

I - Pourquoi existe-t-il des molécules ?

1) Règles du duet et de l'octet - rappel

Les éléments de numéro atomique proche de celui de l'hélium adoptent sa structure électronique (K)² : **2 électrons sur la couche externe = duet**

Les éléments de numéro atomique inférieur à 18 adoptent la structure électronique du néon (K)²(L)⁸ ou de l'argon (K)²(L)⁸(M)⁸ : **8 électrons sur la couche externe = octet**

2) Carbone et hydrogène

a - Complétez le tableau suivant.

Atome	Numéro atomique	Structure électronique	Règle à appliquer	nombre d'électrons manquants
Carbone				
hydrogène				

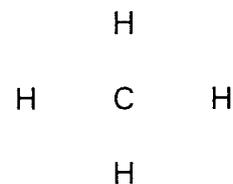
b - Complétez :

Il manque ___ électrons à l'atome de carbone pour acquérir ___ électrons sur sa couche externe ou ___ et ___ électron à l'atome d'hydrogène pour acquérir ___ électrons sur sa couche externe ou _____. Chaque atome de carbone et d'hydrogène peuvent donc mettre en commun ___ électron chacun, formant ainsi une liaison covalente simple. Il existe également des liaisons covalentes doubles ou triples.

Une liaison covalente résulte de la _____ en _____ de 1 ou plusieurs _____ de la part des deux atomes formant la liaison, 2 pour une liaison _____, _____ pour une double liaison, _____ pour une liaison _____.

Un atome de carbone va se lier avec ___ atomes d'hydrogène et former la molécule de méthane de formule brute CH₄.

c - Complétez le schéma ci-dessous en dessinant un **point rouge** pour chaque électron apporté l'atome de carbone et un **point vert** pour chaque électron apporté par un atome d'hydrogène. Entourez chaque liaison covalente simple en **noir**.



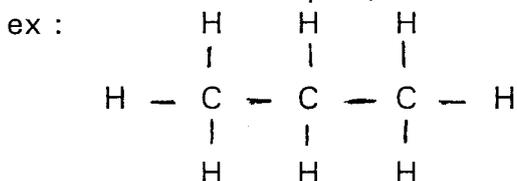
II - Les différentes formules

1) Définitions et exemples

☞ **Formule brute** : seuls les symboles des éléments chimiques présents dans la molécule sont indiqués ainsi que le nombre de chacun d'entre eux en petit en bas à droite.

ex : C₃H₈

☞ **Formule développée** : les symboles des différents éléments chimiques présents dans la molécules sont indiqués, toutes les liaisons sont apparentes.



☞ **Formule semi-développée** : les symboles des différents éléments chimiques présents dans la molécules sont indiqués, les liaisons autres que C - H sont apparentes, le nombre d'éléments hydrogène (H) porté par un élément chimique est indiqué en petit en bas à droite.

ex : CH₃ - CH₂ - CH₃

2) Application

Formules	brute	semi-développée	développée
$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $			
C ₄ H ₁₀			
$\text{H}_3\text{C} - \text{O} - \text{CH}_3$ ou $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$			

a - Repassez en **rouge** les liaisons C - H apparentes, en **vert** les autres liaisons apparentes des molécules de la première colonne.

b - Recopiez dans la bonne case de formule chaque molécule et complétez les cases vides.

c - Repassez en **rouge** les liaisons C - H apparentes, en **vert** les autres liaisons apparentes des molécules des trois autres colonnes.

III - Isomérisie de constitution

1) Définition

Deux molécules de formules brutes identiques mais de formules développées ou semi-développées différentes sont des isomères.

2) Tableau à compléter

Molécules	Formules brutes	Molécules	Formules brutes
CH ₃ -CH ₂ -CH=CH ₂		CH ₂ =CH-CH ₂ -CH ₃	
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃		CH ₃ -CH=CH-CH ₃	
$ \begin{array}{c} \text{CH}_2 \\ \\ \text{C} \\ / \quad \backslash \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \end{array} $		$ \begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \end{array} $	

Retrouvez les isomères et notez-les sur votre feuille.

Attention ! Deux des molécules proposées sont identiques et donc non isomères. Qui sont-elles ?

IV - Représentation de Lewis

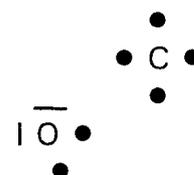
1) Règles

Les électrons de la couche externe se placent de façon célibataire (représentation ●) jusqu'à 4 (sauf 1 pour l'hydrogène) puis les doublets non liants (deux électrons) (représentation |) se forment de plus en plus nombreux à partir de 5 électrons (sauf à partir de 2 pour l'hélium).

Ex : H Z = 1 (K)¹ 1 électron sur la couche externe H●

C Z = 6 (K)²(L)⁴ 4 électrons sur la couche externe

O Z = 8 (K)²(L)⁶ 6 électrons sur la couche externe



2) Représentation de Lewis des éléments du tableau

Z =	H 1							He 2
Z =	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
Z =	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18
Lewis / colonne	A	T	U	V	Y	Z	X	G
								G

3) Conclusion

- les atomes ayant 1 électron célibataire sont monovalents et créent 1 seule liaison. Ex :
- les atomes ayant __ électrons célibataires sont divalents et créent __ liaisons. Ex :
- les atomes ayant __ électrons célibataires sont trivalents et créent __ liaisons. Ex :
- les atomes ayant __ électrons célibataires sont tétravalents et créent __ liaisons. Ex :

IV - La géométrie des molécules

Elle suit la *méthode de Gillespie* et utilise la *représentation de Cram*.

1) Méthode de Gillespie

Dans une molécule, l'ensemble des liaisons covalentes et des doublets non liants s'écartent au maximum les uns des autres de telle façon que la répulsion entre les électrons des couches externes soit la plus faible possible (la répulsion entre deux doublets non liants est plus grande que celle existant entre deux doublets liants par exemple). Voici quelques-cas :

A - **Molécule tétraédrique** : cas d'un atome tétravalent entouré par 4 liaisons simples avec 4 autres atomes. Si les liaisons sont équivalentes, le tétraèdre est régulier et les angles entre 2 liaisons covalentes valent 109° .

B - **Molécule pyramidale** : cas d'un atome trivalent entouré par 3 liaisons simples et 1 doublet non liant. Si les liaisons sont équivalentes, la pyramide est régulière et les angles entre 2 liaisons covalentes valent 107° .

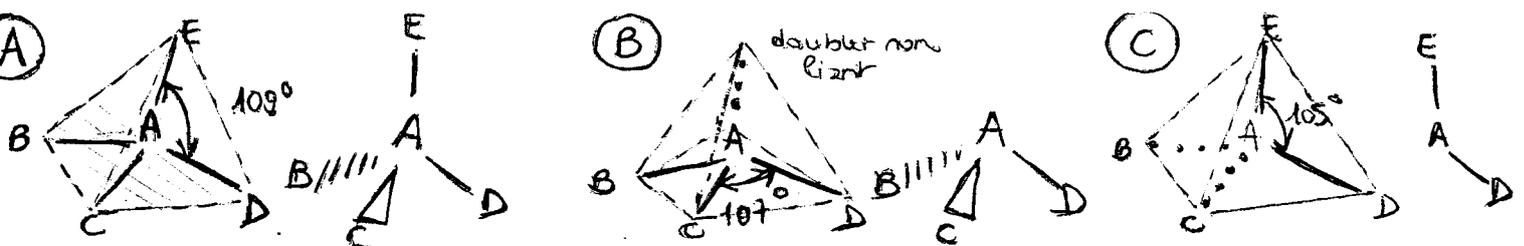
C - **Molécule coudée** : cas d'un atome divalent entouré par 2 liaisons simples et 2 doublets non liants. Les angles entre 2 liaisons covalentes équivalentes valent 105° .

D - **Molécule linéaire** : cas d'un atome monovalent lié à un autre atome monovalent.

2) Représentation de Cram

Elle permet de rendre compte de l'aspect spatial d'une molécule.

⋯⋯ : liaison en arrière du plan ▷ : liaison vers l'avant du plan \ : liaison dans le plan



3) Application : justifiez les cas où la méthode de Gillespie est insuffisante pour connaître la géométrie d'une molécule.

	NH ₃	CH ₄	H ₂ O	CH ₂ Cl ₂	HCl	O ₂	CO ₂	H ₂ S	CH ₃ Cl	C ₂ H ₄
atome central								S		
valence	3									
géométrie				A						