

PHYSIQUE CHIMIE

Notions de première indispensables
pour la Terminale S

Table des matières

1 • LE PHOTON

2 • LES SOLUTIONS COLORÉES

3 • AVANCEMENT D'UNE RÉACTION CHIMIQUE

4 • STRUCTURE DES MOLÉCULES

5 • INTERACTIONS FONDAMENTALES

6 • RADIOACTIVITÉ ET RÉACTIONS NUCLÉAIRES

7 • MATIÈRE ET INTERACTIONS

8 • ALCANES ET ALCOOLS

9 • CHAMPS ET FORCES

10 • FORMES ET CONSERVATION DE L'ÉNERGIE

Édition : Maths Mélisso

Auteur : Alexandre Mélissopoulos

Conception graphique, mise en page, couverture : Cindy Castano Robinet

Juin 2014

1 • LE PHOTON

1. Lumière et énergie

Pour émettre de la lumière, une lampe de poche consomme de l'énergie électrique fournie par les piles. Inversement lorsque la lumière est absorbée par des panneaux photovoltaïques celle-ci est transformée en énergie électrique. La lumière transporte de l'énergie.

La radiation lumineuse peut être caractérisée par sa fréquence ou par sa longueur d'onde dans le vide. La longueur d'onde dépend du milieu de propagation alors que la fréquence est une grandeur invariable que que soit le milieu de propagation.

La fréquence ν (en hertz Hz) est une grandeur invariable et est liée à la longueur d'onde (en mètres) dans le vide avec la relation $\lambda = \frac{c}{\nu}$ ou c est la célérité de la lumière dans le vide ($m.s^{-1}$).

2. La lumière : onde ou particule ?

4 2.1. Insuffisance du modèle ondulatoire

Un modèle ondulatoire de la lumière est indispensable pour expliquer la propagation de la lumière et certaines de ses propriétés telles que la diffraction et les interférences (qui seront vues en terminale S), mais il est insuffisant pour décrire les échanges d'énergie avec la matière.

2.2. Le photon

Les transferts d'énergie entre matière et lumière sont discontinus ou quantifiés. Ils ne peuvent se faire que par «paquets d'énergie» contenant chacun une énergie bien déterminée. Un «paquet d'énergie» est appelé un quantum (au pluriel : des quanta).

Un quantum d'énergie lumineuse est appelé photon.

2.3. L'énergie du photon

L'énergie du photon, notée E , associée à une radiation de fréquence ν est donnée par la relation de Planck : $E=h\nu$ avec h une constante universelle appelée constante de Planck ($h=6,63 \times 10^{-34}$ J.s).

2.4. La lumière : onde et particules

On peut modéliser la lumière par un déplacement de particules de masse nulle : on dit pour cela que la lumière a une nature corpusculaire. La nature de la lumière est à la fois ondulatoire et corpusculaire : ces deux aspects sont nécessaires pour une description complète des propriétés de la lumière.

3. Quantification des niveaux d'énergie de la matière

La découverte du photon et l'étude des spectres de raies atomiques ont permis aux physiciens de comprendre la structure des atomes..

3.1. Quantification des énergie de l'atome

À chaque répartition des électrons sur les couches électroniques correspond un niveau d'énergie de l'atome. Pour qu'un électron passe d'une couche électronique à une couche électronique supérieure, l'atome doit recevoir une certaine quantité d'énergie : cette quantité d'énergie est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux. Lors de la transition inverse, l'atome cède la même quantité d'énergie.

3.1.1. Niveaux d'énergie

Les énergies pouvant être échangées par un atome au repos sont quantifiées : elles ne peuvent prendre que des valeurs discrètes. Par conséquent, l'énergie de l'atome est quantifiée et ne peut prendre que des valeurs discrètes correspondant aux différents niveaux d'énergie.

3.1.2. État fondamental - état excité

Lorsque l'atome est à son niveau d'énergie le plus bas, on dit qu'il est dans son état fondamental. Sinon il est dans son état dit excité.

3.1.3. Transition électronique

Un changement de niveau s'appelle une transition ; on symbolise une transition par une flèche verticale sur le diagramme d'énergie de l'atome.

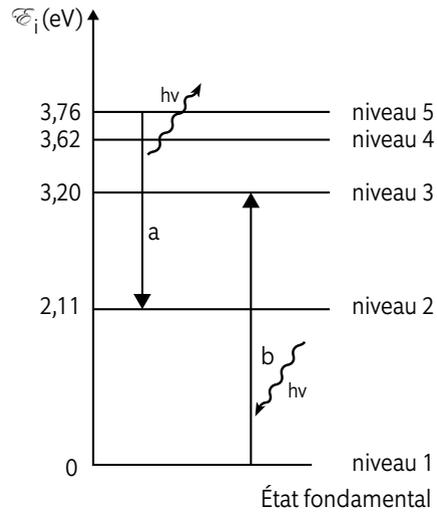
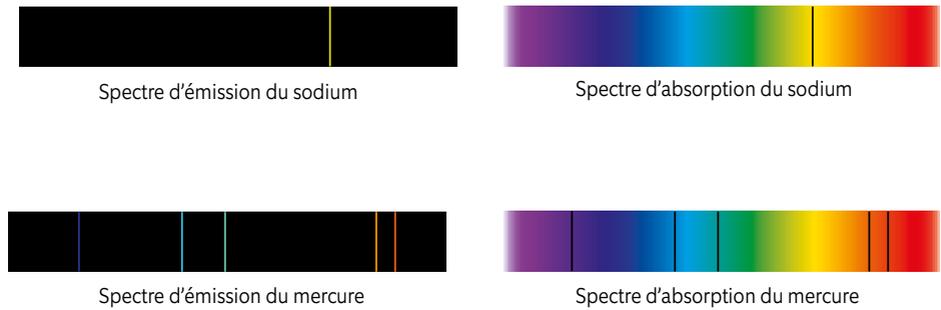
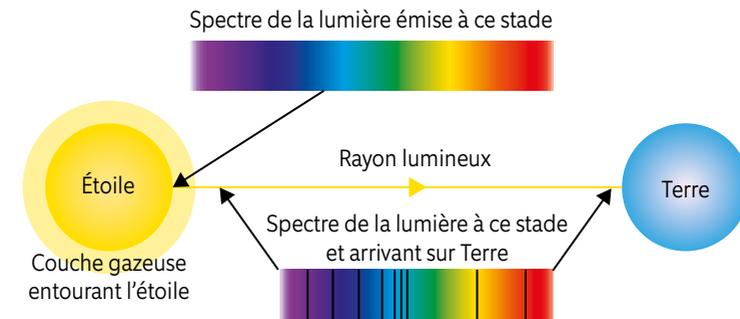


Diagramme d'énergie de l'atome



3.3. De l'atome aux étoiles : le spectre solaire

Le spectre solaire est constitué par le spectre de la lumière blanche, appelé fond continu, auquel se superpose un spectre de raies d'absorption constitué d'environ vingt mille raies sombres.



État de la lumière à différents stades entre son émission et sa réception sur Terre

Le fond continu du spectre solaire est dû au rayonnement thermique de la photosphère. Le spectre de raies d'absorption caractérise les éléments présents dans la chromosphère.

Remarque : le spectre solaire observé depuis le sol terrestre contient en plus quelques raies d'absorption dues à l'atmosphère terrestre.

3.2. Interprétation des spectres atomiques

3.2.1. Spectre de raies d'émission : émission d'un photon

Si l'atome passe d'un niveau d'énergie initiale E_i vers un niveau d'énergie finale E_f inférieur alors l'atome cède de l'énergie et cette transition s'accompagne de l'émission d'un photon. Si ce photon correspond à une radiation visible alors on observe une raie d'émission dans le spectre de l'atome.

3.2.2. Spectre d'absorption : absorption de photon

Si l'atome passe d'un niveau d'énergie initiale E_i vers un niveau d'énergie finale E_f supérieur alors l'atome absorbe de l'énergie, la transition s'accompagne de l'absorption d'un photon. Si ce photon correspond à une radiation visible alors on observe une raie d'absorption noire.

3.2.3. Signature de l'atome

Pour chaque atome, les niveaux d'énergie ont des valeurs particulières et par conséquent les raies d'émission ou d'absorption ont des valeurs caractéristiques de l'atome : le spectre d'émission est la signature de l'atome.

2 • LES SOLUTIONS COLORÉES

1. Molécules organiques de la matière colorée

1.1. Extraire ou synthétiser une espèce colorée

1.1.1. Pigments et colorants

Les molécules de la matière colorée sont classées en deux catégories suivant leur solubilité dans le milieu coloré :

- les pigments insolubles, en suspension dans un liquide ou en dispersion dans un solide ;
- les colorants, espèces solubles dans le milieu qu'ils colorent.

1.1.2. Extraction d'une espèce colorée

Depuis la préhistoire, l'homme extrait des espèces chimiques colorées à partir de plantes (ou d'insectes). Les plantes sont d'abord pilées et hachées, puis on réalise l'opération de macération (trempage dans un solvant froid pour en extraire un de ces composés) ou de décoction (la plante est mélangée au solvant puis chauffée pendant plusieurs minutes pour en retirer les substances actives), qui est suivie d'une filtration pour séparer les déchets solides de la solution aqueuse. On obtient ainsi un bain de teinture. Si l'espèce colorée n'est pas soluble dans l'eau, on utilise un solvant organique afin d'extraire cette espèce chimique. On sépare ensuite les phases par décantation. L'espèce chimique extraite peut être identifiée par chromatographie sur couche mince (C.C.M.).

1.1.3. Synthèse d'une espèce colorée

La synthèse d'une molécule se déroule généralement en 3 étapes :

- la transformation chimique déclenchée par la mise en présence des réactifs ;
- le traitement pour isoler et purifier l'espèce chimique ;
- l'identification de l'espèce chimique synthétisée.

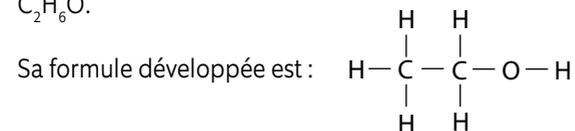
1.2. Structure moléculaire d'une espèce chimique colorée

1.2.1. Molécules organiques

Les molécules organiques sont composées au minimum d'atomes de carbone et d'atomes d'hydrogène. Par exemple CH_4 , CH_4O , $\text{C}_2\text{H}_7\text{N}$ sont des molécules organiques alors que ce n'est pas le cas de CO_2 , CO ou H_2O

1.2.2. Représentations des molécules

Exemple : l'éthanol (alcool utilisé pour la désinfection des plaies) a pour formule brute $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.



Sa formule semi-développée est : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$



Rappels de la classe de seconde :

La formule brute d'un composé moléculaire indique la nature et le nombre des atomes présents dans une molécule de ce composé, mais cette formule brute ne renseigne pas sur l'enchaînement des différents atomes.

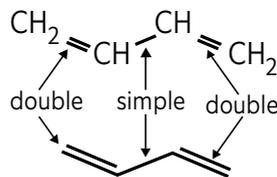
On peut représenter les composés moléculaires par leur formule plane ou formule développée : celle-ci indique, dans un plan (plan de la feuille), les atomes présents dans la molécule et l'ordre dans lequel ils sont liés, toutes les liaisons sont ainsi mises en évidence. Pour simplifier les formules développées, on écrit globalement certains groupes d'atomes, en particulier les atomes d'hydrogène afin d'écrire des formules semi-développées... Dans les formules semi-développées, on ne met pas en évidence les liaisons avec les atomes d'hydrogène ; par contre toutes les autres liaisons sont mises en évidence.

Une nouvelle représentation : formule topologique

Pour simplifier encore les représentations des molécules, on peut utiliser les formules topologiques :

L'écriture topologique se limite à représenter le squelette carboné sous la forme d'une ligne brisée et seuls les atomes autres que les atomes de carbone et les atomes d'hydrogène sont écrits (les atomes d'hydrogène liés à des atomes différents du carbone sont également écrits).

1.2.3. Molécules à liaisons conjuguées



Deux doubles liaisons entre atomes sont dites conjuguées si elles ne sont séparées que par une liaison simple. CH₂=CH-CH=CH₂ : double liaisons conjuguées.

Une molécule organique possédant un système conjugué d'au moins sept doubles liaisons (en l'absence de groupes fonctionnels) forme le plus souvent une espèce chimique colorée.

1.2.4. Influence de groupes caractéristiques

La présence de groupes caractéristiques dans une molécule contenant moins de sept liaisons conjuguées peut conduire à une espèce chimique colorée.

1.3. Facteurs pouvant influencer la couleur d'un matériau

10

1.3.1. Influence du pH du milieu

De nombreux colorants ont une couleur dépendant du pH du milieu dans lequel ils sont en solution. Un grand nombre de ces espèces est utilisée pour connaître la valeur du pH: elles sont des indicateurs colorés de pH.

1.3.2. Influence de la nature du milieu

La couleur d'un colorant peut dépendre de la nature du solvant, ce colorant est alors dit solvatochrome.

1.3.3. Autres facteurs d'influence

Le dioxygène de l'air peut modifier certains groupes caractéristiques d'où une modification possible de la couleur. D'autres matériaux changent de couleur après une exposition à la lumière, les espèces chimiques correspondantes sont dites photochromes (utilisées par exemple dans les verres de lunettes). D'autres matériaux peuvent avoir une couleur sensible à la température ou à l'humidité.

2. Les solutions colorées

2.1. Notion d'absorbance

2.1.1. Couleur d'une solution

Une solution colorée se comporte comme un filtre coloré. La couleur d'une solution colorée correspond aux radiations non absorbées par la solution.

2.1.2. Définition de l'absorbance

L'absorbance A_λ est une grandeur positive sans unité liée à l'intensité de la radiation de longueur d'onde λ absorbant une solution.

2.1.3. Spectre d'absorption d'une solution

On appelle spectre d'absorption d'une solution la représentation graphique de l'absorbance en fonction de la longueur d'onde. Les mesures d'absorbance sont réalisées avec un spectrophotomètre.

2.2. Loi de Beer-Lambert

Pour une radiation de longueur d'onde donnée λ , l'absorbance d'une espèce colorée en solution est proportionnelle à la concentration c de cette espèce : $A_\lambda = k \cdot c$. Le coefficient de proportionnalité k dépend de la nature de l'espèce chimique, de la longueur d'onde de la radiation et de l'épaisseur de solution traversée.

2.3. Dosage spectrophotométrique

2.3.1. Définition

Doser une espèce chimique dans une solution consiste à déterminer sa concentration molaire c_0 .

2.3.2. Principe du dosage spectrophotométrique

Le dosage spectrophotométrique est une technique utilisée lorsque l'espèce en solution est colorée. Elle consiste à mesurer les absorbances de solutions de concentrations connues à une longueur d'onde donnée. On modélise la courbe représentative de $A_\lambda = f(c)$ par une droite d'étalonnage. Cette droite permet de déterminer la concentration d'une solution par lecture graphique (ou à partir de l'équation de la droite) grâce à la mesure de l'absorbance de cette solution.

11

2.3.3. Choix de la longueur d'onde

Afin d'obtenir une meilleure précision (mesure d'absorbance avec la plus faible erreur relative) on utilise une radiation de longueur d'onde correspondant au maximum d'absorption.

2.4. Rappels classe de seconde : calculs des concentrations

2.4.1. Concentration massique en soluté

La concentration massique en soluté (notée c_m) indique la masse de soluté contenue dans un litre de solution ; elle s'exprime en gramme par litre (g.L^{-1}) et se détermine à partir de la formule : $c_m = \frac{m}{V}$ avec m la masse de soluté (en gramme g) ; V le volume de la solution (en litre L).

2.4.2. Concentration molaire

La concentration molaire d'une espèce chimique en solution est la quantité de matière de soluté présente par litre de solution. La concentration molaire s'exprime en mol.L^{-1} et se détermine en divisant la quantité de matière n (mol) de l'espèce chimique par le volume V (L) de la solution : $C = \frac{n}{V}$.

2.4.3. Relation entre concentration molaire et concentration massique

Les concentrations molaire (C) et massique (C_m) sont liées par la relation : $C_m = C \times M$ avec C en mol.L^{-1} , C_m en g.L^{-1} et M (masse molaire du soluté) en g.mol^{-1} .

2.4.4. Masse molaire et quantité de matière

La quantité de matière n (mol) d'une espèce chimique s'obtient en divisant sa masse m (g) par sa masse molaire M (g.mol^{-1}) : $n = \frac{m}{M}$.

3 • AVANCEMENT D'UNE RÉACTION CHIMIQUE

1. Transformation et réaction chimique

1.1 Évolution d'un système chimique

On nomme transformation chimique le passage d'un système chimique d'un état initial à un état final.

À l'échelle macroscopique, l'évolution d'un système chimique est modélisée par une réaction chimique décrite par une équation chimique.

L'équation chimique traduit la loi de conservation des éléments chimiques et la loi de conservation des charges électriques. Les réactifs sont indiqués à gauche de la flèche (symbolisant le processus d'évolution) et les produits sont indiqués à droite de cette flèche.

1.2. Stoechiométrie d'une réaction chimique

On appelle stoechiométrie les relations de proportionnalité qui existent entre les quantités de matière consommées des réactifs et les quantités de matière obtenues des produits de la réaction.

1.3. Nombres stoechiométriques (rappel de la classe de seconde)

Afin de respecter la conservation des éléments chimiques, on place des nombres appelés nombres stoechiométriques devant les formules chimiques des réactifs et/ou des produits dans l'équation chimique. Ces nombres doivent être entiers et les plus petits possible.

1.4. Méthode pour écrire correctement une équation chimique (rappel de la classe de seconde)

Exemple : une bougie est constituée de cire moulée autour d'une mèche en coton. La cire est de la paraffine de formule chimique $\text{C}_{25}\text{H}_{52}$. Cette bougie brûle dans l'air avec une flamme éclairante. La combustion est totale.

- On repère les réactifs de la réaction d'après le texte : paraffine et dioxygène de l'air
- On repère les produits de la réaction d'après le texte : dioxyde de carbone et eau

- On écrit l'équation chimique en plaçant les formules chimiques des réactifs à gauche de la flèche et les formules chimiques des produits à droite.
- On ajuste les nombres stoechiométriques selon la méthode du tableau ci-dessous :

On écrit d'abord les réactifs et les produits sans les nombres stoechiométriques : on remarque alors que la stoechiométrie des éléments Hydrogène, Carbone et Oxygène n'est pas ajustée.	$\text{C}_{25}\text{H}_{52} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
On commence par ajuster les nombres stoechiométriques des éléments qui apparaissent une seule fois à droite et une seule fois à gauche. C'est le cas de l'élément carbone : on place alors 25 devant la formule du dioxyde de carbone.	$\text{C}_{25}\text{H}_{52} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 25 \text{CO}_2$
On ajuste ensuite les nombres stoechiométriques de l'élément hydrogène : on place alors 26 devant H_2O .	$\text{C}_{25}\text{H}_{52} + \text{O}_2 \rightarrow 26 \text{H}_2\text{O} + 25 \text{CO}_2$
On ajuste ensuite les nombres stoechiométriques de l'élément oxygène : on place alors 38 devant la formule du dioxyde.	$\text{C}_{25}\text{H}_{52} + 38 \text{O}_2 \rightarrow 26 \text{H}_2\text{O} + 25 \text{CO}_2$
On vérifie que tous les nombres stoechiométriques sont alors ajustés.	H : $52 = 26 \times 2$ C : $25 = 25$ O : $38 \times 2 = 26 + 25 \times 2$
On vérifie la conservation des charges électriques :	À gauche : 0 À droite : 0
On précise les états physiques des réactifs et produits :	$\text{C}_{25}\text{H}_{52(g)} + 38 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 26 \text{H}_2\text{O}_{(g)} + 25 \text{CO}_{2(g)}$

2. Détermination de l'état final d'un système chimique

2.1. Notion d'avancement

L'avancement x est une grandeur qui permet de suivre l'évolution des quantités de matière des réactifs et produits d'une transformation chimique. Cette grandeur correspond à une quantité de matière et s'exprime donc en mole.

Exemple : on étudie l'action d'une solution d'hydroxyde de sodium sur une solution de sulfate de cuivre (II) : les ions hydroxyde ($\text{OH}^-_{(aq)}$) réagissent avec les ions cuivre (II)

($\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$) pour donner un précipité d'hydroxyde de cuivre (II). L'équation chimique est alors : $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$

L'interprétation macroscopique de cette équation chimique nous donne : une mole d'ions cuivre (II) réagit avec deux moles d'ions hydroxyde pour conduire à la formation d'une mole d'hydroxyde de cuivre (II). Au cours de l'évolution si la quantité de matière d'hydroxyde de cuivre formée est x (mol) alors il a disparu x (mol) d'ions cuivre (II) et $2x$ (mol) d'ions hydroxyde.

2.2. Avancement maximal et réactif limitant

On appelle réactif limitant le réactif entièrement consommé au cours de la transformation: il voit donc sa quantité de matière s'annuler à l'état final. L'avancement maximal correspond à la valeur de l'avancement pour laquelle le réactif limitant est entièrement consommé.

2.3. Tableau d'évolution [ou tableau d'avancement]

Le tableau d'évolution (ou tableau d'avancement) décrit l'évolution des quantités de matière des réactifs et des produits de l'état initial à l'état final.

Exemple : on fait réagir 3,0 mmol d'ions cuivre (II) avec 2,0 mmol d'ions hydroxyde. À l'aide d'un tableau d'évolution, déterminer le réactif limitant ainsi que la couleur du milieu réactionnel à l'état final.

Équation		$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 \text{OH}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$		
État	Avancement	$n(\text{Cu}^{2+})$	$n(\text{OH}^-)$	$n(\text{Cu}(\text{OH})_2)$
Initial	$x = 0$	3,0	2,0	0
Intermédiaire	x	$3,0 - x$	$2,0 - 2x$	x
Final	$x_{\text{max}} = 1,0 \text{ mmol}$	2,0	0	1,0

- Détermination de l'avancement maximal : on sait que les quantités de matière sont des grandeurs positives ou nulles donc :

$$\begin{cases} 3,0 - x \geq 0 \\ 2,0 - 2x \geq 0 \end{cases}$$

d'où

$$\begin{cases} 3,0 \geq x \\ 1,0 \geq x \end{cases}$$

Parmi les deux valeurs 1,0 et 3,0 on choisit la plus faible, soit finalement la valeur maximale:
 $x_{\max} = 1,0 \text{ mmol}$.

- Réactif limitant : l'ion hydroxyde voit sa quantité de matière à l'état final c'est donc le réactif limitant.
- État final : à l'état final il reste 2,0 mmol d'ions cuivre (II), il n'y a plus d'ions hydroxyde et il s'est formé 1,0 mmol d'hydroxyde de cuivre (II). Comme il reste des ions cuivre (II) alors le milieu réactionnel sera de couleur bleue à l'état final (couleur des ions cuivre (II)).

2.4. Cas du mélange stoechiométrique

Dans le cas où tous les réactifs sont limitants, le mélange initial est dit stoechiométrique.

En reprenant notre exemple, pour que le mélange initial soit stoechiométrique il faut que la quantité de matière d'ions hydroxyde soit deux fois plus grande que la quantité de matière d'ions cuivre (II) ;

$$\text{c'est-à-dire que : } \frac{n_i(\text{Cu}^{2+})}{1} = \frac{n_i(\text{OH}^-)}{2}.$$

À partir de cette proportion, on peut déterminer le réactif limitant sans établir de tableau d'évolution :

- si $\frac{n_i(\text{Cu}^{2+})}{1} = \frac{n_i(\text{OH}^-)}{2}$ alors les ions cuivre (II) sont introduits en excès et le réactif

limitant est l'ion hydroxyde.

- si $\frac{n_i(\text{Cu}^{2+})}{1} < \frac{n_i(\text{OH}^-)}{2}$ alors les ions hydroxyde sont introduits en excès et le réactif

limitant est l'ion cuivre (II).

4 • STRUCTURE DES MOLÉCULES

1. Représentation de Lewis

1.1 Électrons de valence

Les électrons de la couche externe d'un atome sont appelés électrons de valence :

Atome	C	H	N	O	Cl
Z	6	1	7	8	17
Structure électronique	(K) ² (L) ⁴	(K) ¹	(K) ² (L) ⁵	(K) ² (L) ⁶	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷
Nombre d'électrons de valence	4	1	5	6	7

1.2. Règles du duet et de l'octet (rappel de la classe de seconde)

Les atomes ont tendance à adopter la structure des gaz nobles, c'est-à-dire à posséder deux électrons sur leur couche externe pour les éléments chimiques de numéro atomique inférieur ou égal à 4 (règle du duet) ou à posséder 8 électrons sur leur couche externe pour les autres (règle de l'octet).

Pour satisfaire ces règles un atome peut soit :

- perdre ou gagner des électrons et se transformer en ions ;
- se lier à d'autres atomes en formant des liaisons covalentes et constituer des molécules.

1.3. Liaisons covalentes (doublets liants)

Une liaison covalente (correspondant à un doublet liant) résulte de la mise en commun de deux électrons par deux atomes, chaque atome apportant un électron. Le nombre de liaisons covalentes engagées par un atome est égal au nombre d'électrons qu'il lui manque pour respecter la règle de l'octet ou du duet.

1.4. Doublets non liants

Les électrons externes de l'atome non engagés dans des liaisons covalentes se regroupent deux par deux en doublets non liants localisés autour de l'atome. Le nombre de doublets non liants est égal au nombre d'électrons de la couche externe qui ne sont pas mis en commun divisé par deux.

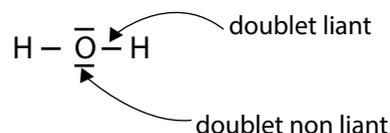
1.5. Formule de Lewis d'une molécule

La formule de Lewis d'une molécule est la représentation des atomes qui la constituent et de ses électrons de valence regroupés en doublets liants ou non liants :

Un doublet liant est symbolisé par un tiret entre les atomes représentant la liaison covalente entre ces atomes ;

Un doublet non liant est symbolisé par un tiret placé à côté du symbole de l'atome porteur de ce doublet.

Exemple :



1.6. Nombre de doublet liants et non liants des principaux atomes

Atome	C	H	N	O	Cl
Structure électronique	(K) ² (L) ⁴	(K) ¹	(K) ² (L) ⁵	(K) ² (L) ⁶	(K) ² (L) ⁸ (M) ⁷
Règle de stabilité à satisfaire	octet	duet	octet	octet	octet
Nombre de liaisons covalentes	8 - 4 = 4	2 - 1 = 1	8 - 5 = 3	8 - 6 = 2	8 - 7 = 1
Nombre de doublets non liants	$\frac{4-4}{2} = 0$	$\frac{1-1}{2} = 0$	$\frac{5-3}{2} = 1$	$\frac{6-2}{2} = 2$	$\frac{7-1}{2} = 3$

À partir du tableau on peut déterminer les représentations de Lewis des molécules suivantes :

Eau (H ₂ O)	Méthane (CH ₄)	Ammoniac (NH ₃)	Ethène (C ₂ H ₄)	Dioxyde de carbone (CO ₂)

2. Géométrie des molécules

2.1. Règle de répulsion minimale des doublets d'électrons

Les doublets d'électrons (liants et non liants) d'un atome se positionnent dans l'espace de sorte à toujours minimiser la répulsion électrique qu'ils exercent les uns sur les autres: ils s'orientent donc autour de l'atome de façon à être le plus éloignés possible les uns des autres.

2.2. Recherche de la forme géométrique

La géométrie d'une molécule dépend du nombre de doublets liants et non liants autour de chaque atome.

a 	a 	b 	b
La molécule de méthane possède un atome de carbone entouré par quatre doublets liants: afin que ces doublets soient les plus éloignés il faut envisager une structure dans l'espace (tétraédrique).	La molécule d'ammoniac possède un atome d'azote entouré par 3 liaisons covalentes et un doublet non liant: afin de respecter la répulsion électrique minimale les 4 atomes occupent les sommets d'une pyramide.	La molécule de dioxyde de carbone est linéaire afin que les deux doubles liaisons soient les plus éloignées	Dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène est entouré par deux doublets liants et deux doublets non liants: afin de respecter la répulsion minimale la molécule d'eau est triangulaire

3. Isomérisation Z - E

3.1. Propriété de la double liaison carbone - carbone

L'observation du modèle moléculaire de la molécule d'éthène de formule CH₂=CH₂ montre qu'il n'y a pas de possibilité de rotation autour d'une double liaison.

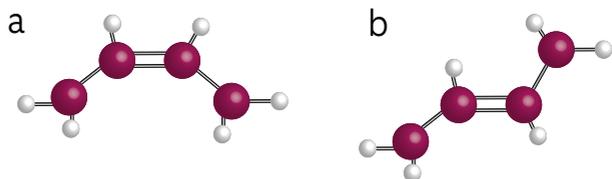
3.2. Isomérisation Z - E

Pour une molécule du type $R - CH = CH - R'$, où R et R' sont des groupes d'atomes différents de l'atome d'hydrogène, on observe deux isomères dus à l'impossibilité de rotation autour de la double liaison :

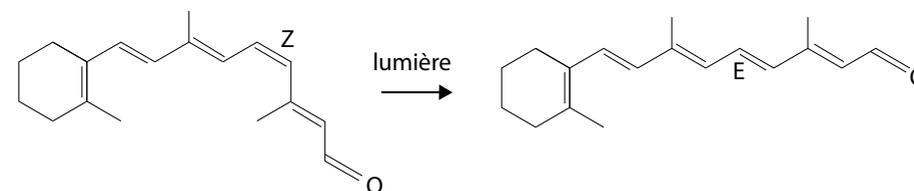
- l'isomère est dénommé Z si les groupes d'atomes R et R' sont disposés du même côté de la double liaison ;
- l'isomère est dénommé E si les groupes d'atomes R et R' sont disposés de part et d'autre de la double liaison.

Exemple : le but-2-ène existe sous la forme de deux isomères :

(a) : isomère Z ; (b) : isomère E.



L'équation de réaction de l'isomérisation Z/E du rétinol s'écrit :



3.3. Conditions pour observer une isomérisation Z - E

Pour qu'une molécule présente l'isomérisation Z-E il faut qu'elle contienne une double liaison carbone - carbone et que chaque atome de carbone engagé dans la double liaison soit lié à deux atomes (ou groupes d'atomes) différents.

3.4. Isomérisation Z - E photochimie

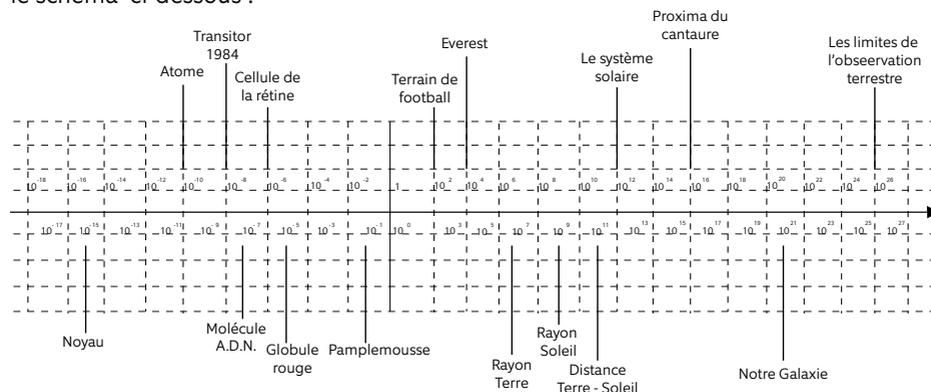
Le passage d'un isomère Z/E à l'autre ne peut se faire que par le remplacement temporaire de la double liaison par une simple liaison autour de laquelle la rotation est possible : cette isomérisation nécessite donc un apport d'énergie. L'isomérisation photochimique est la transformation d'un isomère Z en son isomère E (ou vice versa) sous l'effet d'un rayonnement lumineux qui apporte l'énergie nécessaire à l'isomérisation.

Exemple : L'isomérisation photochimique du rétinol est responsable du mécanisme de la vision.

5 • INTERACTIONS FONDAMENTALE

1. La matière à différentes échelles

Les édifices organisés présents dans l'Univers ont des dimensions très différentes. Les ordres de grandeur (puissance de 10 la plus proche) de ces dimensions sont résumés sur le schéma ci-dessous :



Rayon noyau	Rayon atome	Cellule	Homme	Rayon Terre	Terre-Soleil	Notre Galaxie
10^{-15} m	10^{-10} m	10^{-5} m	10^0 m = 1	10^7 m	10^{11} m	10^{21} m

2. Constitution des édifices de l'univers

2.1. Les particules élémentaires

Les protons, les neutrons et les électrons sont appelés particules élémentaires :

- le proton a une masse $m_p = 1,673 \cdot 10^{-27}$ kg et une charge électrique $q_p = 1,60 \cdot 10^{-19}$ C ;
- le neutron a une masse $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27}$ kg et une charge nulle ;
- l'électron a une masse $m_e = 9,31 \cdot 10^{-31}$ kg et une charge $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19}$ C.

2.2. Atomes, ions, molécules (rappel de seconde)

L'atome est constitué d'un noyau et d'un nuage électronique. Le noyau est représenté symboliquement par ${}^A_Z X$ ou A est appelé le nombre de nucléons (ou nombre de masse) et Z est appelé le nombre de charges (ou numéro atomique). Le noyau contient Z protons et (A-Z) neutrons.

Un atome peut perdre ou gagner des électrons pour donner un ion : un ion est donc

constitué aussi de protons, d'électrons et de neutrons. Les atomes peuvent se lier entre eux pour donner des molécules.

Les protons, les neutrons et les électrons sont donc les «briques de base» de la matière de l'Univers.

3. Charge des édifices de l'Univers

3.1. Électrisation

On approche une baguette de verre électrisée d'un pendule non chargé.	L'approche de la baguette électrisée a créé une dissymétrie dans la répartition des charges : le pendule est attiré par la baguette électrisée. C'est le phénomène d'influence.	Après contact entre la baguette électrisée et la boule, la boule se retrouve chargée positivement. C'est le phénomène d'électrisation par contact.

Les expériences d'électrisation s'expliquent par des transferts d'électrons.

Les électrons sont en général les seules particules élémentaires susceptibles d'être arrachées, apportées à la matière ou déplacées.

3.2. Charge élémentaire

Au cours d'une électrisation il y a modification du nombre d'électrons donc toute charge électrique est un multiple de la charge élémentaire (notée e) égale à la valeur absolue de la charge de l'électron ($e = 1,60 \cdot 10^{-19}$ C).

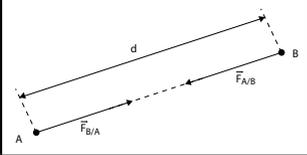
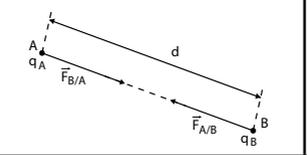
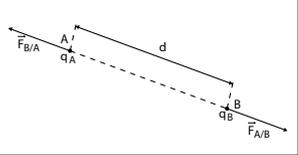
4. Interactions fondamentales

Quatre interactions fondamentales permettent d'interpréter tous les phénomènes physiques, chimiques et biologiques.

4.1. Interaction gravitationnelle

Loi de l'attraction universelle de Newton : L'interaction gravitationnelle entre deux corps ponctuels A et B, de masses respectives m et m' séparés de la distance d , est modélisée par des forces attractives $\vec{F}_{A/B}$ $\vec{F}_{B/A}$ ayant la même droite d'action, des sens opposés

et de valeur : $\vec{F}_{A/B} = \vec{F}_{B/A} = G \frac{mm'}{d^2}$ où G est la constante de gravitation universelle ($G = 6,67 \cdot 10^{-11} \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{kg}^{-2}$).

		
Modélisation de l'interaction gravitationnelle	Modélisation de l'interaction électrique pour des charges de signes opposés	Modélisation de l'interaction électrique pour des charges de même signe.

4.2. Interaction électromagnétique (loi de Coulomb)

24

Deux corps chargés électriquement sont soumis à une interaction électrique s'ils sont au repos, à laquelle vient s'ajouter une interaction magnétique s'ils sont en mouvement. On parle alors d'interaction électromagnétique.

Deux corps ponctuels immobiles A et B porteurs de charges électriques q_A et q_B , séparés d'une distance d , exercent l'un sur l'autre des actions mécaniques de même direction :

- attractives si les charges q_A et q_B sont de signes opposés ;
- répulsives si les charges q_A et q_B sont de même signe.

L'interaction est modélisée par des forces dites électrostatiques ayant la même valeur : avec K la constante de coulomb, dans l'air et dans le vide.

4.3. Interaction forte et faible

L'interaction forte est attractive, très intense et d'une portée très faible : elle lie les nucléons entre eux et assurent la cohésion du noyau en compensant la répulsion électrique entre protons.

L'interaction faible a une valeur environ un million de fois plus faible que la valeur de l'interaction forte entre deux nucléons et a une portée également très faible. Une des manifestations les plus courantes de l'interaction faible est la radioactivité .

4.4. Domaines de prédominance des interactions

L'interaction gravitationnelle prédomine à l'échelle astronomique. L'interaction électromagnétique prédomine à l'échelle humaine et à l'échelle atomique. L'interaction forte et l'interaction faible prédominent à l'échelle du noyau.

25

6 • RADIOACTIVITÉ ET RÉACTIONS NUCLÉAIRES

1. Réactions nucléaires spontanées

1.1. Noyaux isotopes

Deux isotopes ont le même nombre de protons (Z) mais des nombres de neutrons différents (A - Z).

Exemple : $^{12}_6C$ et $^{13}_6C$ sont deux isotopes du carbone.

1.2. Cohésion du noyau et radioactivité

L'interaction forte assure la cohésion du noyau en s'opposant à la répulsion électrique entre protons mais lorsque le noyau possède un excès de protons (par rapport au nombre de neutrons), un excès de neutrons (par rapport au nombre de proton ou un excès de neutrons et de protons, il est alors instable : ce noyau va se transformer spontanément en un autre noyau.

Un noyau radioactif est un noyau instable.

La radioactivité est la manifestation spontanée d'une réaction nucléaire dans laquelle un noyau radioactif, appelé père, se désintègre en un autre noyau, appelé noyau fils, et émet une particule.

La radioactivité est dite naturelle lorsque les noyaux instables existent dans la nature, elle est dite artificielle lorsque les noyaux instables sont créés au laboratoire.

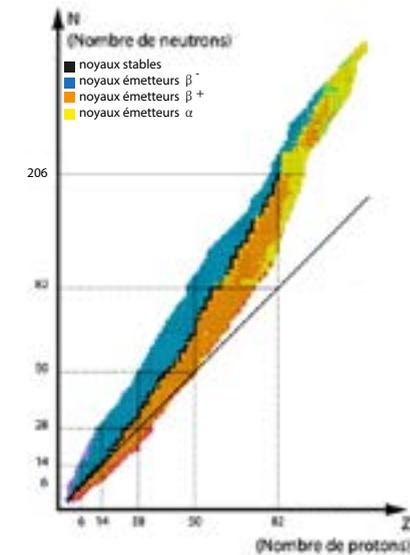
Les éléments radioactifs artificiels sont créés par collision de particules dans des accélérateurs de particules.

1.3. Lois de conservations (lois de Soddy)

Toutes les réactions nucléaires obéissent à des lois de conservation appelées lois de Soddy :

Lors d'une réaction nucléaire, il y a conservation du nombre de charges et du nombre de nucléons : pour une réaction du type $^A_ZX \rightarrow ^{A_1}_{Z_1}Y_1 + ^{A_2}_{Z_2}Y_2$ on a alors : $A = A_1 + A_2$ pour la conservation du nombre de nucléons et $Z = Z_1 + Z_2$ pour la conservation du nombre de charges.

1.4. Les différents types de désintégrations



Le diagramme de stabilité (Z, N) montre trois types de noyaux radioactifs:

- les noyaux riches en protons et neutrons qui émettent une particule α (alpha) correspondant à un noyau d'hélium (4_2He) : radioactivité α .

Exemple : le polonium 210 : $^{210}_{84}Po \rightarrow ^{206}_{82}Pb + ^4_2He$

- les noyaux riches en neutrons qui émettent un électron $^0_{-1}e$ (radioactivité β^-) et un antineutrino $\bar{\nu}_e$, particule de masse quasi nulle.

Exemple : le cobalt 60 : $^{60}_{27}Co \rightarrow ^{60}_{28}Ni + ^0_{-1}e + ^0_0\bar{\nu}_e$

- les noyaux riches en protons qui émettent un positon 0_1e (radioactivité β^+) et un neutrino $^0_0\nu_e$ particule de masse quasi nulle .

Exemple : le phosphore 30 : $^{30}_{15}P \rightarrow ^{30}_{14}Si + ^0_1e + ^0_0\nu_e$

1.5. La désexcitation γ

À la suite d'une désintégration, le noyau fils peut être émis dans un état excité, son retour à l'état fondamental entraîne une libération d'énergie sous forme de rayonnement électromagnétique très énergétique (rayonnement γ).

1.6. Activité et décroissance radioactive

L'activité A d'un échantillon radioactif est le nombre de désintégrations qu'il produit en une seconde. L'unité d'action est le becquerel (Bq) et correspond à une désintégration par seconde.

Quelques valeurs à connaître :

Homme de 70 kg	1L d'eau minérale	Isotopes utilisés en médecine	1kg de plutonium
7000 Bq	10 Bq	10^6 à 10^9 Bq par kg	10^{12} Bq

La radioactivité est un phénomène aléatoire : il est impossible d'estimer la date à laquelle un noyau radioactif va se désintégrer. Par contre on peut estimer le nombre de noyaux qui vont se désintégrer pendant un certaine durée.

L'activité est divisée par deux au bout d'une durée appelée demi-vie ($t_{1/2}$). La demi-vie est caractéristique du noyau radioactif.

2. Réactions nucléaires provoquées

2.1. La fission nucléaire

La fission est une réaction nucléaire au cours de laquelle un noyau lourd, dit fissile, se scinde en deux noyaux plus légers sous l'impact d'un neutron.

Exemple : dans un réacteur nucléaire, on utilise de l'uranium 235: ${}^{235}_{92}\text{U} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{140}_{55}\text{Cs} + {}^{93}_{37}\text{Rb} + 3 {}^1_0\text{n}$
Les neutrons libérés peuvent à leur tour provoquer la fission d'autres noyaux d'uranium: on parle de réaction en chaîne.

2.2. La fusion nucléaire

La fusion nucléaire est une réaction nucléaire au cours de laquelle deux noyaux légers s'unissent pour donner un noyau plus lourd.

Exemple : ${}^2_1\text{H} + {}^3_1\text{H} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^1_0\text{n}$; la fusion de deux noyaux (qui ont tendance à se repousser) nécessite des températures élevées, ces conditions existent dans les étoiles comme le Soleil. Sur Terre, les recherches de la maîtrise de la fusion sont en cours.

3. Bilan d'énergie

3.1. Perte de masse et énergie libérée

D'après la relation d'équivalence entre la masse et l'énergie postulée par Einstein, à une libération d'énergie correspond une perte de masse.

Lorsque la masse d'un système diminue, l'énergie qu'il libère est donnée par la relation d'Einstein : $E_{\text{libérée}} = |\Delta m| \cdot c^2$

où Δm représente la variation de masse entre l'état initial et l'état final,

donc : $E_{\text{libérée}} = |m_{\text{finale}} - m_{\text{initiale}}| \cdot c^2$

avec les masses en kg, c la célérité de la lumière dans le vide ($2,998 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$) et l'énergie en joules.

3.2. Réactions nucléaires et énergie libérée

Les réactions nucléaires spontanées, les réactions de fusion et de fission s'accompagnent d'une libération d'énergie liée à la perte de masse. Cette énergie est libérée sous forme d'énergie cinétique cédée aux différents noyaux et particules et sous forme de rayonnement électromagnétique.

Ce bilan d'énergie a permis à Pauli (en 1933) de postuler l'existence du neutrino, particule de charge nulle et de masse quasi nulle qui emporte l'énergie manquante au cours de la radioactivité β .

Quelques valeurs des énergies libérées (à savoir):

Type de réaction	Fusion	Fission	Désintégration α	Combustion du pétrole
Énergie libérée	$2 \cdot 10^{11}$ J par gramme d'hydrogène	$8 \cdot 10^{10}$ J par gramme d'uranium 235	$2 \cdot 10^9$ J par gramme de radon 222	$4 \cdot 10^4$ J par gramme de pétrole

3.3. Défaut de masse des noyaux

Des mesures montrent que la masse d'un noyau est inférieure à la masse des nucléons qui le constituent : c'est le défaut de masse.

Le défaut de masse d'un noyau est la différence entre la masse des nucléons, isolés et au repos, et la masse du noyau : $\Delta m = [Z \cdot m_p + (A-Z) \cdot m_n] - m({}^A_Z X)$.

La formation d'un noyau s'accompagne d'une perte de masse donc d'une libération d'énergie appelée énergie de liaison du noyau et donnée par :

$$E_l = [Z \cdot m_p + (A-Z) \cdot m_n - m({}^A_Z X)] \cdot c^2$$

Pour comparer la stabilité de différents noyaux il faut comparer les énergies de liaison par nucléon : plus l'énergie de liaison par nucléon est grande, plus le noyau est stable.

7 • MATIÈRE ET INTERACTIONS

1. Cohésion des solides ioniques et moléculaires

1.1. États de la matière

1.1.1. Rappels des propriétés des états physiques

L'état gazeux est caractérisé par des molécules ou ions qui sont éloignés les uns des autres et constamment en mouvement : c'est un état dispersé et désordonné.

L'état liquide est caractérisé par des molécules ou ions en contact les uns des autres et constamment en mouvement : c'est un état condensé et désordonné.

L'état solide est caractérisé par des molécules ou ions en contact les uns des autres, dans un empilement régulier, et en vibration autour d'une position d'équilibre : c'est un état condensé et ordonné.

1.1.2. Solides ioniques et moléculaires

Un solide ionique est un empilement régulier d'anions et de cations dans l'espace.

Exemple : le chlorure de sodium est un solide ionique constitué d'ions sodium (Na^+) et d'ions chlorure (Cl^-).

Un solide moléculaire est un empilement régulier de molécules dans l'espace.

Exemple : la glace est un solide moléculaire constitué d'un empilement de molécules d'eau.

1.2. Transferts thermiques

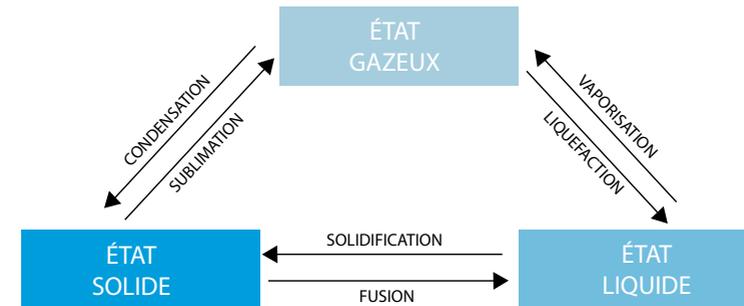
1.2.1. Agitation thermique

Les molécules ou ions empilés dans un solide ne sont pas rigoureusement immobiles : ils sont animés d'un mouvement de vibration appelé agitation thermique. Quand la température d'un corps augmente, le mouvement des molécules, ions ou atomes s'intensifie.

Une élévation de température est liée à une augmentation de l'agitation thermique des entités de matière.

1.2.2. Transfert thermique et température

Lorsque deux corps de température différente sont en contact, le corps le plus froid reçoit de l'énergie du corps le plus chaud par transfert thermique jusqu'au moment où les deux corps sont à la même température (équilibre thermique).



Une élévation de température produit une augmentation du mouvement de vibration des entités de matière, une augmentation du mouvement désordonné des entités de matière d'un liquide ou une augmentation de la vitesse des entités de matières d'un gaz.

1.2.3. Transfert thermique et changement d'état

Lors d'un changement d'état, la température d'un corps pur reste constante. Si un corps reçoit de l'énergie par transfert thermique alors il passe d'un état plus ordonné vers un état moins ordonné (solide : liquide : gaz) et inversement il cède de l'énergie dans le cas contraire (gaz : liquide : solide).

On appelle énergie molaire moléculaire de changement d'état l'énergie cédée ou reçue par mole de corps pur transformé au cours d'un changement d'état.

Exemple : l'énergie de vaporisation de l'eau vaut $E_{m',vap} = 40,6 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1.3. Cohésion de la matière condensée

1.3.1. États et interactions moléculaires

À l'état gazeux, les entités de matière (molécules, atomes ou ions) sont éloignées les unes des autres : il n'y a pas ou peu d'interactions entre les différentes entités de matière.

Par contre à l'état liquide ou solide, les entités de matière sont proches les unes des autres et sont soumises à des interactions attractives qui les maintiennent en contact les unes des autres.

Les interactions entre les différentes entités de matière, appelées interactions intermoléculaires, assurent la cohésion de la matière condensée (état liquide ou solide).

1.3.2. Température de changement d'état

Plus les interactions intermoléculaires sont importantes, plus les températures de changements d'état sont élevées.

1.3.3. Cohésion des solides ioniques

La cohésion des solides ioniques est assurée par une interaction électrostatique selon la loi de Coulomb. L'interaction répulsive (entre deux ions de charges de même signe) est inférieure à l'interaction attractive (entre deux ions de charges de signes contraires). Les températures de changement d'état des solides ioniques sont très élevées car les interactions électrostatiques entre les ions constitutifs sont importantes.

1.3.4. Cohésion des solides moléculaires

Les interactions qui assurent la cohésion des solides moléculaires sont plus faibles que celles qui assurent la cohésion des solides ioniques ; il en résulte que les températures de changement d'état des solides moléculaires sont plus faibles que les températures de changement d'état des solides ioniques.

Ces interactions sont de deux types : les interactions de Van der Waals et les liaisons hydrogène.

Force de Van der Waals

Les forces de Van der Waals s'expliquent par des interactions entre des dipôles électriques (dipôles permanents ou instantanés).

- Comment se forment ces dipôles électriques permanents?

• Électronégativité d'un atome

L'électronégativité d'un atome se traduit par sa capacité à attirer à lui le doublet d'électrons d'une liaison dans laquelle il est engagé.

L'électronégativité d'un atome varie selon la place de l'élément chimique correspondant dans la classification périodique : l'électronégativité augmente de gauche à droite et de bas en haut de la classification périodique.

• Liaison polarisée

Une liaison entre deux atomes A et B est polarisée si ces deux atomes ont des électronégativités différentes. Si l'atome B possède une électronégativité supérieure à celle de l'atome A alors l'atome B possède une charge partielle négative (notée δ^-) et l'atome A possède une charge partielle positive (notée δ^+).

Exemple : l'atome de fluor est plus électronégatif que l'atome d'hydrogène donc dans la molécule d'acide fluorhydrique (HF) la liaison H-F est polarisée et notée : $H^{\delta^+} - F^{\delta^-}$

• Polarité d'une molécule

Si le barycentre des charges partielles positives ne coïncide pas avec le barycentre des charges partielles négatives alors la molécule est polaire ; il en résulte la formation d'un dipôle permanent.

- Comment se forment les dipôles instantanés?

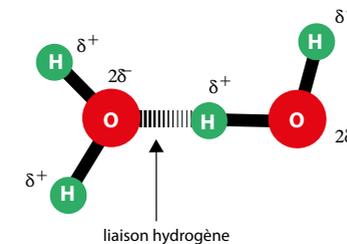
Si le barycentre des charges partielles positives coïncide avec le barycentre des charges partielles négatives alors la molécule est apolaire.

Dans une molécule apolaire, par exemple le diiode (I_2), les électrons se trouvent statistiquement le plus souvent aussi près d'un noyau que de l'autre (expliquant le caractère apolaire de la molécule). Mais à un instant donné, ces électrons peuvent être plus proches de l'un des deux noyaux : il apparaît alors un dipôle instantané au sein de la molécule.

Liaison hydrogène

Une liaison hydrogène se forme lorsqu'un atome d'hydrogène, lié à un atome très électronégatif A, interagit avec un atome B d'une autre molécule, également très électronégatif, et porteur d'un doublet non liant.

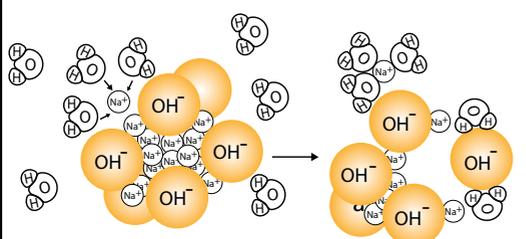
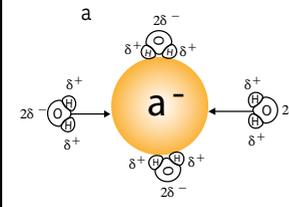
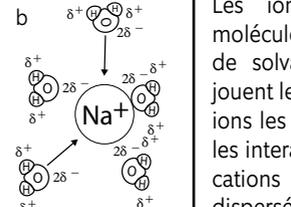
Exemple : on observe des liaisons hydrogène entre les molécules d'eau.



2. Dissolution et solvation

2.1. Dissolution d'un solide ionique

2.1.1. Rôle du solvant

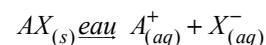
<p>approche des molécules d'eau départ des ions</p> 	<p>Quand le solide ionique est introduit dans l'eau, des molécules d'eau s'orientent à sa proximité : un cation attire la partie qui porte une charge partielle négative d'une molécule d'eau (l'atome d'oxygène) ; un cation attire la partie qui porte une charge partielle positive d'une molécule d'eau (les atomes d'hydrogène). Ces interactions soluté-solvant affaiblissent les forces électrostatiques qui assuraient la cohésion du solide et les ions finissent par se séparer : c'est la dissociation.</p>
<p>a</p> 	<p>b</p> 

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau (ou dans un solvant polaire) se déroule schématiquement en trois étapes :

- Dissociation des ions du solide
- Hydratation (ou solvation) des ions
- Dispersion des ions dans la solution.

2.1.2. Équation de la dissolution

L'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique de formule $AX_{(s)}$ constitué d'ions A^+ et X^- s'écrit :



L'équation de la réaction de dissolution traduit la conservation de la matière et des charges électriques.

2.1.3. Concentration molaire en soluté apporté

La concentration molaire en soluté apporté (en mol. L⁻¹) est notée C_s et est égale au quotient de la quantité de matière (en mol) de soluté $n(S)$ mise en solution par le volume V_{sol} de la solution (en L) : $C_s = \frac{n(S)}{V_{sol}}$

2.1.4. Concentration molaire des ions en solution

La concentration molaire d'un ion M^{P+} ou X^{n-} en solution est notée $[M^{P+}]$ ou $[X^{n-}]$ et est égale au quotient de la quantité de matière d'ions $n(M^{P+})$ ou $n(X^{n-})$ présente dans la solution par le volume de la solution :

$$[M^{P+}] = \frac{n(M^{P+})}{V_{sol}} \quad \text{et} \quad [X^{n-}] = \frac{n(X^{n-})}{V_{sol}}$$

La concentration réelle des ions en solution peut être différente de la concentration en soluté apporté : l'équation de dissolution permet d'établir un lien entre ces concentrations.

2.1.5. Électroneutralité d'une solution

Une solution ionique est électriquement neutre : la quantité de charges élémentaires positives portées par les cations est égale à la quantité de charges élémentaires négatives portées par les anions.

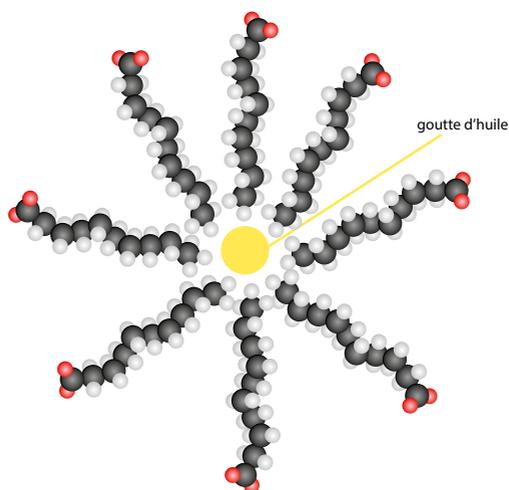
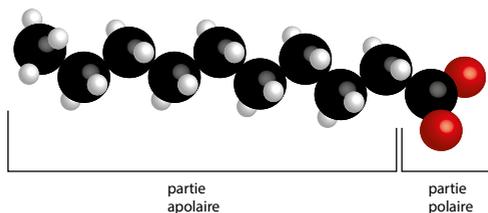
2.2. Dissolution d'un composé moléculaire

Les espèces chimiques moléculaires ne peuvent se dissoudre dans l'eau (ou dans un solvant polaire) que si elle sont susceptibles de s'y solvater : les espèces chimiques moléculaires polaires sont solubles dans les solvants polaires.

Les espèces chimiques moléculaires apolaires ne sont pas solubles dans l'eau mais le sont dans des solvants apolaires comme l'hexane.

Remarque : certaines espèces chimiques (comme les tensioactifs) possèdent une partie polaire et une partie apolaire ce qui leur permet de créer des émulsions entre un solvant polaire et un solvant apolaire non miscible (comme l'eau et l'huile).

La partie polaire est soluble dans l'eau et la partie apolaire est soluble dans l'huile.



8 • ALCANES ET ALCOOLS

Quelques molécules d'alcane et d'alcool :

Alcane		Alcool		
Ethane	Butane	Ethanol	Butan-1-ol	Méthanol

1. Chaînes carbonées

1.1 Définitions

Une chaîne carbonée (c'est-à-dire l'enchaînement des atomes de carbone) peut être :

- linéaire si tous les atomes de carbone sont liés les uns à la suite des autres sans former de cycle (la chaîne ne se referme pas sur elle-même)
- ramifiée si au moins un des atomes de carbone est lié à trois ou quatre atomes de carbone
- cyclique si au moins un enchaînement d'atomes de carbone se referme sur lui-même.

1.2. Rappels

À partir d'une même formule brute on peut parfois déterminer plusieurs enchaînements d'atomes : les molécules correspondantes sont des isomères. Une molécule peut être représentée par une formule développée, une formule semi-développée ou une formule topologique.

2. Nomenclature des alcanes

2.1. Définition

Un alcane est un hydrocarbure (molécule constituée uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène) à chaîne linéaire ou ramifiée de formule brute C_nH_{2n+2} ou n est un nombre entier supérieur ou égal à un.

2.2 Nomenclature

2.2.1. Alcanes linéaires

Les quatre premiers alcanes portent des noms consacrés par l'usage courant : méthane, éthane, propane, butane. Le nom qui désigne les suivants comporte deux parties distinctes :

- Un préfixe indiquant le nombre d'atomes de carbone de la chaîne carbonée (pent, hex, hept, oct, non, déc...)
- la terminaison «ane» caractéristique des alcanes.

Exemple : méthane (CH₄) ; éthane (CH₃-CH₃) ; pentane (CH₃ - CH₂ - CH₂ - CH₂ - CH₃)

2.2.2. Groupes alkyles non ramifiés

En enlevant un atome d'hydrogène de bout de chaîne carbonée d'un alcane linéaire, on obtient un groupe alkyle non ramifié. Son nom dérive de celui de l'alcane correspondant en remplaçant la terminaison «ane» de l'alcane par la terminaison «yle» ; groupe ethyle -CH₂-CH₃ ; groupe propyle -CH₂-CH₂-CH₃

2.2.3 Alcanes ramifiés

- On recherche, tout d'abord, la chaîne carbonée la plus longue, c'est elle qui déterminera le nom de l'alcane.
- Pour localiser les ramifications, on numérote la chaîne carbonée dans le sens qui permet d'affecter le plus petit indice au premier atome de carbone qui porte la ramification.
- On fait alors précéder le nom de l'alcane de la chaîne principale par les noms des ramifications, eux-mêmes précédés de leurs indices de position.
- Les groupes alkyles sont indiqués dans l'ordre alphabétique et le «e» final est éliminé. S'il y a plusieurs groupes identiques, leur nombre est indiqué par les préfixes di, tri ...

Formule semi-développée	Nom
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	Hexane
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ {}^5\text{CH}_3-{}^4\text{CH}_2-{}^3\text{CH}_2-{}^2\text{CH}-{}^1\text{CH}_3 \end{array}$	2-méthylpentane
$\begin{array}{c} {}^1\text{CH}_3-{}^2\text{CH}_2-{}^3\text{CH}-{}^4\text{CH}_2-{}^5\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	3-méthylpentane
$\begin{array}{c} {}^1\text{CH}_3-{}^2\text{CH}-{}^3\text{CH}-{}^4\text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array}$	2,3-diméthylbutane
$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ {}^4\text{CH}_3-{}^3\text{CH}_2-{}^2\text{C}-{}^1\text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	2,2-diméthylbutane

3. Alcools

3.1. Définition

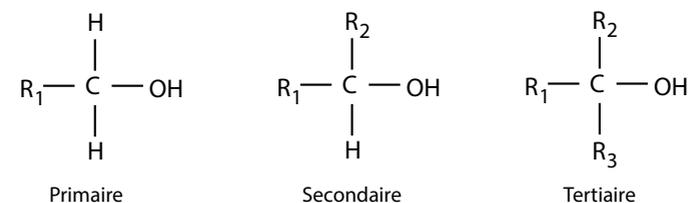
On appelle alcool une molécule organique possédant un groupe hydroxyle (-OH) porté par un atome non lié à un autre groupe caractéristique ni engagé dans une liaison multiple.

3.2. Nomenclature des alcools

Le nom d'un alcool dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée en remplaçant le «e» final par le suffixe «ol» précédé si nécessaire de l'indice de position du groupe hydroxyle dans la chaîne carbonée.

3.3. Classe d'un alcool

On distingue les alcools primaires, secondaires ou tertiaires selon le nombre d'atomes de carbone (un, deux ou trois) liés à l'atome de carbone porteur du groupe hydroxyle.



R₁, R₂ et R₃ sont des groupes alkyles qui peuvent être identiques ou différents.

Exemples :

CH₃-CH₂-CH₂-OH propan-1-ol (alcool primaire)

$$\begin{array}{c} {}^1\text{CH}_3-{}^2\text{CH}-{}^3\text{CH}_2-{}^4\text{CH}_3 \\ | \\ \text{OH} \end{array}$$
 butan-2-ol (alcool secondaire)

$$\begin{array}{c} {}^1\text{CH}_3-{}^2\text{CH}-{}^3\text{CH}-{}^4\text{CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{OH} \quad \text{CH}_3 \end{array}$$
 3-méthylbutan-2-ol (alcool secondaire)

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{OH} \end{array}$$
 2-méthylpropan-2-ol

3.4. Miscibilité des alcools avec l'eau

3.4.1. Rappels

Un liquide est miscible avec l'eau s'il forme un mélange homogène avec l'eau. Dans un mélange homogène on ne voit pas les différents constituants à l'oeil nu.

3.4.2. Solubilité dans l'eau

La miscibilité se mesure par la solubilité massique exprimée en g.L^{-1} .
Quelques valeurs de solubilités des alcanes et des alcools (à ne pas apprendre) :

Alcanes	Ethane	Propane	Butane	Pentane	Hexane
solubilité (g.L^{-1})	6.10^{-2}	$7,5.10^{-2}$	6.10^{-2}	$3,8.10^{-2}$	$9,5.10^{-3}$
Alcools	éthanol	Propan-1-ol	Butan-1-ol	Pentan-1-ol	Hexan-1-ol
solubilité (g.L^{-1})	infinie	infinie	80	22	6

L'analyse du tableau précédent montre que :

La solubilité des alcools est meilleure que celle des alcanes dont ils dérivent. Cela s'explique par la présence de liaisons hydrogène entre les molécules d'alcool et d'eau qui favorisent la solvatation des molécules d'alcool.

Si la chaîne carbonée linéaire d'un alcool contient un nombre d'atomes de carbone inférieur ou égal à 3 alors l'alcool est miscible en toute proportion à l'eau. Pour un nombre d'atomes de carbone supérieur ou égal à 4, plus la chaîne carbonée est longue, plus la solubilité diminue.

3.5. Température de changement d'état

Quelques valeurs de température de vaporisation à la pression atmosphérique (à ne pas apprendre) :

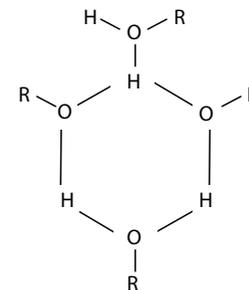
alcane	méthane	éthane	propane	butane	pentane	hexane
$\theta_{\text{vap}} (^{\circ}\text{C})$	-161	-89	-42	0	36	69
Alcool	méthanol	éthanol	propan-1-ol	butan-1-ol	pentan-1-ol	hexan-1-ol
$\theta_{\text{vap}} (^{\circ}\text{C})$	64	78	97	117	138	157

L'analyse des valeurs de ce tableau montre que :

- les alcanes et alcools primaires à chaîne carbonée linéaire ont des températures de

changement d'état d'autant plus grandes que leur chaîne carbonée est longue.

- un alcane a des températures de changement d'état plus faibles qu'un alcool de même chaîne carbonée.



Interprétation des observations :

Plus la chaîne carbonée est longue, plus le nombre d'atomes de carbone est élevé, plus les interactions de Van der Waals sont importantes et plus les températures de changement d'état sont élevées.

Les molécules d'alcool peuvent établir des liaisons hydrogène ce qui n'est pas le cas des molécules d'alcanes ; les températures d'ébullition des alcools sont donc supérieures aux températures d'ébullition des alcanes correspondant.

3.6. Application à la distillation fractionnée

Les différences de température de vaporisation des espèces chimiques sont mises à profit pour réaliser des distillations.

Le montage de distillation fractionnée permet de réaliser la séparation des espèces chimiques d'un liquide homogène à condition que les températures de vaporisation de ces espèces soient suffisamment différentes.

Un système de chauffage fournit au ballon de l'énergie qui va porter le mélange à ébullition, les vapeurs montent dans la colonne de distillation :

le produit le plus volatil atteint le haut de la colonne en premier.

On suit l'évolution de la distillation par lecture de la température.

Les vapeurs sont ensuite condensées dans le réfrigérant et le distillat est récupéré dans un récipient. Dès que la température change alors un deuxième produit arrive en haut de colonne et à ce moment là on change de récipient afin de récupérer cette 2^{ème} espèce chimique.

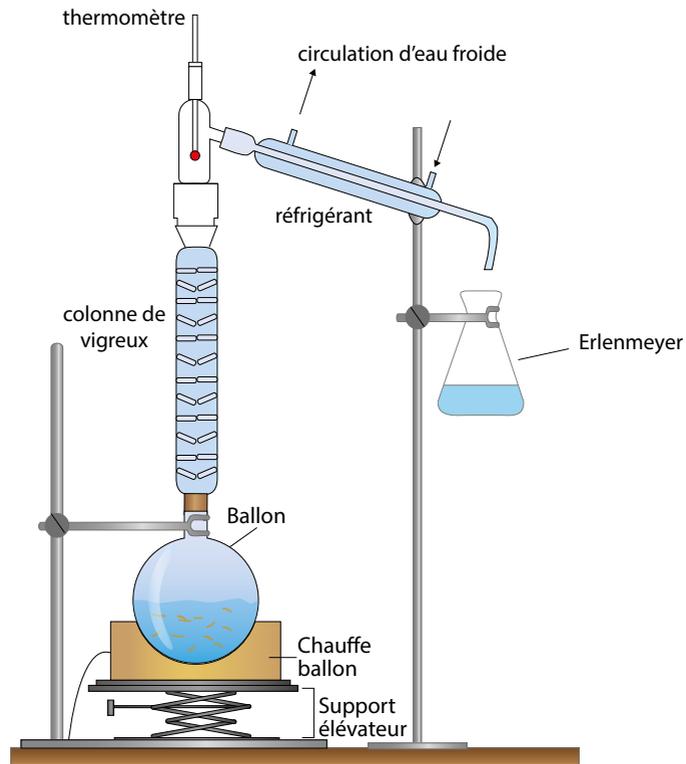


Schéma du montage de distillation fractionnée

9 • CHAMPS ET FORCES

1. Notion de champs

1.1. Émergence du concept de champ

Le début du 19^{ème} siècle a été une période riche en découvertes expérimentales et discussions théoriques sur l'électricité et le magnétisme. Alors que les phénomènes magnétiques des aimants sont connus depuis l'Antiquité, en 1820, le physicien Oersted (1777-1851) met en évidence l'effet magnétique du passage du courant électrique dans un fil.

Faraday (1791-1867) réalise alors des spectres magnétiques et ses résultats l'amènent à proposer un nouveau point de vue théorique qui prend en compte les propriétés de l'espace au voisinage des sources. Maxwell (1831-1879) introduit les concepts de champ magnétique et de champ électrique et développe la théorie de l'électromagnétisme.

1.2. Notion de champ scalaire

L'indication de la valeur de la température en un point de l'espace suffit à caractériser le champ de température en ce point :

Une grandeur, comme la température, définie par un nombre et une unité est une grandeur scalaire.

L'ensemble des valeurs d'une grandeur scalaire en chaque point de l'espace définit le champ scalaire de cette grandeur.

1.3. Notion de champ vectoriel

1.3.1. Définition du champ vectoriel

Certaines grandeurs sont plus complexes à caractériser que la température ou la pression: ainsi pour le vent, il faut connaître sa vitesse mais aussi la direction et son sens.

Une grandeur vectorielle est définie par une valeur, une direction et un sens et est représentée par un vecteur.

L'ensemble des vecteurs d'une grandeur vectorielle en chaque point de l'espace définit le champ vectoriel de cette grandeur.

1.3.2. Lignes de champ

Le vecteur représentant le champ vectoriel en un point A est tangent en A à une courbe appelée ligne de champ orientée dans le sens du vecteur champ.

1.4. Notion de champ uniforme

Le champ est dit uniforme si la grandeur physique le définissant a les mêmes caractéristiques en tout point.

2. Champ magnétique

2.1. Mise en évidence

Il règne un champ magnétique en un point de l'espace lorsqu'une aiguille aimantée mobile, placée en ce point, y subit une action mécanique.

2.2. Vecteur champ magnétique

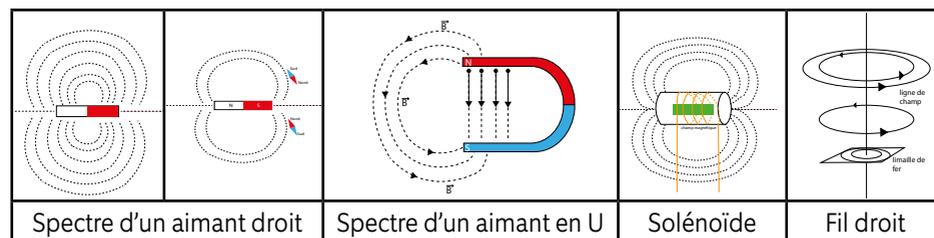
L'orientation de l'aiguille aimantée dépend du point où elle est placée ; le champ magnétique qu'elle détecte a donc les propriétés d'un vecteur : le champ magnétique est un champ vectoriel.

On représente le champ magnétique en un point de l'espace par un vecteur champ magnétique \vec{B} tel que :

- son origine est le point choisi
- sa direction est celle prise par une aiguille aimantée placée en ce point
- son sens va du pôle Sud vers le pôle Nord de l'aiguille aimantée
- sa valeur se mesure avec un teslamètre et s'exprime en tesla (T).

2.3. Cartographie du champ magnétique

Il est possible de visualiser expérimentalement un spectre magnétique (ensemble des lignes de champ) en saupoudrant de la poudre de fer à proximité de la source : chaque grain de limaille se comporte comme une minuscule aiguille aimantée et s'oriente selon les lignes de champ



2.4. Champ magnétique terrestre

Le champ magnétique terrestre est principalement dû aux mouvements de matière dans le noyau de notre planète.

Avec une bonne approximation, le champ magnétique terrestre \vec{B} est assimilable à celui créé par un aimant droit situé au centre de la Terre dont la direction fait un angle d'une dizaine de degrés par rapport à l'axe de rotation de la Terre. Les lignes de champ magnétique terrestre forment des boucles orientées vers le pôle magnétique de l'hémisphère Nord, appelé par abus de langage, pôle Nord magnétique. Sa valeur varie entre 20 et 50 nT à la surface de la Terre.

3. Champ électrostatique

3.1. Mise en évidence

Si un objet chargé (pendule électrostatique par exemple) placé en un point de l'espace s'oriente différemment selon sa position alors il est soumis à une force qui résulte du champ électrostatique \vec{E} régnant en ce point.

3.2. Vecteur champ électrostatique

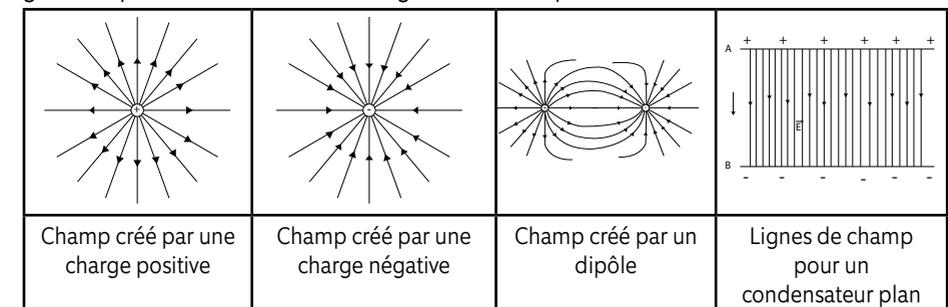
En chaque point de l'espace, la force subie par un objet de charge q est liée au champ électrostatique \vec{E} régnant en ce point tel que : $\vec{F} = q \cdot \vec{E}$.

Si le signe de la charge est positif alors les deux vecteurs force et champ électrostatique sont colinéaires et de même sens.

Si le signe de la charge est négatif alors les deux vecteurs force et champ électrostatique sont colinéaires et de sens opposés.

3.3. Cartographie du champ électrostatique

On peut mettre en évidence des lignes de champ électrostatique à l'aide de petites graines qui s'orientent selon les lignes de champ.



On appelle condensateur plan l'ensemble formé par deux plaques métalliques parallèles séparées par un isolant.

Lorsqu'on impose une tension U entre les deux plaques, des charges électriques positives apparaissent sur une plaque et des charges électriques négatives apparaissent sur l'autre. Un champ électrique est alors créé entre ces deux plaques et dans leur voisinage.

Le champ électrostatique \vec{E} à l'intérieur d'un condensateur plan est uniforme :

- sa direction est perpendiculaire aux plaques
- son sens va de la plaque chargée positivement vers la plaque chargée négativement
- sa valeur E (en $V.m^{-1}$) dépend de la tension U (en volts) imposée entre les deux plaques

et de la distance d (en mètres) entre celles-ci : $E = \frac{U}{d}$

4. Champs de pesanteur et de gravitation

4.1. champ de pesanteur

Tout objet placé à proximité de la Terre subit une force appelée poids de l'objet et notée \vec{P} qui résulte du champ de pesanteur \vec{g} existant en ce point.

Le champ de pesanteur local \vec{g} en un point A est un champ vectoriel lié au poids \vec{P} d'un

46

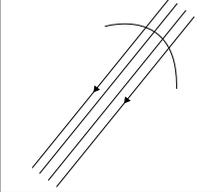
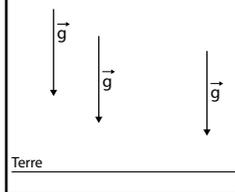
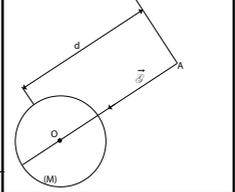
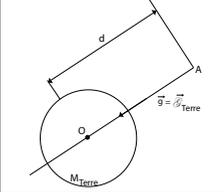
objet de masse m tel que : $\vec{g} = \frac{\vec{P}}{m}$; il est appliqué en A, de direction verticale, orienté vers

le bas et de valeur : $g = \frac{P}{m}$ avec le poid P en newton, la masse m en kilogramme et la valeur du champ de pesanteur g en $N.kg^{-1}$.

4.2. Cartographie du champ de pesanteur

Les lignes de champ associées au vecteur champ de pesanteur sont des droites qui passent par le centre de la Terre et orientées vers la Terre.

Pour une région de l'espace dont les dimensions sont voisines du kilomètre, le champ de pesanteur peut être considéré comme uniforme. Les lignes de champ sont alors des droites parallèles orientées vers la Terre.

			
Lignes de champ de pesanteur uniforme	Pour un champ uniforme le vecteur champ de pesanteur est constant	Champ de gravitation d'un solide à répartition sphérique en un point A	Identité des champs de pesanteur et de gravitation

4.3. Champ de gravitation

Un objet de masse m est soumis à une force d'interaction gravitationnelle \vec{F} qui résulte

du champ gravitationnel \vec{G} tel que : $\vec{G} = \frac{\vec{F}}{m}$

La force d'interaction gravitationnelle ayant pour expression : $F = G \frac{m \times m_T}{d^2}$ (revoir

chapitre 7) on obtient alors l'expression du champ de gravitation : $G = G \frac{m_T}{d^2}$ ou m_T

représente la masse de la Terre et d la distance entre le centre de la Terre et le point d'étude.

Le poids correspond à l'action de la Terre sur un objet de masse m , mais du fait de la rotation de la Terre sur elle-même, le poids est légèrement différent de la force d'interaction gravitationnelle exercée sur l'objet par la Terre. Les champs de pesanteur et de gravitation sont légèrement différents.

Cette différence étant faible, on peut identifier localement le champ de pesanteur au champ de gravitation : $\vec{G} = \vec{g}$.

47

10 • FORMES ET CONSERVATION DE L'ÉNERGIE

1. Énergies d'un objet ponctuel

1.1. Définition

On appelle objet ponctuel (ou point matériel) un objet dont les dimensions peuvent être considérées comme négligables à l'échelle du problème que l'on cherche à étudier. On considère que toute la masse de l'objet est concentrée en son centre de gravité.

1.2. Énergie cinétique

L'énergie cinétique d'un objet est due au mouvement de cet objet.

L'énergie cinétique E_c (en joules) d'un objet ponctuel de masse m (en kilogramme) se déplaçant à la vitesse v (en m.s⁻¹) est égale au demi produit de sa masse par le carré de sa vitesse : $E_c = \frac{1}{2} m \times v^2$

48

Remarques :

- Pour un solide (non ponctuel) en mouvement de translation, chaque point du solide a la même vitesse, par conséquent la formule précédente de l'énergie cinétique est également valable avec m la masse de l'objet et v la vitesse de l'un de ses points ;
- Comme la vitesse dépend du référentiel d'étude choisi alors il en est de même pour l'énergie cinétique.

1.3. Énergie potentielle de pesanteur

Faire gagner de l'altitude à un objet nécessite un effort afin de compenser à chaque instant l'effet du poids de l'objet : plus l'objet est placé en hauteur et plus il acquiert de l'énergie qu'il peut restituer ensuite sous forme d'énergie cinétique si on lâche cet objet.

L'énergie potentielle de pesanteur E_{pp} (en joules) d'un objet ponctuel de masse m (en kilogrammes) dans le champ de pesanteur terrestre dépend de sa position par rapport à la Terre ; elle est donnée par l'expression : $E_{pp} = m \times g \times z$ avec g l'intensité de la pesanteur (en m.s⁻²) et z l'altitude de l'objet (en mètre).

La position de l'objet est repréée sur un axe vertical (Oz) orienté vers le haut.

L'énergie potentielle de pesanteur est nulle à l'origine de cet axe : $E_{pp}(O) = 0$.

Afin d'utiliser la relation donnant l'énergie potentielle de pesanteur, il faut définir le point choisi pour l'origine de l'énergie potentielle de pesanteur.

1.4. Énergie mécanique

L'énergie mécanique d'un objet est égale à la somme de son énergie cinétique E_c et de son énergie potentielle E_{pp} : $E_m = E_c + E_{pp}$.

2. Conservation ou non de l'énergie mécanique d'un système

2.1. Définition

On appelle système l'objet ou l'ensemble d'objets que l'on étudie. Tout ce qui n'appartient pas au système constitue le milieu extérieur.

2.2. Cas de la chute libre

Un objet est en chute libre s'il n'est soumis qu'à l'action de son poids.

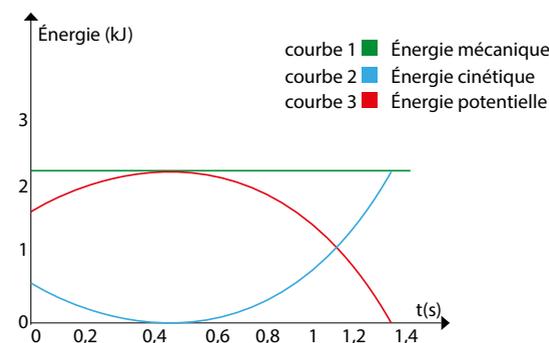
L'étude des lancers des projectiles met en évidence, qu'en l'absence de frottement, les énergies cinétique et potentielle varient mais leur somme reste constante.

Dans le cas d'une chute libre, l'énergie cinétique et l'énergie potentielle de pesanteur d'un solide s'échangent l'une et l'autre de sorte que l'énergie mécanique soit conservée (reste constante) : $E_m = E_c + E_{pp} = \text{constante}$.

2.3. Mouvements avec frottements

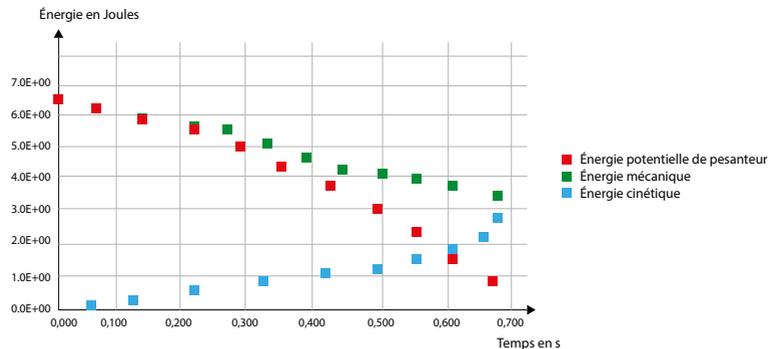
Lors d'une chute d'une balle soumise à des frottements non négligables l'énergie mécanique n'est plus constante :

Variations des énergies au cours d'un plongeon :



49

Étude énergétique de la chute d'une balle :



Sans apport d'énergie du milieu extérieur, l'énergie mécanique d'un système ne se conserve pas s'il y a des frottements : elle décroît progressivement.

Le bouclier thermique d'une capsule spatiale entrant dans l'atmosphère subit des frottements intenses qui élèvent considérablement la température de la capsule. Dans un mouvement avec frottement, le transfert thermique est responsable de la disparition de l'énergie mécanique.

50

3. Conservation de l'énergie

3.1. Diverses formes d'énergie d'un système

D'autres formes d'énergie peuvent être mises en évidence :

- l'énergie mécanique d'une chute d'eau peut être convertie en énergie électrique dans une centrale hydroélectrique
- au cours d'une réaction chimique (combustion par exemple), de l'énergie thermique peut être libérée et cédée au milieu extérieur : l'énergie chimique du système chimique diminue au cours de la réaction chimique
- au cours d'une réaction nucléaire, de l'énergie est libérée et cédée au milieu extérieur : l'énergie nucléaire diminue. À tout système, on peut associer une grandeur appelée énergie qui peut revêtir différentes formes (cinétique, potentielle, électrique, chimique, nucléaire...). L'énergie totale E d'un système est la somme de toutes ces formes d'énergie.

3.2. Modes de transfert d'énergie

Les échanges d'énergie d'un système avec l'extérieur peuvent se faire selon trois modes : transfert par des forces extérieures, par rayonnement ou transfert thermique. (Les trois modes de transfert d'énergie seront vus en Terminale)

3.3. Principe de conservation de l'énergie

- L'énergie est une grandeur qui ne peut être ni créée ni détruite.
- Si le système n'échange pas d'énergie avec le milieu extérieur alors son énergie reste constante ; c'est le principe de conservation de l'énergie.
- Si le système échange de l'énergie avec le milieu extérieur, l'augmentation ou la diminution de l'énergie totale du système est égale à l'énergie échangée avec le milieu extérieur.

3.4. Une application du principe de conservation de l'énergie : la découverte du neutrino

- Le physicien Ernest Rutherford (1871-1937) a découvert que lors de sa désintégration un noyau se désintègre en donnant un noyau fils et en émettant un électron
- En 1914, James Chadwick (1891-1974) mesure l'énergie de l'électron émis : le résultat est contraire au principe de conservation de l'énergie : en effet, la somme de l'énergie du noyau fils et de l'énergie de l'électron est inférieure à l'énergie du noyau père.
- En 1930, Wolfgang Pauli (1900-1958) propose que lors de cette désintégration, il y ait aussi émission d'une particule neutre qui emporte l'excédent d'énergie afin de satisfaire au principe de conservation d'énergie.
- En 1932, Chadwick découvre le neutron mais celui-ci a une masse trop importante pour être la particule prédite par Pauli.
- En 1933, Enrico Fermi (1901-1954) propose une théorie plus générale, qui prend en compte la particule de Pauli : la théorie de l'interaction faible. Il appelle neutrino cette particule (petit neutre)
- En 1956, le neutrino est mis en évidence expérimentalement.

51