

1	COULEURS ET IMAGES.....	2
1.1	COULEUR, VISION ET IMAGE	2
1.1.1	Les lentilles.....	2
1.1.1	L'œil.....	2
1.1.2	Lentilles minces convergentes	3
1.1.2	Fonctionnements comparés de l'œil et d'un appareil photographique	5
1.1.3	Couleur des objets.....	5
1.1.4	Vision des couleurs et trichromie	6
1.2	SOURCES DE LUMIÈRE COLORÉE	7
1.2.1	Domaines des ondes électromagnétiques	7
1.2.2	Couleur des corps chauffés. Loi de Wien	7
1.2.3	Interaction lumière - matière : émission et absorption	8
1.3	MATIÈRES COLORÉES.....	10
1.3.1	Colorants, pigments.....	10
1.3.2	Réaction chimique	10
1.3.3	Dosage de solutions colorées par étalonnage	11
1.3.4	Molécules organiques colorées	12
1.3.5	Liaison covalente.....	13
2	LOIS ET MODÈLES.....	16
2.1	COHÉSION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE	16
2.1.1	Les constituants de la matière	16
2.1.2	Les interactions fondamentales	16
2.1.3	Cohésion et transformations du noyau.....	16
2.1.4	Cohésion et transformations de la matière condensée	19
2.2	CHAMPS ET FORCES	27
2.2.1	Notion de champ.....	27
2.2.2	Champ magnétique.....	27
2.2.3	Champ électrostatique.....	29
2.2.4	Champ de pesanteur local	29
2.3	FORMES ET PRINCIPE DE CONSERVATION DE L'ÉNERGIE.....	30
2.3.1	Energie d'un point matériel en mouvement dans le champ de pesanteur uniforme	30
2.3.2	Formes d'énergie.....	31
2.3.3	Principe de conservation de l'énergie.....	31
3	DÉFIS DU XXIÈ SIÈCLE	32
3.1	CONVERTIR L'ÉNERGIE ET ÉCONOMISER LES RESSOURCES.....	32
3.1.1	Ressources énergétiques renouvelables ou non.....	32
3.1.2	Transport de l'énergie.....	32
3.1.3	Stockage de l'énergie	32
3.1.4	Production de l'énergie électrique : puissance	33
3.1.5	Conversion d'énergie dans un générateur, un récepteur	34
3.1.6	Stockage et conversion de l'énergie chimique.....	37
3.2	SYNTHÉTISER DES MOLÉCULES ET FABRIQUER DE NOUVEAUX MATÉRIAUX	40
3.2.1	La nanochimie	40
3.2.2	Synthèse ou hémisynthèse de molécules complexes, biologiquement actives	40
3.2.3	Les dérivés oxygénés	40
3.2.4	Acides carboxyliques.....	42
3.3	CRÉER ET INNOVER	43
4	NOTATIONS, UNITÉS ET VALEURS	44

1 Couleurs et images

1.1 Couleur, vision et image

1.1.1 Les lentilles

Une lentille est un milieu transparent limité par deux calottes sphériques (ou par une calotte sphérique et un plan).

On distingue les lentilles à bord mince (lentilles convergentes) et les lentilles à bord épais (lentilles divergentes).



1.1.1 L'œil

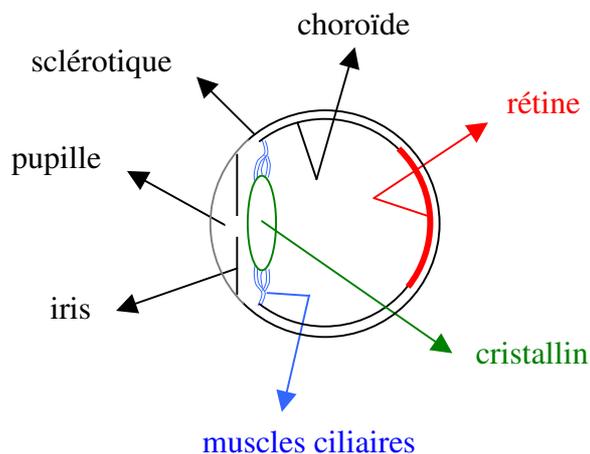
L'œil est un globe sphérique, limité extérieurement par la sclérotique (membrane blanche, épaisse et résistante, pratiquement indéformable). La partie antérieure de cette membrane, appelée cornée, est transparente.

Une deuxième membrane, la choroïde, transforme l'œil en chambre noire, diaphragmée par l'iris (dont la teinte donne aux yeux leur couleur) ; l'ouverture de ce diaphragme est appelée pupille.

Le cristallin est un corps élastique transparent que peuvent déformer les muscles ciliaires.

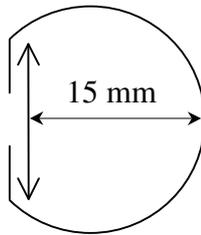
Les deux chambres du globe oculaire sont complètement remplies de substances transparentes.

La chambre postérieure est tapissée intérieurement par la rétine qui contient les cellules visuelles sensibles à la lumière et communique avec le cerveau par les fibres du nerf optique.

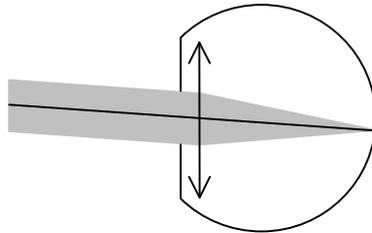


Dans la formation des images, l'ensemble des milieux transparents de l'œil se comportent pratiquement comme une lentille convergente plus ou moins diaphragmée. L'ensemble formé par la lentille, le diaphragme et l'écran sensible que constitue la rétine s'appelle l'œil réduit :

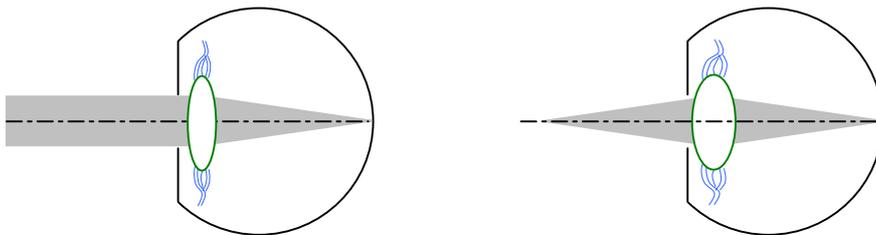
œil réduit



L'image d'un objet situé à l'infini se forme sur la rétine et la vision est nette.



Si l'objet n'est plus à l'infini, l'image se forme derrière la rétine. Aussi, le cristallin se bombe pour que l'image soit ramenée sur la rétine. C'est l'accommodation.

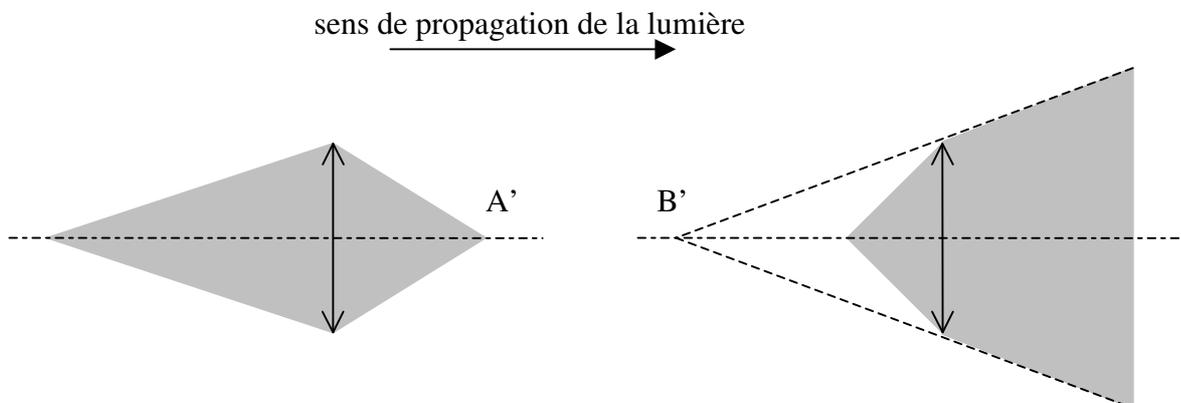


Remarque l'effort d'accommodation entraîne une fatigue de l'œil.

1.1.2 Lentilles minces convergentes

La lentille est dite mince quand son épaisseur est très petite comparée aux rayons de courbure des calottes.

a Images réelle et virtuelle

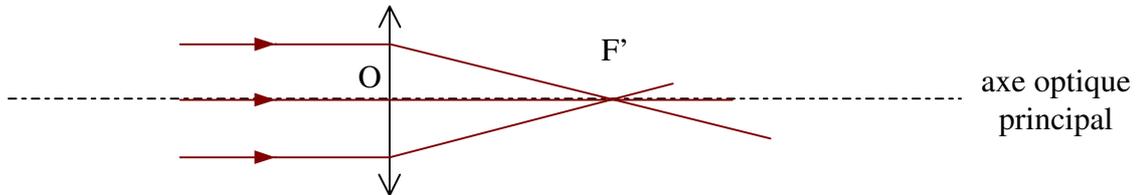


Le point image A' est réel car tous les rayons qui émergent de la lentille passent effectivement par ce point. Le faisceau émergent de la lentille est convergent jusque A' . Une image réelle peut être observée sur un écran.

Le point image B' est virtuel car il est sur le prolongement des rayons qui émergent de la lentille. Le faisceau émergent de la lentille est divergent. L'observation d'une image virtuelle n'est possible que si un œil se place sur le trajet du faisceau émergent.

b Distance focale, vergence

Tout rayon incident parallèle à l'axe optique principal émerge de la lentille en passant par le foyer principal image.



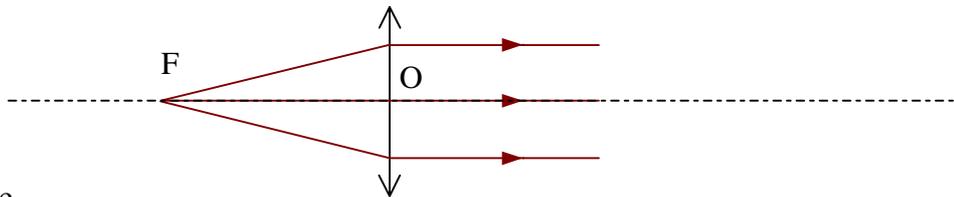
Vocabulaire

O « centre optique » de la lentille.

F' « foyer principal image » de la lentille.

$\overline{OF'}$ valeur algébrique de la distance entre les points O et F' (notée f' et appelée distance focale image).

Tout rayon incident qui passe par le foyer principal objet émerge de la lentille parallèlement à l'axe optique.

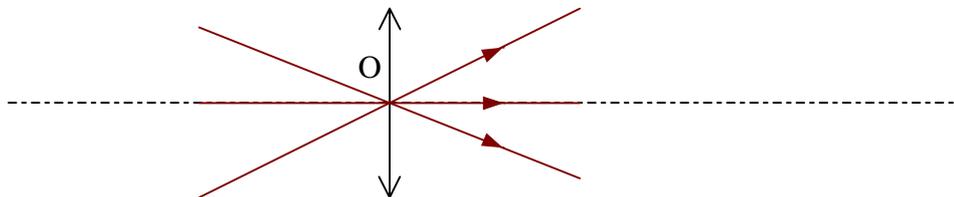


Vocabulaire

F « foyer principal objet » de la lentille.

\overline{OF} valeur algébrique de la distance entre les points O et F (valeur négative dans cet exemple).

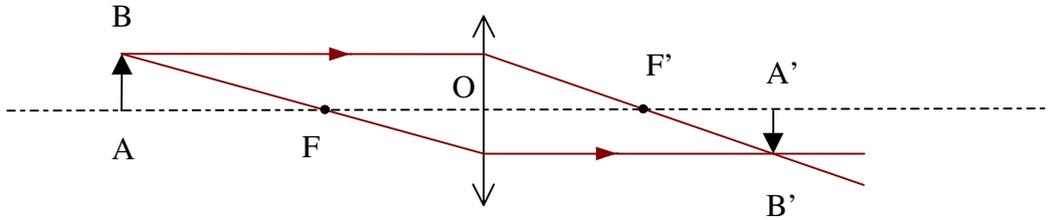
Tout rayon incident qui passe par le centre optique de la lentille n'est pas dévié.



Remarque la vergence C d'une lentille mince est l'inverse de sa distance focale image :

$$C = \frac{1}{f'}$$

c Relation de conjugaison ; grandissement



Relation de conjugaison des lentilles minces convergentes : $\frac{1}{\overline{OA'}} - \frac{1}{\overline{OA}} = \frac{1}{\overline{OF'}}$

Relation de grandissement des lentilles minces convergentes : $\gamma = \frac{\overline{A'B'}}{\overline{AB}} = \frac{\overline{OA'}}{\overline{OA}}$

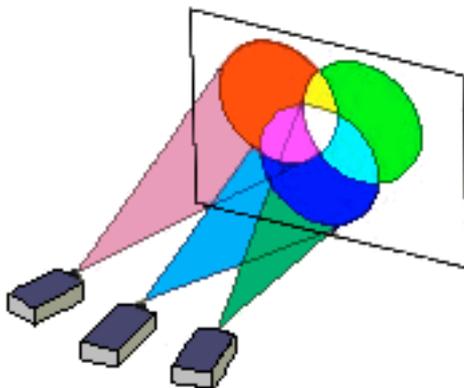
1.1.2 Fonctionnements comparés de l'œil et d'un appareil photographique

Pratiquer une démarche expérimentale pour comparer les fonctionnements optiques de l'œil et de l'appareil photographique.

1.1.3 Couleur des objets

a Synthèse additive, synthèse soustractive

La synthèse additive consiste à combiner la lumière colorée de plusieurs sources afin d'obtenir une nouvelle couleur.



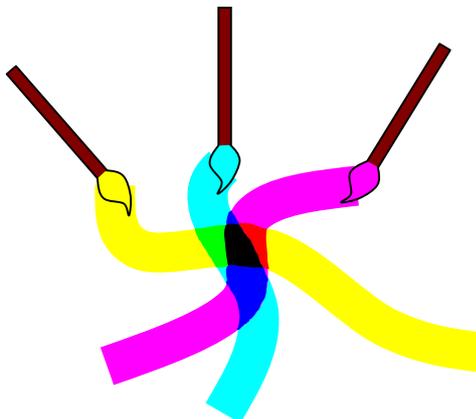
Rappels

cyan = bleu + vert

jaune = rouge + vert

magenta = rouge + bleu

La synthèse soustractive consiste à combiner l'effet d'absorption de plusieurs couleurs afin d'en obtenir une nouvelle.

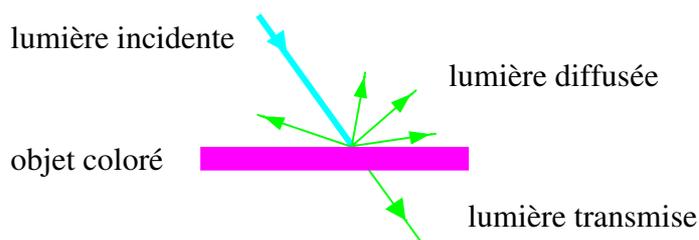


Remarque

les couleurs primaires en synthèse additive sont les couleurs secondaires en synthèse soustractive, et réciproquement.

b Absorption, diffusion, transmission

Un objet diffuse ou transmet la lumière qu'il n'absorbe pas. L'objet apparaît ainsi coloré mais sa couleur dépend de la lumière incidente.



Remarque deux couleurs sont complémentaires si leur mélange est caractérisé par une absence de chromaticité (c'est à dire blanc en synthèse additive et noir en synthèse soustractive).

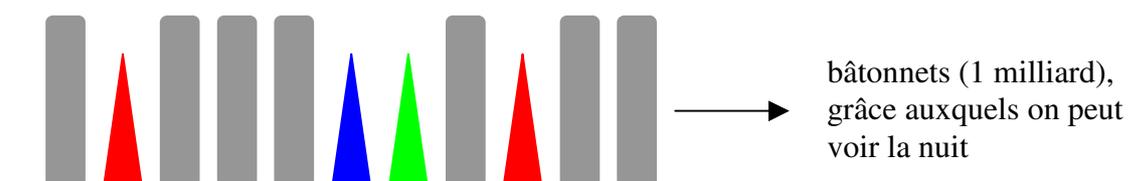
Exemples

lumière incidente	couleur absorbée par l'objet	lumière diffusée ou transmise (l'objet apparaît de cette couleur)
blanche	rouge	cyan
jaune	rouge	vert
magenta	rouge	bleue

1.1.4 Vision des couleurs et trichromie

a Daltonisme

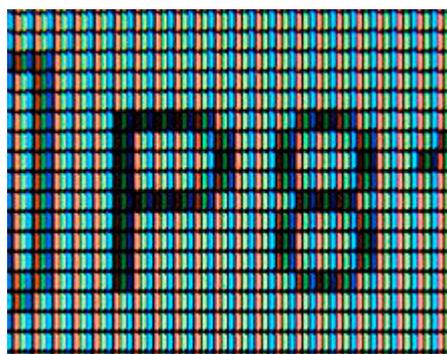
Au centre de la rétine, se trouve un grand nombre de cônes (3 millions) qui permettent la perception des couleurs. Un cône pour chaque couleur : rouge, vert et bleu. Le daltonisme est une anomalie de la vision due à un trouble fonctionnel des cônes de la rétine.



b Principe de la restitution des couleurs par un écran plat (ordinateur, téléphone portable, ...)

Un écran d'ordinateur est composé d'un grand nombre de points colorés (souvent carrés) organisés dans une grille à deux dimensions. Chaque point est un échantillon d'une image fixe.

La couleur de chaque point dépend de l'intensité de ses composantes rouge, verte et bleue.



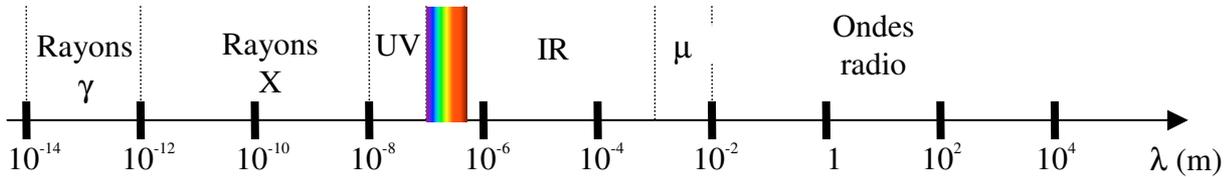
Photographie d'un écran LCD
(crédit image Wikipedia)

1.2 Sources de lumière colorée

1.2.1 Domaines des ondes électromagnétiques

La lumière est une onde électromagnétique. C'est à dire que les grandeurs qui se propagent sont un champ électrique et un champ magnétique.

On a l'habitude de classer les ondes électromagnétiques en différents domaines de longueur d'onde suivant la technologie nécessaire à leur production :



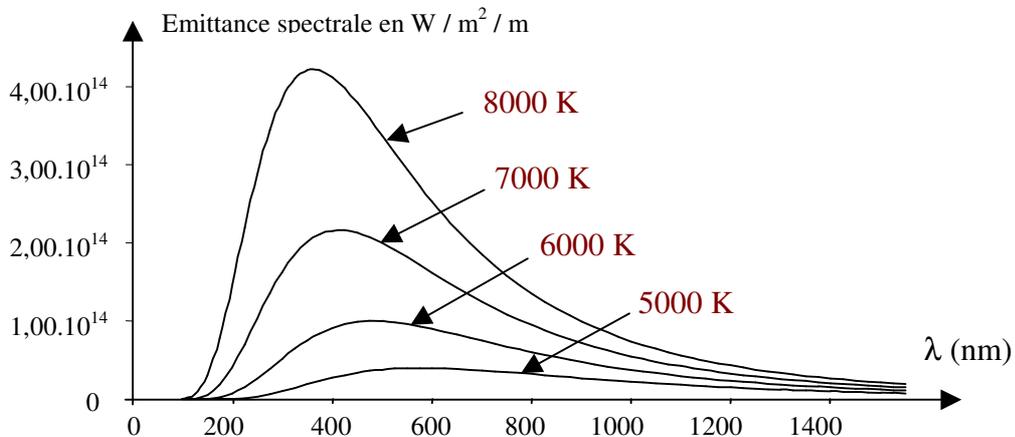
La lumière visible est le domaine auquel l'œil est sensible. Ce domaine (grisé ci-dessus) est tel que :

$$400 \text{ nm} < \lambda < 800 \text{ nm}$$

Une lumière monochromatique est caractérisée par une longueur d'onde λ (dans le vide ou dans l'air). Une lumière polychromatique est composée de plusieurs lumières monochromatiques.

1.2.2 Couleur des corps chauffés. Loi de Wien

Un corps chaud et dense émet une lumière polychromatique. Les courbes ci-dessous montrent que cette lumière dépend de la température.



La loi de Wien donne la longueur d'onde dans le vide pour laquelle la puissance rayonnée est maximale :

$$\lambda_m = \frac{2,898 \cdot 10^{-3}}{T}$$

T température absolue en K

Exemples

T = 1 000 K $\lambda_m = 2898 \text{ nm}$ le corps chaud émet surtout un rayonnement infra rouge

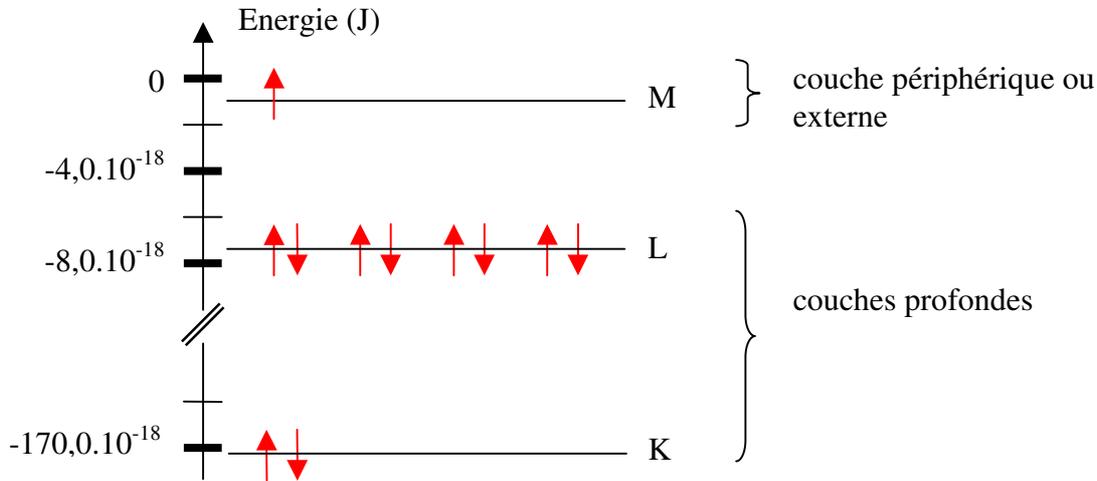
T = 5 750 K $\lambda_m = 504 \text{ nm}$ notre Soleil émet surtout de la lumière visible (verte en particulier)

1.2.3 Interaction lumière - matière : émission et absorption

a Quantification des niveaux d'énergie de la matière

Les électrons de l'atome sont répartis en couche. Le nombre d'électrons dans une couche est limité.

Exemple l'atome de sodium (Na) qui possède 11 électrons



Chaque électron d'une même couche a la même énergie. Cette énergie représente, au signe près, le travail à fournir à l'atome pour lui arracher cet électron.

b Modèle corpusculaire de la lumière : le photon

Les ondes électromagnétiques, comme toute onde, transportent de l'énergie.

Un métal soumis à un rayonnement lumineux riche en ultraviolets peut perdre des électrons. C'est l'effet photoélectrique.

Si la lumière qui arrive sur le métal ne contient pas d'ultraviolets, l'effet photoélectrique ne se manifeste pas.

Même une exposition prolongée à une lumière dépourvue d'ultraviolets ne permet pas d'arracher des électrons au métal. Par analogie avec d'autres phénomènes macroscopiques, on pourrait penser que cette exposition prolongée permettrait un apport continu d'énergie au métal et que finalement l'énergie accumulée serait suffisante pour arracher l'électron.

Il n'en est rien. Au niveau microscopique, l'échange d'énergie entre le métal et la lumière ne se fait pas de façon continue. On doit alors postuler, comme Planck en 1900, que l'énergie est transportée par la lumière sous forme discontinue (comme par des grains et non comme un liquide). Le grain a une énergie suffisante pour arracher un électron (cas du grain d'énergie ultraviolet) ou le grain a une énergie insuffisante pour arracher un électron et rien ne se passe (l'échange d'énergie n'a pas lieu).

Einstein, en 1905, associa à un grain d'énergie (appelé quanta) une particule nommée plus tard photon.

La lumière se comporte à la fois comme une onde et un flux de photons.

c Energie d'un photon

L'énergie d'un photon est donnée par la relation d'Einstein :

$$\Delta E = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

h : constante de Planck

- ν : fréquence de la radiation associée au photon (prononcer nu)
- λ : longueur d'onde de la radiation associée au photon
- c : célérité de la lumière dans le vide

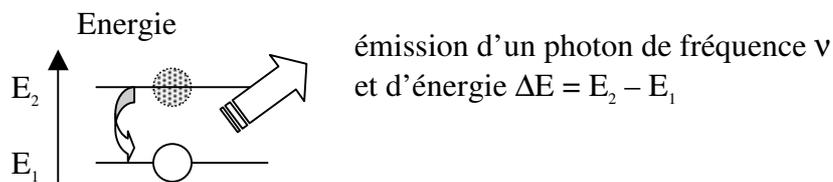
L'énergie d'un photon est donc proportionnelle à la fréquence de l'onde qui lui est associée. Un photon de grande énergie a une fréquence élevée (ou une longueur d'onde faible).

d Relation $\Delta E = h \cdot \nu$ dans les échanges d'énergie

Un électron peut changer de couche et passer à un niveau d'énergie supérieure. Il faut pour cela fournir de l'énergie à l'atome sous forme électrique, thermique ou radiative. L'atome se trouve alors dans un état excité.

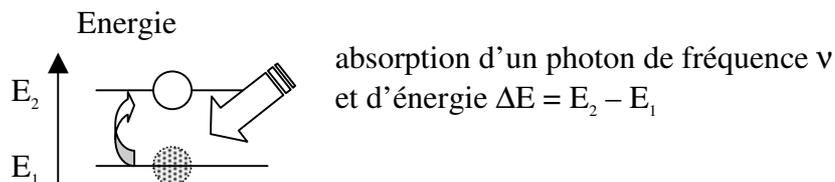
L'atome excité est instable. Il évolue, plus ou moins rapidement, vers un état plus stable. C'est-à-dire un état de plus faible énergie. Il restitue sous forme d'un photon cette différence d'énergie.

Exemple



Pour passer à un état excité, on a vu que l'atome peut absorber de l'énergie sous forme radiative. C'est à dire par absorption d'un photon.

Exemple



Remarque si l'atome reçoit un photon d'énergie inférieure ou supérieure à $(E_2 - E_1)$, la transition n'a pas lieu.

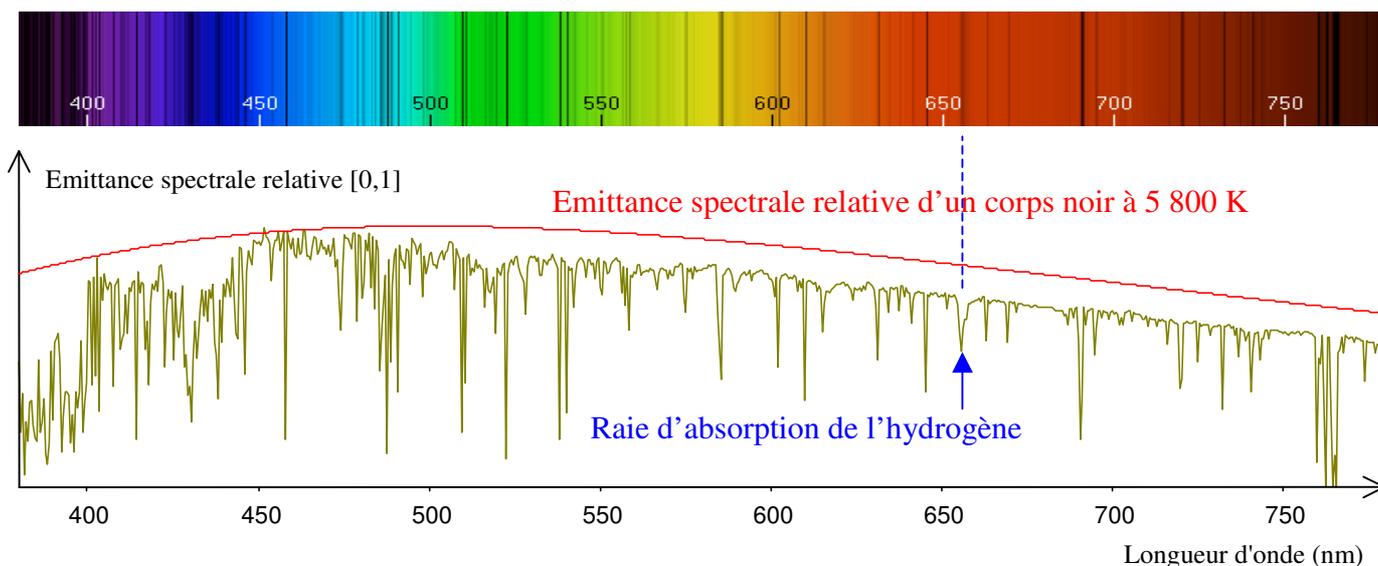
e Spectre d'étoile

Une étoile constitue une source lumineuse chaude et dense. La lumière émise par un corps chaud et dense est polychromatique et son spectre est continu (vu en 2nd).

L'atmosphère d'une étoile est une couche gazeuse relativement « froide » dans laquelle il y a des atomes et des ions.

La lumière émise par l'étoile traverse son atmosphère composée d'atomes et d'ions qui absorbent, dans des longueurs d'onde qui les caractérisent, une partie de la lumière émise par l'étoile. Le spectre d'une étoile est donc un spectre d'absorption.

Exemple spectre du Soleil



1.3 Matières colorées

Synthèse soustractive. Interpréter la couleur d'un mélange obtenu à partir de matières colorées.

1.3.1 Colorants, pigments

Un pigment est une poudre colorée souvent mélangée à un liant pour recouvrir un support.

Un colorant est absorbé dans la « masse » de l'objet au lieu de le recouvrir.

1.3.2 Réaction chimique

Exemple d'évolution de la composition d'un système au cours d'une transformation chimique :

Etat initial	Etat intermédiaire	Etat maximal
$2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ 	$2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ 	$2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

L'avancement maximal de la transformation est atteint quand un réactif (ici le dihydrogène) a été totalement consommé. Ce réactif est appelé le réactif limitant.

a Avancement d'une réaction

La quantité de matière, notée x , appelée avancement de la réaction, permet de suivre l'évolution de la composition d'un système au cours d'une transformation chimique.

b Tableau descriptif de l'évolution d'une transformation

{ toutes les quantités en mol. }	avancement	$2 \text{H}_2 (\text{g})$	$+ \text{O}_2 (\text{g})$	\rightarrow	$2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
état initial	0,0	4,0	3,0		0,0
en cours de transformation	x	$4,0 - 2*x$	$3,0 - x$		$0,0 + 2*x$

L'état final est atteint quand l'un au moins des réactifs a été entièrement consommé : c'est le réactif limitant. L'avancement, alors maximal, est noté x_{\max}

- Hyp n°1 H_2 est le réactif limitant alors $4,0 - 2 \cdot x_{\max 1} = 0 \Rightarrow x_{\max 1} = 2,0 \text{ mol.}$
- Hyp n°2 O_2 est le réactif limitant alors $3,0 - x_{\max 2} = 0 \Rightarrow x_{\max 2} = 3,0 \text{ mol.}$

x_{\max} correspond à la plus faible valeur de x annulant au moins une quantité de matière des réactifs. Dans l'exemple ci-dessus on retient donc l'hypothèse n°1 pour laquelle $x_{\max} = 2,0 \text{ mol.}$ On peut ajouter une ligne au tableau précédent :

état maximal	$x_{\max} = 2,0$	0,0	$3,0 - x_{\max}$	$0,0 + 2 \cdot x_{\max} = 4,0$
--------------	------------------	-----	------------------	--------------------------------

c Stœchiométrie

Un mélange est stœchiométrique si les quantités initiales des réactifs sont dans les proportions des coefficients stœchiométriques de la réaction. Ainsi dans l'exemple ci-dessus il faudrait que :

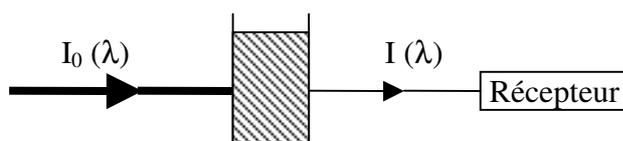
$$\frac{n_i(\text{H}_2)}{2} = \frac{n_i(\text{O}_2)}{1}$$

{ toutes les quantités en mol. }	avancement	$2 \text{ H}_2 (\text{g})$	$+ \text{ O}_2 (\text{g}) \rightarrow$	$2 \text{ H}_2\text{O} (\text{l})$
état initial	0,0	6,4	3,2	0,0
en cours de transformation	x	$6,4 - 2 \cdot x$	$3,2 - x$	$0,0 + 2 \cdot x$
état maximal	$x_{\max} = 3,2$	0,0	0,0	$0,0 + 2 \cdot x_{\max} = 6,4$

Quand l'état maximal d'un mélange initialement stœchiométrique est atteint, les quantités des réactifs sont nulles.

1.3.3 Dosage de solutions colorées par étalonnage

a Loi de Beer-Lambert



Une lumière incidente monochromatique de longueur d'onde λ et d'intensité lumineuse I_0 frappe une cuve de largeur l contenant une solution colorée. L'intensité lumineuse I sortant de la cuve est reçue par un récepteur. On définit l'absorbance « A » de la solution colorée par :

$$A = \log\left(\frac{I_0}{I}\right)$$

Cette absorbance est liée à la concentration molaire « c » du soluté coloré par une relation linéaire :

$$A = k \cdot c$$

Remarque la relation précédente est vérifiée si la concentration molaire « c » est suffisamment faible (en pratique $c < 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$).

1.3.4 Molécules organiques colorées

Les molécules de la chimie organique sont constituées principalement des éléments C et H.

a Les doubles liaisons conjuguées

Les liaisons doubles conjuguées sont formées par une alternance de liaisons simples et de liaisons doubles.

Exemples (formules semi-développées)

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ les deux doubles liaisons sont en position conjuguée

$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH}_2$ position non conjuguée

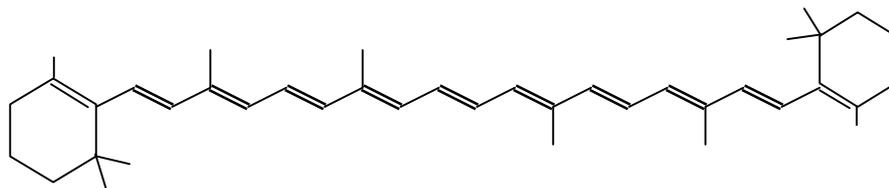
La liaison covalente $\text{C} = \text{C}$ est formée par la mise en commun de 4 électrons.

Un photon d'énergie suffisante peut exciter l'un des électrons de cette liaison et le faire passer à un niveau d'énergie supérieure (photon typiquement associé à une radiation UV de longueur d'onde $\lambda = 180$ nm).

La présence de liaisons doubles conjuguées entraîne une augmentation de la longueur d'onde d'absorption λ (abs).

Si $400 \text{ nm} < \lambda (\text{abs}) < 800 \text{ nm}$, le composé absorbe une partie des radiations visibles qu'il reçoit et nous apparaît de la couleur complémentaire.

Exemple le β -carotène (présent dans les carottes). $\lambda (\text{abs}) = 450 \text{ nm}$: il absorbe le bleu et apparaît rouge-orangé.

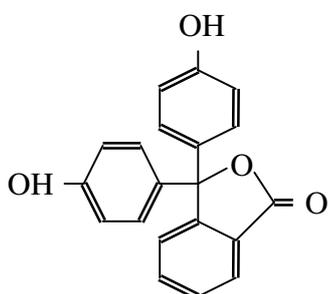


Remarques certains groupes caractéristiques tels que $-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{Cl}$, ... peuvent influencer sur la longueur d'onde d'absorption λ (abs) d'une molécule.

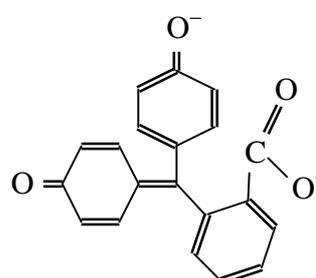
nombre de doubles liaisons conjuguées	λ approx. des radiations absorbées en nm
< 8	200 - 400
8	400
9	425
10	450
11	490

b Application aux indicateurs colorés

Exemple la phénolphtaléine



forme acide incolore



forme basique rose

L'expérience montre que l'addition d'acide à une solution rose de phénolphtaléine rend la solution incolore. L'addition ultérieure d'une solution basique fait virer de nouveau la solution au rose.

La couleur de l'indicateur coloré est différente selon le pH de la solution.

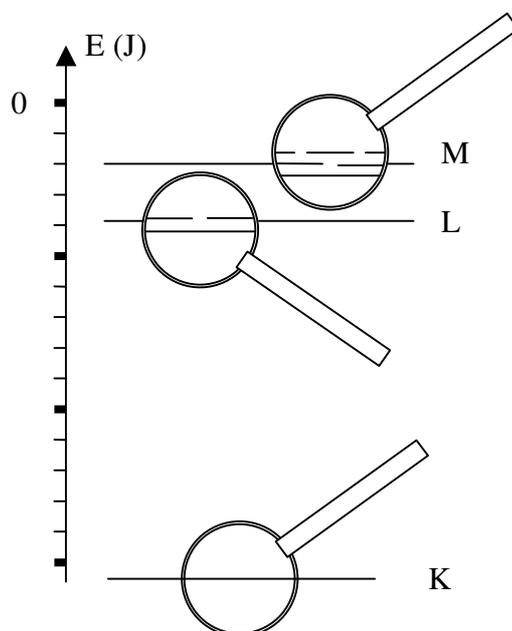
1.3.5 Liaison covalente

a Les règles du « duet » et de l'octet

Au cours de leurs transformations, les atomes tendent à remplir leur couche électronique externe avec 2 ou 8 électrons.

b Représentation de Lewis

Les couches d'énergie L, M, ... ont une structure fine qui n'a pas été évoquée en 2nd :



On représente cette structure fine des couches K, L, M par des cases de la manière suivante :

Couche K :

Couche L :

Couche M :

Remarque on ne représentera plus les cinq dernières cases de la couche M dans la suite du cours

- Chaque case ne peut contenir que 2 électrons au maximum
- On remplit les couches dans l'ordre K, L, M ...
- Une couche ne se remplit que si la précédente est saturée
- Dans une même couche, on place d'abord un électron par case de manière à occuper le maximum de case

Exemple L'atome d'oxygène de structure électronique K^2L^6 ($Z = 8$)

Couche K 1 doublet d'électrons

Couche L $\boxed{\bullet\bullet}$ $\boxed{\bullet\bullet\bullet}$ 2 doublets d'électrons et 2 électrons célibataires

La représentation de Lewis est un schéma de la **couche externe** : $\cdot\overline{\text{O}}|$

Exemple L'atome de chlore de structure électronique $K^2 L^8 M^7$ ($Z = 17$)

Couche K $\boxed{\bullet\bullet}$ 1 doublet d'électrons

Couche L $\boxed{\bullet\bullet}$ $\boxed{\bullet\bullet\bullet\bullet}$ 4 doublets d'électrons

Couche M $\boxed{\bullet\bullet}$ $\boxed{\bullet\bullet\bullet}$ 3 doublets d'électrons et 1 électron célibataire

La représentation de Lewis est un schéma de la **couche externe** : $|\overline{\text{Cl}}|$

c Application à la formation des molécules

Les molécules sont des assemblages d'atomes liés entre eux par des liaisons nommées liaison de covalence. Pour former une liaison de covalence entre deux atomes il faut que chacun d'eux possède un électron célibataire sur sa couche externe.

Exemple $\text{H}\cdot$ et $|\overline{\text{Cl}}|$

L'électron célibataire du premier atome est mis en commun avec l'électron célibataire du deuxième atome. L'ensemble de ces deux électrons forment la liaison de covalence. On représente ce doublet d'électrons par un trait joignant les deux atomes.

Exemples $\text{H}\cdot + |\overline{\text{Cl}}| \rightarrow \text{H}-\overline{\text{Cl}}|$

L'état de stabilité de la molécule est obtenu quand tous les atomes de la molécule respectent la règle du duet et de l'octet.

Exemples $\begin{array}{c} \diagup \\ \text{O} \\ \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ eau $\langle \text{O} = \text{O} \rangle$ dioxygène

d Géométrie de quelques molécules simples

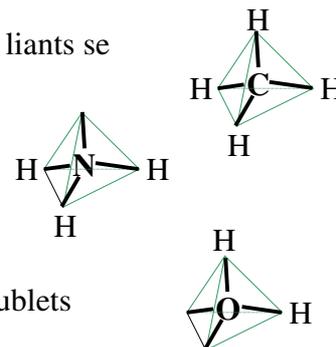
Les doublets (liants ou non) sont chargés négativement (formés de 2 électrons) et se repoussent. La géométrie de la molécule correspondant à la disposition spatiale qui éloigne au maximum les doublets deux à deux.

Exemples

Le méthane (CH_4). L'atome de carbone central entouré de quatre doublets liants se trouve au centre d'un tétraèdre.

L'ammoniac (NH_3). L'atome d'azote central possède trois doublets liants et un doublet non liant. En conséquence, la molécule a une structure pyramidale.

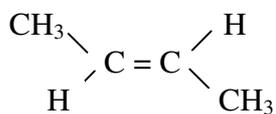
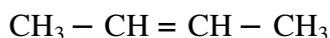
L'eau (H_2O). L'atome d'oxygène central possède 2 doublets liants et 2 doublets non liants. La molécule est plane.



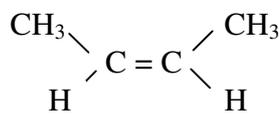
e Configuration Z et E des alcènes

Les alcènes de constitution $R - CH = CH - R'$ peuvent avoir deux configurations (R et R' sont des chaînes hydrocarbonées quelconques). Si les deux atomes d'hydrogène sont du même côté de la double liaison, la configuration est dite Z (de zusammen \equiv ensemble en allemand), sinon la configuration est dite E (de entgegen \equiv opposé en allemand).

Exemple



(E)-but-2-ène



(Z)-but-2-ène

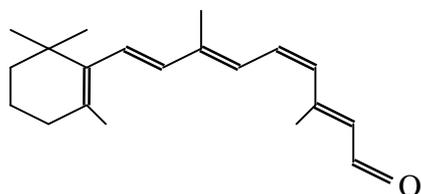
Les propriétés physiques et chimiques des isomères Z et E sont différentes.

f Origine de la vision

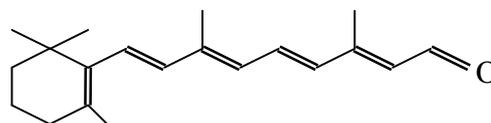
Les récepteurs de la rétine (cônes et bâtonnets) captent la lumière grâce à une molécule sensible à la lumière (le 11-Z-rétinal) attachée à une protéine.

Un photon associé à une radiation visible vient frapper cette molécule. L'énergie fournie provoque la transformation du 11-Z-rétinal en 11-E-rétinal.

Ce changement de structure déclenche une réponse dans les cellules nerveuses qui est transmise au cerveau par le nerf optique.



11-Z-rétinal



11-E-rétinal

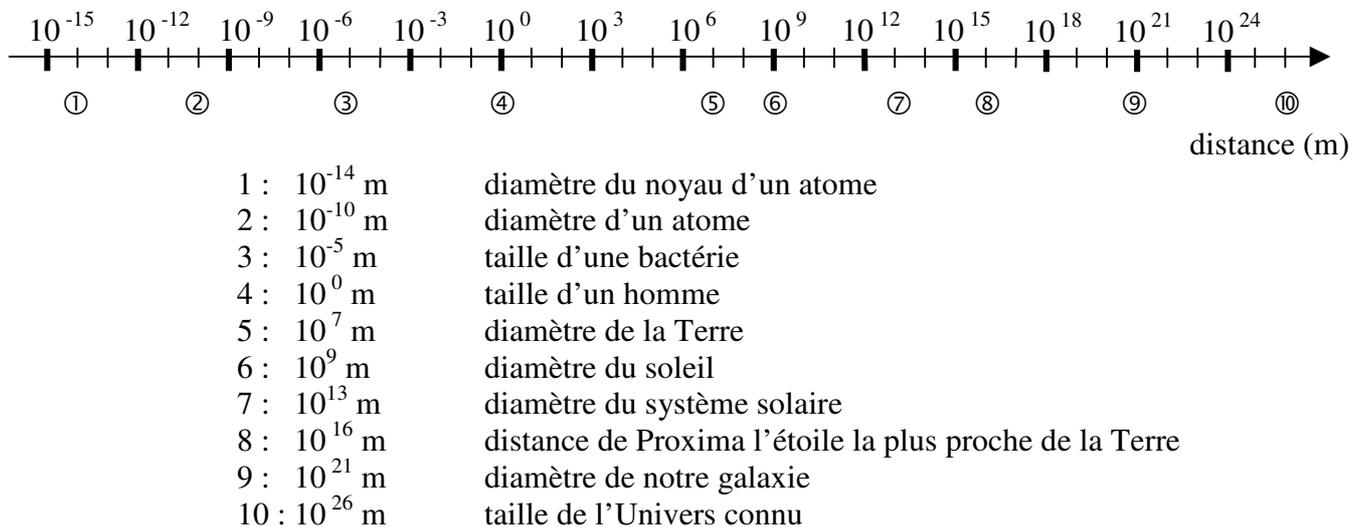
Ainsi une isomérisation Z - E est à l'origine de la vision.

2 Lois et modèles

2.1 Cohésion et transformations de la matière

2.1.1 Les constituants de la matière

a Echelle des tailles et des distances dans l'Univers



b Les particules élémentaires

Au nombre de 3 elles sont les briques qui constituent toute la matière de l'Univers. Ces particules se distinguent les unes des autres par leurs propriétés physiques (et en particulier par leur masse et leur charge).

Nom	charge	masse (kg)
électron	- e	$9,109 \cdot 10^{-31}$
proton	+ e	$1,673 \cdot 10^{-27}$
neutron	0	$1,675 \cdot 10^{-27}$

« e » représente la charge élémentaire (la plus petite qui puisse exister). Toute charge électrique « q » est un multiple de cette charge élémentaire « e ».

2.1.2 Les interactions fondamentales

La cohésion de la matière est assurée par quatre interactions fondamentales :

- les interactions forte et faible. Leurs effets restent confinés dans le noyau des atomes.
- l'interaction électromagnétique. Ses effets assurent la cohésion des atomes, des molécules et de la matière à notre échelle.
- l'interaction gravitationnelle. Ses effets modèlent la matière à l'échelle astronomique.

2.1.3 Cohésion et transformations du noyau

a Cohésion du noyau

L'atome est constitué d'un noyau central et d'un nuage électronique. Le noyau est une zone de dimension très faible où se répartissent A nucléons : N neutrons et Z protons ($A = Z + N$).

Le noyau d'un atome correspondant à un élément chimique X est noté : ${}^A_Z X$

Les isotopes sont des espèces qui ont le même nombre de protons et un nombre de neutrons différents.

Exemples ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ le noyau d'un atome de cuivre qui possède 29 protons et 34 neutrons

${}^{65}_{29}\text{Cu}$ un noyau isotope du précédent qui possède 29 protons et 36 neutrons

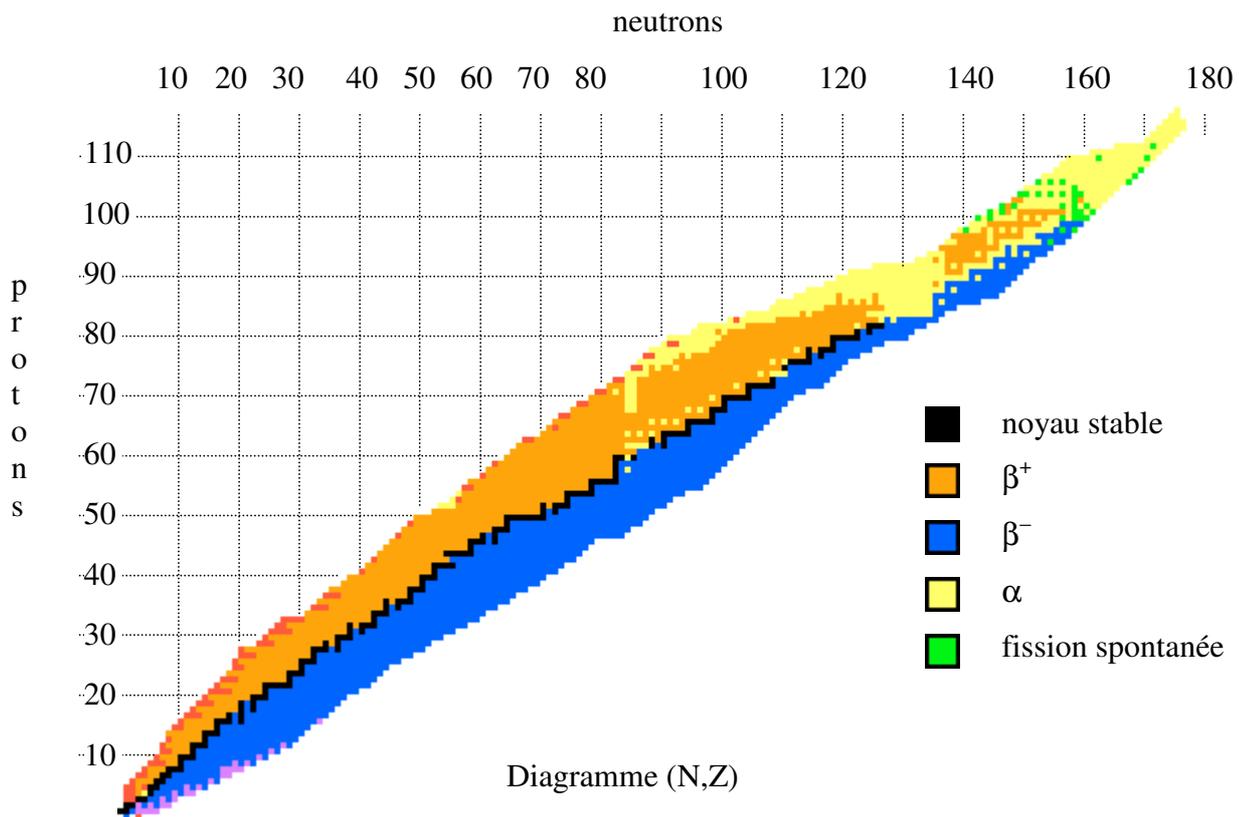
b Radioactivité naturelle et artificielle

Un noyau radioactif est instable et se désintègre spontanément en donnant un noyau différent et en émettant des particules α ou β et souvent un rayonnement γ .

- les particules α sont des noyaux d'hélium ${}^4_2\text{He}^{2+}$
- les particules β sont des électrons (${}^0_{-1}e$ ou β^-) ou des positrons (${}^0_{+1}e$ ou β^+)
- le rayonnement γ est un onde électromagnétique de très courte longueur d'onde

Le nombre de noyaux naturellement présents sur la Terre est d'environ 325. Le nombre total d'isotopes est porté à environ 2000 à partir des réactions nucléaires effectuées en laboratoire.

Si l'on reporte sur un graphique le nombre de neutrons (N) en fonction du nombre de protons (Z), on obtient le diagramme de tous les noyaux possibles :



La courbe en noir correspond aux noyaux stables. On remarque donc que ceux-ci sont peu nombreux par rapport à l'ensemble des noyaux possibles.

c Activité

Un échantillon contient un seul type de noyaux radioactifs. On note $N(t)$ le nombre de noyaux de cet échantillon à un instant t . $\Delta N(t)$ est la variation moyenne du nombre de noyaux entre des instants très proches t et $t + \Delta t$.

L'activité moyenne A d'un échantillon radioactif est le nombre moyen de désintégrations qu'il produit par seconde :

$$A = \frac{|\Delta N|}{\Delta t}$$

L'unité de l'activité est le Becquerel (Bq). Un Becquerel est égal à une désintégration par seconde.

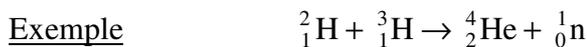
Exemples

La radioactivité naturelle du corps humain est d'environ 100 000 Bq, dus essentiellement au carbone $^{14}_6\text{C}$ et au potassium $^{40}_{19}\text{K}$

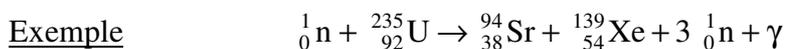
La radioactivité naturelle des roches, qui libèrent principalement du radon, mesurée en France est de quelques dizaines à quelques centaines de Becquerel par m^3 .

d Réactions de fission et de fusion

La fusion est une réaction nucléaire au cours de laquelle des noyaux très légers s'unissent en un noyau de taille moyenne

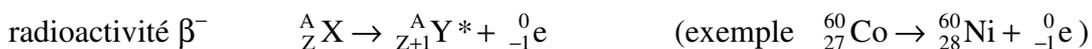


La fission est une réaction nucléaire au cours de laquelle un noyau très lourd se casse en deux noyaux de taille moyenne

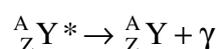


e Lois de conservation dans les réactions nucléaires

Au cours d'une réaction nucléaire, il y a conservation de la charge électrique du noyau et conservation du nombre de nucléons.



Lors d'une désintégration, un noyau père instable expulse une particule. Le noyau fils issu de la désintégration est le plus souvent dans un excité (Y^*). Il redevient stable en libérant l'excédent d'énergie qu'il possède sous la forme d'un rayonnement γ :

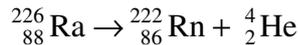


f Réactions nucléaires et aspects énergétiques associés

La masse du noyau est inférieure à la somme des masses de chacun de ses nucléons. Cette masse Δm ne disparaît pas mais se transforme en énergie ΔE :

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

Exemple pour la radioactivité



variation de masse $\Delta m = m({}^{222}_{86}\text{Rn}) + m({}^4_2\text{He}) - m({}^{226}_{88}\text{Ra}) = -8,750 \cdot 10^{-30} \text{ kg}$

variation d'énergie $\Delta E = \Delta m \cdot c^2 = -8,750 \cdot 10^{-30} \cdot (2,998 \cdot 10^8)^2 = -7,864 \cdot 10^{-13} \text{ J}$

Remarque la valeur négative de ΔE indique que le système perd de l'énergie. Si la question était « quelle est l'énergie perdue par le système ? » il faudrait alors répondre $|\Delta E| = +7,864 \cdot 10^{-13} \text{ J}$.

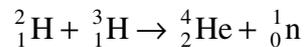
Exemple pour la fission



variation de masse $\Delta m = m({}^{94}_{38}\text{Sr}) - m({}^{140}_{54}\text{Xe}) + m({}_0^1\text{n}) - m({}^{235}_{92}\text{U}) = -1,995 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

variation d'énergie $\Delta E = \Delta m \cdot c^2 = -1,995 \cdot 10^{-27} \cdot (2,998 \cdot 10^8)^2 = -1,793 \cdot 10^{-10} \text{ J}$

Exemple pour la fusion



variation de masse $\Delta m = m({}^4_2\text{He}) - m({}_0^1\text{n}) - m({}_1^2\text{H}) - m({}^3_1\text{H}) = -3,135 \cdot 10^{-29} \text{ kg}$

variation d'énergie $\Delta E = \Delta m \cdot c^2 = -3,135 \cdot 10^{-29} \cdot (2,998 \cdot 10^8)^2 = -9,398 \cdot 10^{-21} \text{ J}$

2.1.4 Cohésion et transformations de la matière condensée

L'état gazeux est un état dilué alors que liquides et solides font partie des états condensés.

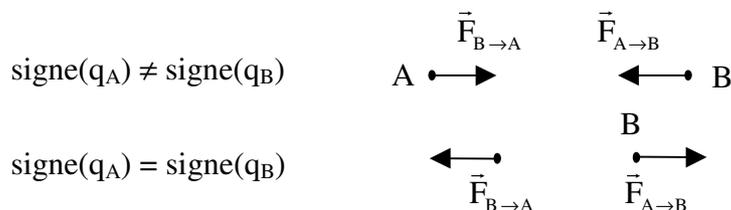
a L'interaction électrostatique

La loi de Coulomb quantifie et explique l'interaction entre deux particules chargées électriquement :

Deux charges ponctuelles q_A et q_B , placées dans le vide ou dans l'air, séparées d'une distance d , exercent l'une sur l'autre des forces $\vec{F}_{A \rightarrow B}$ et $\vec{F}_{B \rightarrow A}$, de même direction, de sens opposés et de même valeur :

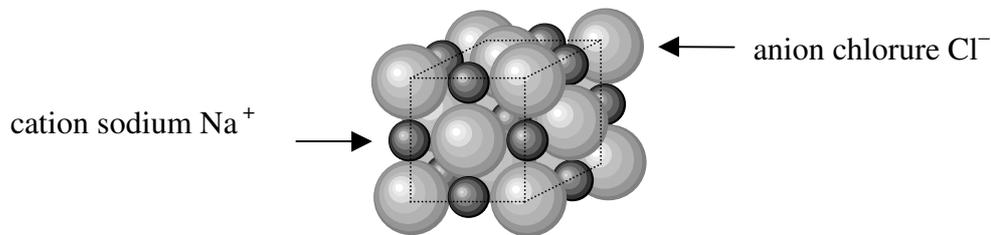
$$F_{A \rightarrow B} = F_{B \rightarrow A} = k \frac{|q_A \cdot q_B|}{d^2}$$

Ces forces sont attractives si les charges sont de signes contraires et répulsives si les charges sont de même signe.

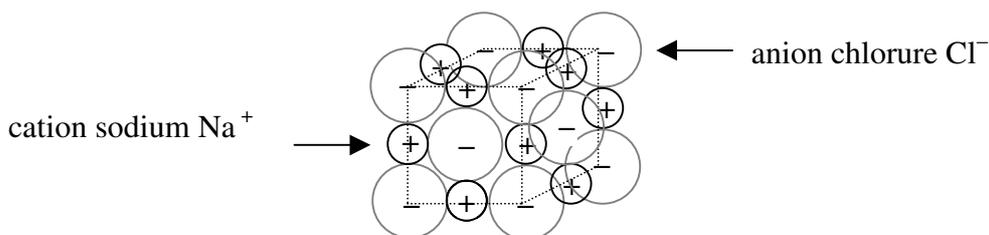


b Le solide ionique

L'étude du solide ionique montre que celui-ci est constitué d'anions et de cations ordonnés dans l'espace et que chaque ion est entouré d'ions voisins de signes opposés.



Le solide ionique est neutre. Les charges négatives apportées par les anions compensent les charges positives apportées par les cations.



Remarque on ne notera pas $\text{Na}_4^+\text{Cl}_4^-$ le cristal ci-dessus. Pour rappeler que le solide ionique est globalement neutre, on ne mentionne pas la charge de chaque ion. Par ailleurs, la formule ne retient que le plus petit motif électriquement neutre. La notation se limite à une formule statistique.

Exemples Na Cl Ca F_2 Na_2O

La cohésion des solides ioniques a pour origine l'interaction électrostatique entre les anions et les cations nommée « liaison ionique ».

c L'électronégativité

C'est une mesure de la tendance d'un élément à attirer les électrons.

Exemples

H 2,1							He
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,9	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar

Electronégativité de quelques éléments dans l'échelle de Pauling.

Approximativement, l'électronégativité augmente le long d'une ligne et diminue le long d'une colonne de la classification périodique des éléments.

d Polarisation permanente d'une liaison

Rappel les molécules sont des assemblages d'atomes liés entre eux par des liaisons de covalence.

Si deux atomes liés d'une molécule ont même électronégativité, les électrons de la liaison sont partagés de manière égale par les deux atomes.

Exemple $\text{Cl} \text{---} \text{Cl}$

Si deux atomes liés d'une molécule ont des électronégativités différentes, l'atome le plus électronégatif attire à lui les électrons de la liaison. Cette liaison est polarisée et constitue un dipôle électrostatique permanent.

Exemple



Remarque on peut noter $^{+\delta}\text{H} - \text{Cl}^{-\delta}$ la molécule de chlorure d'hydrogène si on souhaite mettre en évidence les charges partielles portées par chaque atome.

On note $\Delta\delta$ la différence d'électronégativité entre deux atomes liés. Plusieurs cas sont possibles suivant la valeur de $|\Delta\delta|$:

Différence d'électronégativité	Caractère de la liaison	Exemple
$ \Delta\delta < 0,5$	non polarisée	F – F
$0,5 \leq \Delta\delta < 1,6$	polarisée	$^{+\delta}\text{H} - \text{F}^{-\delta}$
$ \Delta\delta > 2,0$	ionique	$\text{Na}^+ \text{F}^-$

e Polarisation instantanée d'une liaison

Dans la zone correspondant à la liaison covalente, les électrons sont en mouvement permanent.

Si on observe leurs déplacements sur un intervalle de temps assez long, ces électrons sont aussi souvent près d'un noyau que de l'autre.

Cependant, à un instant donné, il y a une forte chance pour que ces électrons ne soient pas équitablement répartis dans la zone qui correspond à la liaison, ce qui crée un dipôle électrostatique instantané.

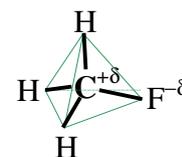
Une liaison covalente qui ne constitue pas un dipôle électrostatique permanent peut donc être polarisée de manière fugace.

f Polarité des molécules

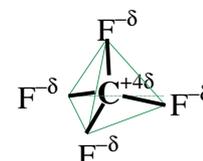
Une molécule est polaire si les barycentres des charges positives et négatives ne sont pas superposés.

Exemples

Dans le monofluorométhane, la liaison C – F est polarisée ($|\Delta\delta| = 4,0 - 2,5 = 1,5$). Les charges partielles se répartissent sur les atomes de la molécule qui reste électriquement neutre. Les barycentres des charges positive et négative ne sont pas superposés et la molécule est polaire.



Dans le tétrafluorométhane, toutes les liaisons sont polarisées. Le barycentre des charges négatives est situé au centre du tétraèdre ayant pour sommets les atomes de fluor. Ainsi les barycentres des charges positive et négative sont confondus et la molécule n'est pas polaire.



g Le solide moléculaire

La cohésion des solides moléculaires a pour origine l'interaction électrostatique entre molécules polaires.

Ces interactions électrostatiques peuvent être permanentes ou instantanées et sont nommés « liaisons de van der Waals ».

Exemples



interaction électrostatique permanente

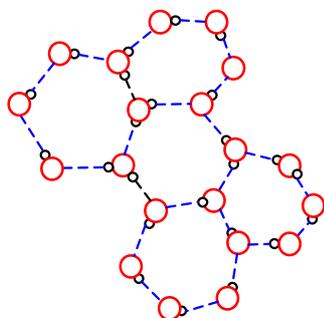


interaction électrostatique instantanée

L'énergie nécessaire pour rompre une liaison de van der Waals est environ 200 fois plus faible que l'énergie nécessaire pour rompre une liaison covalente ou ionique.

Certaines liaisons de van der Waals prennent le nom de liaisons hydrogène. Elles nécessitent 10 fois plus d'énergie que les liaisons de van der Waals pour être rompues. Elles se forment entre les atomes d'hydrogène et des atomes très électronégatifs (F, O, N).

Exemple



glace (liaisons hydrogène en bleu)

Remarque pour qu'une liaison hydrogène existe, l'hydrogène doit également être lié par une liaison covalente à un atome très électronégatif (F, O, N).

Résumé

Liaison	ionique	covalente	de van der Waals	hydrogène
	intramoléculaire et forte		intermoléculaire et faible	
nature de la liaison	interaction électrostatique entre anions et cations	électrons mis en commun par deux atomes	interaction permanente ou instantanée entre deux molécules polaires ou entre un ion et une molécule polaire	interaction permanente ou instantanée entre les atomes H d'une molécule et les atomes (F, O, N) d'une autre molécule
exemples	NaCl ; MgCl ₂	CH ₄ ; HCl	diiode ; hydrocarbure	eau ; alcool
énergie pour rompre une mol. de liaisons (kJ.mol ⁻¹)	100 à 500	100 à 500	0,5 à 3	5 à 30

h Dissolution des solides ioniques dans un solvant polaire

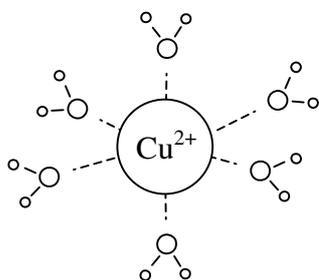
Un solide ionique est plongé dans un solvant polaire.

Les molécules du solvant à la surface du solide affaiblissent les liaisons électrostatiques entre les ions (en raison de la valeur élevée de la constante diélectrique du solvant).

Des ions se détachent de l'édifice sous l'effet de l'agitation thermique (on dit que le cristal se dissocie).

Un ion libéré établit des liaisons de type électrostatique avec les molécules du solvant (on dit que l'ion se solvate ou s'hydrate si le solvant est de l'eau).

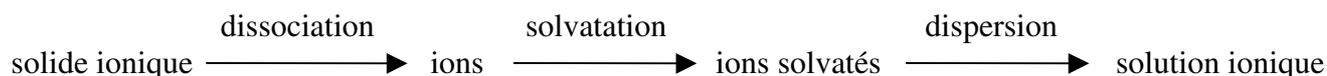
Exemple



Cu²⁺, 6 H₂O
ion Cuivre II hexahydraté

Les ions solvatés se dispersent dans la solution sous l'effet de l'agitation thermique.

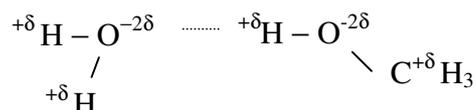
Résumé



i Dissolution des solides moléculaires dans un solvant polaire

Si les molécules du corps sont polaires, elles interagissent avec les molécules du solvant et des liaisons électrostatiques s'établissent. Le corps est donc soluble dans le solvant.

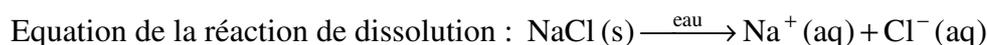
Exemple



Si les molécules du corps ne sont pas polaires, le corps n'est pas (ou peu) soluble dans le solvant.

j Equation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique

On dissout du sel de table dans l'eau. Le soluté est le chlorure de sodium. Le solvant est l'eau. Les cristaux se dissocient et les ions s'hydratent. Après un certain temps, le solide ionique chlorure de sodium a disparu de la solution.



Notations

$c(\text{NaCl})$ est la concentration en soluté de la solution si celui-ci n'avait pas disparu. Cette concentration exprime de quelle manière la solution a été préparée.

$[\text{Na}^+]$ et $[\text{Cl}^-]$ sont les concentrations des espèces effectivement présentes dans la solution.

k Relation entre les concentrations lors de la dissolution dans l'eau d'un solide ionique

On dissout du sulfate de sodium dans l'eau. Le soluté est le sulfate de sodium. Le solvant est l'eau.



La concentration du soluté et la concentration des espèces en solution ne sont pas forcément égales :

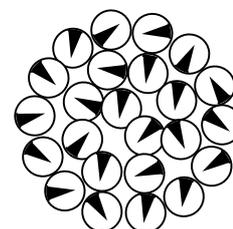
$$\frac{c(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{1} = \frac{[\text{Na}^+]}{2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}]}{1}$$

mais la solution est électriquement neutre car elle contient deux fois plus d'ions Na^+ que d'ions SO_4^{2-} .

l Conséquences du chauffage d'un solide

Les particules d'un solide ont des mouvements de vibration. Les vitesses et les directions des particules sont aléatoires. Un tel mouvement désordonné est le propre de l'agitation thermique.

Des liaisons assurent la cohésion de ce solide (des liaisons ioniques dans les solides ioniques ; des liaisons de van der Waals ou des liaisons hydrogène dans les solides moléculaires).



Avec la température, l'amplitude des vibrations croît (1) jusqu'à rompre les liaisons entre les particules lors de la fusion (2).

Interprétation énergétique :

- (1) l'énergie thermique fournie au solide est transformée en énergie cinétique microscopique lors du chauffage
- (2) l'énergie thermique fournie au solide est égale à la somme des énergies nécessaires pour rompre les liaisons de cohésion lors de la fusion (solide → liquide)

Les corps pour lesquels les liaisons de cohésion sont faibles ont des températures de changement d'état peu élevées. Inversement les corps pour lesquels les liaisons de cohésion sont fortes ont des températures de changement d'état plus élevées.

m Conséquences du chauffage d'un liquide moléculaire

A l'état liquide les liaisons qui assurent la cohésion du solide existent encore mais elles sont moins nombreuses.

Contrairement au solide, les molécules du liquide peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres.

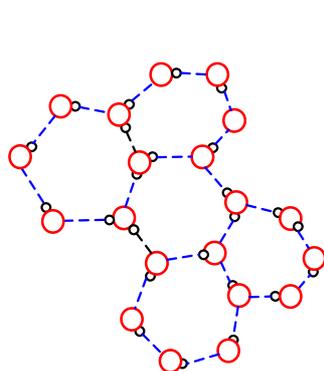
L'arrangement des molécules est moins ordonné dans un liquide que dans un solide (pour presque tous les liquides, le volume occupé augmente d'environ 10 % lors de la fusion).

Pour passer du liquide au gaz, une molécule doit avoir une énergie suffisante pour rompre toutes les liaisons qui la lient aux autres molécules du liquide.

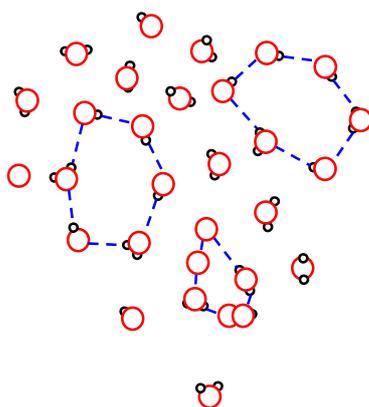
Exemple (très étudié de l'eau)

Dans la glace, chaque molécule d'eau est entourée de 4 molécules voisines et le nombre de liaisons hydrogène par molécule est aussi de 4.

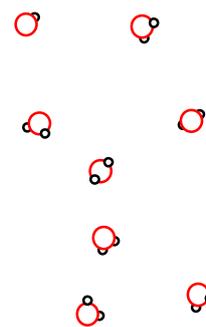
Dans l'eau liquide le nombre de liaisons hydrogène décroît linéairement avec la température : 1,26 liaisons par molécule à température ambiante ; 0,6 liaison par molécule à 100 °C.



glace



eau liquide



gaz

n Nomenclature des alcanes

Un alcane est formé uniquement d'atomes de carbone et d'hydrogène et ne possède que des liaisons carbone - carbone simples.

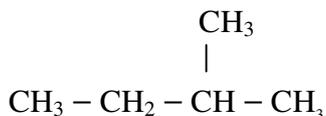
La plupart des molécules de la chimie organique présentent un enchaînement d'atomes de carbone liés par des liaisons de covalence. Cet enchaînement constitue le chaîne carbonée de la molécule.

Une molécule qui possède un atome de carbone lié à au moins trois autres atomes de carbone est dite à chaîne ramifiée (linéaire dans le cas contraire). Les alcanes cycliques possèdent des atomes de carbone liés qui forment un anneau.

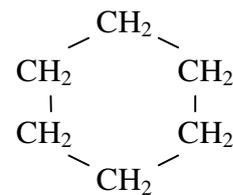
Exemples formules semi-développées de différents alcanes



alcane à chaîne linéaire



alcane à chaîne ramifiée



alcane cyclique

Des préfixes indiquent le nombre d'atomes de carbone de la chaîne carbonée :

Nombre de C	1	2	3	4	5	6	7	8
Préfixe	méth	éth	prop	but	pent	hex	hept	oct

Pour les alcanes à chaîne carbonée linéaire, on fait suivre ce préfixe de la terminaison « ane ».

Exemple $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: propane

Pour les alcanes à chaîne carbonée ramifiée, on utilise les règles de l'UICPA (Union Internationale de Chimie Pure et Appliquée) :

- 1 Chercher la chaîne carbonée la plus longue et le nom de l'alcane à chaîne linéaire comportant le même nombre de carbone. L'alcane (terminaison ane) ramifié est considéré comme un dérivé de cet alcane à chaîne droite
- 2 Identifier les groupements substituants sur cette chaîne et leur place par un indice de position. On numérote à partir d'un des deux bouts de cette chaîne
- 3 Déterminer le sens de numérotation. On écrit tous les chiffres obtenus par ordre croissant. Le sens à retenir est celui correspondant au nombre le plus petit
- 4 S'il existe plusieurs groupements substituants identiques, on utilise les préfixes di, tri, tétra ...
- 5 Les groupements substituants (terminaison yle) s'écrivent avant le nom de l'alcane. Ils sont placés par ordre alphabétique. On supprime le « e » de la terminaison.
- 6 Les indices de position sont placés immédiatement avant la partie du nom à laquelle ils se réfèrent. Ils sont reliés par des tirets placés de part et d'autre mais séparés entre eux par des virgules lorsqu'ils sont devant un terme multiplicatif.

o Nomenclature des alcools

Un alcool est une molécule de la chimie organique caractérisée par l'existence d'un groupement caractéristique hydroxyle $-\text{OH}$ fixé sur un atome de carbone tétraédrique.

Le nom de l'alcool dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée en remplaçant le « e » final par la terminaison « ol », précédée si nécessaire, de l'indice de position du groupement hydroxyle qui doit se trouver dans la chaîne carbonée principale avec le numéro le plus petit possible.

Exemple $\text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$: 5-méthylhexan-3-ol
 $\begin{array}{c} | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{OH} \end{array}$

p Lien entre les températures de changement d'état et la structure moléculaire

Pour faire fondre un solide moléculaire (ou vaporiser un liquide moléculaire) il faut en accroître l'agitation afin de rompre les liaisons de van der Waals ou les liaisons hydrogène entre les molécules.

Plus une molécule a de liaisons covalentes C – H, plus les liaisons polarisées instantanément sont nombreuses et plus les interactions de Van der Waals avec des molécules voisines sont nombreuses.

L'agitation des molécules qui ont une chaîne carbonée linéaire plus longue doit donc être plus intense (température plus élevée) pour briser ces liaisons plus nombreuses avec des molécules voisines.

Ainsi les températures de changement d'état (fusion ou ébullition) des alcanes ou des alcools augmentent le plus souvent avec la longueur de la chaîne carbonée.

Exemples

	θ fusion (°C)	θ ébullition (°C)
Méthane	- 184	- 164
Ethane	- 172	- 88,5
Propane	- 190	- 44,5
Butane	- 135	0,6
Pentane	- 131	36,2
Hexane	- 94	69
Heptane	- 90	98,5
Octane	- 56,5	126
Nonane	- 54	150,5
Décane	- 30	173

	θ fusion (°C)	θ ébullition (°C)
Méthanol	- 98	64,7
Ethanol	- 112	78,4
Propan-1-ol	- 126	97
Butan-1-ol	- 80	117
Pentan-1-ol	- 78	138
Hexan-1-ol	- 51,5	156
Heptan-1-ol	- 34,5	174
Octan-1-ol	- 16,5	194
Nonan-1-ol	- 5	213,5
Décan-1-ol	7	231

Il existe des liaisons hydrogène dans les alcools (présence du groupement caractéristique hydroxyle dans chaque molécule).

Les liaisons hydrogène sont plus fortes que les liaisons de van der Waals.

L'agitation des molécules d'alcool doit donc être plus intense (température plus élevée) que l'agitation des molécules d'alcane dont elles dérivent pour briser ces liaisons plus fortes avec des molécules voisines.

Ainsi, un alcool a toujours une température de changement d'état supérieure à l'alcane dont il dérive.

q Miscibilité des alcools avec l'eau

La miscibilité de deux liquides est la faculté qu'ils ont à se mélanger pour donner une seule phase homogène.

La tendance des molécules d'eau à s'attirer les unes les autres par des liaisons hydrogène est forte alors que la tendance des molécules d'eau à attirer une chaîne carbonée par des liaisons de van der Waals est nettement plus faible.

Le regroupement des molécules d'eau sera favorisé quand la chaîne carbonée linéaire de l'alcool sera plus longue (il est difficile d'expliquer en 1ère S pourquoi ce regroupement sera favorisé).

Ainsi, la miscibilité avec l'eau des alcools à chaîne linéaire diminue lorsque la longueur de la chaîne croît.

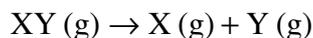
Exemples

	Solubilité dans l'eau en g.L ⁻¹ à 20°C
Méthanol	∞ (infinie)
Ethanol	∞
Propan-1-ol	∞
Butan-1-ol	77
Pentan-1-ol	22
Hexan-1-ol	5,9

r Réactions chimiques et aspects énergétiques associés

On définit l'énergie de liaison, d'une liaison X-Y, comme l'énergie à fournir pour rompre cette liaison chimique entre les deux atomes X et Y.

Les tables donnent toujours D_{X-Y} l'énergie nécessaire pour rompre une mol. de liaisons quand les réactifs et les produits sont gazeux :

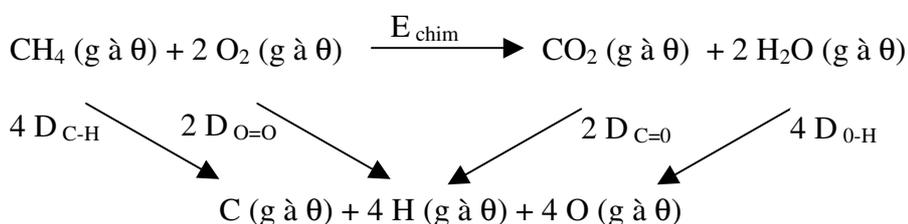


$D_{X-Y} > 0$ car la molécule est plus stable que l'ensemble des atomes isolés qui la constituent. Il faut donc fournir de l'énergie à la molécule pour la dissocier.

$D_{CH_4} = 4 * D_{C-H}$. L'énergie nécessaire à la dissociation d'une molécule est égale à la somme des énergies nécessaires pour rompre chacune des liaisons de cette molécule.

La rupture des liaisons chimiques d'une molécule nécessite un apport d'énergie. La formation des liaisons chimiques d'une molécule libère de l'énergie. L'énergie transférée au cours d'une réaction chimique mettant en jeu des espèces à l'état gazeux est le bilan de ces deux transformations.

On imagine un cycle de transformations qui permet de passer des réactifs aux produits :



$$E_{chim} = 4 * D_{C-H} + 2 * D_{O=O} - 2 * D_{C=O} - 4 * D_{O-H} \quad \text{c'est à dire} \quad E_{chim} = \sum D_{rompues} - \sum D_{formées}$$

Si $E_{chim} > 0$, la réaction est dite endothermique, c'est à dire que le système gagne de l'énergie par transfert de chaleur du milieu extérieur vers le système.

Si $E_{chim} < 0$, la réaction est dite exothermique, c'est à dire que le système perd de l'énergie par transfert de chaleur du système vers le milieu extérieur.

Exemple

$$E_{chim} = 4 * 410 + 2 * 494 - 2 * 708 - 4 * 460 = - 628 \text{ kJ.mol.}^{-1}$$

2.2 Champs et forces

2.2.1 Notion de champ

On appelle « champ » une grandeur physique, fonction des coordonnées de position d'un point de l'espace, utilisée pour décrire localement les propriétés de la matière ou pour interpréter les phénomènes qui s'y produisent.

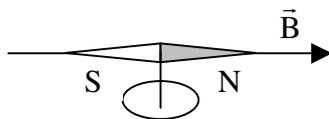
On parle ainsi de « champ de pression » (exemple des cartes météorologique). De même, la distribution spatiale de température est un « champ de température » même si l'expression est peu utilisée. Ce sont deux exemples de champs scalaires. Si la grandeur est vectorielle, on parle de « champ vectoriel » (exemple : champ de vitesses dans un fluide).

2.2.2 Champ magnétique

Dans certaines circonstances, une aiguille aimantée s'oriente comme soumise à un couple. On dit alors que dans cette région il règne un champ magnétique \vec{B} .

En particulier, au voisinage de la Terre, on nomme « pôle nord » l'extrémité de l'aiguille qui indique toujours le nord géographique.

Par convention, le sens de \vec{B} est celui qu'indique le pôle nord de l'aiguille aimantée.

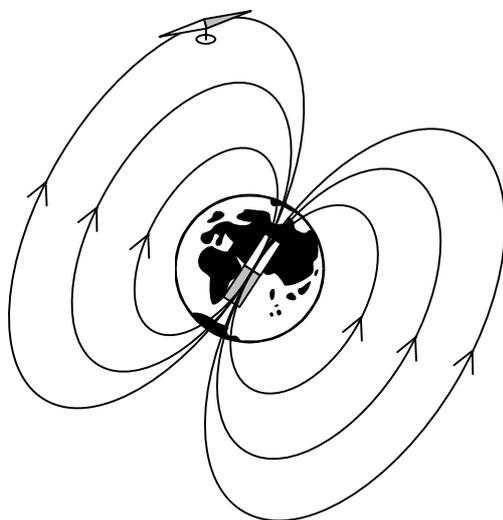


Le champ magnétique a les propriétés mathématiques d'un vecteur :

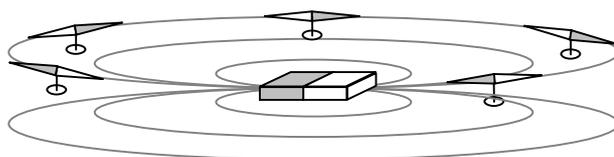
- une direction : celle prise par l'aiguille aimantée
- un sens : celui qu'indique le pôle nord de l'aiguille aimantée
- une valeur (mesurée par une sonde spécifique : un teslamètre)
-

a Le champ magnétique terrestre

Le champ magnétique terrestre existe, en permanence et en tout point, autour de la Terre même si aucun aimant ne lui permet de se manifester.



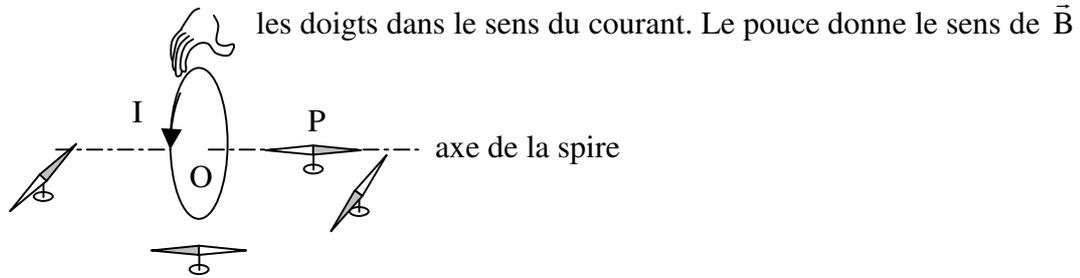
b aimant



Le spectre magnétique de l'aimant est représenté ici par six lignes de champ. Chaque ligne est tangente en tout point au vecteur champ magnétique (comme le montrent les aiguilles aimantées) et se referme sur elle-même. L'intensité du champ magnétique diminue quand on s'en éloigne de l'aimant.

c courant

L'existence d'un champ magnétique implique celle d'aimants ou de courants électriques. Un cas pratique est important est celui de la spire, de centre O, parcouru par un courant I.



Le champ magnétique résultant au point P est porté par l'axe. Son sens est donné, en pratique, par la règle de la main droite.

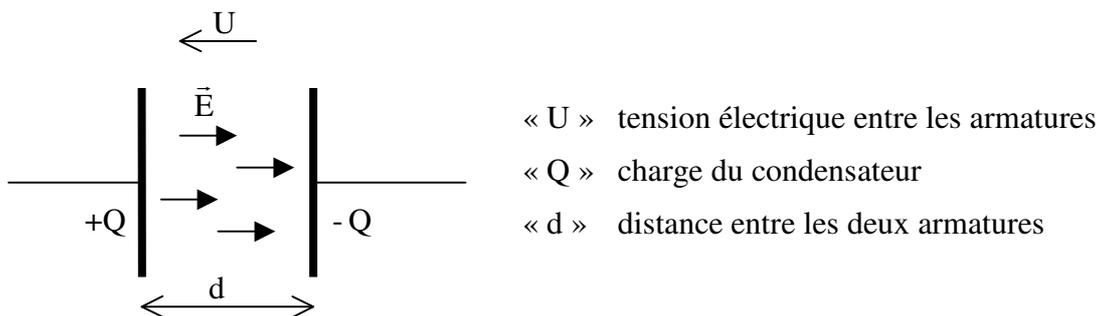
2.2.3 Champ électrostatique

On dit qu'en un point règne un champ électrostatique \vec{E} , si en amenant en ce point une charge « q », elle subit une force \vec{F} telle que :

$$\vec{E} = \frac{\vec{F}}{q}$$

a Le condensateur

Un condensateur est constitué de deux surfaces conductrices séparées par un isolant. Les surfaces conductrices sont les armatures ; l'isolant est le diélectrique.



Loin du bord des armatures, le champ électrique \vec{E} est uniforme (mêmes direction, sens et norme en tout point) :

- direction : perpendiculaire aux armatures
- sens : orienté du + vers le -
- norme : $E = \frac{U}{d}$

2.2.4 Champ de pesanteur local

a Loi de la gravitation

La loi de Newton quantifie et explique l'interaction entre deux particules qui possèdent une masse :

Deux corps ponctuels de masses m_A et m_B , séparés d'une distance AB grande devant leur taille, exercent l'un sur l'autre des forces attractives $\vec{F}_{A/B}$ et $\vec{F}_{B/A}$, de même direction, de sens opposés et de même valeur :

$$\vec{F}_{A/B} = -G * \frac{m_A * m_B}{AB^2} * \vec{u}_{AB}$$

$\vec{u}_{AB} = \frac{\vec{AB}}{AB}$ est un vecteur unitaire orienté de A vers B.

Remarque la loi reste valable si les deux corps ont une répartition sphérique de leur masse.

b Champ de gravitation

On dit qu'en un point règne un champ de gravitation \vec{G} , si en amenant en ce point une masse « m », elle subit une force \vec{F} telle que :

$$\vec{G} = \frac{\vec{F}}{m}$$

c Champ de pesanteur

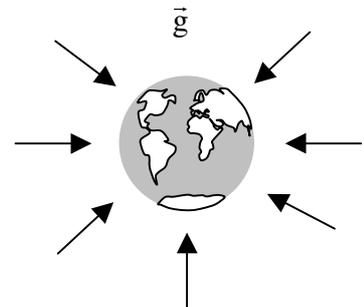
On a vu en 2nd que la force d'attraction que la Terre exerce sur un corps est nommée son poids. Le poids \vec{P} est lié au champ de pesanteur \vec{g} par la relation :

$$\vec{g} = \frac{\vec{P}}{m}$$

Le champ de pesanteur \vec{g} a pour caractéristiques :

- une direction : la verticale du lieu
- un sens : du haut vers le bas
- une valeur : l'intensité g de la pesanteur au lieu considéré

Ce champ est présent autour de la Terre même si aucune masse ne lui permet de se manifester.



Remarque le champ de gravitation \vec{G} et le champ de pesanteur \vec{g} sont presque identiques sur Terre. Il existe une petite différence due notamment à la rotation de la Terre autour de l'axe qui relie ses pôles et qui dépend de la latitude.

d Champ de pesanteur uniforme

Deux lignes verticales passant dans le centre de la Terre et distantes de quelques km à la surface sont quasiment parallèles (angle de 1° à 111 km de distance).

L'intensité de la pesanteur est constante tant que la différence d'altitude ne dépasse pas quelques kilomètres (diminution de 1% à 30 km d'altitude).

Pratiquement, on considère que le champ de pesanteur est uniforme dans une région dont les dimensions sont de l'ordre de quelques kilomètres à la surface de la Terre.

2.3 Formes et principe de conservation de l'énergie

2.3.1 Energie d'un point matériel en mouvement dans le champ de pesanteur uniforme

L'expérience montre que lors d'une chute libre sans frottements d'un point A (d'altitude h_A) vers un point B (d'altitude h_B), la vitesse de translation du solide est donnée par la relation :

$$v_B^2 - v_A^2 = -2 * g * (h_B - h_A)$$

On multiplie les deux membres de cette égalité par la masse « m » du solide :

$$m * (v_B^2 - v_A^2) = -m * 2 * (h_B - h_A)$$

En utilisant la distributivité de la multiplication qui permet de passer d'un produit de sommes à une somme de produits, on obtient :

$$m * v_B^2 - m * v_A^2 = -m * 2 * g * h_B + m * 2 * g * h_A$$

On divise maintenant les deux membres de l'égalité par 2 :

$$\frac{m * v_B^2}{2} - \frac{m * v_A^2}{2} = -m * g * h_B + m * g * h_A$$

Enfin, en utilisant l'opérateur variation d'une quantité physique $\Delta = \text{quantité finale (en B)} - \text{quantité initiale (en A)}$, on obtient :

$$\Delta \left(\frac{m * v^2}{2} \right) = -\Delta(m * g * h)$$

On nomme « énergie cinétique » la grandeur $E_c = \frac{m * v^2}{2}$ qui dépend du mouvement et on nomme « énergie potentielle de pesanteur » la grandeur $E_p = m * g * h$ qui dépend de l'altitude :

$$\Delta E_c = -\Delta E_p$$

Remarques au cours de la chute libre sans frottements dans le champ de pesanteur uniforme, la variation de E_c est égale à l'opposée de la variation de E_p .

au cours de la chute libre sans frottements dans le champ de pesanteur uniforme, quelque chose se conserve puisque $\Delta E_c + \Delta E_p = 0$ (pas de variation).

On nomme « énergie mécanique » la grandeur $E_m = E_c + E_p$ qui reste constante lors de cette chute libre sans frottement dans le champ de pesanteur uniforme.

Lors d'une chute libre avec frottements l'expérience montre que :

$$v_B^2 - v_A^2 < -2 * g * (h_B - h_A) \Rightarrow \Delta E_c < -\Delta E_p \Rightarrow \Delta E_m < 0$$

L'énergie mécanique du solide diminue. On dit que l'énergie est dissipée par les frottements. L'énergie perdue par le solide est transférée sous forme de chaleur au solide et à son environnement.

2.3.2 Formes d'énergie

Toutes les formes d'énergies usuelles sont des énergies cinétique ou potentielle, on distingue :

- l'énergie cinétique macroscopique liée au mouvement d'un corps
- l'énergie cinétique microscopique qui est égale à la somme des énergies cinétiques de chaque particule du corps (le corps est immobile)
- les énergies potentielles de pesanteur, élastique, électromagnétique
- l'énergie potentielle chimique qui varie quand le corps subit une réaction chimique
- l'énergie potentielle nucléaire qui varie quand le corps subit une réaction nucléaire
- ...

2.3.3 Principe de conservation de l'énergie

L'énergie ne peut être créée ou détruite mais uniquement transformée d'une forme à une autre ou être transférée d'un système à un autre.

3 Défis du XXIe siècle

3.1 Convertir l'énergie et économiser les ressources

3.1.1 Ressources énergétiques renouvelables ou non

On appelle « énergie renouvelable » de l'énergie dont la consommation n'aboutit pas à la diminution des ressources naturelles.

Exemples énergies renouvelables : l'hydroélectricité, l'énergie éolienne, la géothermie, la biomasse, l'énergie solaire, les énergies de la mer.

énergies non renouvelables : pétrole, charbon, fission nucléaire.

Le processus naturel (dépôt, subsidence, diagénèse) de formation du pétrole ou du charbon à partir de matière organique (animaux et végétaux morts) est long de plusieurs millions d'années.

L'uranium, principal élément utilisé pour la fission, est présent sur Terre depuis sa formation. Il est présent partout à l'état de trace. Des processus géologiques (circulation hydrothermale, ségrégation magmatique, ...) ont permis sa concentration dans certaines roches. C'est dans ces roches que se situent les gisements exploitables dans les conditions économiques actuelles.

De manière évidente, extraire d'une mine de l'uranium ou d'un puits du pétrole diminue les réserves de ce gisement jusqu'à épuisement.

3.1.2 Transport de l'énergie

« L'énergie électrique » n'en est pas une ! L'électricité est un moyen de transférer de l'énergie.

L'électricité est produite dans des centrales thermiques (utilisant principalement du charbon), des centrales nucléaires (utilisant de l'uranium), des barrages hydroélectriques, ...

Ainsi ces centrales convertissent de l'énergie chimique, de l'énergie nucléaire, de l'énergie potentielle de pesanteur, ... en travail électrique.

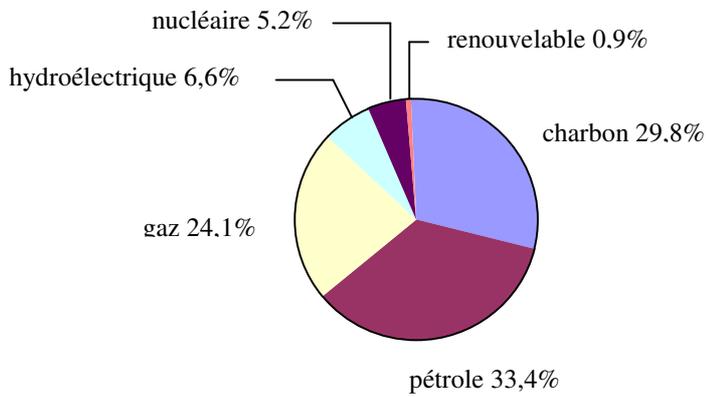
De longs câbles métalliques (les lignes électriques) transportent le travail électrique vers des appareils électriques.

Les appareils électriques transforment le travail électrique reçu en une nouvelle forme d'énergie : énergie cinétique microscopique (radiateur), énergie cinétique macroscopique (ventilateur), énergie potentielle de pesanteur (grue), ...

On dénombre 3 transferts d'énergie :

- le transfert par travail W (mécanique ou électrique).
- le transfert thermique Q (conduction ou convection)
- le rayonnement Q (ondes électromagnétiques)

3.1.3 Stockage de l'énergie



Consommation mondiale d'énergie en 2010

1,2.10¹⁰ tonnes d'équivalent pétrole

(source : BP statistical Review)

On constate sur le graphique précédent que 87,3% de l'énergie consommée dans le monde en 2010 est constituée de combustibles fossiles (pétrole, charbon, gaz naturel).

Ces combustibles sont des réservoirs d'énergie chimique.

Le stockage de l'énergie est aujourd'hui facile mais l'usage de ces énergies perturbent le climat et les réserves sont finies.

Le tableau suivant montre qu'il est difficile, avec les techniques actuelles, de stocker l'énergie équivalente à un seul kg de pétrole :

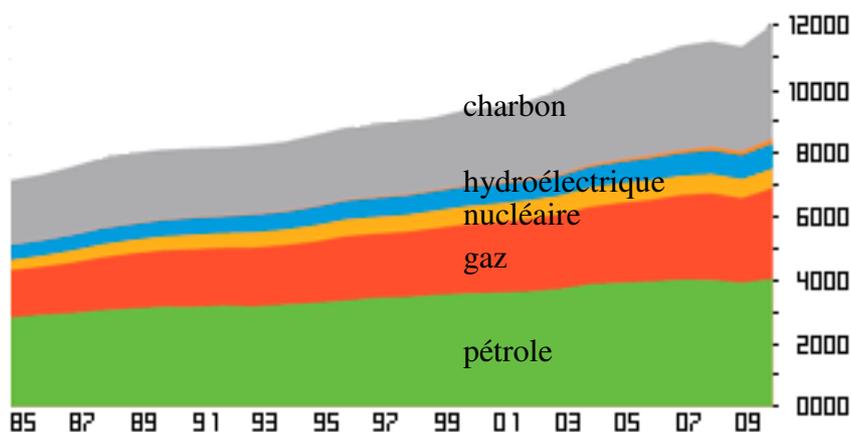
batteries au plomb	hydrogène comprimé	eau en altitude	chaleur
+ de 300 kg de batteries	de 15 à 30 kg de réservoir, occupant un peu moins de 30 litres	43 tonnes d'eau pouvant effectuer 100 m de chute	10°C d'élévation de la température pour 1 tonne d'eau

(source : Jean-Marc Jancovici ; manicore.com)

3.1.4 Production de l'énergie électrique : puissance

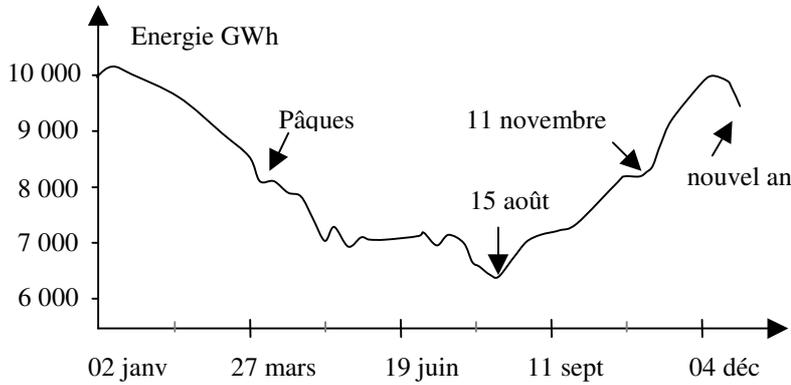
La consommation d'énergie n'est pas constante dans le temps.

Dans le monde, elle a tendance à augmenter régulièrement chaque année.

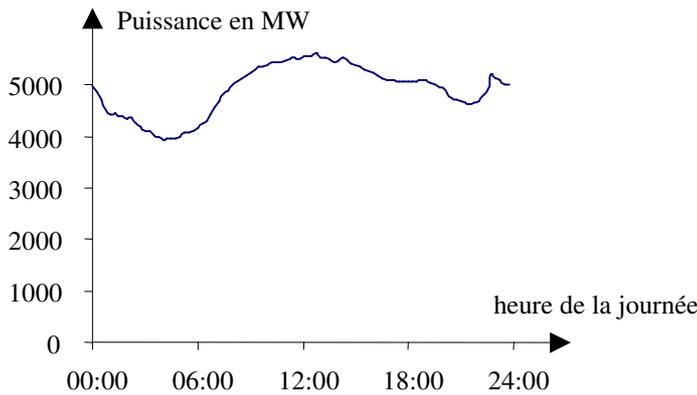


Consommation mondiale d'énergie en millions de tonnes d'équivalent pétrole (source : BP statistical Review)

Dans une région, la consommation d'énergie n'est plus aussi régulière mais subit des variations saisonnières ou journalières.



Cycle annuel de consommation d'électricité en France (source : RTE)



Consommation d'électricité en France le 01/07/2011 (source : RTE éCO2mix)

Comme l'énergie est nécessaire à presque toutes les activités humaines, il est hautement souhaitable de garantir l'équilibre entre production et consommation à tout instant.

La puissance P qui exprime la quantité d'énergie E transférée durant la durée Δt apparaît donc comme la grandeur pertinente pour mesurer la production de l'énergie :

$$P = \frac{E}{\Delta t}$$

3.1.5 Conversion d'énergie dans un générateur, un récepteur

a Chaîne énergétique

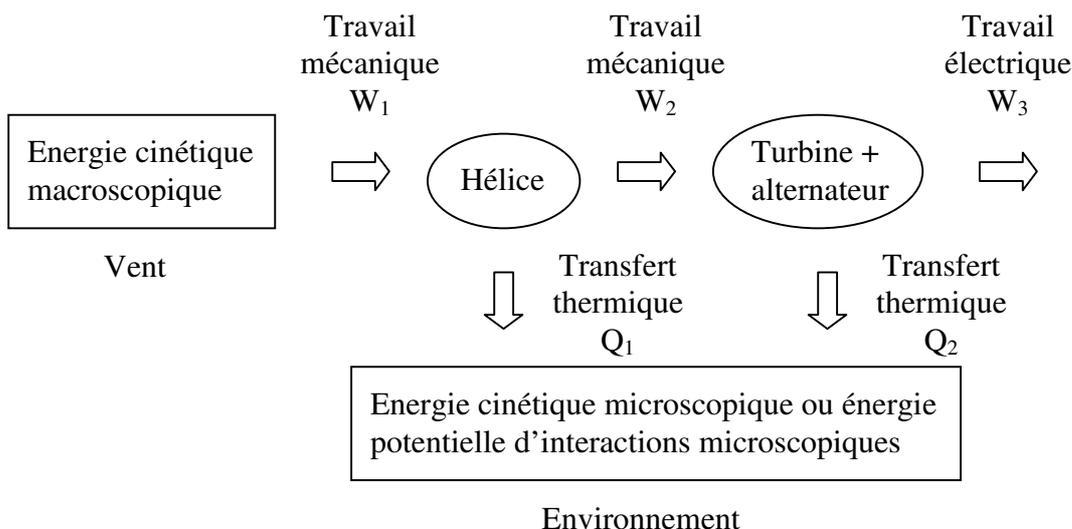
Une chaîne énergétique permet de représenter graphiquement les transferts d'énergie entre différents systèmes.

Notations associées à une chaîne énergétique :



Remarque un convertisseur est une machine qui transforme l'énergie d'une forme à une autre.

Exemple de chaîne énergétique



principe de conservation de l'énergie appliqué à l'hélice : $\Delta E (\text{hélice}) = W_1 - W_2 - Q_1$

b Loi d'Ohm

En électricité, les générateur et les récepteurs sont deux types de convertisseur d'énergie :



En dehors d'une chaîne énergétique, on utilise les symboles électroniques pour les représenter :



Les symboles électroniques sont le plus souvent associés aux grandeurs électriques comme la tension et l'intensité du courant dans un schéma électrique :



La puissance électrique reçue par un dipôle récepteur (ou fournie par un dipôle générateur) est quantifiée par la relation :

$$P = U * I$$

Vocabulaire dans la convention récepteur les flèches tension et intensité sont de sens contraires
dans la convention générateur les flèches tension et intensité sont de même sens

Remarque il est commode d'adopter la convention récepteur aux bornes d'un récepteur et la convention générateur aux bornes d'un générateur pour que la puissance calculée soit toujours positive.

La caractéristique tension - intensité d'un dipôle électrique est une courbe représentant les variations de la tension aux bornes du dipôle en fonction de l'intensité du courant qui le traverse.

Exemple le résistor



Le résistor est un dipôle très important en électricité. Sa caractéristique tension - intensité est une fonction linéaire dont l'équation porte le nom de loi d'Ohm :

$$U = R * I$$

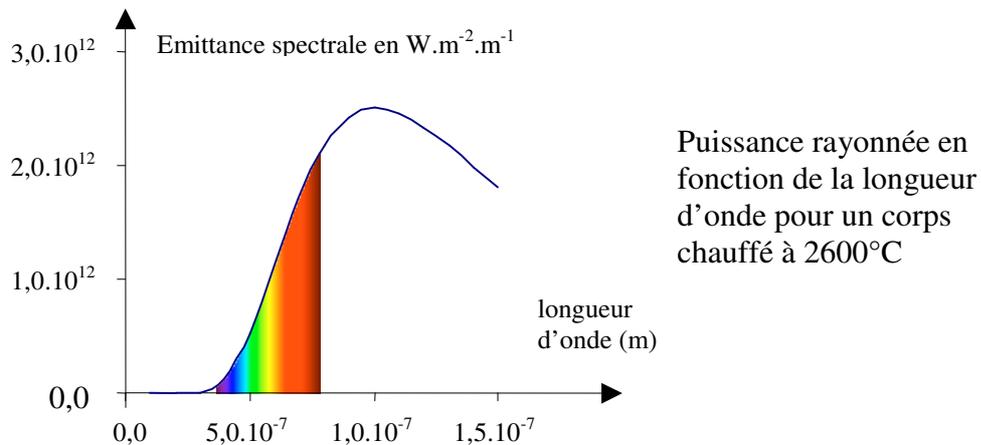
Le résistor a la particularité de transférer tout le travail électrique qu'il reçoit sous forme thermique. C'est l'effet Joule. On peut quantifier la puissance de l'effet joule à l'aide des relations précédentes :

$$P = U * I = R * I^2$$

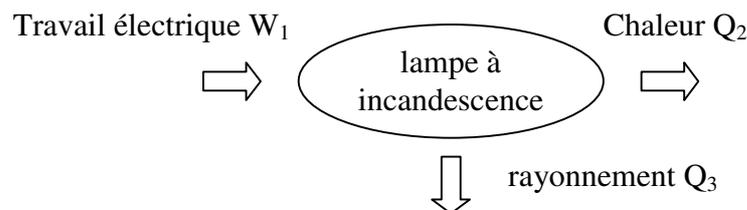
c Notion de rendement de conversion

La lampe à incandescence, inventée à la fin du 19ème siècle, utilise un corps chaud et dense (un filament de tungstène) qui émet une lumière polychromatique.

Le filament de la lampe est chauffé à 2600°C (le tungstène est un métal qui fond à 3420°C).



Cette lampe dont le filament n'a pas la température idéale (une grande partie de la lumière émise par le filament est infra rouge) convertit le travail électrique qu'elle reçoit sous forme de chaleur et de rayonnement :



Le rendement η indique la part de l'énergie convertie jugée utile par l'utilisateur :

$$\eta = \frac{\text{énergie utile}}{\text{énergie reçue}}$$

En considérant que l'énergie utile convertie par la lampe à incandescence est le rayonnement alors le rendement vaut environ 0,05 (c'est à dire 5 %)

La lampe fluocompacte a un rendement 5 fois supérieur.

3.1.6 Stockage et conversion de l'énergie chimique

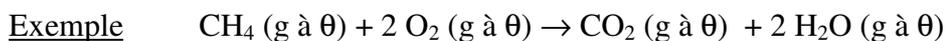
Le pétrole, le charbon, le gaz naturel et la biomasse sont des réservoirs naturels d'énergie chimique. Les piles sont le principal réservoir artificiel d'énergie chimique.

a Energie libérée lors de la combustion d'un hydrocarbure ou d'un alcool

On a vu dans la partie 2.1.4.r que l'énergie chimique est liée à la rupture ou à la formation d'au moins une liaison chimique et que :

$$E_{\text{chim}} = \sum D_{\text{rompues}} - \sum D_{\text{formées}}$$

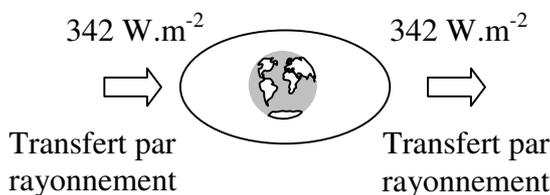
On peut calculer l'énergie chimique d'une réaction grâce aux valeurs des énergies de liaison que l'on trouve dans des tables ou des Handbooks.



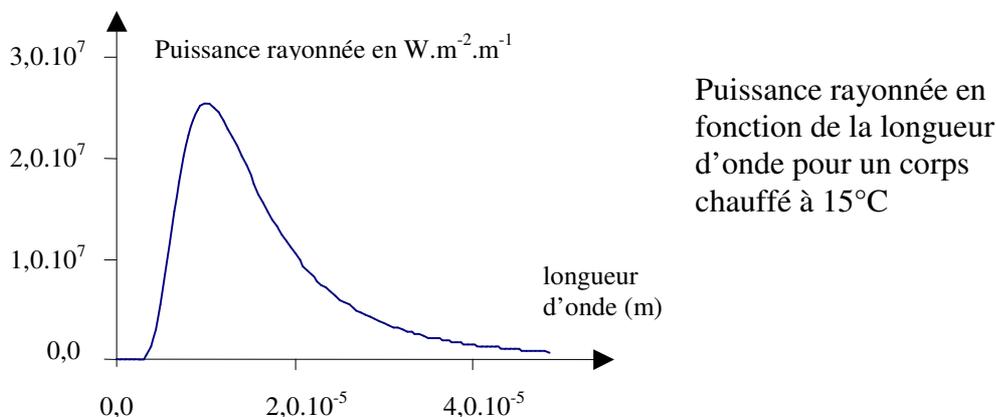
$$\begin{aligned} E_{\text{chim}} &= 4 D_{\text{C-H}} + 2 D_{\text{O=O}} - 2 D_{\text{C=O}} - 4 D_{\text{O-H}} \\ &= 4 \cdot 410 + 2 \cdot 494 - 2 \cdot 708 - 4 \cdot 460 = - 628 \text{ kJ.mol.}^{-1} \end{aligned}$$

Le dioxyde de carbone est produit lors de tous les processus de combustion. La concentration atmosphérique de ce gaz a augmenté d'environ 21 % depuis 1957.

La Terre émet autant de rayonnement vers l'espace qu'elle en reçoit du Soleil.



La température moyenne de l'atmosphère terrestre est d'environ 15°C.



Le transfert par rayonnement de la Terre vers l'espace se fait donc sous forme infrarouge.

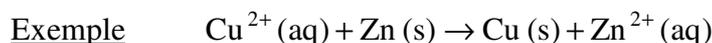
Le dioxyde de carbone rejeté par les combustions rend l'atmosphère plus opaque aux infrarouges. L'énergie de ces infrarouges supplémentaires retenus prisonniers va chauffer la Terre.

Comme tout corps dont la température augmente, la Terre va rayonner de plus en plus d'énergie jusqu'à ce que la partie qui arrive à quitter l'atmosphère soit devenue la même que ce qu'elle était avant l'augmentation de la quantité de dioxyde de carbone.

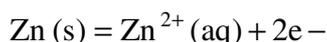
Un nouvel état d'équilibre est atteint. Ce phénomène est appelé « effet de serre ».

b Les réactions d'oxydo-réduction

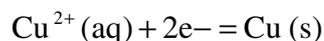
Certaines transformations chimiques sont spontanées.



Dans la transformation précédente, un atome de zinc perd deux électrons. On nomme oxydation cette perte d'électron(s). L'espèce chimique qui perd des électrons est le réducteur (ici l'atome de zinc).



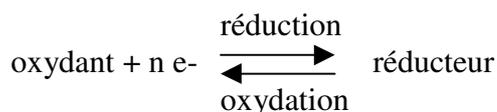
Parallèlement, un ion cuivre (II) gagne deux électrons. On nomme réduction ce gain d'électron(s). L'espèce chimique qui gagne des électrons est l'oxydant (ici l'ion cuivre (II)) :



Les réactions équivalentes à un transfert d'électron(s) sont appelées réactions d'oxydoréduction (ou réactions rédox).

L'écriture de ce transfert d'électron(s) est appelé demi-équation électronique.

Résumé



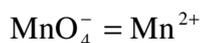
Suivant la réaction d'oxydoréduction envisagée, un même élément chimique peut jouer différents rôles :

- $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$ dans les réactifs, l'ion cuivre (II) est l'oxydant
- $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$ dans les réactifs, l'atome de cuivre est le réducteur

L'ion cuivre (II) est la forme oxydée de l'élément chimique cuivre et l'atome de cuivre est la forme réduite de l'élément chimique cuivre. L'ion cuivre (II) et l'atome de cuivre forment un couple oxydant réducteur (ou couple rédox). Ce couple est noté Cu^{2+}/Cu (toujours noté dans l'ordre oxydant / réducteur).

Exemple réaction entre l'oxydant du couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ et le réducteur du couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ en milieu acide :

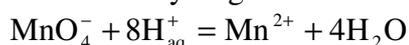
isoler un premier couple rédox et assurer la conservation des éléments (sauf O et H)



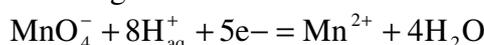
assurer la conservation de l'élément oxygène avec des molécules d'eau



assurer la conservation de l'élément hydrogène avec des protons solvatés



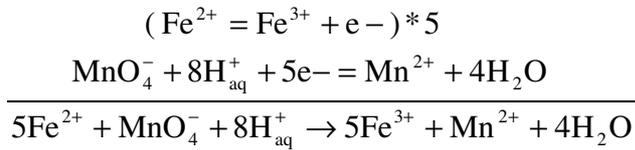
assurer la conservation de la charge avec des électrons



refaire les étapes ci-dessus pour l'autre demi-équation électronique



réunir les deux demi-équations électroniques précédentes et en déduire l'équation-bilan en prenant soin d'équilibrer l'échange d'électrons

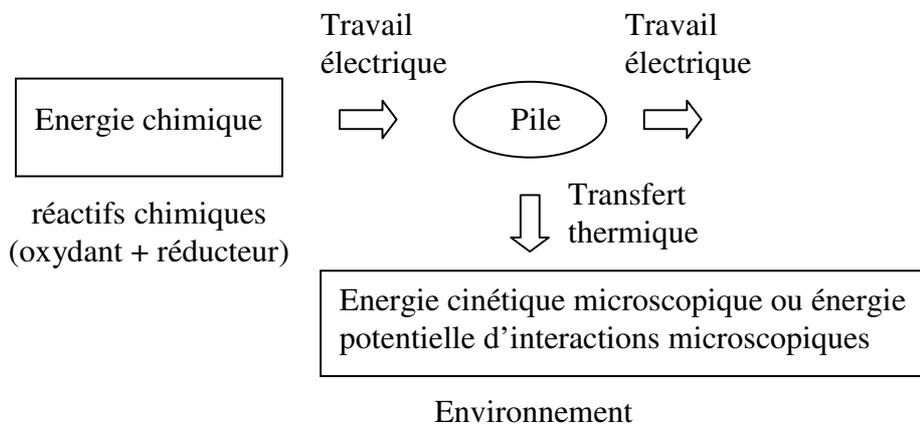


c Les piles et les accumulateurs

Les combustibles fossiles sont la principale source d'énergie dans le monde et en même temps la forme de stockage la plus commode avec les techniques actuelles. Mais ces énergies perturbent le climat et les réserves sont finies.

Les piles et les accumulateurs auront probablement un rôle important pour résoudre le défi énergétique (produire de manière renouvelable, stocker, réduire la consommation, ...).

Les piles sont des convertisseurs d'énergie. Elles mettent en jeu des transformations d'oxydoréduction spontanées.

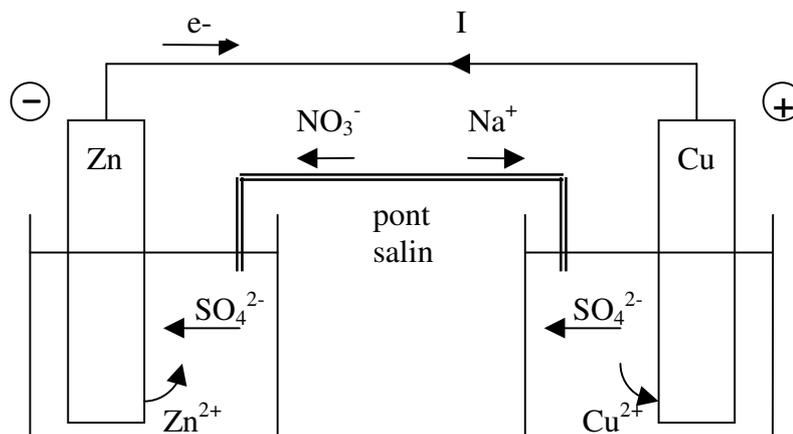


Les piles saline ou alcaline ont une durée de vie limitée par la quantité de réactifs qu'elles contiennent. Les piles à combustible n'ont pas cette limitation puisque les réactifs sont apportés en continu de l'extérieur.

Les accumulateurs fonctionnent sur le même principe que les piles mais ils sont réversibles : l'apport de travail électrique lors de la charge force la transformation chimique inverse à celle qui se produit spontanément lors de la décharge.

d Principe de fonctionnement des piles

Les porteurs de charge responsables du passage du courant électrique sont des électrons dans les métaux et des ions dans les solutions.



Chaque compartiment, appelé demi pile, est constitué d'un couple redox M^{n+} / M . Le métal M est appelé l'électrode. C'est à sa surface se produit une transformation chimique et le transfert d'électrons.

Le pont salin permet de fermer le circuit en laissant migrer les ions entre les deux demi piles.

Le pôle (+) correspond à l'électrode dont le potentiel électrique est le plus élevé. Le courant électrique circule dans le circuit du pôle (+) vers le pôle (-) à l'extérieur de la pile.

3.2 Synthétiser des molécules et fabriquer de nouveaux matériaux

3.2.1 La nanochimie

Alors que la chimie classique utilise les atomes ou les molécules comme briques élémentaires, cette nouvelle chimie utilise les nanoparticules, les nanotubes et les nanofils. Le préfixe « nano » fait référence à la taille nanométrique (10^{-9} m) de ces éléments.

Ces « nano objets » sont incorporés dans ou à la surface d'un matériau pour en modifier ses propriétés. Souvent l'organisation (position, orientation, ...) de ces « nano objets » dans le matériau est un paramètre important.

La maîtrise de la fabrication des « nano objets » ou la maîtrise de l'organisation des « nano objets » dans le matériau fait appel à de nouvelles compétences pour le chimiste.

3.2.2 Synthèse ou hémisynthèse de molécules complexes, biologiquement actives

En chimie, la synthèse vise à produire une molécule complexe en utilisant comme réactifs des molécules simples (habituellement issues indirectement du pétrole).

En pratique, la synthèse nécessite un enchaînement de réactions chimiques (sans processus biologique).

Chaque réaction chimique a un rendement ρ défini pour l'un des produits de la réaction considérée :

$$\rho = \frac{n_{\text{réel}}}{n_{\text{théorique}}}$$

$n_{\text{réel}}$ quantité de produit réellement obtenue

$n_{\text{théorique}}$ quantité maximale de produit attendue si la réaction avait été totale et qu'aucune perte de matière ne serait intervenue pendant la manipulation (filtration, séchage, recristallisation...)

Le rendement d'une réaction chimique est toujours inférieur à 1. Pour un enchaînement de réactions le rendement global est égal à $\rho_1 * \rho_2 * \rho_3 \dots$

Lorsque le nombre d'étapes de la synthèse est très grand le rendement devient très faible (trop faible pour être rentable).

L'hémisynthèse vise à produire une molécule complexe en utilisant comme réactifs une molécule naturelle qui possède une structure proche. Le nombre d'étapes pour parvenir à la molécule finale est souvent faible.

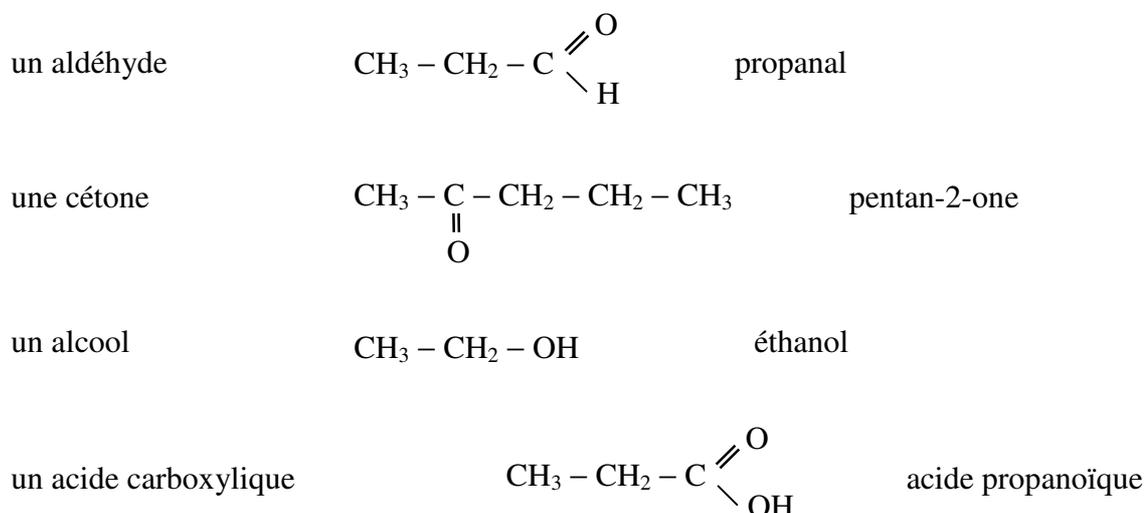
3.2.3 Les dérivés oxygénés

Les liaisons C-C et C-H étant non polarisées, il en résulte que leur rupture est extrêmement difficile. Par ailleurs, le nuage électronique entre ces atomes ne se déforme pas facilement. En conséquence, les alcanes présentent une très grande stabilité chimique (ils ne sont pas attaqués par les acides forts et les oxydants forts).

Cette absence de réactivité des chaînes hydrocarbonées explique que les diverses réactions observées en chimie organique font intervenir des groupes caractéristiques qui sont constitués d'autres atomes et qui donnent des propriétés particulières aux molécules.

- groupe $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$ se situant en bout de chaîne : **aldéhyde**
- groupe $\begin{array}{c} -\text{C}- \\ || \\ \text{O} \end{array}$ contenu dans la chaîne carbonée : **cétone**
- groupe $-\text{OH}$ fixé sur un atome de carbone tétraédrique : **alcool**
- groupe $\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ se situant en bout de chaîne : **acide carboxylique**

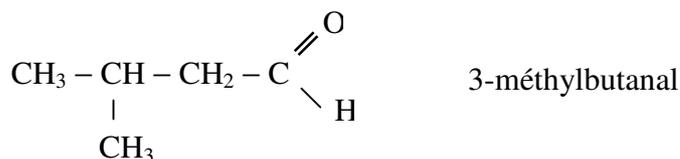
Exemples



a Nomenclature

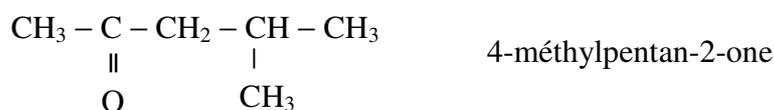
Le nom d'un aldéhyde dérive de celui de l'alcane de même chaîne carbonée en remplaçant le « e » final par la terminaison « al ». Le groupe fonctionnel doit se trouver dans la chaîne carbonée principale. La numérotation de cette chaîne démarre par le carbone du groupe fonctionnel.

Exemple



La nomenclature d'une cétone est semblable à celle de l'alcool. La terminaison est « one ».

Exemple

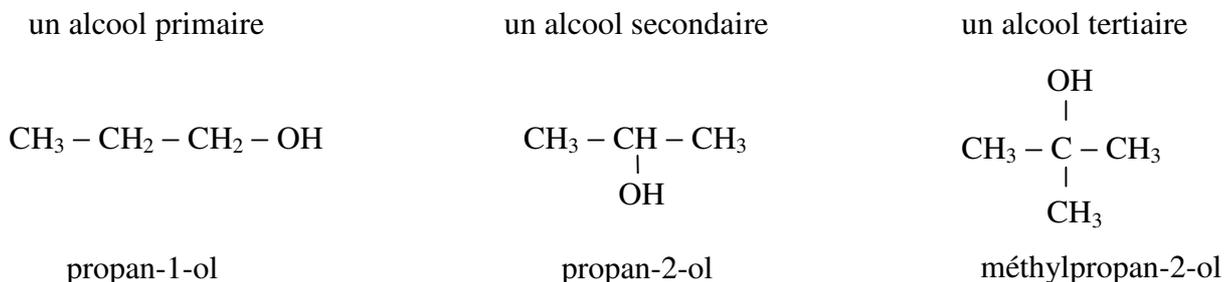


b Classe d'un alcool

Un alcool est dit :

- primaire si l'atome de carbone fonctionnel (auquel est lié le groupement OH) est lié à zéro ou un atome de carbone
- secondaire si l'atome de carbone fonctionnel est lié à deux atomes de carbone
- tertiaire si l'atome de carbone fonctionnel est lié à trois atomes de carbone

Exemples



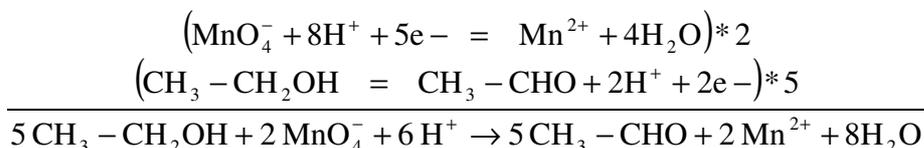
c Oxydations

Lors de l'oxydation ménagée d'un alcool, la chaîne carbonée de la molécule est préservée. Seul le groupement fonctionnel alcool est transformé.

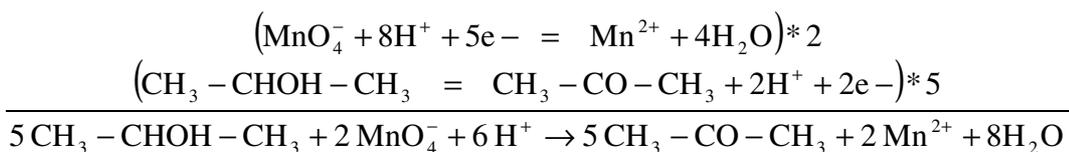
- l'alcool primaire est oxydé en aldéhyde puis en acide carboxylique si les conditions de l'expérience le permettent
- l'alcool secondaire est oxydé en cétone
- l'alcool tertiaire n'est pas oxydable

Exemples

Oxydation d'un alcool primaire par les ions permanganate



Oxydation d'un alcool secondaire par les ions permanganate

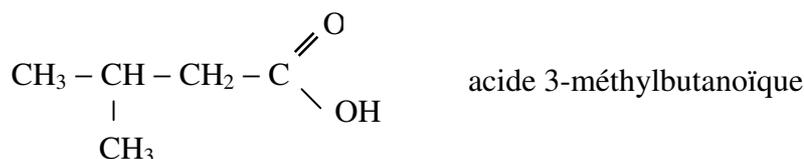


3.2.4 Acides carboxyliques

a Nomenclature

La nomenclature d'un acide carboxylique est semblable à celle de l'aldéhyde. La terminaison est « oïque ». On fait précéder le nom par le mot « acide ».

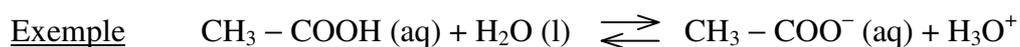
Exemple



b Caractère acide

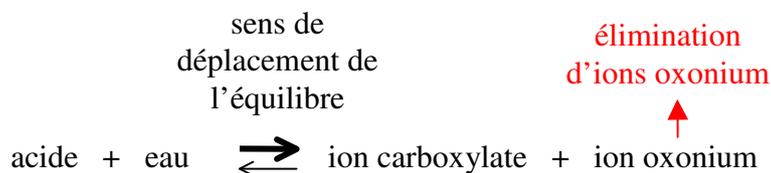
Un acide, qui est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ .

L'atome d'hydrogène du groupement caractéristique est mobile. En solution dans l'eau un acide carboxylique se dissocie partiellement en libérant un proton H^+ (qui s'associe ensuite à une molécule d'eau pour former l'ion oxonium H_3O^+)



c Solubilité et pH

Le pH est lié à la concentration des ions oxonium dans une solution. Plus ces ions sont nombreux plus le pH est petit.



L'élimination de l'un des produits déplace l'état d'équilibre du système dans le sens direct. La solubilité de l'acide carboxylique croît avec le pH.

d Synthèse

Un alcool primaire est oxydé en aldéhyde puis en acide carboxylique si l'oxydant est en quantité suffisante.

3.3 Créer et innover

4 Notations, unités et valeurs

[...]	concentration molaire d'une espèce en solution, en mol.L ⁻¹
A	nombre de masse ou nombre de nucléons. [A] = sans unité
A	activité d'un échantillon radioactif. [A] = Bq
\vec{B}	vecteur champ magnétique. [B] = Tesla de symbole T
c (...)	concentration molaire d'un soluté. [c] = mol .L ⁻¹
c	célérité de la lumière. $c = 299\,792\,458\text{ m.s}^{-1}$
C	vergence d'une lentille mince. [C] = dioptrie de symbole δ
d	distance entre les deux armatures d'un condensateur. [d] = m
D _{X-Y}	énergie de liaison d'une mol. de liaisons X-Y. [D _{X-Y}] = J .mol ⁻¹
e	charge électrique élémentaire. $e = 1,602.10^{-19}\text{ C}$
E	énergie. [E] = J
\vec{E}	champ électrostatique. [E] = V.m ⁻¹
Ec	énergie cinétique macroscopique. [Ec] = J
E _{chim}	énergie chimique. [E _{chim}] = J
Em	énergie mécanique. [Em] = J
Ep	énergie potentielle. [Ep] = J
f'	distance focale image. [f'] = m
\vec{F}	vecteur force. [F] = N
\vec{g}	champ de pesanteur. [g] = m.s ⁻²
G	constante de gravitation. $G = 6,67.10^{-11}\text{ N .m}^2 .\text{kg}^{-2}$
\vec{G}	champ de gravitation. [G] = m.s ⁻²
h	constante de Planck. [h] = 6,626.10 ⁻³⁴ J.s
h	altitude. [h] = m
I	intensité lumineuse. [I] = Candela de symbole cd
I	intensité du courant électrique indépendante du temps. [I] = A
m	masse. [m] = kg
n	nombre de mol. ou quantité de matière. [n] = mol.
N	nombre de neutrons. [N] = sans unité
N (t)	nombre de noyaux d'un échantillon. [N (t)] = sans unité
P	puissance. [P] = Watt de symbole W
\vec{P}	vecteur poids. [P] = N
q	charge électrique. [q] = C
Q	charge électrique d'une armature d'un condensateur. [Q] = C
Q	transfert d'énergie sous forme thermique (chaleur ou rayonnement). [Q] = J
t	temps. [t] = s
T	température absolue. [T] = Kelvin de symbole K
\vec{u}	vecteur dont la norme est égale à 1. [\vec{u}] = sans unité
U	tension électrique indépendante du temps. [U] = V
\vec{v}	vecteur vitesse. [v] = m.s ⁻¹
V	volume. [V] = L
W	transfert d'énergie par travail (électrique ou mécanique). [W] = J
x	avancement d'une réaction chimique. [x] = mol.
x _{max}	avancement maximal d'une réaction. [x _{max}] = mol.
Z	nombre de charge ou numéro atomique. [Z] = sans unité
α	(alpha) noyau d'hélium ${}^4_2\text{He}^{2+}$
β ⁺	(bêta) positron ${}^0_1\text{e}$
β ⁻	(bêta) électron ${}^0_{-1}\text{e}$
γ	(gamma) rayonnement électromagnétique très énergétique
γ	(gamma) grandissement d'une lentille mince convergente. [γ] = sans unité
Δ	(delta) variation d'une quantité physique. Δ = quantité finale – quantité initiale

$\Delta\delta$	différence d'électronégativité entre deux atomes liés. [$\Delta\delta$] = sans unité
η	(êta) rendement. [η] = sans unité
θ	(thêta) température Celcius. [θ] = °C
λ	(lambda) longueur d'onde. [λ] = m
μ	(mu) rayonnement électromagnétique associé aux micro ondes
ν	(nu) fréquence. [ν] = Hz
ρ	(rhô) rendement d'une réaction chimique. [ρ] = sans unité