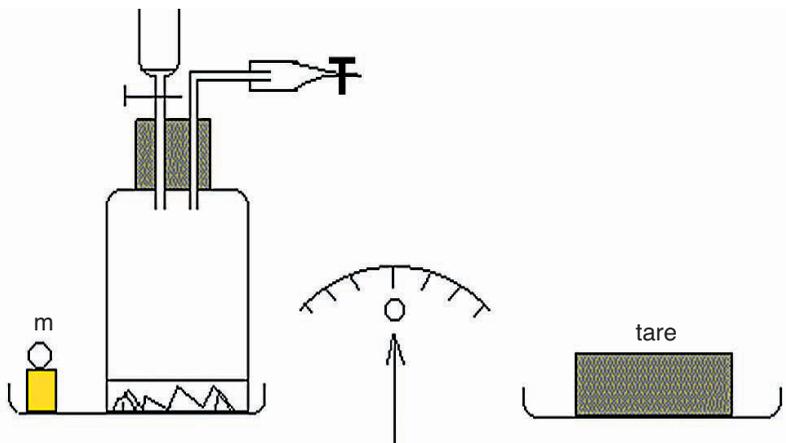


- Ajoutons la solution d'acide chlorhydrique sur du marbre. Il se forme du dioxyde de carbone qui s'échappe du flacon. Constatons que l'équilibre de la balance est rompu.

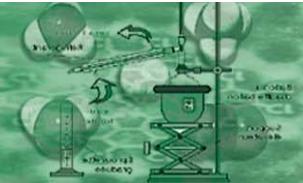


Ce déséquilibre est-il dû à la non conservation de la masse au cours de cette réaction ou à la masse de dioxyde de carbone échappé?

Pour répondre à cette question ; réalisons la même expérience tout en fermant hermétiquement le flacon .



\* IL est préférable d'utiliser une balance à affichage numérique .



- Constatons que l'équilibre de la balance n'est pas rompu. La masse se conserve dans ce cas.
- Le déséquilibre précédent est donc dû à la masse du dioxyde de carbone qui s'est échappé .

### I- 1-c- Conclusion

#### Loi de Lavoisier.

Au cours d'une réaction chimique la somme des masses des réactifs qui ont réagi est égale à la somme des masses des produits formés

Cette loi fut énoncée en 1774 par le chimiste français Lavoisier. Elle est connue aussi sous le nom de « la loi de la conservation de la masse ».

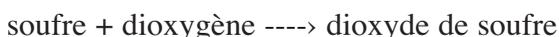
## II- Conservation des atomes

### II-1 Au cours d'une réaction chimique, les atomes sont-ils conservés ?

#### II-1-a Combustion du soufre

Dans un têt à combustion plaçons quelques cristaux de soufre et chauffons-les dans la flamme d'un bec Bunsen . Le soufre brûle dans l'air avec une flamme bleue et se dégage un gaz suffoquant, incolore : le dioxyde de soufre( SO<sub>2</sub>).

Le soufre réagit avec le dioxygène de l'air pour donner du dioxyde de soufre. Le schéma de cette réaction chimique est :



A l'échelle microscopique cette réaction chimique peut être illustrée à l'aide des modèles atomiques et moléculaires suivants :



Une molécule de dioxygène se dissocie et donne deux atomes d'oxygène qui se combinent avec un atome de soufre pour donner une molécule de dioxyde de soufre.

Nous pouvons constater qu'au cours de cette réaction :

- la nature des atomes ne change pas.
- le nombre d'atomes de chaque espèce ne change pas.

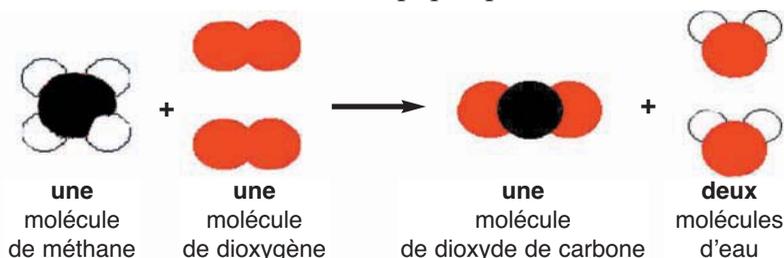
On dit qu'il y a conservation des atomes au cours de cette réaction.

#### II-1-b Combustion du méthane

Le méthane (CH<sub>4</sub>) brûle dans le dioxygène ( O<sub>2</sub>) pour donner du dioxyde de carbone (CO<sub>2</sub>) et de la vapeur d'eau (H<sub>2</sub>O) . Le schéma de cette réaction est :



Illustrons cette réaction, à l'échelle microscopique, par des modèles moléculaires :



Nous pouvons également constater qu'au cours de cette réaction :

- la nature des atomes ne change pas.
- le nombre d'atomes de chaque espèce ne change pas.

Il y a donc conservation des atomes.

## II -2 Conclusion

Au cours d'une réaction chimique il y a conservation des atomes.

### Remarque :

La conservation des atomes en nombre, donc en masse, est à l'origine de la citation célèbre de Lavoisier :

« Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme »

## III- Représentation d'une réaction chimique par une équation.

### III-1 Du schéma à l'équation :

Le schéma d'une réaction chimique nous renseigne sur la nature des réactifs et des produits mais ne traduit pas la conservation des atomes . Pour tenir compte de la conservation des atomes on représente une réaction chimique par une équation.

Dans cette équation :

- chaque corps ( réactif ou produit ) est représenté par son symbole ou sa formule.
- on précède les symboles et les formules par des coefficients pour respecter la conservation des atomes.

Considérons les schémas de certaines réactions précédemment étudiées .

#### Réaction du fer avec du soufre .

**Fer + soufre ----> Sulfure de Fer**

Les symboles du fer et du soufre sont respectivement Fe et S. La formule du sulfure de fer est FeS. L'équation de cette réaction est :



#### Réaction du soufre avec le dioxygène.

**Soufre + dioxygène ----> dioxyde de soufre**

Le symbole du soufre est S .les formules du dioxygène et du dioxyde de soufre sont respectivement O<sub>2</sub> et SO<sub>2</sub> .

L'équation de cette réaction est :





## Réaction du méthane avec le dioxygène.



Les formules du méthane, du dioxygène, du dioxyde de carbone et de l'eau sont respectivement  $\text{CH}_4$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{CO}_2$  et  $\text{H}_2\text{O}$ .

L'équation de cette réaction est :



Pour respecter la conservation des atomes, on doit précéder :

- $\text{CH}_4$  par le coefficient 1
- $\text{O}_2$  par le coefficient 2
- $\text{CO}_2$  par le coefficient 1
- $\text{H}_2\text{O}$  par le coefficient 2

On convient de ne pas représenter le coefficient 1, ce qui donne :



1 mole de molécules de méthane réagit avec 2 moles de molécules de dioxygène pour donner 1 mole de molécules de dioxyde de carbone et 2 moles de molécules d'eau.

Les coefficients qui précèdent les formules et les symboles dans une équation chimique sont appelés coefficients stœchiométriques.

## **Réaction d'une solution de sulfate de cuivre (II) avec une solution de soude .**



Les formules des réactifs sont  $\text{CuSO}_4$  et  $\text{NaOH}$ , celles des produits sont  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  et  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

L'équation de la réaction est :



Pour respecter la conservation des atomes, on fait précéder  $\text{NaOH}$  par le coefficient 2. L'équation devient :



### III- 2 Conclusion

Une réaction chimique est représentée par une équation .

Une équation chimique dans laquelle la conservation des atomes est respectée est dite équilibrée.

## **IV-Double signification d'une réaction chimique**

Une équation chimique fait intervenir les symboles et les formules des réactifs et des produits, or un symbole ou une formule a une double signification :

- une signification microscopique: ils représentent un atome, un ion ou une molécule.
- une signification macroscopique: ils représentent une mole d'atomes, d'ions ou de molécules.

L'équation chimique traduit dans les deux cas un bilan qualitatif ( nature des produits et des réactifs) et quantitatif ( quantités de matière des réactifs disparus et des produits formés)

Exemples.

Soit l'équation chimique :



Cette équation a une double signification :

- une signification microscopique :

un atome de soufre réagit avec une molécule de dioxygène pour donner une molécule de dioxyde de soufre.

- une signification macroscopique :

une mole d'atomes de soufre réagit avec une mole de molécules de dioxygène pour donner une mole de molécules de dioxyde de soufre.

Soit l'équation chimique :



Cette équation a une double signification :

- une signification microscopique :

1 molécule de méthane réagit avec 2 molécules de dioxygène pour donner 1 molécule de dioxyde de carbone et 2 molécules d'eau.

- une signification macroscopique :

1 mole de molécules de méthane réagit avec 2 moles de molécules de dioxygène pour donner 1 mole de molécules de dioxyde de carbone et 2 moles de molécules d'eau.

## V- stœchiométrie et réactif limitant

### V- 1 Les réactifs disparaissent-ils complètement à la fin d'une réaction chimique ?

Pour répondre à cette question , réalisons les deux expériences suivantes :

#### expérience n°1

Reprenons la réaction du fer et du soufre ( vue dans le chapitre notion de réaction chimique I-4).

Le mélange initial renferme 4g de fleur de soufre et 7g de limailles de fer.

A la fin de cette réaction, il se forme du sulfure de fer selon l'équation :

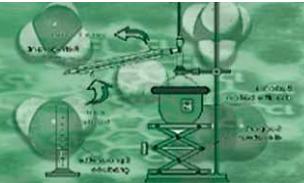


Reste-il avec ce produit du fer ou du soufre ?

Constatons que ce qu'on obtient à la fin de la réaction n'est pas attiré par un aimant ; donc il ne contient pas du fer .

S'il reste du soufre ; celui-ci réagira à l'incandescence avec le dioxygène de l'air pour donner un gaz ( le dioxyde de soufre). La masse du résidu solide, obtenu à la fin de la réaction, serait inférieure à 11g. Or on peut vérifier expérimentalement que cette masse vaut 11g. Nous pouvons donc affirmer qu'il ne reste pas de soufre à la fin de cette réaction.

Pour ce mélange initial ( fer-soufre) les réactifs disparaissent complètement à la fin de la réaction.



Dans ce mélange (fer-soufre) les réactifs sont-ils mis dans des proportions bien précises ?  
 Pour cela , calculons les quantités de fer et de soufre dans le mélange précédent.

La quantité de fer est :

$$n_{\text{Fe}} = \frac{\text{masse de fer}}{\text{masse molaire du fer}} = \frac{7}{56} = 0,125 \text{ mol}$$

La quantité de soufre est :

$$n_{\text{S}} = \frac{\text{masse de soufre}}{\text{masse molaire de soufre}} = \frac{4}{32} = 0,125 \text{ mol}$$

Le mélange initial contient la même quantité de fer et de soufre. On dit que c'est un mélange équimolaire.

Comparons le rapport des quantités des réactifs au rapport de leurs coefficients stœchiométriques dans l'équation de la réaction

$$\frac{n_{\text{Fe}}}{n_{\text{S}}} = \frac{0,125}{0,125} = 1$$

$$\frac{\text{coefficient stœchiométrique du fer}}{\text{coefficient stœchiométrique du soufre}} = \frac{1}{1} = 1$$

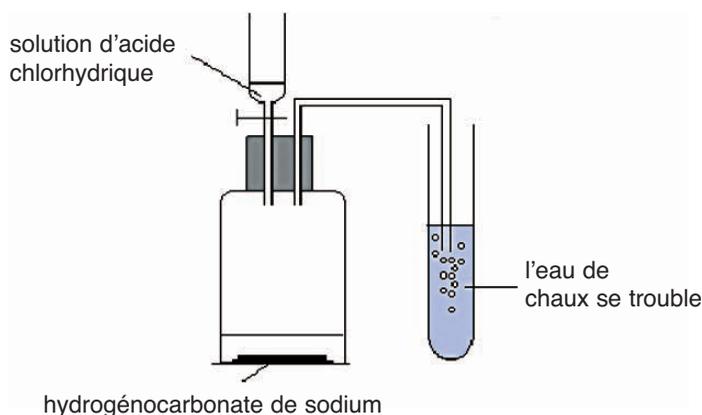
Constatons que ces rapports sont égaux . nous disons que dans ce mélange les réactifs sont pris dans des proportions stœchiométriques.

On peut vérifier sur d'autres exemples que lorsque les réactifs sont pris dans des proportions stœchiométriques , ils disparaissent complètement à la fin de la réaction.

**Lorsque les réactifs sont pris dans des proportions stœchiométriques , ils disparaissent complètement à la fin de la réaction.**

### Expérience n°2

La solution d'acide chlorhydrique (HCl) réagit avec l'hydrogénocarbonate de sodium (NaHCO<sub>3</sub>) en donnant un dégagement de dioxyde de carbone , du chlorure de sodium et de l'eau.



L'équation de la réaction est :



Les réactifs (HCl , NaHCO<sub>3</sub> ) disparaissent-ils quelles que soient les proportions initiales ?

Pour cela réalisons l'expérience précédente en prenant les réactifs dans des proportions différentes.

Mélange	n°1	n°2
Masse de NaHCO <sub>3</sub> (g)	2,5	2,5
Quantité de NaHCO <sub>3</sub> (mol)	0,03	0,03
Volume de solution d'acide chlorhydrique (mL)	10	70
Quantité de HCl(mol)	0,01	0,07
Résultat	l'hydrogénocarbonate de sodium ne disparaît pas complètement à la fin de la réaction	l'hydrogénocarbonate de sodium disparaît complètement à la fin de la réaction

Reste-il de l'acide chlorhydrique à la fin de la réaction ?

- Pour le mélange n°1, il est évident qu'il ne reste pas d'acide chlorhydrique. sinon il réagirait avec le reste de l'hydrogénocarbonate de sodium . l'acide chlorhydrique , dans ce cas, limite la réaction : C'est le réactif limitant.
- Pour le mélange n°2, ajoutons une quantité l'hydrogénocarbonate de sodium . constatons que le dégagement de dioxyde de carbone réapparaît .C'est la preuve que pour ce mélange une quantité d'acide chlorhydrique reste à la fin de la réaction .Dans ce cas l'hydrogénocarbonate de sodium limite la réaction : c'est le réactif limitant.
- Nous pouvons vérifier facilement que dans les mélanges n°1 et n°2, les réactifs ne sont pas pris dans des proportions stœchiométriques.

Lorsque les réactifs ne sont pas pris dans les proportions stœchiométriques, l'un des réactifs disparaît complètement à la fin de la réaction .il est appelé **réactif limitant**



## L'ESSENTIEL DU COURS

### **Loi de Lavoisier :**

au cours d'une réaction chimique la somme des masses des réactifs qui ont réagi est égale à la somme des masses des produits formés.

Au cours d'une réaction chimique il y a conservation des atomes.

Une réaction chimique est représentée par une équation .

Une équation chimique dans laquelle la conservation des atomes est respectée est dite équilibrée.

Lorsque les réactifs sont pris dans des proportions stœchiométriques , ils disparaissent complètement à la fin de la réaction.

Lorsque les réactifs ne sont pas pris dans les proportions stœchiométriques, l'un des réactifs disparaît complètement à la fin de la réaction, il est appelé réactif limitant.

## EXERCICE RESOLU

On introduit 2,80 g de paille de fer porté au rouge dans un flacon de 1,2 L de dichlore gazeux. Il se forme des fumées rousses de chlorure de fer (III)  $\text{FeCl}_3$ .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction.
- 2) Quelles sont les quantités de matière initiales des réactifs ?
- 3) Les réactifs sont-ils dans les proportions stoechiométriques ? Sinon, lequel est le réactif limitant ?
- 4) Calculer à la fin de la réaction :
  - a) la masse du produit formé.
  - b) la quantité de matière et la masse de réactif restant .

Données :

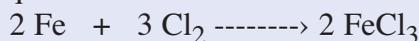
dans les conditions de l'expérience ,le volume molaire des gaz est  $V_m = 24,0 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$   
 $M(\text{Fe}) = 56 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$        $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Conseils

- Identifier les réactifs et les produits et équilibrer l'équation
- Utiliser la relation liant masse et quantité de matière
- Utiliser la relation liant volume et volume molaire
- Comparer le rapport des quantités initiales des réactifs au rapport des coefficients stoechiométriques

### Solution

1) L'équation de la réaction est :



2)

• La quantité initiale de fer est :

$$(n_{\text{Fe}})_i = \frac{m_{\text{Fe}}}{M(\text{Fe})} \text{ avec } m_{\text{Fe}} : \text{masse initiale de Fe}$$

$$(n_{\text{Fe}})_i = \frac{2,8}{56} = 0,05 \text{ mol}$$

• La quantité initiale de dichlore est :

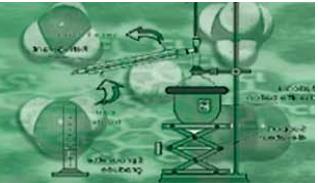
$$(n_{\text{Cl}_2})_i = \frac{V_{\text{Cl}_2}}{V_m} \text{ avec } V_{\text{Cl}_2} : \text{volume initial de Cl}_2$$

$$(n_{\text{Cl}_2})_i = \frac{1,2}{24} = 0,05 \text{ mol}$$

3) Le rapport  $\left( \frac{(n_{\text{Fe}})_i}{(n_{\text{Cl}_2})_i} = \frac{0,05}{0,05} = 1 \right)$  des quantités initiales des

réactifs est différent du rapport  $\frac{2}{3}$  des coefficients stoechiométriques correspondants ; alors les réactifs ne sont pas dans les proportions stoechiométriques.

Puisque  $\frac{(n_{\text{Fe}})_i}{(n_{\text{Cl}_2})_i} > \frac{2}{3}$  alors le fer est en excès et le dichlore est le réactif limitant.



## Conseils

- Prendre garde des coefficients stœchiométriques.

## Solution

4) a) D'après l'équation de la réaction :

$$\frac{n_{\text{Cl}_2}}{3} = \frac{n_{\text{FeCl}_3}}{2} \quad \text{avec} \quad \begin{cases} n_{\text{Cl}_2} & : \text{ quantité de } \text{Cl}_2 \text{ disparu} \\ n_{\text{FeCl}_3} & : \text{ quantité de } \text{FeCl}_3 \text{ formé} \end{cases}$$

Comme le dichlore est le réactif limitant alors

$$n_{\text{Cl}_2} = (n_{\text{Cl}_2})_i = 0,05 \text{ mol}$$

La quantité de chlorure de fer (III) formé est donc :

$$n_{\text{FeCl}_3} = 2 \frac{n_{\text{Cl}_2}}{3} = 2 \times \frac{0,05}{3} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol.}$$

La masse de chlorure de fer (III) formé est :

$$m_{\text{FeCl}_3} = n_{\text{FeCl}_3} \cdot M(\text{FeCl}_3) = 3,33 \cdot 10^{-2} \times (56 + 3 \times 35,5) = 5,41 \text{ g}$$

b) D'après l'équation de la réaction

$$\frac{n_{\text{Fe}}}{2} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{3} \quad \text{avec} \quad n_{\text{Fe}} : \text{ quantité de Fe disparu}$$

$$n_{\text{Fe}} = 2 \times \frac{0,05}{3} = 3,33 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

La quantité de fer restant est :

$$n'_{\text{Fe}} = (n_{\text{Fe}})_i - n_{\text{Fe}} = 1,67 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

La masse de fer restant est :

$$m'_{\text{Fe}} = n'_{\text{Fe}} M(\text{Fe}) = 9,35 \cdot 10^{-1} \text{ g}$$

# EXERCICES



## Vérifier ses acquis

### Répondre par vrai ou faux

- 1) Au cours d'une réaction chimique la somme des masses des réactifs est toujours égale à la somme des masses des produits formés.
- 2) Au cours d'une réaction chimique le nombre des atomes de chaque espèce se conserve.
- 3) Au cours d'une réaction chimique les atomes ne disparaissent pas, ils se réarrangent seulement.
- 4) L'équation d'une réaction chimique s'écrit toujours de la même façon même si les quantités initiales des réactifs sont différentes.
- 5) L'équation d'une réaction chimique s'écrit toujours de la même façon même s'il reste des réactifs n'ayant pas réagi.
- 6) Les coefficients stœchiométriques sont les nombres qui précèdent les formules ou les symboles dans l'équation d'une réaction chimique.
- 7) Lorsque les réactifs sont mis dans les proportions stœchiométriques, ils disparaissent complètement à la fin de la réaction.
- 8) les réactifs ne peuvent réagir que lorsqu'ils sont mis dans des proportions bien précises.
- 9) Le réactif limitant est le réactif qui n'est pas totalement consommé par la réaction.
- 10) Les coefficients stœchiométriques indiquent les proportions dans lesquelles les réactifs réagissent quelles que soient leurs quantités initiales.

### 2- Q. C. M.

#### Choisir la bonne réponse.

##### Q. C. M. n° 1

Dalton (chimiste anglais, 1766-1844) a montré expérimentalement que 1g de dihydrogène réagit avec 8g de dioxygène pour donner 9g d'eau.

On peut donc affirmer qu'au cours d'une réaction chimique il y a conservation :

- a) de la masse.                      b) du volume.                      c) de la masse et du volume.

##### Q. C. M. n° 2

Soit la réaction chimique d'équation :  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$

2 moles  $\text{C}_3\text{H}_8$  réagissent avec :

- a) 5 moles de  $\text{O}_2$  pour donner 3 moles de  $\text{CO}_2$  et 4 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .  
 b) 10 moles de  $\text{O}_2$  pour donner 6 moles de  $\text{CO}_2$  et 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .  
 c) 10 moles de  $\text{O}_2$  pour donner 6 moles de  $\text{CO}_2$  et 8 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .

##### Q.C.M n° 3

Soit la réaction chimique d'équation :  $2\text{S} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_3$

Si on fait réagir 0,3mole de soufre (S) avec 0,3mole de dioxygène ( $\text{O}_2$ ). A la fin de la réaction :

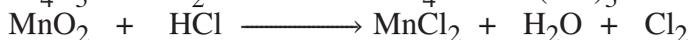
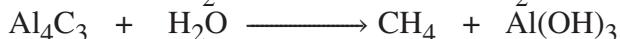
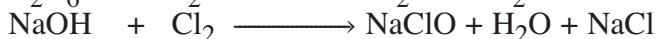
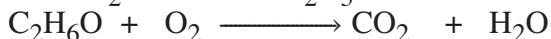
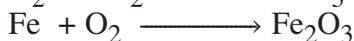
- a) il ne reste aucun réactif.  
 b) il ne reste que 0,1 mole de soufre.  
 c) il ne reste que 0,1 mole de dioxygène.  
 d) il reste 0,1 mole de soufre et 0,1 mole de dioxygène.



## Utiliser ses acquis dans des situations simples

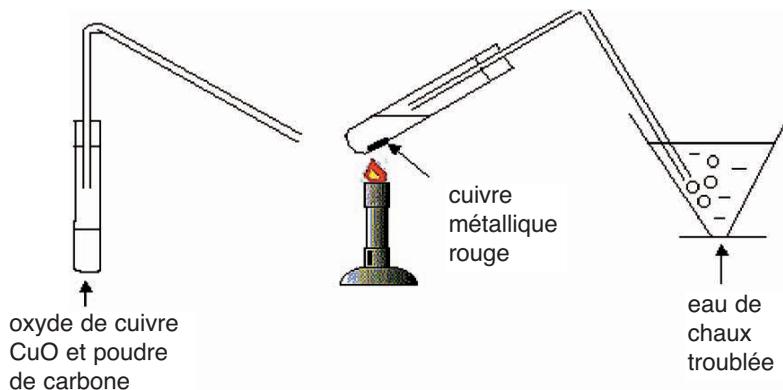
### Exercice n°1

Equilibrer les équations des réactions chimiques suivantes :



### Exercice n°2

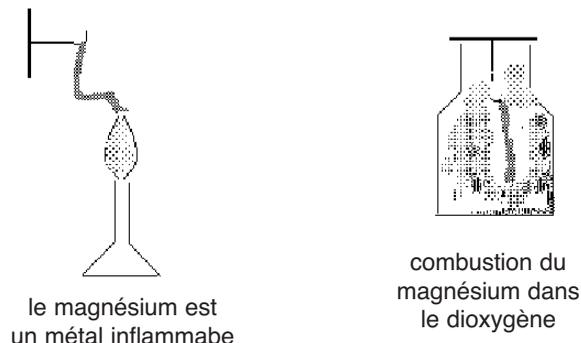
Soit l'expérience schématisée par :



- 1) D'après ce schéma, quels sont les réactifs et les produits ?
- 2) Ecrire l'équation de la réaction chimique qui se produit dans cette expérience .

### Exercice n°3

Soit l'expérience schématisé par :



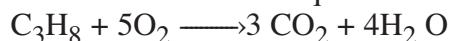
Le magnésium est un métal de formule Mg disponible au laboratoire sous forme de ruban gris. Une fois enflammé, le ruban est introduit dans un flacon contenant du gaz dioxygène. Il brûle avec une flamme très vive et lorsque la combustion est terminée, on observe sur les parois du flacon une poudre blanche : l'oxyde de magnésium de formule MgO.

1) Donner le nom et la formule du (ou des) corps consommé(s) pendant la réaction décrite. Comment appelle-t-on les corps consommés par une réaction chimique ?

2) Ecrire l'équation de la réaction

### Exercice n°4

Soit la réaction dont l'équation s'écrit :



Reproduire et compléter le texte ci-dessous.

1) 1 mole de  $\text{C}_3\text{H}_8$  réagit avec \_\_\_\_\_ moles de  $\text{O}_2$  pour donner \_\_\_\_\_ moles de  $\text{CO}_2$  et \_\_\_\_\_ moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .

2) \_\_\_\_\_ mole de  $\text{C}_3\text{H}_8$  réagit avec 0,2 mole de  $\text{O}_2$  pour donner \_\_\_\_\_ mole de  $\text{CO}_2$  et \_\_\_\_\_ mole de  $\text{H}_2\text{O}$ .

3) \_\_\_\_\_ mole de  $\text{C}_3\text{H}_8$  réagit avec \_\_\_\_\_ mole de  $\text{O}_2$  pour donner 0,36 mole de  $\text{CO}_2$  et \_\_\_\_\_ mole de  $\text{H}_2\text{O}$ .

4) \_\_\_\_\_ moles de  $\text{C}_3\text{H}_8$  réagissent avec \_\_\_\_\_ moles de  $\text{O}_2$  pour donner \_\_\_\_\_ moles de  $\text{CO}_2$  et 10 moles de  $\text{H}_2\text{O}$

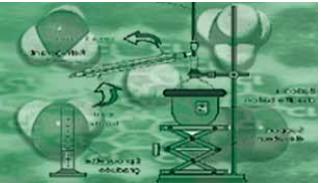
### Exercice n°5

Soit l'équation suivante :



Reproduire et compléter le tableau suivant :

Quantités de matière des réactifs avant réaction	Proportions stoechiométriques (barrer la réponse oui ou non)	Réactif limitant	Quantités de matière des produits après réaction	Quantités de matière des réactifs après réaction
$n(\text{NO}_2) = 6 \text{ mol}$ $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ mol}$	oui non			
$n(\text{NO}_2) = 1 \text{ mol}$ $n(\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ mol}$	oui non			
$n(\text{NO}_2) = 0,9 \text{ mol}$ $n(\text{H}_2\text{O}) = 0,3 \text{ mol}$	oui non			
$n(\text{NO}_2) = 5 \text{ mol}$ $n(\text{H}_2\text{O}) = 2 \text{ mol}$	oui non			



## Utiliser ses acquis pour une synthèse

### Exercice n°6

La recharge d'un camping-gaz contient 90g de butane de formule  $C_4H_{10}$ .

- 1) Calculer la quantité de butane contenu dans la recharge.
- 2) Calculer le volume qu'occuperait cette quantité dans les conditions ordinaires de température et de pression où le volume molaire vaut 24L.
- 3) Calculer le volume d'air nécessaire, dans les mêmes conditions de température et de pression, pour permettre la combustion complète de tout le gaz contenu dans la recharge.

### Exercice n°7

Exposées au soleil, les plantes vertes fabriquent du glucose  $C_6H_{12}O_6$  et du dioxygène, à partir du dioxyde de carbone et de l'eau ; c'est la photosynthèse. Ces plantes fixent le glucose et libèrent le dioxygène dans l'atmosphère.

- 1) Préciser les réactifs et les produits.
- 2) Écrire l'équation de la réaction .
- 3) Chaque année 70 milliards de tonnes de carbone sont fixées par les plantes vertes.
  - a) Calculer la masse de dioxyde de carbone éliminé de l'atmosphère.
  - b) Calculer le volume de dioxygène, mesuré dans les conditions normales de température et de pression, libéré par cette réaction.

### Exercice n°8

On réalise la combustion du magnésium dans un flacon contenant 250 mL de dioxygène . On obtient alors de l'oxyde de magnésium  $MgO$  .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction .
- 2) Quelle masse de magnésium a été utilisée , sachant que les deux réactifs ont été entièrement consommés ?
- 3) Quelle masse d'oxyde de magnésium a-t-on obtenu ?

### Exercice n°9

On réalise , dans un ballon , un mélange gazeux avec 50 mL de propane  $C_3H_8$  et 500 mL de dioxygène . La combustion de ce mélange donne de la buée sur les parois du ballon ; de l'eau de chaux versée dans le ballon , après la combustion , se trouble .

- 1) Ecrire l'équation de la réaction .
- 2) Quelle masse d'eau a-t-on obtenue ?
- 3) Déterminer la composition , en volume , du mélange gazeux final .

## UN PEU D'HISTOIRE

L'évolution des idées en chimie au XIX<sup>e</sup> siècleL'état des connaissances en chimie au début du XIX<sup>e</sup> siècle

Au début du XIX<sup>e</sup> siècle, de nombreux corps simples sont connus. Le carbone et le soufre sont des substances familières, de même que les métaux comme le fer, le zinc, le cuivre, l'argent et l'or qui sont utilisés depuis très longtemps. Le dioxygène et le diazote ont été étudiés par Lavoisier dont sa fameuse expérience d'analyse de l'air qui date de 1774. D'autres métaux importants comme le sodium et le potassium sont découverts en 1807 par Davy.

Mais si l'on sait préparer un certain nombre de corps simples et de corps composés, les notions théoriques sont pratiquement inexistantes. On ne connaît pas les formules des corps. On n'a aucune théorie (atomique ou moléculaire) pour comprendre la formation des composés chimiques. Les masses molaires atomiques et les masses molaires moléculaires sont inconnues. Bref, on a quelques rudiments purement qualitatifs mais aucune connaissance sur les lois quantitatives de la chimie.

## La théorie atomique de Dalton

En 1807 John Dalton (physicien, chimiste anglais, 1766-1844) publie sa fameuse théorie atomique.

On peut résumer les idées de Dalton par les affirmations suivantes :

- la matière est formée à partir d'atomes indivisibles.
- les atomes différents ont des masses différentes.
- pour former des corps composés les nombres des atomes qui se combinent sont dans des rapports simples.
- les corps simples sont formés d'un seul atome.

La dernière idée de Dalton s'est avérée fautive puisque les corps simples ne sont pas forcément monoatomiques.

## Avogadro –Dalton

En 1811 Amédéo Avogadro (chimiste italien 1776- 1856) énonça l'hypothèse fameuse qui porte son nom : «des volumes égaux de différents gaz contiennent, dans les mêmes conditions de température et de pression, le même nombre de molécules ».

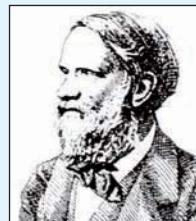
Il montra aussi que les corps simples peuvent être polyatomiques contrairement à ce que pensait Dalton.

## Les travaux de Cannizzaro

C'est en 1858 que sont connus les résultats des travaux de Stanislao Cannizzaro (chimiste italien 1826-1910). Ses travaux peuvent être résumés de la façon suivante :

- après avoir admis pour masse molaire du dihydrogène la valeur 2 g Cannizzaro détermine les masses molaires et les formules des principaux corps simples et composés.
- il est le premier à mesurer le volume molaire d'un gaz dans les conditions normales.

Malgré que l'hydrogène n'est plus la base des masses molaires ; on peut dire que la chimie que nous apprenons aujourd'hui est celle qui a été découverte ou précisée par Cannizzaro.



## SITES INTERNET A VISITER

<http://www/fr.encyclopedia.yahoo.com>

<http://www2.sesame.hol.fr/02/0200.htm>

<http://cyberscol.qc.ca/mondes/mendeleiev/chimisterie/listechimistes.html>

<http://wwwdsu.uqac.quebec.ca/>

## TRAVAUX PRATIQUES

### DETERMINATION EXPERIMENTALE DU VOLUME MOLAIRE D'UN GAZ

#### I- BUT

On se propose de déterminer expérimentalement le volume molaire d'un gaz dans les conditions ordinaires ( température de la salle de classe et pression atmosphérique supposée normale).

#### II- PRINCIPE DE LA METHODE UTILISEE

Le magnésium Mg réagit avec l'acide chlorhydrique (HCl) en solution aqueuse pour donner entre autres un dégagement de dihydrogène H<sub>2</sub>.

L'équation de la réaction est :



On désignera par :

M : la masse molaire du magnésium (  $M = 24,3 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  )

m : la masse de magnésium qu'on fait réagir.

V<sub>m</sub> : le volume molaire du gaz (H<sub>2</sub>)

V : le volume de dihydrogène formé.

A partir de l'équation chimique précédente on a la relation de proportionnalité suivante :

$$\frac{m}{M} = \frac{v}{V_m} \text{ ou } V_m = \frac{M}{m} V$$

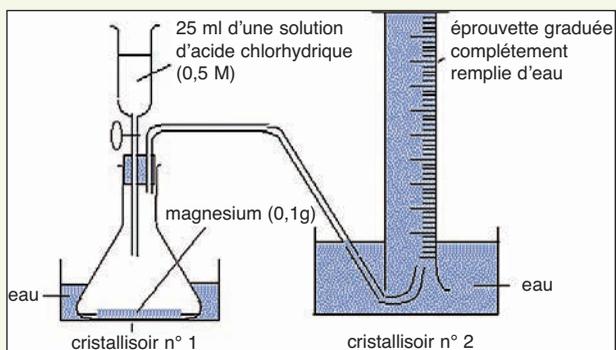
Connaissant les valeurs de m, M et si on détermine le volume V de dihydrogène formé, on pourra évidemment déterminer le volume molaire V<sub>m</sub>.

#### III- MATERIEL

- 2 cristallisoirs.
- 1 erlenmeyer ( 50mL)
- 1 ampoule à brome.
- 1 éprouvette graduée de 100mL
- 1 bouchon à deux trous.
- 1 tube à dégagement.
- Une solution aqueuse d'acide chlorhydrique ( 0,5M)
- 0,1g de magnésium ( soit un ruban de longueur 10cm)

#### IV- MANIPULATION

##### IV-1- Montage



### IV-2- Manipulation

- Introduire dans l'erenmeyer 0,1g de magnésium fragmenté. Cette masse pourrait être pesée à l'avance. Si l'on dispose d'un ruban de magnésium, sa masse par mètre ( masse linéique) est voisine de  $1\text{g}\cdot\text{m}^{-1}$ , on prendra alors une longueur de 10 cm.
- Verser , par l'ampoule à brome, à peu près 20mL de la solution d'acide dans l'erenmeyer. La quantité d'acide ajoutée est largement suffisante pour que les 0,1g de magnésium réagissent complètement (réactif limitant)
- La réaction entre l'acide et le magnésium commence dès que les réactifs sont en contact. Un dégagement de dihydrogène apparaît dans l'erenmeyer. Ce gaz est recueilli par déplacement d'eau dans l'éprouvette graduée
- Toucher l'erenmeyer et constater qu'il s'échauffe. La réaction est alors exothermique.
- Pour ramener la température du milieu réactionnel à la température de la salle de classe, on fait refroidir l'erenmeyer en ajoutant de l'eau dans le cristalliseur n°1
- Lorsque le dégagement gazeux est terminé ( après environ une dizaine de minutes), ramener l'eau dans l'éprouvette graduée et dans le cristalliseur n°2 au même niveau afin que le gaz recueilli soit à la pression atmosphérique. Pour cela on peut soit ajouter de l'eau dans ce cristalliseur soit soulever un peu l'éprouvette graduée tout en la gardant partiellement immergée dans l'eau.
- Lire alors la valeur du volume V du gaz dégagé.
- Le volume molaire du gaz est  $V_m = \frac{M}{m} V = \frac{24,3}{0,1} V = 243.V$  .Le calculer.
- Comparer le résultat trouvé aux valeurs du volume molaire à la pression atmosphérique normale et aux température suivantes :

<b>Température (°C)</b>	15	20	25
<b><math>V_m</math> (L)</b>	23,6	24,0	24,5

# CHIMIE ORGANIQUE



# LES HYDROCARBURES



Du pétrole brut

**Quels sont les constituants essentiels du pétrole et du gaz naturel ?**

# LES HYDROCARBURES

## PLAN DU CHAPITRE

**I - Définition et formule**

**II - Principales sources d'hydrocarbures**

**III - Combustion d'un hydrocarbure.**

**IV - Intérêts et dangers de la combustion.**

## Prérequis

- Corps simple- Corps composé – Formule.
- Réaction chimique.
- Combustion.
- Réaction chimique exothermique.
- Équation d'une réaction chimique.

## I-Définition et formule

### I-1 Qu'est ce qu'il y a de commun entre le gaz de ville, le gaz de bouteille et une essence ?

• Observons le fond extérieur d'une marmite ou d'une casserole fréquemment utilisée pour la cuisson. Constatons l'existence d'une couche noire de carbone.

*D'où provient ce carbone ?*

La cuisson est faite à l'aide d'un brûleur à gaz alimenté par du gaz de bouteille ou du gaz de ville.

Le carbone ne peut provenir que de la combustion de ces gaz. Ces deux gaz contiennent du carbone.

• Observons la sortie d'échappement d'une voiture .Constatons l'existence d'une couche noire de carbone. Ce dernier provient de la combustion de l'essence dans le moteur. L'essence contient donc du carbone.

Le gaz de bouteille, le gaz de ville et l'essence contiennent du carbone

• *Le gaz de ville, le gaz de bouteille et l'essence contiennent-ils uniquement du carbone ?*

Pour répondre à cette question, réalisons les expériences suivantes.

**Expérience n°1 : combustion du gaz de bouteille ou du gaz de ville.**

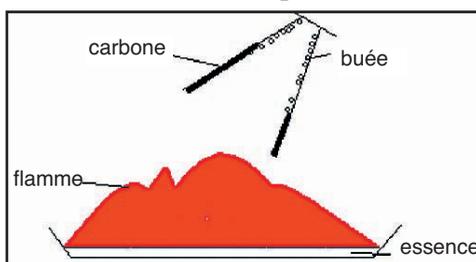
Enflammons du gaz de bouteille ( ou du gaz de ville) placé dans un flacon.



Observons sur le verre à pied sec et froid, placé au dessus de la flamme, de la buée et un dépôt de carbone.

**Expérience n°2 : combustion d'une essence**

Enflammons de l'essence contenue dans une soucoupe .



Observons sur le verre à pied sec et froid, placé au dessus de la flamme, de la buée (vapeur d'eau) et un dépôt de carbone.

• D'où provient la vapeur d'eau  $H_2O$  obtenue au cours de ces deux expériences ?

Si l'oxygène de l'eau obtenue peut provenir de l'air qui contient du dioxygène ( $O_2$ ) ; son hydrogène ne peut provenir que du gaz de bouteille, du gaz de ville ou de l'essence.

Remarque

Le dépôt de carbone, observé lors des deux expériences précédentes, confirme que les gaz de bouteille, de ville et l'essence contiennent du carbone.

Les gaz de bouteille, de ville et l'essence contiennent, en plus du carbone, de l'hydrogène.

• Des analyses plus précises montrent que les gaz de bouteille, de ville et l'essence sont formés essentiellement de composés contenant uniquement du carbone et de l'hydrogène. Ces composés sont appelés hydrocarbures.

## I-2 Définition d'un hydrocarbure - Formule

### I-2-a Définition

Un hydrocarbure est un corps composé formé uniquement de carbone et d'hydrogène.

### I-2-b Exemples

Nom	Formule	Utilisation
Méthane (constituant principal du gaz de ville)	$CH_4$	Combustible de chauffage
Propane (constituant principal du gaz de bouteille)	$C_3H_8$	Combustible de chauffage
Butane (constituant principal du gaz de bouteille)	$C_4H_{10}$	Combustible de chauffage
Ethène	$C_2H_4$	A la base de fabrication des matières plastiques
Ethyne	$C_2H_2$	Soudure oxyacétylénique
Octane (constituant principal de l'essence auto)	$C_8H_{18}$	Carburant pour les moteurs à explosion

La formule générale d'un hydrocarbure s'écrit  $C_xH_y$  (x et y des entiers).

## II Principales sources d'hydrocarbures.

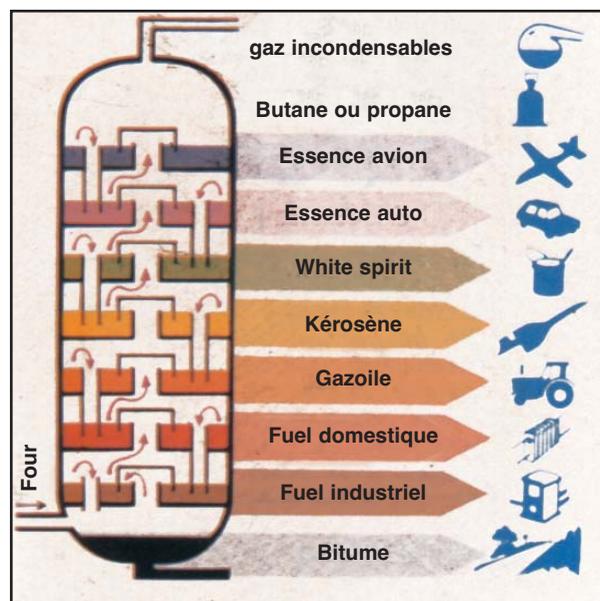
### II-1 Du pétrole aux hydrocarbures.

Le pétrole brut est un mélange de plus de deux cents sortes de composés, pour la plupart des hydrocarbures. Ces composés n'ont pas la même température d'ébullition. Afin de les séparer, on réalise une distillation fractionnée. Cette technique de séparation des différents constituants du pétrole est mise en œuvre dans une raffinerie. On recueille des hydrocarbures sous différents états physiques :

- des gaz ( méthane, éthane, propane, butane...)
- des liquides ( essence avion, essence auto, White spirit ou diluant, kérosène ,gazole fuel domestique et fuel industriel).
- des solides ( huile de graissage, bitumes et paraffines).



*Tour de distillation du pétrole*



*La distillation fractionnée du pétrole*

### II- 2 Les gaz naturels

Les gaz naturels sont des mélanges dont le principal constituant est le méthane  $\text{CH}_4$  ( de 70 à 95% selon les gisements) . Le méthane est souvent associé à d'autres hydrocarbures ( éthane  $\text{C}_2\text{H}_6$  , propane  $\text{C}_3\text{H}_8$ , butane  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  ,...)

### II-3 Conclusion

Le pétrole et les gaz naturels sont les principales sources d'hydrocarbures.

## III-Combustion d'un hydrocarbure.

### III-1 D'où provient la flamme d'un brûleur à gaz ou d'un bec Bunsen ?

Un brûleur à gaz et un bec Bunsen fonctionnent selon le même principe.

Dans un brûleur à gaz ou un bec Bunsen, le gaz butane réagit avec le dioxygène. Cette réaction de combustion, très exothermique, est à l'origine de cette flamme.

### III-2 Quels sont les produits obtenus lors de la combustion d'un hydrocarbure ?

#### III-2- a Cas des hydrocarbures courants.

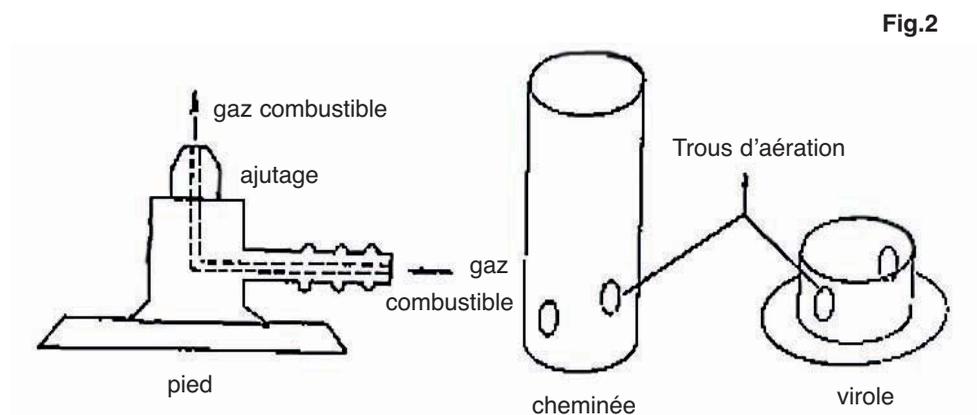
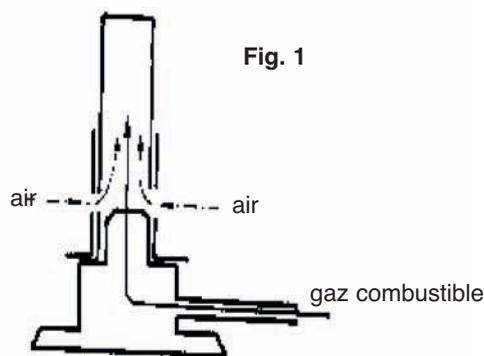
D'après les observations courantes et les expériences décrites dans le paragraphe I de ce chapitre la combustion du méthane ( gaz de ville), du propane ou du butane ( gaz de bouteille ) donne du carbone et de la vapeur d'eau ..

#### La combustion de ces hydrocarbures donne-elle toujours du carbone et de l'eau ?

Pour cela réalisons les expériences suivantes à l'aide d'un bec Bunsen.

Le bec Bunsen ( voir fig1) est l'appareil de chauffage le plus utilisé au laboratoire. Il comporte trois parties ( fig2 ):

- le pied, muni d'un ajutage qui amène le gaz combustible.
- la cheminée, percée de deux trous pour l'entrée de l'air.
- la virole, munie elle aussi de deux trous et dont le rôle est de régler la quantité d'air nécessaire à la combustion du gaz de chauffage.



**Expérience n°1**

La virole étant fermée, ouvrons le robinet de la conduite de gaz ( butane ou propane) et allumons le bec Bunsen .

Constatons que la flamme obtenue est fuligineuse : une fumée noire de carbone surmonte sa partie jaune orangée .

Dans ce cas la combustion du butane ( ou du propane) donne du carbone et de la vapeur d'eau. Cette combustion est dite incomplète.

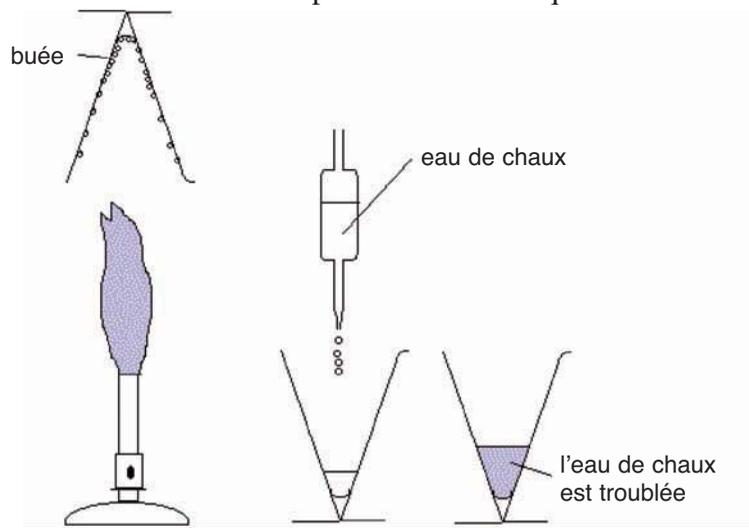
L'équation de cette combustion s'écrit dans le cas du:

- méthane :  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{C} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- propane :  $\text{C}_3\text{H}_8 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow 3 \text{C} + 4 \text{H}_2\text{O}$
- butane :  $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 8 \text{C} + 10 \text{H}_2\text{O}$

**Expérience n°2**

Reprenons l'expérience n°1 et ouvrons la virole jusqu'à ce que la flamme devienne bleue, peu visible, coiffons la flamme d'un verre à pied sec et froid et constatons l'apparition de buée (vapeur d'eau) sur ses parois.

Versons de l'eau de chaux dans le verre à pied.. Constatons que celle-ci trouble.



Dans ce cas, la combustion du butane ( ou du propane) donne de l'eau et du dioxyde de carbone. Cette combustion est dite complète.

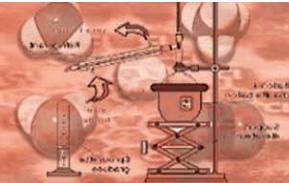
L'équation de cette combustion s'écrit dans le cas du:

- méthane :  $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- propane :  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- butane :  $2 \text{C}_4\text{H}_{10} + 13 \text{O}_2 \longrightarrow 8 \text{CO}_2 + 10 \text{H}_2\text{O}$

**III-2-b Généralisation**

Les résultats des combustions des hydrocarbures courants peuvent être généralisés à tous les hydrocarbures.

- La combustion incomplète d'un hydrocarbure donne du carbone et de l'eau



- La combustion complète d'un hydrocarbure donne du dioxyde de carbone et de l'eau



- La combustion d'un hydrocarbure est très exothermique ( voir tableau suivant)

Hydrocarbure	Énergie libérée par la combustion d'une mole d'hydrocarbure en (kJ)
Méthane(CH <sub>4</sub> )	882
Propane(C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> )	2200
Butane(C <sub>4</sub> H <sub>10</sub> )	2860
Octane(C <sub>8</sub> H <sub>18</sub> )	5512

### Remarque

En réalité la combustion incomplète d'un hydrocarbure donne, en plus du carbone et de l'eau, du dioxyde de carbone(CO<sub>2</sub>) et du monoxyde de carbone (CO), gaz très toxique, aussi est-il toujours conseillé de prévoir plusieurs bouches d'aération dans tout local contenant un brûleur à gaz.

## IV- Intérêts et dangers de la combustion.

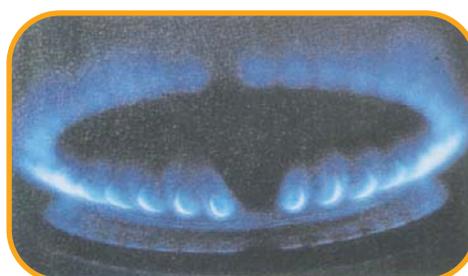
### IV-1 Intérêts.

La combustion d'un hydrocarbure est une réaction rapide et fortement exothermique. Dans la vie quotidienne cette énergie de combustion est utilisée pour :

- élever la température du milieu extérieur : c'est le rôle du chauffage au gaz, au pétrole lampant et au fuel.



- déclencher ou accélérer des réactions chimiques : cuisson des aliments et des poteries...



- provoquer des changements d'état : fusion des métaux ; ébullition des liquides.



Coulée d'or

- produire de l'énergie mécanique utilisable dans des machines, des moyens de transport et dans les centrales productrices d'électricité.



## IV- 2 Dangers

L'utilisation à grande échelle des carburants (formés essentiellement d'hydrocarbures) pose deux sortes de dangers.

### - Premier danger

Certains produits de la combustion de ces carburants peuvent être à l'origine de problèmes de santé.

#### \* Le monoxyde de carbone

**Origine :** combustion incomplète des carburants. Son rejet dans l'atmosphère provient à 85% du trafic routier.

**Effets sur la santé :** intoxication du sang c'est à dire perturbation du transport de l'oxygène par le sang.





## \* Le dioxyde de carbone

Il provoque l'asphyxie s'il est rejeté dans un milieu clos.

## \* Le dioxyde de soufre

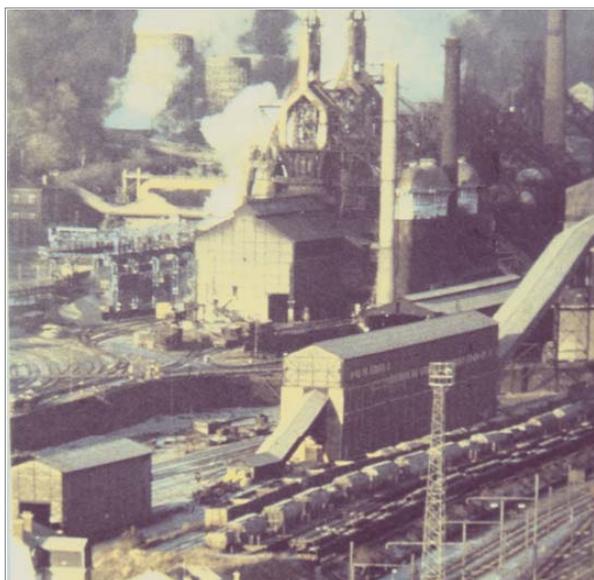
Origine : combustion du soufre dans les carburants.

Effets sur la santé : toux, gêne respiratoire.

## \* Les hydrocarbures non brûlés

origine : gaz d'échappement des véhicules et évaporation des carburants.

Effet sur la santé : irritation-diminution de la capacité respiratoire



## \* Particules en suspension

origine : combustions industrielles et domestiques et échappement des voitures ( surtout diesel) .

Effet sur la santé : irritation des voies respiratoires.

## \* Les oxydes d'azote

Origine : combustion du fuel et du gazole.

Effet sur la santé : altération de la fonction respiratoire.



## - Deuxième danger

L'augmentation du taux de dioxyde de carbone, due à la combustion des carburants , provoque un forçage de l'effet de serre .

### Qu'est ce que l'effet de serre ?

La terre reçoit le rayonnement solaire et émet vers l'espace un rayonnement infrarouge.

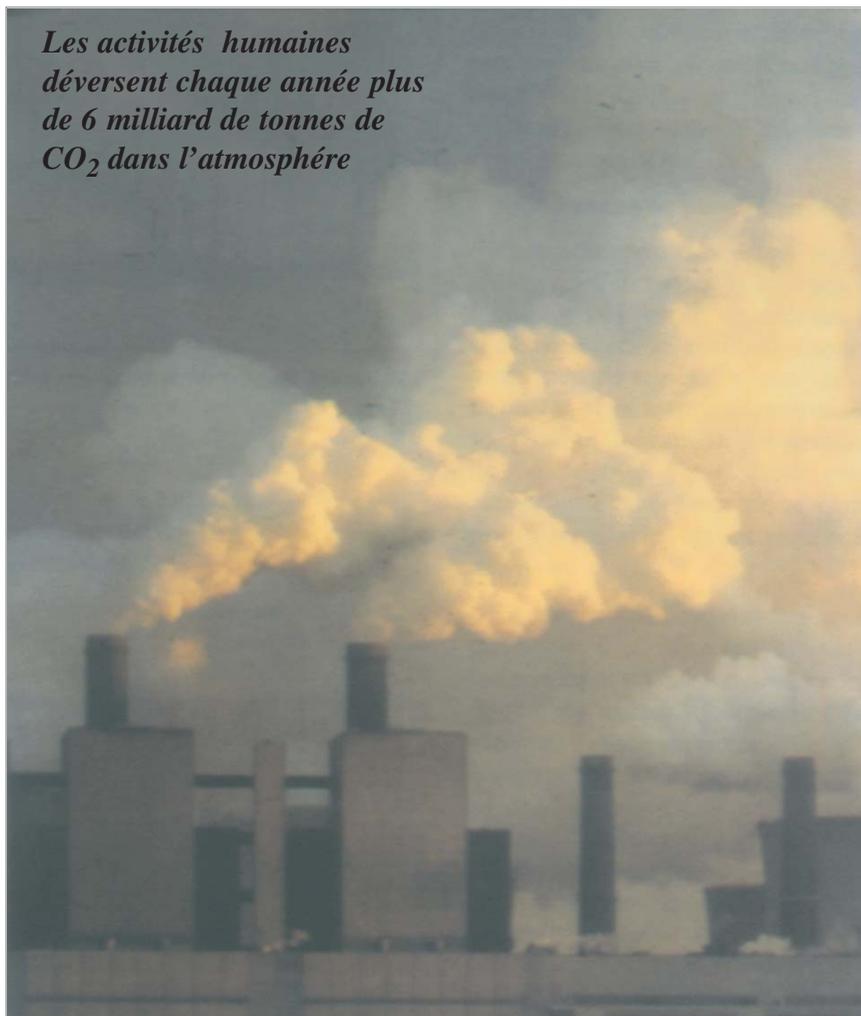
Dans l'atmosphère, la vapeur d'eau, le dioxyde de carbone et d'autres gaz retiennent une partie de ce rayonnement infrarouge : c'est l'effet de serre qui maintient la terre à une température moyenne favorable à la vie.

### Quelles sont les conséquences du forçage de l'effet de serre ?

La température moyenne sur la terre augmente. Cela pourrait entraîner, à long terme, la fusion des glaciers, la montée des océans et la désertification de certaines régions.

**Remarque :** ce paragraphe IV pourrait faire l'objet d'un dossier.

*Les activités humaines déversent chaque année plus de 6 milliard de tonnes de CO<sub>2</sub> dans l'atmosphère*

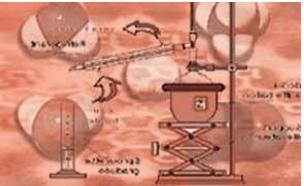


#### **SITES INTERNET A VISITER**

<http://cesifs.emse.fr/BULLES/EX.20000530/air/pagesair/dioxyde.html#effetserre>

[http://www.oma.be/BIRA-IASB/Project\\_educatif/Effet\\_serre/17-1.html](http://www.oma.be/BIRA-IASB/Project_educatif/Effet_serre/17-1.html)

<http://www.union-fin.fr/natcog/at/publications/publications4.html>



## L'ESSENTIEL DU COURS

Un hydrocarbure est un corps composé formé uniquement de carbone et d'hydrogène. La formule générale d'un hydrocarbure s'écrit  $C_xH_y$  (x et y des entiers).

Le pétrole et les gaz naturels sont les principales sources d'hydrocarbures.

La combustion incomplète d'un hydrocarbure donne du carbone et de l'eau



La combustion complète d'un hydrocarbure donne du dioxyde de carbone et de l'eau



La combustion des hydrocarbures est une réaction très exothermique.

Certains produits de la combustion des hydrocarbures peuvent être dangereux pour la santé.

La combustion des hydrocarbures renforce l'effet de serre.

## EXERCICE RESOLU

Une essence d'automobile a une masse volumique  $\rho$  égale à  $700\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$ . On la suppose constituée uniquement d'octane de formule  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ .

- 1) Ecrire l'équation de la combustion de l'octane dans le moteur de l'automobile en supposant qu'il se forme du dioxyde de carbone et de l'eau.
- 2) Le réservoir d'une automobile contient  $V = 50\text{L}$  d'essence. Lorsque toute l'essence est consommée, calculer :
  - a) La masse de vapeur d'eau et le volume de dioxyde de carbone rejetés dans l'atmosphère.
  - b) La masse de dioxygène consommé.
  - c) Le volume d'air qui a circulé dans les tubulures du moteur sachant que la composition de l'air en volumes est 80% de diazote ( $\text{N}_2$ ) et 20% de dioxygène ( $\text{O}_2$ )

Tous les volumes des gaz sont mesurés dans les conditions où le volume molaire vaut  $V_m = 24\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$

### Conseils

- › Identifier les réactifs et les produits et ajuster les coefficients stœchiométriques.
- › Utiliser la relation liant masse et quantité de matière
- › Etre attentif aux unités utilisées dans la relation donnant  $m_0$
- › Utiliser le fait que les quantités de matière des réactifs disparus et des produits formés sont proportionnelles aux coefficients stœchiométriques.

### Solution

1°) L'équation de la combustion de l'octane est :



2°/a) La masse d'octane contenu dans le réservoir est :

$$m_0 = \rho \cdot V$$

$$m_0 = 700 \times 50 \times 10^{-3} = 35\text{ kg}$$

La quantité d'octane est alors :

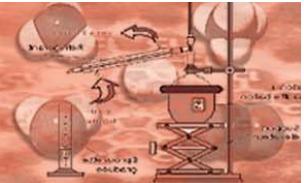
$$(n_{\text{C}_8\text{H}_{18}})_i = \frac{m_0}{M(\text{C}_8\text{H}_{18})} = \frac{35 \cdot 10^3}{8 \times 12 + 18} = 307\text{ mol}$$

- D'après l'équation de la réaction:

$$\frac{n_{\text{C}_8\text{H}_{18}}}{2} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{18} \quad \text{avec} \quad \begin{array}{l} n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} : \text{quantité de } \text{C}_8\text{H}_{18} \\ \text{qui disparaît.} \\ n_{\text{H}_2\text{O}} : \text{quantité de } \text{H}_2\text{O} \\ \text{qui se forme} \end{array}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 9 \cdot n_{\text{C}_8\text{H}_{18}}$$

- Lorsque toute l'essence contenue dans le réservoir est consommée :  $n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = (n_{\text{C}_8\text{H}_{18}})_i$



## Conseils

› Utiliser la relation liant volume et volume molaire.

## Solution

$$\text{alors } n_{\text{H}_2\text{O}} = 9 (n_{\text{C}_8\text{H}_{18}})_i = 9 \times 307 = 2763 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 2763 \text{ mol}$$

-La masse d'eau rejetée dans l'atmosphère est :

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M(\text{H}_2\text{O}) = 2763 \times (2 \times 1 + 16) = 49,73 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 49,73 \text{ kg}$$

- D'après l'équation de la réaction :

$$\frac{n_{\text{C}_8\text{H}_{18}}}{2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{16} \quad \text{avec } n_{\text{CO}_2} : \text{ quantité de CO}_2 \text{ qui se forme}$$

$$n_{\text{CO}_2} = 8 n_{\text{C}_8\text{H}_{18}}$$

-Lorsque toute la quantité d'essence contenue dans le réservoir est consommée :

$$n_{\text{CO}_2} = 8 (n_{\text{C}_8\text{H}_{18}})_i = 8 \times 307 = 2456 \text{ mol}$$

-Le volume de dioxyde de carbone rejeté dans l'atmosphère:

$$V_{\text{CO}_2} = n_{\text{CO}_2} \cdot V_M$$

$$V_{\text{CO}_2} = 2456 \times 24 = 58,94 \cdot 10^3 \text{ L}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 58,94 \cdot 10^3 \text{ L}$$

b)- D'après l'équation de la réaction :  $\frac{n_{\text{C}_8\text{H}_{18}}}{2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{25}$

avec  $n_{\text{O}_2}$  : quantité de  $\text{O}_2$  qui disparaît

$$n_{\text{O}_2} = 12,5 n_{\text{C}_8\text{H}_{18}}$$

- Lorsque  $n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = (n_{\text{C}_8\text{H}_{18}})_i$  alors

$$n_{\text{O}_2} = 12,5 \times 307 = 3837,5 \text{ mol}$$

-La masse du dioxygène consommé est :

$$m_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot M(\text{O}_2)$$

$$= 3837,5 \times (2 \times 16) = 122,8 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}_2} = 122,8 \text{ kg}$$

c) - Le volume du dioxygène consommé est :

$$V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} V_M$$

$$= 3837,5 \times 24 = 92,1 \cdot 10^3 \text{ L}$$

-Le volume d'air qui a circulé dans les tubulures du moteur pour que toute l'essence contenue dans le réservoir soit consommée est:

$$V_{\text{air}} = \frac{100}{20} \times V_{\text{O}_2} = \frac{100}{20} \times 92,1 \cdot 10^3$$

$$V_{\text{air}} = 46,05 \cdot 10^3 \text{ L}$$

## EXERCICES



### Vérifier ses acquis

#### 1- Répondre par vrai ou faux

- 1) Un hydrocarbure est un composé organique dont la molécule est formée uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène.
- 2) Une essence est formée essentiellement d'hydrocarbures
- 3) L'éthanol ou l'alcool éthylique de formule ( $C_2H_6O$ ), est un hydrocarbure.
- 4) Le pétrole et le gaz naturel sont les principales sources d'hydrocarbures.
- 5) Le méthane ( $CH_4$ ) est le principal constituant du gaz de ville.
- 6) La combustion des hydrocarbures est très exothermique et c'est pour cette raison que ces composés sont essentiellement utilisés comme combustibles ou comme carburants.
- 7) Le pétrole et le gaz naturel constituent les principales sources d'énergie.
- 8) La combustion incomplète d'un hydrocarbure donne du dioxyde de carbone ( $CO_2$ ) et de la vapeur d'eau ( $H_2O$ ).
- 9) La combustion incomplète d'un hydrocarbure produit uniquement du carbone et de la vapeur d'eau.
- 10) La combustion incomplète d'un hydrocarbure donne du carbone, de l'eau et éventuellement du monoxyde de carbone ( $CO$ ) et du dioxyde de carbone ( $CO_2$ ).

#### 2- Q.C.M

Choisir la bonne réponse

##### QCM n°1

Un hydrocarbure est un composé :

- a) inorganique.
- b) contenant uniquement du carbone et de l'hydrogène.
- c) contenant, en plus du carbone et de l'hydrogène, de l'oxygène.

##### QCM n°2

La combustion d'un hydrocarbure est :

- a) athermique.
- b) endothermique.
- c) très exothermique.

##### QCM n°3

La combustion des hydrocarbures renforce l'effet de serre parce qu'elle dégage dans l'atmosphère :

- a) de la chaleur.
- b) du monoxyde de carbone.
- c) du dioxyde de carbone.

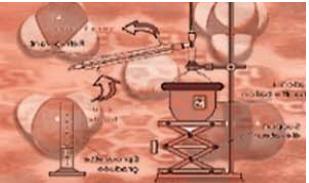
### Utiliser ses acquis dans des situations simples

#### Exercice n°1

Quels sont, parmi les corps figurant dans le tableau ci-dessous, ceux qui sont des hydrocarbures? Justifier la réponse.

152

Corps	éthène	éthanol	sulfure de carbone	pentane	sulfure d'hydrogène
Formule	$C_2H_4$	$C_2H_6O$	$CS_2$	$C_5H_{12}$	$H_2S$



## Exercice n°2

La combustion incomplète du méthane ( $\text{CH}_4$ ) est une réaction industrielle utilisée pour la fabrication du noir de carbone nécessaire à l'industrie des pneumatiques.

- 1) Écrire l'équation de cette combustion sachant qu'elle donne uniquement du carbone et de la vapeur d'eau.
- 2) Calculer la masse de carbone obtenu lors de la combustion de  $1\text{m}^3$  de méthane dans les conditions où le volume molaire des gaz vaut 24L.
- 3) Calculer, dans les mêmes conditions, le volume d'air nécessaire à cette combustion. On suppose que l'air contient en volume 20% de dioxygène et 80% de diazote.

## Exercice n°3

Le modèle de bec Bunsen le plus répandu consomme environ 100 litres de gaz propane par heure.

- 1) Calculer le volume d'air consommé par 10 bacs Bunsen fonctionnant simultanément dans un laboratoire pendant une heure. On suppose que la combustion du propane est complète.
- 2) Quelle précaution, suggérée par le résultat trouvé, doit-on prendre dans ce laboratoire ?

## Exercice n°4

Une bouteille à gaz contenant 13kg de butane, alimente votre chauffe-eau. Le tableau ci-dessous vous donne approximativement la consommation de gaz pour les différents usages du chauffe-eau.

Usage	Une lessive	Un bain	Une toilette	Une douche	Un lavage de lessive
Masse de butane(g)	200	300	40	60	50

En supposant que votre famille effectue chaque jour les mêmes usages du chauffe-eau, calculer :

- 1) la consommation quotidienne de gaz de votre famille.
- 2) la durée (en jours) d'utilisation de la bouteille.
- 3) le volume d'air consommé en une journée par le chauffe-eau.

On suppose que :

- le volume molaire des gaz est égal à 24L.
- l'air contient en volume 20% de dioxygène et 80% de diazote.

## UTILISER SES ACQUIS POUR UNE SYNTHÈSE

### Exercice n°5

On considère le tableau suivant :

Nom de l'hydrocarbure	Formule	Température d'ébullition (°C)
méthane	$\text{CH}_4$	-160
propane	$\text{C}_3\text{H}_8$	-42
butane	$\text{C}_4\text{H}_{10}$	0
pentane	$\text{C}_5\text{H}_{12}$	36
octane	$\text{C}_8\text{H}_{18}$	126

- 1) Quels sont parmi ces hydrocarbures, ceux qui sont à l'état gazeux à  $20^\circ\text{C}$  ?
- 2) A  $20^\circ\text{C}$  l'éthane ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) et l'hexane ( $\text{C}_6\text{H}_{14}$ ) sont-ils à l'état gazeux ou liquide ?

Justifier la réponse.

### Exercice n°6

- 1) Écrire les équations de la combustion complète du méthane et du propane.
- 2) a- Expliquer pourquoi faut-il changer le gicleur (injecteur de gaz) d'un chauffe-eau au gaz de ville lorsqu'on veut le faire fonctionner avec du propane ? On assimilera le gaz de ville à du méthane pur .  
b- Faut-il utiliser un gicleur plus gros ou plus petit ?

## Exercice documentaire

### De l'essence sans plomb?

L'essence et les lubrifiants utilisés dans les moteurs à explosion sont des mélanges d'hydrocarbures, les constituants de l'essence étant l'éthane et l'octane.

La combustion parfaite de ces hydrocarbures ne devrait former que du dioxyde de carbone et de l'eau. En fait, cette combustion est rarement tout à fait complète et dégage des résidus d'essence et d'huile imbrulés, du carbone et un gaz très toxique, le monoxyde de carbone (CO). Il se dégage, de plus, des oxydes dus aux impuretés présentes dans l'essence et aussi des oxydes d'azote, autres gaz toxiques formés par l'oxydation, à température élevée, de l'azote atmosphérique. Il est possible de rendre moins polluants les gaz d'échappement, en brûlant, à la sortie des cylindres, les résidus d'hydrocarbures, le carbone et l'oxyde de carbone et en réduisant à l'état d'azote et dioxygène les oxydes d'azote.

On résout ce problème en faisant passer ces gaz dans un pot d'échappement contenant des catalyseurs, corps au contact desquels ces réactions se produisent rapidement. Malheureusement, un additif à base de plomb, ajouté à l'essence et au super pour améliorer le rendement des moteurs, provoque un dépôt de plomb qui empêche les catalyseurs d'agir. En conséquence, le bon fonctionnement d'un pot catalytique exige l'utilisation d'une essence sans plomb.

### Sciences Physiques Armand Colin 3<sup>ème</sup>

Lisez le document puis répondre aux questions suivantes :

- 1) Quels sont les produits polluants dégagés avec les gaz d'échappement d'automobiles ?
- 2) Pourquoi ajoute t-on des composés du plomb dans l'essence ?
- 3) Pourquoi une essence sans plomb?



Fig.1 De l'essence sans plomb

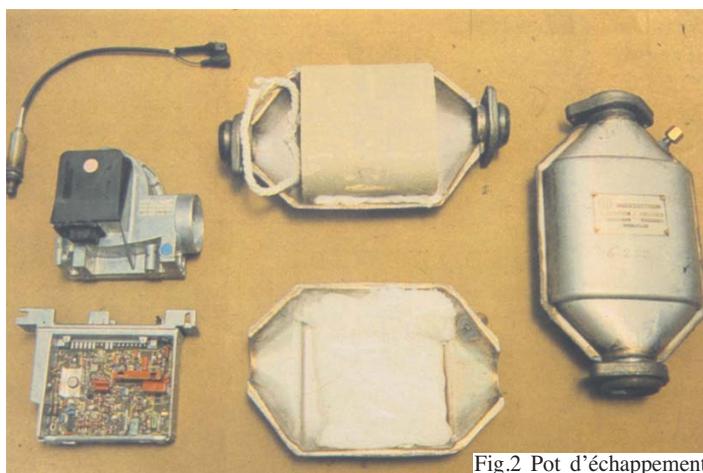
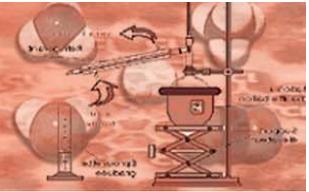


Fig.2 Pot d'échappement démonté. Au premier plan, on peut apercevoir le catalyseur

### SITES INTERNET A VISITER

- [http://www.lopinion.ma/article.php3?id\\_article=886](http://www.lopinion.ma/article.php3?id_article=886)
- <http://www.ambafrance-ma.org/archives/marocweb/projet10/3essence.htm#up>
- <http://www.tract-old-engines.com/octane.html>
- [http://www.203world.net/essence/essence\\_sans\\_plomb.html](http://www.203world.net/essence/essence_sans_plomb.html)



## Recherche documentaire

# Pétrole et gaz naturel : Pénurie à l'horizon

Imaginez un anniversaire où chaque année des invités toujours plus nombreux et plus gourmands se retrouveraient autour du même gâteau. Eh bien, c'est à peu près ce qui se passera au XXI<sup>e</sup> siècle pour le pétrole et le gaz naturel. Les invités, ce sont les Terriens. Aujourd'hui 6 milliards, nous devrions être 9 milliards, en 2050, et entre 10 et 12 milliards en 2100. Or la majorité de ces nouveaux venus habiteront dans les pays en voie de développement, dont la consommation en énergie croît, pour bon nombre d'entre eux, de 5 à 10 % par an (contre seulement 1 à 2 % dans les pays les plus industrialisés). Le gâteau, ce sont le pétrole, le gaz naturel, des énergies fossiles qui existent en quantité limitée dans le sous-sol de notre planète.

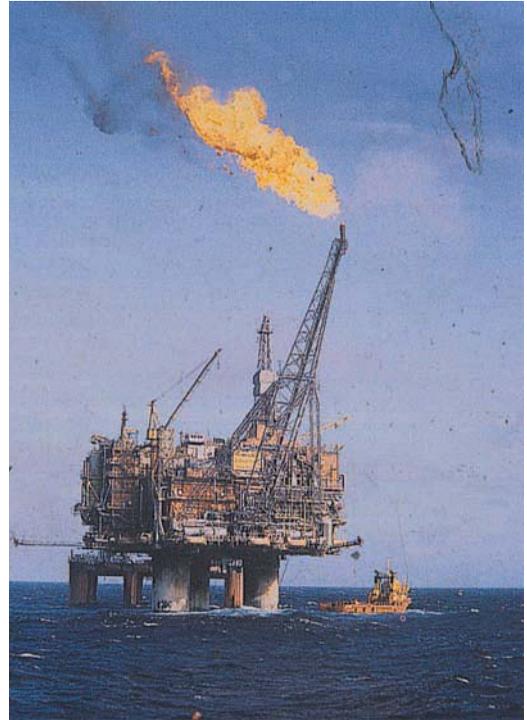
Au rythme où on les consomme aujourd'hui et dans l'état des réserves connues, il y a du pétrole pour 40 ans et du gaz naturel pour 65 ans. Certes, on découvre chaque année de nouveaux gisements. On améliore aussi des techniques afin de mieux exploiter les gisements connus et d'aller chercher l'or noir et le gaz toujours plus profondément ou dans des régions plus difficiles d'accès. On pourra donc certainement encore extraire pétrole et gaz à la fin du XXI<sup>e</sup> siècle. Mais, plus difficiles à exploiter, ils coûteront beaucoup plus cher. Trop cher peut-être, et on leur préférera d'autres sources d'énergie.

*D'après Sciences et vie Juniors  
n°152 - Mai 2002*

### Questions

Le pétrole et le gaz naturel sont présentés dans le texte comme sources d'énergie ; ont-ils un autre intérêt ?

Face à cette pénurie, quelles solutions adopter ?



## REPONSES A QUELQUES EXERCICES

### La matière

CHAPITRE -II-	
<u>Leçon A</u>	
Exercice n°1 :	1) $L = D.N = 6,02.10^{13}m$ 2) $n = 15.10^5$ tours
Exercice n°2 :	1) $V = 4,18.10^{-21}m^3$ .      2) $n = 1,4.10^8$ molécules
<u>Leçon B</u>	
Exercice n°1 :	Au – Ag – Cu – Fe – Ni – Zn – Pb – Hg
Exercice n°2 :	$\frac{D}{d} = 1,5.10^5$ .
Exercice n°3 :	Structure lacunaire. 1) Aluminium.    2) $Q.e = - 20,8.10^{-19}C$ 3) $Q_n =  Q.e  = 20,8.10^{-19}C$ 4) a- un cation.    b- $Al^{3+}$ .
<u>Leçon C</u>	
Exercice n°3 :	1)a- L'ion magnésium est un ion simple .      b- $Mg^{2+}$ . 2)a- un ion polyatomique.      b- $HCO_3^-$ 3) $Mg(HCO_3)_2$ .
CHAPITRE-III-	
Exercice n°1	: $n = 1,66.10^{-12}mol$ .
Exercice n°2	

Corps pur	Formule	Masse molaire(g.mol <sup>-1</sup> )
Eau	H <sub>2</sub> O	18
Dioxyde de carbone	CO <sub>2</sub>	44
Chlorure de sodium	NaCl	58,5
Alcool éthylique	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	46
Acide phosphorique	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	98

## REPONSES A QUELQUES EXERCICES

### Les solutions

#### CHAPITRE-I-

- Exercice n°3 :**
- 1) a- Dioxygène dissous dans l'eau.
  - b- L'eau de l'aquarium est une solution car elle contient des corps dissous (dioxygène, sels minéraux).
  - 2) a- Renouveler l'air dissous dans l'eau.
  - b- Les algues vertes sous l'action de la lumière (éclairage) libèrent du dioxygène : c'est la photosynthèse.

#### CHAPITRE-II-

- Exercice n°1 :**
- 1)  $M(C_{27}H_{46}O) = 386 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .
  - 2)  $C = 4,7 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .
  - 3) Correct  $3,89 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1} \leq C \leq 5,70 \text{ mmol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- Exercice n°2 :**
- Dilution : prendre un volume V de lait de concentration  $C_0 = 100 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$  et ajouter de l'eau pour avoir 100mL de lait de concentration  $C = 20 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .
- $C_0 V = C \cdot 0,1$  avec V en L ;  $V = 20 \text{ mL}$

- Exercice n°3**
- 1) n°6
  - 2) n°7 , n° 5
  - 3) n°7
  - 4) n°6 ou n°7
  - 5) a- état d'hyperexcitabilité neuromusculaire se manifestant par des crampes.
  - b- n°7

- Exercice n°6 :**
- 1) Quantité de vitamine C =  $5,7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .  
Quantité de glucose =  $22,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
  - 2) concentration en vitamine C =  $4,56 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .  
concentration en glucose =  $0,18 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- Exercice n°7 :**
- 1)  $C_0 \cdot 0,05 = C \cdot V$  ;  $C_0 = 0,100 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$  ;  $C = 0,025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$V = \frac{C_0 \cdot 0,05}{C} = 0,200 \text{ L} = 200 \text{ mL}$$

$$2) 0,500 \times 0,025 = V \cdot 0,100$$

$$V = \frac{0,500 \times 0,025}{0,1} = 0,125 \text{ L} = 125 \text{ mL}$$

## REPONSES A QUELQUES EXERCICES

**Réaction chimique****CHAPITRE -II-**

*Exercice n°2 :* C'est le deuxième intervenant qui a raison

Exercice documentaire :

- 1) Magnésium + dioxygène  $\longrightarrow$  oxyde de magnésium
- 2) a- Aluminium + oxyde de ferIII sont les réactifs ;oxyde d'aluminium+fer sont les produits  
b- aluminium + oxyde de ferIII  $\longrightarrow$  fer + oxyde d'aluminium  
c- Non
- 3) Amorcée , exothermique

**CHAPITRE -III-**

*Exercice n°6 :*

- 1) Quantité de butane = 1,55mol
- 2) volume = 1,55 x 24 = 37,24 L

*Exercice n°7 :*

- 1) Dioxyde de carbone – eau sont les réactifs; glucose-dioxygène sont les produits
- 2)  $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$
- 3) a-256,6 milliards de tonnes de dioxyde de carbone  
b-130milles de milliards de m<sup>3</sup> de dioxyde de carbone.

*Exercice n°9 :*

- 1)  $\text{C}_3\text{H}_8 + 5 \text{O}_2 \longrightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- 2) m = 0,15g (volume molaire = 24L.mol<sup>-1</sup>)
- 3) O<sub>2</sub> : 62,5% CO<sub>2</sub> : 37,5%

**Chimie organique**

*Exercice n°2 :*

- 1)  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{C} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2) m = 500g
- 3)  $V = \frac{1 \times 100}{20} = 5\text{m}^3$

*Exercice n°3 :*

- $$\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$$
- 1) V = 500 x 10 = 5000 L = 5m<sup>3</sup>
  - 2) Aérer la salle

*Exercice n°4:*

- 1) 650g
  - 2) 20jours
  - 3)  $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \longrightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
- $$V_{\text{air}} = \frac{650}{58} \times \frac{13}{2} \times 24 \times \frac{100}{20} = 8741\text{L} = 8.741\text{m}^3$$

## Tableau de masses molaires atomiques

Nom	Symbole	Masse molaire atomique approchée (g.mol <sup>-1</sup> )	Nom	Symbole	Masse molaire atomique approchée (g.mol <sup>-1</sup> )
Aluminium	Al	27	Lithium	Li	7
Antimoine	Sb	122	Magnésium	Mg	24,3
Argent	Ag	108	Manganèse	Mn	55
Argon	Ar	40	Mercure	Hg	200,6
Arsenic	As	75	Molybdène	Mo	96
Azote	N	14	Néon	Ne	20
Barium	Ba	137,3	Nickel	Ni	58,7
Beryllium	Be	9	Or	Au	198
Bismuth	Bi	209	Oxygène	O	16
Bore	B	11	Palladium	Pd	106,4
Brome	Br	80	Phosphore	P	31
Cadmium	Cd	112,4	Platine	Pt	195
Calcium	Ca	40	Plomb	Pb	207
Carbone	C	12	Potassium	K	39
Cesium	Cs	133	Radium	Ra	226
Chlore	Cl	35,5	Radon	Rn	222
Chrome	Cr	52	Rubidium	Rb	85,5
Cobalt	Co	59	Silicium	Si	28
Cuivre	Cu	63,5	Sodium	Na	23
Étain	Sn	118,7	Soufre	S	32
Fer	Fe	56	Strontium	Sr	87,6
Fluor	F	19	Titane	Ti	48
Germanium	Ge	72,6	Tungstène	W	184
Hélium	He	4	Uranium	U	238
Hydrogène	H	1	Vanadium	V	51
Iode	I	127	Xénon	Xe	131,3
Iridium	Ir	192	Zinc	Zn	65,4
Krypton	Kr	84	Zirconium	Zr	91,2

