

3 La pratique du sport

3.1 L'étude du mouvement

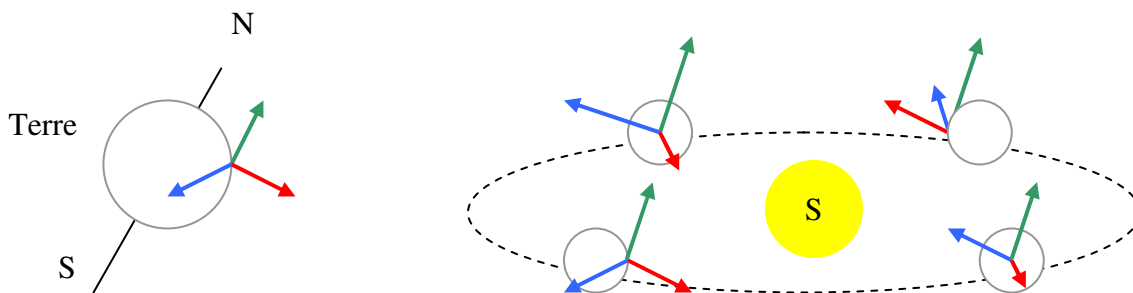
3.1.1 Notion de référentiel

Un référentiel est un observateur muni d'un dispositif pour mesurer le temps.

Deux référentiels importants

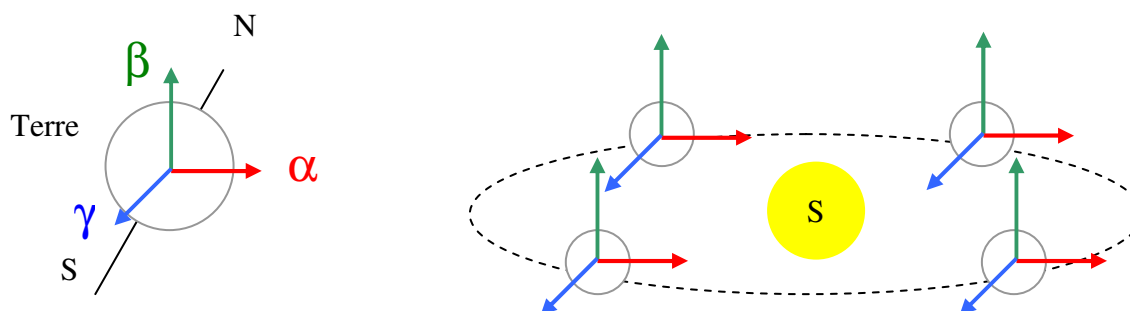
Référentiel terrestre

L'observateur est lié à la surface de la Terre. Il est entraîné dans le mouvement de rotation de la Terre autour de son axe et dans le mouvement de rotation de la Terre autour du Soleil.



Référentiel géocentrique

L'observateur est au centre de la Terre. Les axes de coordonnées pointent vers des étoiles lointaines (c'est à dire pratiquement fixes).



3.1.2 Relativité du mouvement

Le mouvement n'a pas un caractère absolu mais est essentiellement relatif à l'observateur par rapport auquel il est décrit.

3.1.3 Mesure d'une durée

Il est impossible d'obtenir la valeur exacte d'une durée que l'on mesure. La mesure ne fournit qu'un encadrement de cette valeur avec une certaine incertitude.

Les chiffres significatifs d'un nombre sont les chiffres écrits en partant de la gauche à partir du 1er chiffre différent de zéro. Le nombre de chiffres significatifs d'une valeur traduit la précision de la mesure.

Exemples

Un chronomètre manuel permet la mesure d'une durée au dixième de seconde près. Le record du monde du 100 m mesuré avec ce chronomètre serait de 9,6 s (2 chiffres significatifs).

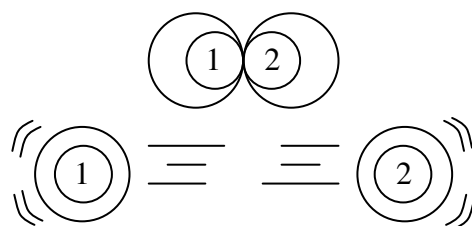
Les caméras les plus performantes filment la ligne d'arrivée à plus de 2 000 images par seconde. Ce qui permet une précision au millième de seconde près.

Le record du monde du 100 m mesuré avec une caméra est de 9,58 s (3 chiffres significatifs).

Le millième de seconde n'est utilisé que pour départager les coureurs crédités du même temps.

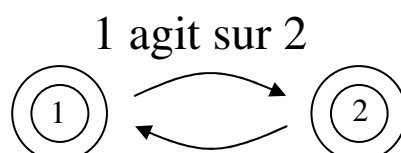
3.1.4 Actions mécaniques, modélisation par une force

Expérience



Interprétation le mobile 1 repousse le mobile 2 et réciproquement. On dit qu'il y a interaction (ou action réciproque) entre les mobiles 1 et 2.

Résumé



2 agit sur 1

Il existe des interactions de contact quand les systèmes en interaction se touchent. D'autres interactions s'exercent à distance.

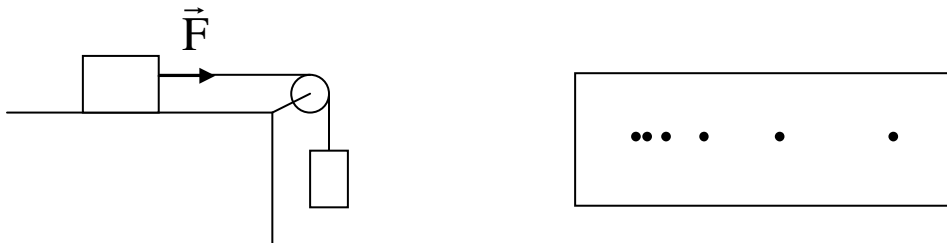
On dit que les effets d'une action exercée par un corps A sur un corps B sont dus à la force exercée par A sur B notée $\vec{F}_{A/B}$.

3.1.5 Effets d'une force sur le mouvement

- Une force peut modifier la direction du mouvement d'un corps :



- Une force peut modifier la valeur de la vitesse d'un corps :



- L'action d'une force sur un corps (modification de la valeur de la vitesse ou de la direction de son mouvement) dépend de la masse du corps :



3.1.6 Principe d'inertie

Tout corps persévère dans son état de repos ou de mouvement rectiligne uniforme (la valeur de la vitesse est constante) si les forces qui s'exercent sur lui se compensent (ou s'il n'est soumis à aucune force) et réciproquement.

On fera l'hypothèse que le principe d'inertie est vérifié

- dans le référentiel terrestre pour les mouvements de courte durée réalisés sur Terre
- dans le référentiel géocentrique pour les mouvements de la Lune et des satellites artificiels

3.2 Les besoins et les réponses de l'organisme lors d'une pratique sportive

3.2.1 La mole

La matière est constituée d'atomes, de molécules ou d'ions que l'on nomme des particules.

Le nombre de particules contenues dans des quantités modestes de matière est extrêmement grand.

Exemple 1 L d'eau contient 34000000000000000000000000000000 molécules d'eau (c'est à dire $3,4 \cdot 10^{25}$ molécules d'eau).

Par commodité, on convient qu'une quantité de matière contenant $6 \cdot 10^{23}$ particules représente une mole de particules.

Exemple Un litre d'eau contient 56 moles de molécules d'eau

$N = 6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ est appelée la constante d'Avogadro. Elle exprime le nombre de particules par mol.

3.2.2 Masse molaire atomique et masse molaire moléculaire

Un corps simple est une espèce chimique constituée par la combinaison d'un seul élément chimique.

Exemples O_2 O_3 S_8 ...

Un corps composé est une espèce chimique constituée par la combinaison de plusieurs éléments chimiques.

Exemples H_2O CH_4 ...

Un corps pur est une substance constituée d'un seul corps simple ou d'un seul corps composé (corps pur \neq mélange).

La masse molaire d'un corps pur est la masse d'une mol. de particules de ce corps. $[M] = g.mol.^{-1}$

Exemple $M (Fe) = 55,8 g.mol.^{-1}$

La masse molaire d'un corps simple ou composé est égale à la somme des masses molaires des éléments chimiques qui le constituent.

Exemple $M (H_2O) = 2 M (H) + M (O)$
 $= 2 \cdot 1,00 + 16,0 = 18,0 g.mol.^{-1}$

3.2.3 Les solutions

On obtient une solution en dissolvant un soluté (constituant minoritaire) dans un solvant (constituant majoritaire). Une solution est aqueuse si le solvant est de l'eau ; elle peut contenir des ions ou des molécules.

3.2.4 Concentration massique et molaire d'une solution

La concentration massique « c_m » d'un soluté exprime la masse de cette espèce contenue dans un litre de solvant.

Unité $[c_m] = g \cdot L^{-1}$

Exemple L'eau de mer a concentration massique en chlorure de sodium égale à environ $35 g.L^{-1}$

$$\left. \begin{array}{l} 35 \text{ g de soluté} \rightarrow 1 \text{ L de solvant} \\ \ll m \gg \text{ g de soluté} \rightarrow \ll V \gg \text{ L de solvant} \end{array} \right\} \frac{m}{V} = \frac{35 \text{ g}}{1 \text{ L}}$$

c_m (NaCl)

On en déduit $\boxed{c_m = \frac{m}{V}}$

La concentration molaire « c » d'un soluté exprime le nombre de mol. de particules de cette espèce contenues dans un litre de solvant.

Unité $[c] = \text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Exemple L'eau de mer a concentration molaire en chlorure de sodium égale à environ $0,60 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\left. \begin{array}{l} 0,60 \text{ mol. de soluté} \rightarrow 1 \text{ L de solvant} \\ \ll n \gg \text{ mol. de soluté} \rightarrow \ll V \gg \text{ L de solvant} \end{array} \right\} \frac{n}{V} = \frac{0,60 \text{ mol.}}{1 \text{ L}}$$

c (NaCl)

On en déduit $\boxed{c = \frac{n}{V}}$

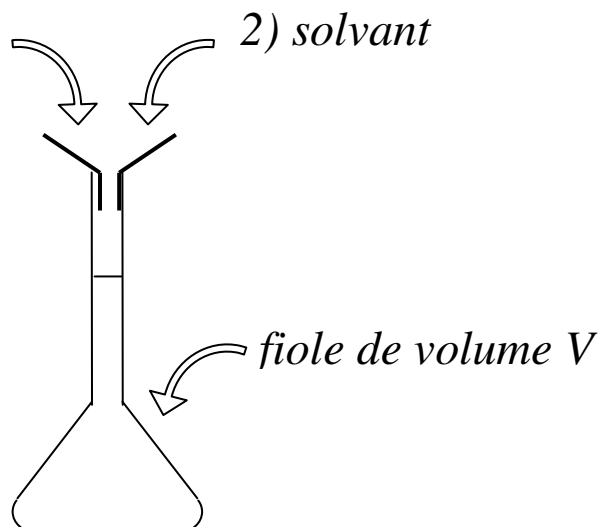
(formule utilisable pour les solutions uniquement)

3.2.5 dissolution d'une espèce moléculaire ou ionique

A Préparation d'une solution par dissolution

1) *masse « m » d'un soluté de masse molaire « M »*

2) *solvant*



Concentration massique en soluté de la solution préparée :

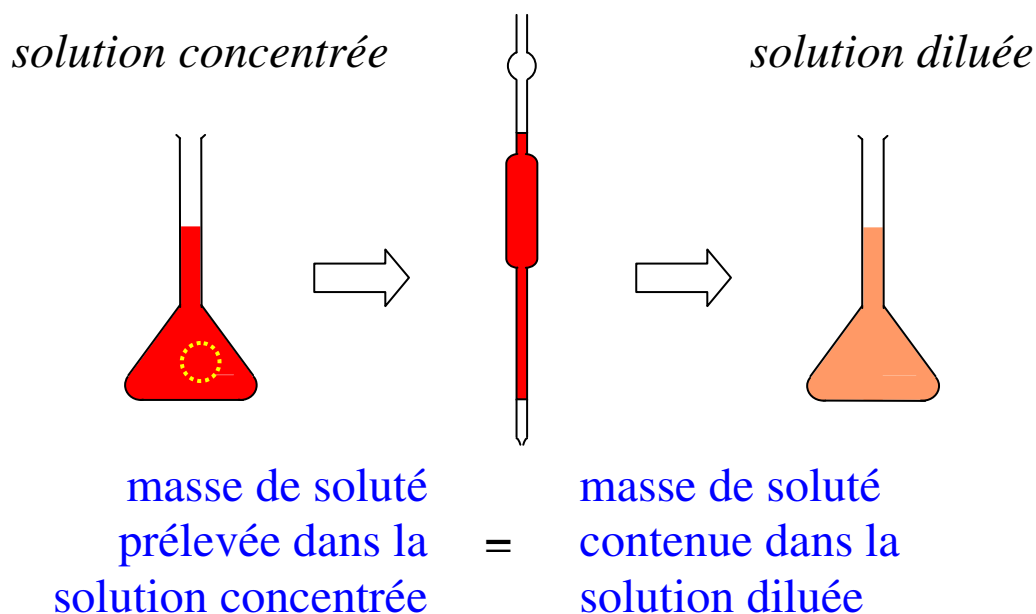
$$c_m = \frac{m}{V}$$

Concentration molaire en soluté de la solution préparée :

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m}{M \cdot V}$$

B Préparation d'une solution par dilution

Diluer une solution c'est ajouter du solvant pour constituer une nouvelle solution moins concentrée.



$$m = m$$

$$c_{m,C} \cdot V_C = c_{m,D} \cdot V_D$$

Concentration massique en soluté de la solution préparée :

$$c_{m,D} = \frac{c_{m,C} \cdot V_C}{V_D}$$

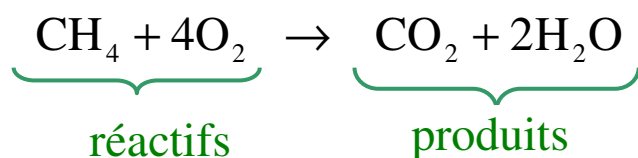
Concentration molaire en soluté de la solution préparée :

$$c_D = \frac{c_C \cdot V_C}{V_D}$$

3.2.6 Système chimique

A Equation de la réaction chimique

Exemple



Les nombres 1, 4, 1 et 2 sont les coefficients stoechiométriques de la réaction de combustion du méthane.

Remarque le coefficient stoechiométrique « 1 » est implicite. Il existe mais ne figure pas dans l'équation-bilan.

La flèche indique le sens d'évolution de la transformation.

La conservation des éléments et des charges au cours de la transformation se traduit par l'ajustement des coefficients stoechiométriques dans l'équation.

B Réaction chimique

Les quantités de réactifs diminuent au cours de la transformation et les quantités de produits augmentent.

L'état final est atteint quand l'un au moins des réactifs a été entièrement consommé : c'est le réactif limitant.

3.3 La pression

3.3.1 Pression d'un gaz

Les gaz sont constitués de particules (molécules ou atomes) très éloignées les unes des autres ([voir simulation](#)).

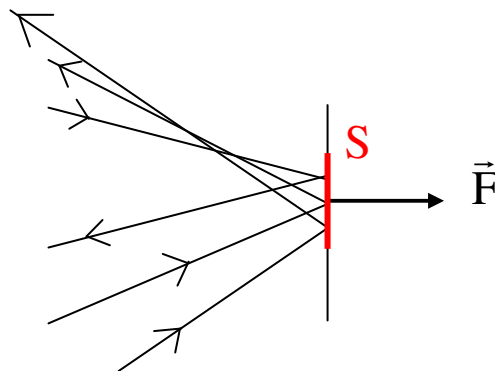
Exemple dans les conditions du laboratoire, deux atomes d'hélium sont éloignés d'une distance égale à environ 100 fois leur diamètre.

Ces particules se déplacent rectilignement à très grande vitesse.

Exemple dans les conditions du laboratoire, les molécules de l'air ont une vitesse d'environ 500 m.s^{-1}

Des chocs avec d'autres particules ou avec une paroi se produisent fréquemment.

Exemple dans les conditions du laboratoire, le nombre de chocs subis par une molécule d'air en une seconde est de l'ordre de 10^9 .



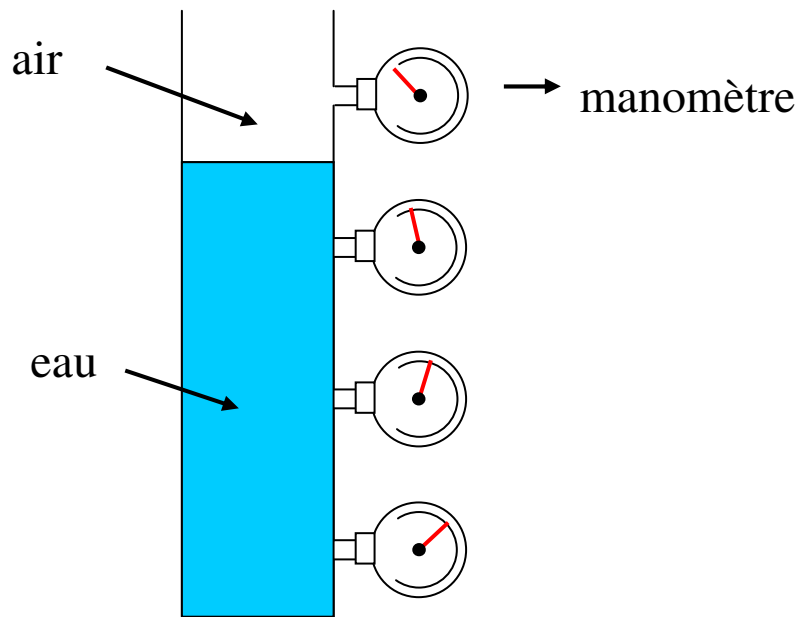
Les chocs des particules sur une paroi de surface S se traduisent à l'échelle macroscopique par une force \vec{F} normale à S telle que :

$$F = P * S$$

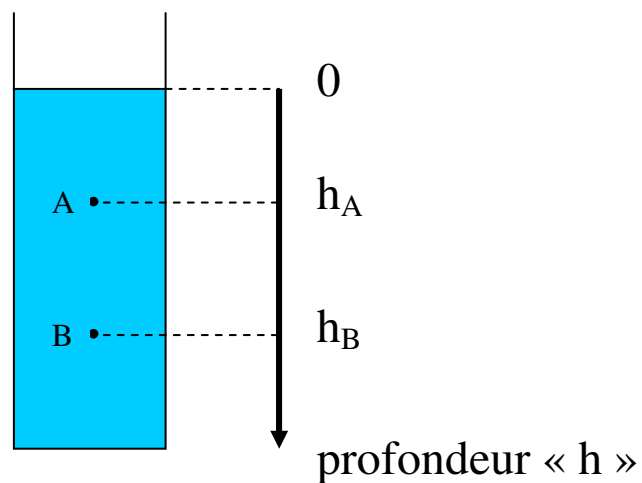
où P est la pression. $[P] = \text{Pascal de symbole Pa}$

Pour une durée donnée, plus il y a de chocs sur la paroi, plus la pression du gaz est grande. On mesure la pression à l'aide d'un manomètre.

3.3.2 Pression dans un liquide au repos



La pression augmente avec la profondeur dans un liquide au repos.



La différence de pression entre deux points A et B est proportionnelle à la différence de profondeur :

$$P_A - P_B = \rho \cdot g \cdot (h_A - h_B)$$

- ρ est la masse volumique du liquide. $[\rho] = \text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$
- g est l'accélération de la pesanteur. $[g] = \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$

3.3.3 Dissolution d'un gaz dans un liquide

La quantité maximale de gaz dissous dans un volume de liquide augmente avec la pression.

Ce phénomène a des conséquences très importantes pour les plongeurs. Les gaz dissous dans le sang et les tissus sous l'effet de la pression vont retourner à l'état gazeux lors de la remontée. Les bulles formées vont provoquer des embolies.

3.3.4 Loi de Boyle-Mariotte

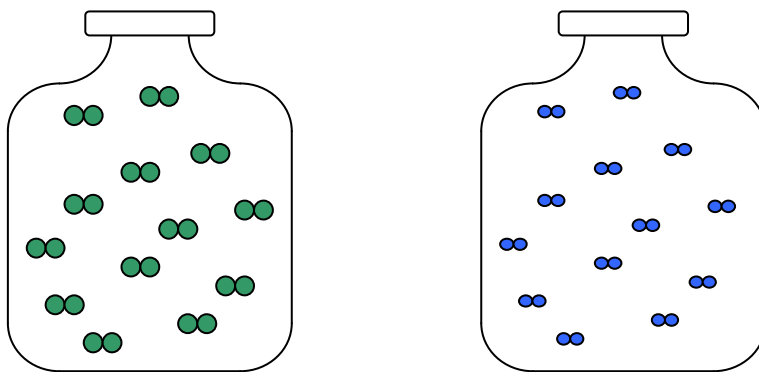
On montre expérimentalement que la pression et le volume d'un gaz sont reliées de façon simple par la loi de Boyle-Mariotte :

$$P * V = \text{const}$$

Unités [P] = Pa [V] = m³

La loi de Boyle-Mariotte n'est valable que si la température reste constante au cours de l'expérience.

Cette loi a des conséquences très importantes pour les plongeurs. Lors de la remontée, l'air comprimé par la pression dans les poumons va se détendre et augmenter de volume. Si on bloque la respiration les poumons vont se distendre et provoquer la rupture des tissus.



Le schéma ci-dessus montre que dans un gaz même les grosses molécules sont très éloignées les unes des autres.

Des volumes égaux de deux gaz renferment les mêmes nombres de molécules indépendamment de la nature du gaz.

Exemples ($\theta = 20^{\circ}\text{C}$ et $P = 101\,300\text{ Pa}$)

- 24 L de dichlore contient 1 mol. de molécules Cl_2
- 24 L de dioxygène contient 1 mol. de molécules O_2

Si la pression augmente le volume diminue (loi de Boyle-Mariotte) et les molécules se rapprochent les unes des autres jusqu'à se toucher. Alors le volume d'un gaz n'est plus indépendant de sa nature.

Ainsi la loi de Boyle-Mariotte n'est valable que si la pression du gaz reste modérée.

3.4 Les matériaux et les molécules dans le sport

La chimie permet d'améliorer le confort de la pratique et les performances par l'élaboration de nouveaux matériaux. Elle permet aussi de soigner et de procéder à des analyses de plus en plus précises pour lutter contre le dopage.

3.4.1 Matériaux naturels et synthétiques

De nombreuses espèces chimiques sont présentes dans la nature. L'homme au cours de son histoire a cherché à les exploiter.

Exemples

- le saccharose de la canne à sucre
- l'aspirine extrait de l'écorce d'un arbre nommé saule
- la vanille présente dans la gousse d'une orchidée

La chimie de synthèse a amené l'homme à ne pas se limiter aux ressources naturelles pour ...

- ... éviter la surexploitation de la nature.

Exemple

Au XIXe siècle l'aspirine était extrait de l'écorce de saule. Un saule contient environ 2,5 kg d'aspirine mais 4563 kg sont consommés chaque heure dans le monde

- ... produire des espèces chimiques originales, qu'on ne trouve pas dans la nature.

Exemple

Le saccharose provoque des caries. Il est intéressant de le remplacer dans les chewing-gums par le xylitol, édulcorant synthétique au pouvoir sucrant équivalent et qui combat les caries.

- ... produire moins cher.

Exemple

« L' absolue de vanille naturelle » coûte plus de 2500 € le litre (08/2010). La vanilline de synthèse coûte 200 fois moins cher.

Molécules simples ou complexes : structures et groupes caractéristiques.

3.4.2 Formules et modèles moléculaires

Représenter des formules développées et semi-développées correspondant à des modèles moléculaires.

A Les molécules

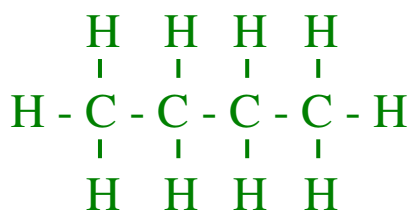
Les molécules sont des assemblages d'atomes liés entre eux par des liaisons.

B Formules développée et semi-développée

Dans la formule développée tous les atomes sont écrits et chaque liaison est représentée par un segment.

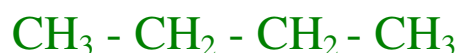
Exemple

butane de formule brute C_4H_{10}



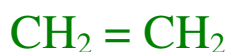
La formule semi-développée est une forme condensée de la formule développée pour laquelle on ne représente plus les liaisons carbone hydrogène.

Exemple



Il existe des molécules qui possèdent des liaisons double ou des liaisons triple.

Exemples

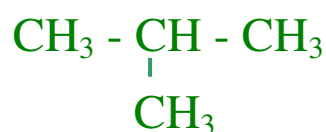
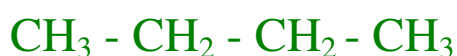


C Isomérisation

Des molécules peuvent avoir la même formule brute mais des formules semi-développées différentes. On dit que se sont des isomères.

Exemples

le butane et le méthylpropane sont des isomères

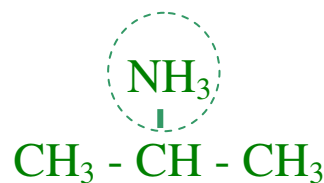
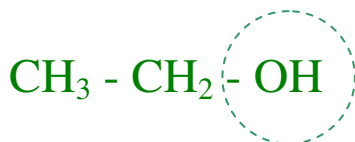
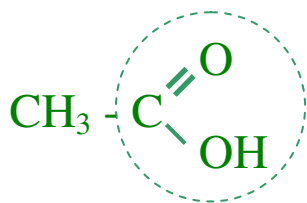


3.4.3 Groupes caractéristiques

Les liaisons C–C et C–H présentent une très grande stabilité chimique. Cette absence de réactivité explique que les réactions chimiques observées font intervenir des groupes caractéristiques qui sont constitués d'autres atomes et qui donnent des propriétés particulières aux molécules.

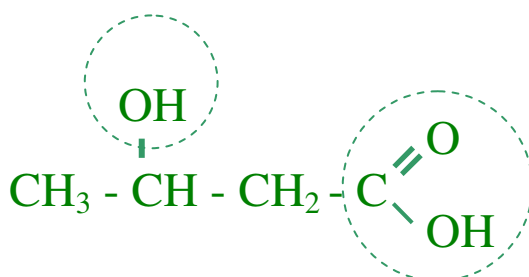
Un groupe caractéristique dans une molécule est un ensemble d'atomes liés entre eux et qui n'est pas formé uniquement de carbone, d'hydrogène et de liaisons simples.

Exemples



Certaines molécules contiennent plusieurs groupes caractéristiques.

Exemple

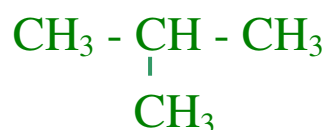
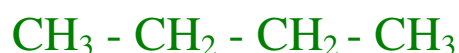


3.4.4 Isomérisation

Utiliser des modèles moléculaires et des logiciels de représentation.

Des molécules peuvent avoir la même formule brute mais des formules semi-développées différentes. On dit que se sont des isomères.

Exemples le butane et le méthylpropane sont des isomères



3.4.5 Extraction, séparation et identification d'espèces chimiques

Élaborer ou mettre en oeuvre un protocole d'extraction à partir d'informations sur les propriétés physiques des espèces chimiques recherchées.

Utiliser une ampoule à décanter, un dispositif de filtration, un appareil de chauffage dans les conditions de sécurité.

Réaliser et interpréter une chromatographie sur couche mince (mélanges colorés et incolores).

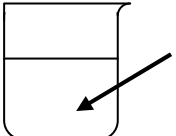
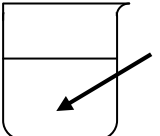
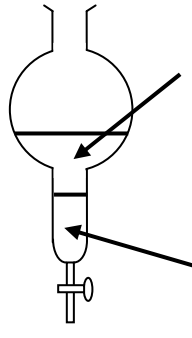
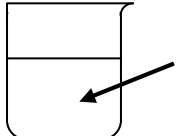
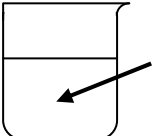
A Aspect historique

B Techniques expérimentales

Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce (échelle de teintes, méthode par comparaison).

L'extraction par solvant

a) Principe

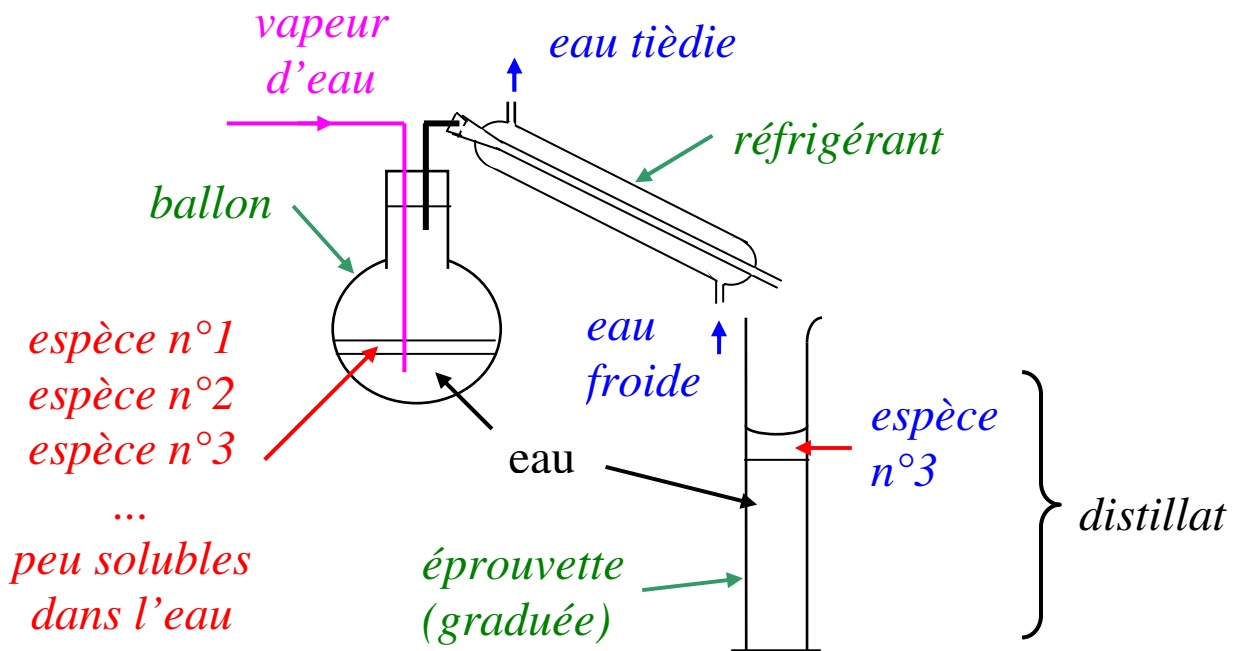
	1 ^{ère} phase liquide ou solide	2 ^{ème} phase liquide
Avant	 <i>espèce n°1</i> <i>espèce n°2</i> <i>espèce n°3</i> ...	 <i>solvant</i>
Mélange	 <i>ampoule à décanter</i> <i>phase de plus faible densité</i> <i>phase de plus forte densité</i>	
Après	 <i>espèce n°1</i> <i>espèce n°3</i> ...	 <i>solvant +</i> <i>espèce n°2</i>

L'espèce chimique n° 2 est plus soluble dans le solvant que dans la première phase. Les deux phases ne sont pas miscibles.

b) Choix pour mener une extraction par solvant

- Prévoir l'état physique des espèces mises en jeu à partir de leurs températures de fusion θ_f et d'ébullition θ_{eb} .
- Choisir un solvant qui présente le moins de danger (toxique, inflammable, corrosif...)
- Prévoir le liquide surnageant à partir de la masse volumique ou de la densité des espèces

L'entraînement à la vapeur



On génère souvent directement la vapeur par chauffage de l'eau du ballon. L'opération est alors appelée « hydrodistillation ».

C Caractéristiques physiques d'une espèce chimique

Interpréter les informations provenant d'étiquettes et de divers documents.

Déterminer la masse d'un échantillon à partir de sa densité, de sa masse volumique.

Déterminer une quantité de matière connaissant la masse d'un solide ou le volume d'un liquide.

Si l'extraction permet d'isoler une seule espèce chimique, on utilise ses propriétés physiques pour l'identifier ou pour vérifier sa pureté :

- Aspect : couleur, présence de cristaux, ...
- Température de fusion « θ_f » (solide \rightarrow liquide)
Température d'ébullition « θ_{eb} » (liquide \rightarrow gaz)

$$[\theta] = ^\circ\text{C}$$

- Solubilité « s » dans un solvant

C'est la masse maximale de soluté que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant.

$$[s] = \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

- Masse volumique « ρ » $\rho = \frac{m}{V}$

$$[\rho] = \text{g} \cdot \text{L}^{-1}$$

- Densité « d »

$$d = \frac{\text{masse (volume } V \text{ de l'espèce)}}{\text{masse (du même volume } V \text{ d'eau)}} = \frac{\rho (\text{espèce})}{\rho (\text{eau})}$$

$$[d] = \text{sans unité}$$

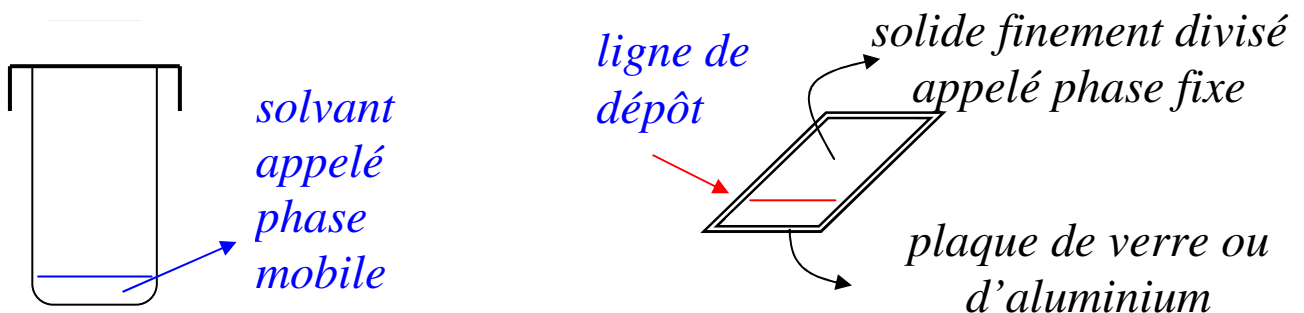
Toute espèce chimique possède des propriétés physiques dont les valeurs lui sont propres. Ce sont ses caractéristiques physiques.

Après mesure des caractéristiques physiques d'une espèce chimique, on peut les comparer aux données fournies par des tables de référence (Handbook) pour identifier cette espèce.

D Chromatographie sur couche mince

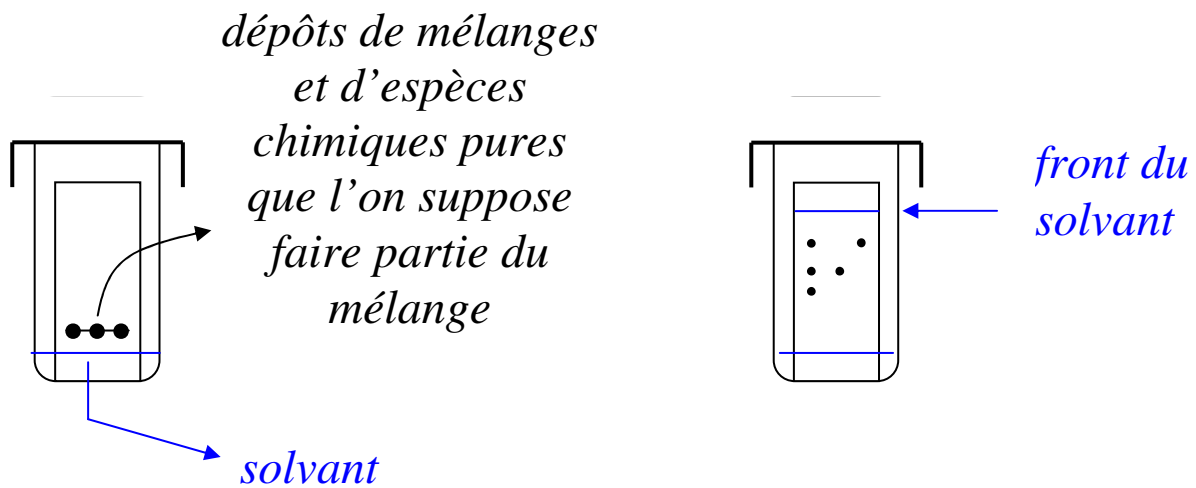
Principe de la séparation

On dépose des espèces chimiques en petites quantités sur la ligne de dépôt. Le solvant migre, par capillarité, dans la phase fixe. Au cours de sa migration, il entraîne les espèces chimiques qui sont plus ou moins retenues par la phase fixe.



Identification par comparaison

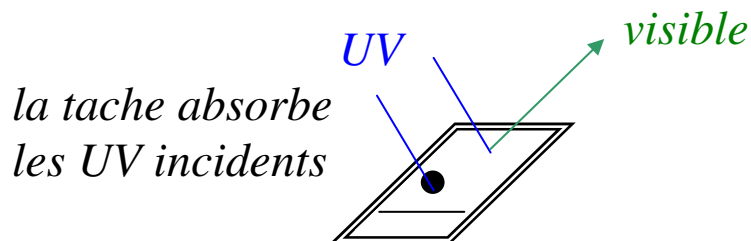
Les espèces chimiques identiques migrent à des hauteurs identiques sur une même plaque.



L'étape de révélation

Dans le cas d'espèces chimiques incolores, il est nécessaire de les révéler.

La phase fixe est imprégnée d'une substance fluorescente. Si les espèces étudiées absorbent les UV, un éclairage à la lampe UV laisse apparaître des taches sombres :



On peut utiliser des révélateurs chimiques (vapeurs de diiode, ions permanganate, ...) qui réagissent avec les espèces et font apparaître des taches colorées.