

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Les molécules (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

# Les molécules

## 1. Structure des molécules

### 1.1. Les liaisons dans une molécule

Dans les molécules, les atomes s'associent en formant des liaisons dites « **covalentes** » : elles sont le résultat de la mise en commun des électrons de la couche externe des atomes.

Une **liaison covalente** correspond à la mise en commun de deux électrons par deux atomes, chacun fournissant un électron. Elle se schématise par un trait :

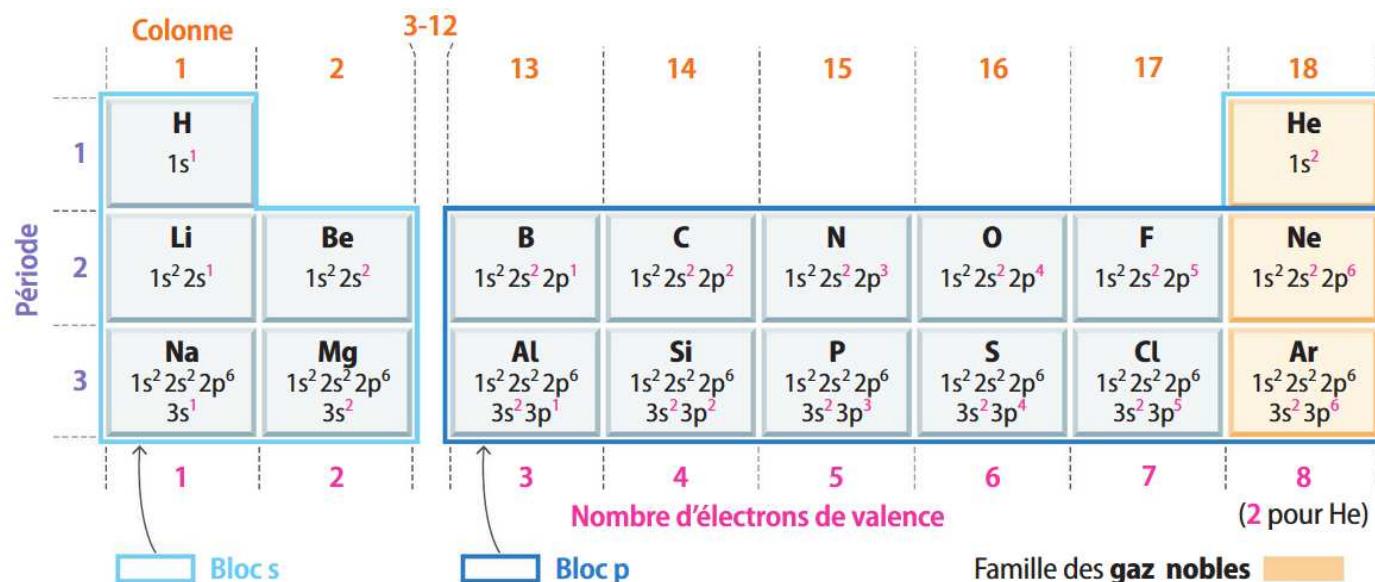


### A RETENIR :

- Les électrons mis en commun par deux atomes sont considérés comme appartenant à ces deux atomes.
- Une **liaison covalente double** (mise en commun de 4 électrons) est représentée par 2 traits (C = C) et une **liaison covalente triple** (mise en commun de 6 électrons) par 3 traits (C ≡ C).

### Comment peut-on prévoir le nombre de liaisons covalentes que peut établir un atome ?

On peut déterminer la formule développée d'une molécule lorsqu'on connaît sa formule brute : le nombre de liaisons covalentes que peut établir un atome dépend du nombre d'électrons que présente cet atome sur sa couche externe.



→ Voir activité : « Structure et géométrie des molécules ».

- Pour l'hydrogène (H) dont seule la couche 1s est occupée par des électrons, le nombre d'électrons manquant pour compléter la couche au maximum permet de prévoir que cet atome va donner une liaison covalente ;
- Pour les atomes des autres éléments, le nombre d'électrons, qu'il manque pour compléter leur couche externe à 8 électrons et qui possèdent **p électrons** dans cette couche externe, permet de prévoir qu'ils peuvent établir **8 - p liaisons covalentes**.

**Exemple:** L'oxygène contient  $p = 6$  électrons dans sa couche de valence. Il lui en manque  $8 - p$  pour respecter la règle de l'octet. Un atome d'oxygène pourra donc établir un nombre  $n_{\text{liaisons}}$  de liaisons covalentes tel que :

$$n_{\text{liaisons}} = 8 - p \Rightarrow n_{\text{liaisons}} = 8 - 6 \Rightarrow n_{\text{liaisons}} = 2$$

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Les molécules (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

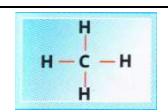
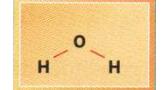
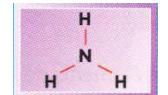
### Méthode :

- ① Faire la liste de tous les types d'atomes qui interviennent dans la molécule ;
- ② Écrire la structure électronique de chaque atome ;
- ③ En déduire le nombre d'électrons de la couche externe pour chacun ;
- ④ Trouver le **nombre de liaisons** covalentes que chaque atome doit établir : il correspond au **nombre d'électrons que chaque atome doit acquérir pour saturer à 8 électrons sa couche externe** ;
- ⑤ Représenter TOUS les atomes avec des points qui symbolisent leurs électrons externes ;
- ⑥ Placer les liaisons covalentes de façon à ce que chaque atome respecte ce nombre.

Exemple : Formule développée de la molécule de chloral ( $C_2HCl_3O$ )

①	<b>Atome</b>	<b>H</b> ( $^1_1H$ ) Hydrogène	<b>C</b> ( $^{12}_6C$ ) Carbone	<b>O</b> ( $^{16}_8O$ ) Oxygène	<b>Cl</b> ( $^{35}_{17}Cl$ ) Chlore
②	<b>Structure électronique</b>	$1s^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
③	<b>Nombre d'électrons dans la couche externe</b>	1	4	6	7
④	<b>Nombre d'électrons à acquérir</b>	1	4	2	1
⑤	<b>Représentation des atomes avec leurs électrons externes</b>	$\cdot H \cdot$	$\cdot \ddot{O} \cdot$	$\cdot \ddot{C} \cdot$	$\cdot \ddot{C} \cdot$ $\cdot \ddot{C} \cdot$ $\cdot \ddot{C} \cdot$
⑥	<b>Établissement des liaisons covalentes</b>		$\cdot \ddot{O} \cdot$	$\cdot \ddot{C} \cdot$	$\cdot \ddot{C} \cdot$ $\cdot \ddot{C} \cdot$ $\cdot \ddot{C} \cdot$

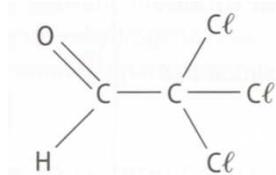
Remarque : une autre méthode consiste à connaître le nombre de liaisons covalentes que vont engendrer chaque atome de la molécule.

Atome	Nombre de liaisons covalentes	
H	1	$H - H$
C	4	
O	2	
N	3	

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Les molécules (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

Cℓ	1	H — Cl
----	---	--------

Finalement, la formule développée de la molécule de chloral est :



### 1.2. Représentation des molécules

- La **formule brute** d'une molécule indique la nature et le nombre des atomes qui la composent ;
- La **formule semi-développée plane** fait apparaître tous les atomes et toutes les liaisons entre ces atomes SAUF les liaisons avec les atomes d'hydrogène ;
- La **formule développée plane** fait apparaître tous les symboles des atomes et toutes les liaisons entre les atomes.

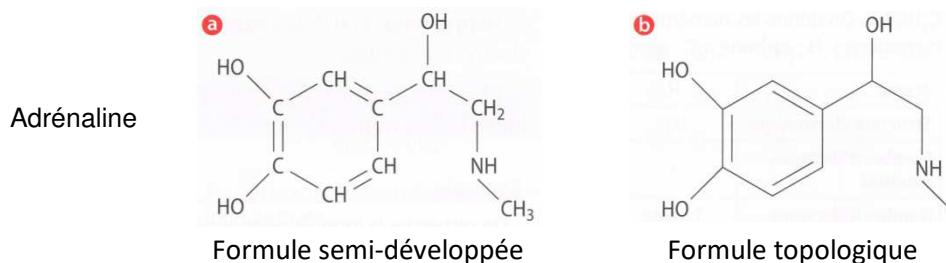
Exemple :

Nom de la molécule	Formule brute	Formule semi-développée	Formule développée
Éthanol	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> O	CH <sub>3</sub> —CH <sub>2</sub> —OH	$  \begin{array}{c}  \text{H} & \text{H} \\    &   \\  \text{H}—\text{C} & —\text{C}—\text{O}—\text{H} \\    &   \\  \text{H} & \text{H}  \end{array}  $

Remarque :

- Une formule développée est écrite à partir du modèle moléculaire éclaté ;
- Parfois, les molécules sont très complexes et difficiles à représenter. On utilise alors une autre représentation qui s'appelle la **formule topologique** : les symboles atomes de carbone et des atomes d'hydrogène qui leur sont liés ainsi que les liaisons C – H ne sont pas représentées.

Exemple :



### 1.3. Modèle de Lewis de la liaison de valence

Dans les molécules, les atomes s'associent en formant des liaisons dites « **covalentes** » : elles sont le résultat de la mise en commun des électrons de la couche externe des atomes (Voir §1.1).

Définition :

Les électrons de la couche externe de l'atome non engagés dans une liaison se regroupent deux par deux en **doublets non liants** (ou **doublets libres**) localisés autour de l'atome.

Exemple : L'oxygène contient  $p = 6$  électrons dans sa couche de valence. Il lui en manque  $8 - p$  pour en avoir le maximum (8).

→ Un atome d'oxygène pourra donc établir un nombre  $n_{\text{liaisons}}$  de liaisons covalentes tel que :

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Les molécules (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

$$n_{\text{liaisons}} = 8 - p \Rightarrow n_{\text{liaisons}} = 8 - 6 \Rightarrow n_{\text{liaisons}} = 2$$

→ Il reste alors  $6 - 2 = 4$  électrons non engagés dans une liaison. Le nombre de doublets non liants sera :  $4 \div 2 = 2$ .

### Représentation de LEWIS

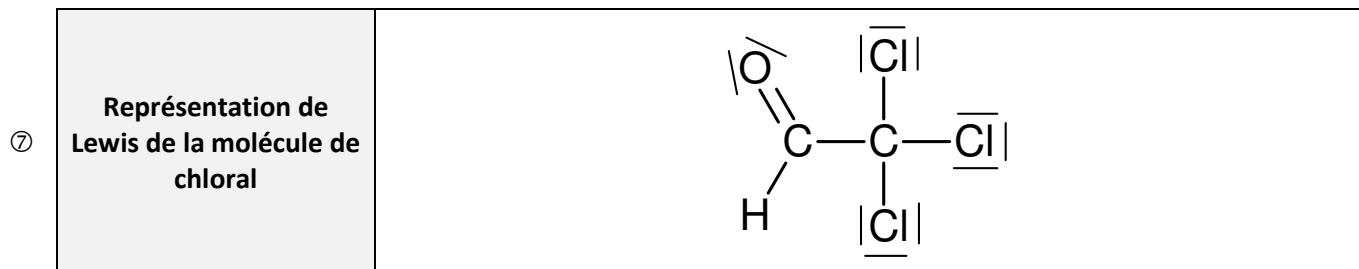
La **représentation de Lewis** d'une molécule fait apparaître tous les atomes de la molécule ainsi que tous les doublets liants et non liants le cas échéant :

- Les doublets d'électrons externes, non liés, sont représentés par des tirets ;
- Une liaison simple, entre les atomes A et B, est notée :  $A - B$
- Une liaison double, entre les atomes A et B, est notée :  $A = B$
- Une liaison triple, entre les atomes A et B, est notée :  $A \equiv B$

Ainsi :

Atome	Nombre de liaisons covalentes	Nombre de doublets non liants	Structure de Lewis
H	1	0	$H\cdot$
C	4	0	$\cdot\ddot{C}\cdot$
O	2	2	$:\ddot{O}\text{ ou } \overline{\text{O}}\cdot$
N	3	1	$\cdot\overline{N}\cdot$
Cl	1	3	$ \text{Cl}\cdot$

Exemple : Représentation de Lewis de la molécule de chloral ( $C_2HCl_3O$ ) [Voir §1.1]



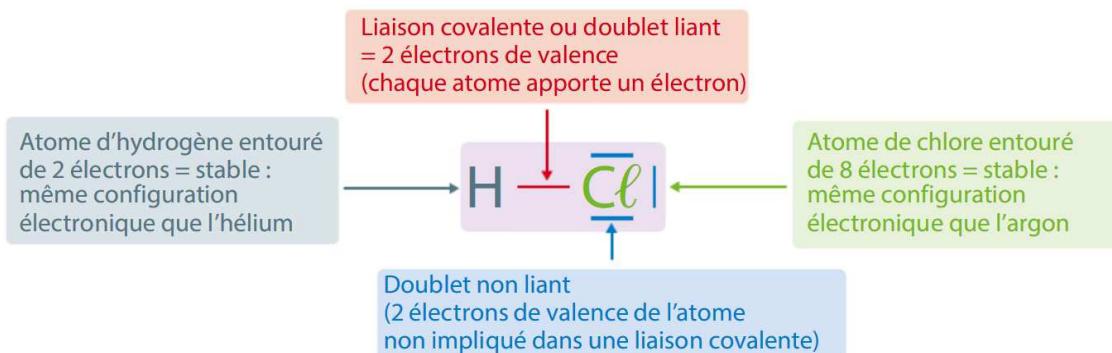
Exercice : formules de Lewis de quelques molécules

Eau	Méthane	Ammoniac	Dioxyde de carbone	Méthanal	Diazote
$H - \text{O} - H$	$\begin{array}{c} H \\   \\ H - C - H \\   \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} H \\   \\ H - N - H \\   \\ H \end{array}$	$\langle \text{O} = \text{C} = \text{O} \rangle$	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ H - C - H \end{array}$	$\text{N} \equiv \text{N}$

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Les molécules (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

### A RETENIR :

- Pour se stabiliser, les atomes peuvent s'associer en formant des molécules et ainsi acquérir la configuration électronique du gaz noble de numéro atomique le plus proche :



- Le schéma (ou représentation) de Lewis indique le nombre de doublets liants et non liants autour de chaque atome de la molécule. Il permet de justifier la stabilité des atomes dans la molécule ;
- L'ensemble des **électrons de valence** se répartissent en doublets liants et non liants.

#### 1.4. L'énergie de liaison

L'énergie de liaison d'une molécule est l'énergie qu'il faut lui fournir pour rompre la liaison covalente et obtenir ses atomes à l'état gazeux  $A_{(g)}$  et  $B_{(g)}$ .

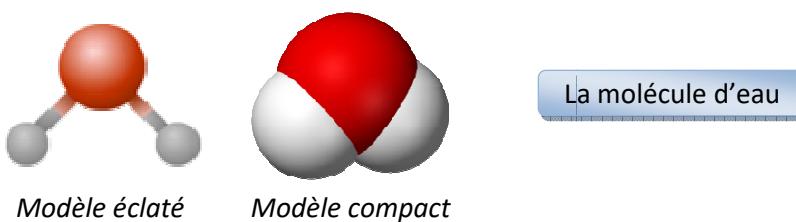
### 2. Modélisation d'une molécule

Une molécule est un édifice neutre constitué d'atomes connectés entre eux par des liaisons.

On peut modéliser une molécule grâce à un modèle moléculaire qui rend compte de la structure et de la géométrie de la molécule (voir activité : « Structure et géométrie des molécules »).

Il est possible de construire 2 types de modèles :

- **Le modèle éclaté** : il permet de bien visualiser les liaisons et les angles de liaison ;
- **Le modèle compact** : il traduit un peu mieux la réalité, les atomes étant en contact les uns avec les autres.



### Application 1

Le fluorométhane, connu aussi sous le nom de **Fréon**, est un **hydrofluorocarbure** gazeux non-toxique, liquéfiable, et extrêmement inflammable aux conditions normales de température et de pression. Sa formule brute est  $CH_3F$ . Sa masse volumique est  $\rho = 0,30 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$  ( $0,30 \text{ g}/\text{cm}^3$ ). Le fluorométhane forme avec l'air un mélange explosif. À moins d'une forte proportion dans l'air, son odeur n'est pas perceptible. Il a aussi été utilisé comme **fluide frigorigène**.

- 1) Donner la composition de l'atome de fluor.
- 2) Déterminer la structure électronique des atomes de fluor, hydrogène et carbone.
- 3) En déduire combien de liaison covalente chaque atome doit effectuer en justifiant votre réponse.
- 4) Déterminer la représentation développée de la molécule de fluorométhane  $CH_3F$ .
- 5) Calculer le volume  $V$  occupé par  $m = 350 \text{ g}$  de gaz.
- 6) Exprimer le volume  $V$  en litres.

Données :  $^{12}_6C$ ;  $^1_1H$ ;  $^{19}_9F$ ; masse d'un nucléon  $m_1 = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$ ;

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Les molécules (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

### Correction

- 19 nucléons, dont 9 protons et 10 neutrons. 9 électrons (1,5 pt)
- (1,5 pts)  $F : (K)^2(L)^7$ ;  $C : (K)^2(L)^4$ ;  $H : (K)^1$
- (1,5 pts) Le fluor doit effectuer une liaison covalente qui lui apporte un électron pour avoir sa dernière couche saturée à 8 électrons (règle de l'octet)  
Le carbone doit en faire 4 (règle de l'octet), l'hydrogène doit en faire une pour avoir 2 électrons sur sa dernière couche saturée à 2 électrons (règle du duet)
- (2 pts) **Représentation de La formule développée de la molécule**  

$$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{H}-\text{C}-\text{F} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$
- (2 pts)  $V = m / \rho = 350 / 0,30 = 1,7 \times 10^3 \text{ cm}^3$
- (0,5 pt)  $V = 1,7 \text{ L}$ .

### Application 2

Les unités varient en fonction des laboratoires. Certains résultats peuvent être en grammes (g), en milligrammes (mg), en microgrammes ou en nanogrammes ( $\mu\text{g}$ , ng), quand d'autres seront en millimoles (mmol), en micromoles ou en nanomoles (nmol). Dans certains cas, les résultats seront exprimés en unité internationale (UI). L'unité de mesure de volume varie elle-même entre le litre (L) et le millilitre (mL). Il est parfois difficile de comprendre les résultats d'examens biologiques, à cause des différents unités de mesures appliquées par les laboratoires. L'unité internationale devrait permettre d'unifier tous les résultats. Cependant, dans la pratique, il est souvent plus commode de conserver des unités anciennes, parce qu'elles sont mieux connues et usuelles. Pour exprimer la plupart des résultats d'analyses de sang, ce sont donc les grammes par litre (g/l) et les millimoles (mmol) qui sont utilisés. Par exemple, la concentration massique  $t$  du calcium dans le sang est comprise entre :  $t_{\min} = 95 \text{ mg/L}$  et  $t_{\max} = 105 \text{ mg/L}$ . La masse molaire du calcium est  $M(\text{Ca}) = 40 \text{ g/L}$ .

- 1) Donner la définition de la mole et de la masse molaire. Donner la formule reliant la masse molaire, la masse  $m$  et la quantité de matière  $n$ .
- 2) exprimer une micromole et une nanomole en mole.
- 3) A partir des unités de la concentration massique proposer une formule pour ' $t$ '.
- 4) Calculer la quantité de matière maximale  $n_{\max}$  et minimale  $n_{\min}$  de calcium dans un litre de sang humain.
- 5) Sachant que la concentration molaire  $C$  est égale à la quantité de matière  $n$  sur le volume  $V$  de solution, calculer, en mol/L, la concentration maximale  $C_{\max}$  et minimale  $C_{\min}$  du calcium dans le sang.

Nombre d'Avogadro  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

### Correction

- 1) (2 pts) Vidéo Une mole d'entités élémentaires chimiques (atomes, ions, molécules) est la quantité de matière d'un système contenant  $6,02 \times 10^{23}$  entités. Elle est notée avec la lettre ' $n$ '.

La mole est l'unité de quantité de matière, son symbole est mol.

Vidéo La masse molaire atomique d'un élément correspond à la masse d'une mole d'atomes de cet élément. On la note  $M$  et elle s'exprime en  $\text{g.mol}^{-1}$ . La masse molaire atomique d'un élément est égale au rapport de la masse ' $m$  (g)' de cet élément sur la quantité de matière  $n$  (mol) que cela représente :

$$M = m/n$$

- 2) (1 pt)  $1 \mu\text{mol} = 10^{-6} \text{ mol}$ ;  $1 \text{ nmol} = 10^{-9} \text{ mol}$

- 3) (1 pt)  $t = m/V$

- 4) (2 pts)  $n_{\min} = m_{\min}/M(\text{Ca}) = 95 \times 10^{-3}/40 = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$$n_{\max} = m_{\max}/M(\text{Ca}) = 105 \times 10^{-3}/40 = 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

- 5) (1 pt)  $C_{\min} = n_{\min}/V = 2,4 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$C_{\max} = n_{\max}/V = 2,6 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

### Application 3

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Les molécules (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

Composition (par gélule) :

- Sulfate ferreux ( $\text{FeSO}_4$ ) : masse  $m = 172,73 \text{ mg}$  soit masse de fer  $m(\text{Fe}) = 50 \text{ mg}$
- Acide ascorbique (vitamine C) : 30 mg
- Magnésium carbonate (E504) : Talc (E553b) ; Silice (E551) ; Amidon de maïs ; Enveloppe de la gélule : Gélatine ; Titane dioxyde (E171) ; Bleu patenté V (E131) ; Jaune de quinoléine (E104).

Dans quel cas le médicament TIMOFEROL® est-il prescrit ?

Ce médicament contient du fer, élément minéral essentiel au fonctionnement de l'organisme.

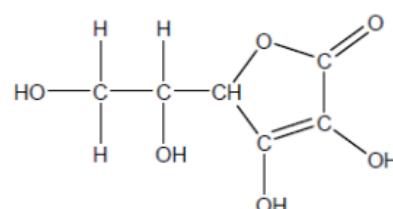
Le fer est indispensable à la formation de l'hémoglobine, contenue dans les globules rouges, qui assure le transport du dioxygène dans le sang. Il est utilisé dans le traitement des carences en fer responsables de certaines formes d'anémies.

Annexe 2 : l'acide ascorbique ou vitamine C

La vitamine C est une vitamine hydrosoluble (soluble dans l'eau) C'est un puissant antioxydant qui joue un rôle essentiel dans de nombreux processus vitaux.

- Elle freine le vieillissement des cellules.
- Elle favorise l'entretien des tissus.
- Elle accélère la cicatrisation.
- Elle augmente la résistance aux infections.
- Elle combat l'anémie en favorisant l'absorption du fer par l'intestin.

L'acide ascorbique possède la formule développée ci-contre :



Annexe 3 : à propos du sulfate de fer II

Les ions fer II sont peu stables en présence de dioxygène de l'air : des cristaux de sulfate de fer II de couleur bleu-vert deviennent lentement légèrement orangés. En effet les ions fer II s'oxydent lentement en ions fer III de couleur orangée.

Annexe 4 : Masses molaires atomiques

$$\text{H} = 1 ; \text{O} = 16 ; \text{C} = 12 ; \text{Fe} = 55,8 ; \text{S} = 32 \text{ en g.mol}^{-1}$$

1) Quelle est la formule brute de l'acide ascorbique ?

2) Calculer la masse molaire du sulfate ferreux  $M(\text{FeSO}_4)$  et de l'acide ascorbique qu'on notera  $M_a$ .

3) Calculer les quantités de matière d'acide ascorbique  $n_a$  présent dans une gélule.

4) En déduire combien de molécules  $N$  d'acide ascorbique sont contenues dans une gélule.  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

5) Quels sont les principes actifs contenus dans la gélule, citer 2 actions bénéfiques sur l'organisme ?

### Correction



$$2) (2 \text{ pt}) M(\text{FeSO}_4) = M_{\text{Fe}} + M_{\text{S}} + 4.M_{\text{O}} = 151,8 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$M_a = 6.M_{\text{C}} + 6.M_{\text{H}} + 8.M_{\text{O}} = 176 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$3) (1 \text{ pt}) n_a = m_a/M_a = 30 \times 10^{-3} / 176 = 1,7 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$4) (1 \text{ pt}) N = n_a.N_A = 1,7 \times 10^{-4} \times 6,02 \times 10^{23} = 1,0 \times 10^{20} \text{ molécules}$$

5) (2 pts) Principes actifs :

- Sulfate ferreux ( $\text{FeSO}_4$ ) ; Acide ascorbique (vitamine C)
- actions sur l'organisme :

$\text{FeSO}_4$  : Le fer est indispensable à la formation de l'hémoglobine, contenue dans les globules rouges, qui assure le transport du dioxygène dans le sang

acide ascorbique : augmente la résistance aux infections.

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Les molécules (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde

## Application 4

### 1. Définitions

- Donner la définition d'une molécule
- Une molécule possède 6 atomes d'hydrogène, 2 atomes de carbone et un atome d'oxygène. Donner sa formule brute.
- Le néfopam est un antalgique, utilisé pour le traitement des douleurs d'intensité modérée à sévère, essentiellement en milieu hospitalier de formule brute  $C_{17}H_{19}NO$ .  
Donner le nombre et le nom de chaque type d'atomes qui le constitue
- Comment se forme une liaison covalente ?

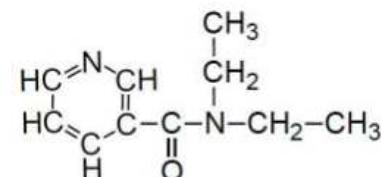
• Les atomes d'hydrogène, de carbone et d'oxygène ont respectivement 1, 4 et 6 électrons externes.

- L'atome d'hydrogène H forme une seule liaison covalente. A quelle règle obéit-il ?
- L'atome de carbone C peut former 4 liaisons covalentes. A quelle règle obéit-il ?  
Donner les différentes possibilités d'obtenir 4 liaisons covalentes avec l'atome de carbone.
- Donner la formule développée de l'eau. Expliquer la construction de cette molécule.
- Donner la formule développée de l'éthène (ou éthylène) de formule brute  $C_2H_4$ .

### 3. La nicéthamide

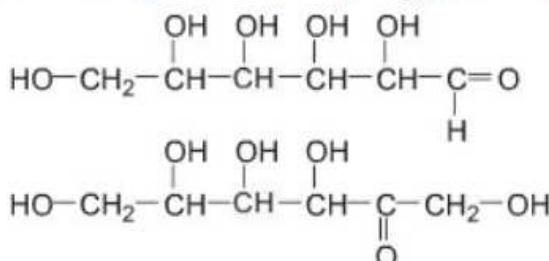
- La nicéthamide (commercialisé sous le nom de coramine) est un stimulant respiratoire qui fait partie de la liste des substances interdites par le Code mondial antidopage.
- Son nom chimique est la N,N-diéthyl-3-pyridinecarboxamide et sa formule semi-développée est ci-contre.

- Donner la formule brute de la nicéthamide
- Représenter la formule développée de la nicéthamide



### 4. Le glucose et le fructose

- Le glucose et le fructose sont des sucres qui ont les formules semi-développées suivantes.



Données Que peut-on dire de ces deux sucres ? Justifier.

## Correction

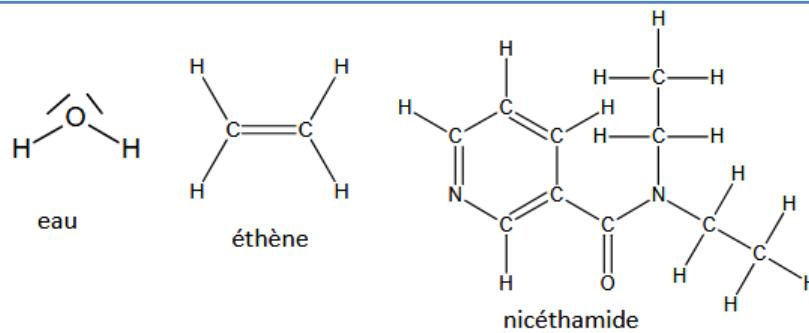
### 1. Définitions

- Une molécule est formée d'atomes liés les uns autres par une liaison chimique. Une molécule est électriquement neutre.
- Sa formule brute est  $C_2H_6O$ .
- Le néfopam possède 17 atomes de carbone, 19 atomes d'hydrogène, 1 atome d'azote et 1 atome d'oxygène.
- Une liaison covalente est la mise en commun de deux électrons célibataires.

### 2. Applications

- L'atome d'hydrogène H obéit à la règle du duet. Il cherche à obtenir la structure électronique de l'hélium.
- L'atome de carbone C obéit à la règle de l'octet. Il cherche à obtenir la structure électronique à 8 électrons. Il peut former 4 liaisons simples ou 2 liaisons simples et 1 liaison double ou 1 liaison triple et 1 liaison simple.
- L'eau a pour formule brute  $H_2O$ . Chaque atome d'hydrogène H forme 1 liaison simple. L'atome d'oxygène qui a 6 électrons externes peut former 2 liaisons de covalence, dans ce cas 2 liaisons simples. Il reste 2 doublets d'électrons non liants sur l'atome d'oxygène. Voir ci-dessous.
- La formule développée de l'éthène (ou éthylène) de formule brute  $C_2H_4$  est ci-dessous.

Professeur	Bahloul Khalid (+212) 622-17-65-52
Chapitre	Les molécules (l'essentiel du cours + applications)
Niveaux	Seconde



### 3. La nicéthamide

- 3.1. La formule brute de la nicéthamide est C<sub>10</sub>H<sub>14</sub>N<sub>2</sub>O
- 3.2. La formule développée de la nicéthamide est ci-dessus.

### 4. Le glucose et le fructose

- 4.1. Le glucose et le fructose sont des isomères car ils ont même formule brute mais une formule semi-développée différente. Ils n'ont pas les mêmes propriétés chimiques et physiques

## Application 5

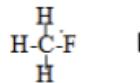
Le **fluorométhane**, connu aussi sous le nom de **Fréon**, est un **hydrofluorocarbure** gazeux non-toxique, liquéfiable, et extrêmement inflammable aux conditions normales de température et de pression. Sa formule brute est CH<sub>3</sub>F. Sa masse volumique est  $\rho_v = 0,30 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$  (0,30g/cm<sup>3</sup>). Le fluorométhane forme avec l'air un mélange explosif. À moins d'une forte proportion dans l'air, son odeur n'est pas perceptible. Il a aussi été utilisé comme **fluide frigorigène**.

- 1) Donner la composition de l'atome de fluor.
- 2) Déterminer la structure électronique des atomes de fluor, hydrogène et carbone.
- 3) En déduire combien de liaison covalente chaque atome doit effectuer en justifiant votre réponse
- 4) Déterminer la représentation développée de la molécule de fluorométhane CH<sub>3</sub>F.
- 5) Calculer le volume V occupée par m = 350 g de gaz.
- 6) Exprimer le volume V en litres.

Données : <sup>12</sup><sub>6</sub>C; <sup>1</sup><sub>1</sub>H ; <sup>19</sup><sub>9</sub>F ; masse d'un nucléon  $m_1 = 1,67 \times 10^{-27} \text{ kg}$  ;

## Correction

- 1) 19 nucléons, dont 9 protons et 10 neutrons. 9 électrons.
- 2) F : (K)<sup>2</sup>(L)<sup>7</sup>; C : (K)<sup>2</sup>(L)<sup>4</sup>; H : (K)<sup>1</sup>
- 3) Le fluor doit effectuer une liaison covalente qui lui apporte un électron pour avoir sa dernière couche saturée à 8 électrons (règle de l'octet)  
Le carbone doit en faire 4 (règle de l'octet), l'hydrogène doit en faire une pour avoir 2 électrons sur sa dernière couche saturée à 2 électrons (règle du duet)
- 4) **Représentation de La formule développée de la molécule**



- 5)  $V = m / \rho_v = 350 / 0,30 = 1,7 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$
- 6)  $V = 1,7 \text{ L}$  . (0,5 point)