

Chapitre 5 : Les médicaments au service du patient.

I. Notice de médicament.

1. Que trouve-t-on sur une notice ?



La notice d'un médicament indique les constituants : **le principe actif et les excipients.**

Elle indique le nom du laboratoire pharmaceutique qui le produit et le vend.

Elle indique la dose de médicament à prendre et les cas d'utilisation.

On trouve également les mises en garde (dans quel cas il est dangereux d'utiliser le médicament).

2. Princeps et générique

Un **médicament générique** est un médicament identique ou équivalent à celui d'une marque (appelé *médicament princeps*), mais produit et vendu sous sa dénomination commune internationale (DCI), nom chimique de la substance) ou sous un nouveau nom commercial.

La substance active est la molécule qui agit sur notre système de santé.

Le générique est généralement moins coûteux que le produit princeps

Analyser la formulation d'un médicament.

II. Les molécules d'un médicament.

1. Espèce chimique naturelle ou synthétique ?

Définitions :

- Une substance chimique **naturelle** est issue de la **nature** (animaux, végétaux, minéraux).
- Une substance chimique de **synthèse** est **fabriquée par l'homme**, en laboratoire (mais elle existe dans la nature).

Pour des raisons économiques, certaines espèces chimiques naturelles ont pu être reproduites en laboratoire, comme le colorant indigo ou l'arôme de vanille.

On ne peut différencier l'espèce naturelle de l'espèce synthétique dans un produit.

L'homme peut synthétiser certaines espèces chimiques naturelles (pas toutes !).

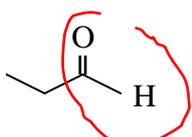
2. Les groupes caractéristiques des molécules.

a) Composés oxygénés

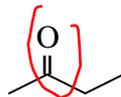
- groupe $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$ se situant en bout de chaîne : **aldéhyde**
- groupe $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \end{array}$ contenu dans la chaîne carbonée : **cétone**
- groupe - OH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

Exemples

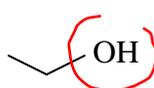
un aldéhyde



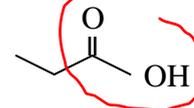
une cétone



un alcool



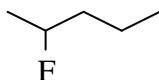
un acide carboxylique



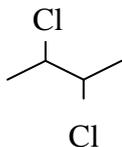
b). Composés halogénés

groupes - F - Cl - Br - I liés à un atome de carbone

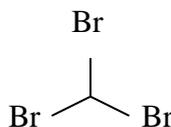
Exemples



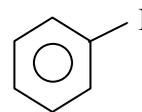
2-fluoropentane



2,3-dichlorobutane



tribromométhane

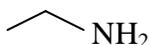


iodobenzène

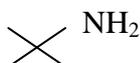
c) Amine primaire

groupe - NH₂ lié à un atome de carbone

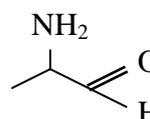
Exemples



1-aminoéthane



2-amino-2-méthylpropane



acide 2-aminopropanoïque ou alanine

Comprendre le rôle de la chimie de synthèse.

Repérer la présence d'un groupe caractéristique dans une formule développée.

III. Les médicaments liquides.

1. Les solutions ioniques et moléculaires.

La quasi-totalité des liquides présents dans la nature (eau de mer, sang, salive, lait...) et fabriqués par l'homme (médicaments, détergents, boissons...) sont des solutions.

Une solution est un mélange homogène.

Lorsque l'on parle de solution liquide, il y a dissolution d'une ou plusieurs espèces chimiques (le ou les **solutés**) dans une autre espèce chimique (**le solvant**).

Si le solvant est l'eau, on obtient une solution aqueuse.

Certaines caractéristiques peuvent être mises en évidence par nos sens :

- goût : saveur sucrée, saveur acide (jus de citron)
- odeur : odeur de l'anis (anéthol), odeur de menthe
- toucher : aspect huileux
- vue : couleur, dégagement gazeux, ...

Ces sens, bien que précieux et indispensables, présentent des inconvénients. Ils peuvent être défaillants, les informations qu'ils permettent de recueillir peuvent être subjectives et dans presque tous les cas non quantifiables.

Si le liquide est inconnu **il peut s'avérer dangereux de les utiliser** (gaz toxiques, liquides corrosifs..)

On va utiliser des propriétés physiques ou chimiques, comme par exemple : densité, conduction du courant en solution

Les solutions moléculaires

Dans le cas de solutions moléculaires, le soluté est constitué de molécules. Lors de la dissolution, il voit ses molécules simplement dissociées les unes des autres, puis dispersées dans le solvant, sans être modifiées.

La dissolution du saccharose dans l'eau s'écrit simplement $C_{12}H_{22}O_{11}(s) \xrightarrow{\text{eau}} C_{12}H_{22}O_{11}(aq)$

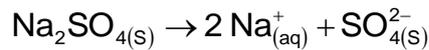
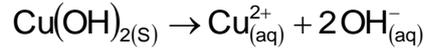
Une solution moléculaire contient le soluté sous forme de molécules et ne conduit pratiquement pas le courant (en tout cas pas plus que le solvant seul).

Les solutions ioniques

Dans le cas des solutions ioniques, la dissociation du soluté par le solvant conduit à la formation d'ions dispersés dans ce dernier. Le solvant et le soluté étant électriquement neutres, la solution obtenue l'est également.

Une **solution électrolytique** est une solution contenant des ions (on parle aussi de solution ionique). Elle conduit le courant et elle est électriquement neutre.

Lorsque le soluté est un solide ionique (solide électriquement neutre constitué d'ions), on traduit la dissociation de ce dernier par une équation de la forme : soluté solide \rightarrow ions en solution



Savoir qu'une solution peut contenir des molécules ou des ions.

2. Définition de la concentration massique.

Cm est la concentration massique en g/L

Les unités nous disent que Cm est égal au rapport d'une masse (en gramme) par un volume (en litre).

La définition est :

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

Cm : concentration massique en g/l

m : masse du solide dissout en gramme (g) : le solide est aussi appelé aussi le soluté

V : volume de solution en litre (L) : le liquide utilisé est aussi appelé le solvant

Exemple : on dissout 2,0 g de chlorure de magnésium pour un volume final de 500mL

La concentration massique en chlorure de magnésium est $C_m = \frac{m(\text{soluté en g})}{V(\text{solution en L})} = \frac{2,0}{0,500} = 4,0 \text{ g/L}$

Connaître et exploiter l'expression de la concentration massique d'une espèce moléculaire ou ionique dissoute.

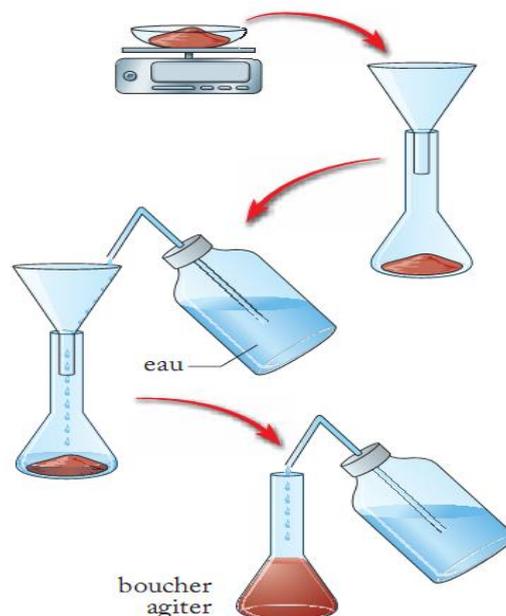
IV. Préparation de solution.

1. Dissolution.

On dissout un solide (soluté) dans un solvant.

Protocole expérimental

- (A1) Commencer par calculer la masse d'éosine solide à peser (ici 3,50 g).
- (A2) Peser cette masse dans une coupelle.
- (A3) Introduire le solide dans une **fiolle jaugée** de 100 mL.
- (A4) Rincer la coupelle et l'entonnoir avec de l'eau en introduisant l'eau de rinçage dans la fiolle.
- (A5) Remplir à moitié la fiolle avec de l'eau.
- (A6) Agiter la fiolle jusqu'à dissolution de l'éosine solide.
- (A7) Remplir la fiolle avec de l'eau jusqu'au trait de jauge.
- (A8) **Boucher la fiolle et homogénéiser** la solution par retournement. La solution ainsi préparée doit être étiquetée : « solution d'éosine $C_m = 35,0 \text{ g.L}^{-1}$ ».



2. Dilution.

Diluer une **solution**, c'est augmenter le volume **du solvant** de la solution sans changer la quantité de matière **du soluté**.

La solution que l'on veut diluer est appelée solution **mère**. Son volume sera noté V_m , sa concentration sera notée c_m .

La ou les solutions obtenues à partir de la solution mère seront appelées solutions **filles**. Leur volume sera noté V_f et sa concentration sera notée c_f .

La masse de solide dissout apportée est : $m = \underline{c_m \times V_m = c_f \times V_f}$

Par définition, le facteur de dilution est notée $F = \frac{C_m}{C_f} = \frac{V_f}{V_m}$

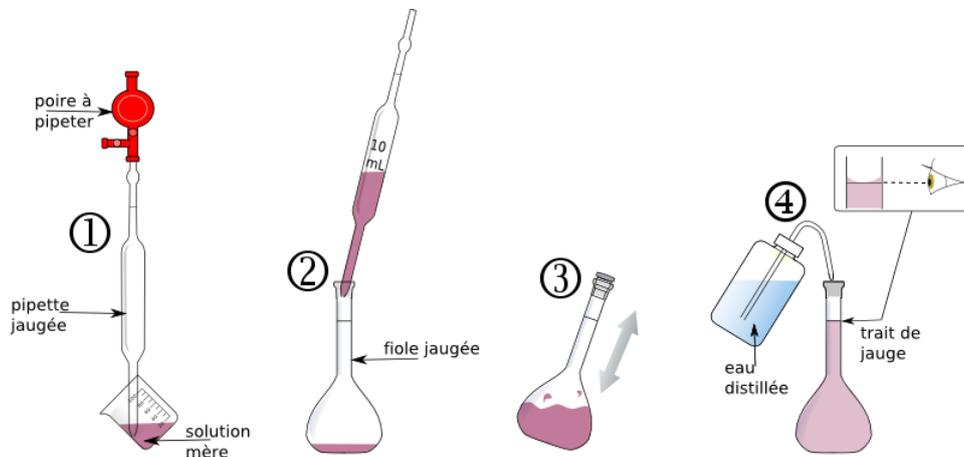
Dans cette formule, V_f est le volume de solution fille (volume de la fiole utilisée) et V_m est le volume de solution mère (volume de solution mère à pipeter).

Exemple : On dispose d'une solution mère d'acide chlorhydrique de concentration 1.0 g/L. On veut obtenir une solution fille de volume 100 mL et de concentration 0.10 g/L.

On calcule tout d'abord, le facteur de dilution : $F = \frac{1,0}{0,10} = 10$

On détermine le **volume de solution mère** que l'on doit prélever : $F=10 = \frac{V_f}{V_m} = \frac{100}{V_m}$

Donc $V_m = 100/10=10,0$ mL



- Préparer une solution de concentration donnée par dissolution ou par dilution.
- Pratiquer une démarche expérimentale pour déterminer la concentration d'une espèce (échelle de teintes, méthode par comparaison).

↑ Elaborer ou mettre en œuvre un protocole de dissolution, de dilution.