

Energie d'un photon et longueur d'onde

Ex 3 : Fréquence, longueur d'onde et énergie

L'astronomie gamma permet d'étudier les phénomènes les plus énergétiques de l'Univers. Un rayonnement est considéré comme faisant partie du domaine gamma γ lorsque que sa longueur d'onde λ est inférieure à 10pm.

Le photon le plus énergétique jamais enregistré avait une énergie de 16 TeV.

La fréquence ν d'un rayonnement violet à l'extrémité de notre sensibilité visuelle est d'environ $\nu_{\text{violet}} = 794 \text{ THz}$

1) Calculer l'énergie en joule d'un rayonnement γ de longueur d'onde $\lambda=10\text{pm}$

$$E = \frac{h \times c}{\lambda} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{10^{-11}} = 1,989 \times 10^{-14} \text{ J}$$

2) Convertir cette énergie en électronvolts

$$E_{\text{eV}} = \frac{E_J}{1,6 \times 10^{-19}} = 124310 \text{ eV}$$

3) Comparer cette énergie à celle d'une radiation violette

$$E_{\text{violette}} = h \times \nu = 6,63 \times 10^{-34} \times 794 \times 10^{12} = 5,3 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$\text{rapport} = \frac{E}{E_{\text{violette}}} = \frac{1,989 \times 10^{-14}}{5,3 \times 10^{-19}} = 37528$ Un rayonnement gamma est donc 37528 fois plus énergétique que le plus énergétique des rayonnements visibles.

4) Calculer la longueur d'onde λ du photon le plus énergétique enregistré

$$\lambda = \frac{h \times c}{E} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8}{16 \times 10^{12} \times 1,6 \times 10^{-19}} = 7,76 \times 10^{-20} \text{ m}$$

Ex 4 : le laser rouge

Le laser a révolutionné le monde industriel. Son principe a été prévu dès 1917 par Albert Einstein, mais le premier prototype n'a vu le jour qu'en 1960.

Nous allons nous intéresser au laser rouge dont la couleur est due à l'excitation d'un gaz : le néon. La longueur d'onde de ce laser vaut 633nm.

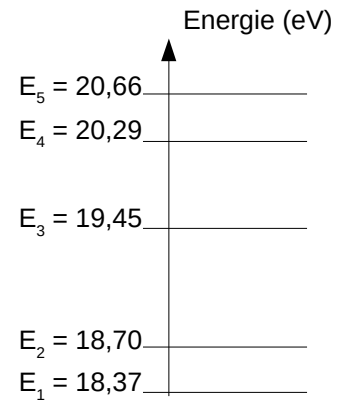
1) Calculer en eV l'énergie d'un photon émis par ce laser.

$$E_{\text{eV}} = \frac{h \times c}{\lambda \times 1,6 \times 10^{-19}} = \frac{6,63 \times 10^{-34} \times 3,00 \times 10^8}{633 \times 10^{-9} \times 1,6 \times 10^{-19}} = 1,96 \text{ eV}$$

2) A quelle transition énergétique ce photon correspond-il ?

Il faut chercher quels sont les deux états séparés de 1,96eV.

On voit que ce sont les états $E_5 \rightarrow E_2$, car $20,66 - 18,70 = 1,96 \text{ eV}$

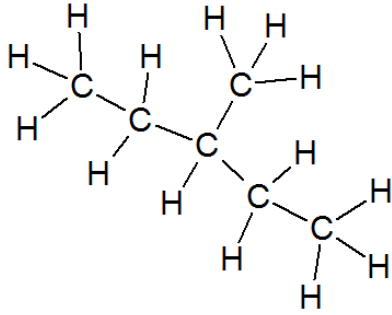


Spectre simplifié du néon

Initial \ Final	E1	E2	E3	E4	E5
E1	0				
E2	-0,33	0			
E3	-1,08	-0,75	0		
E4	-1,92	-1,59	-0,84	0	
E5	-2,29	1,96	-1,21	-0,37	0

STRUCTURE ET MATIERES COLOREES

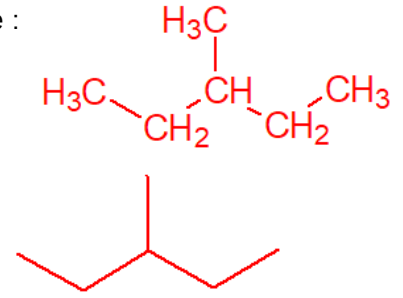
Exercice 3 : Formules et modèles moléculaires



a. Donner la formule brute de la molécule suivante :

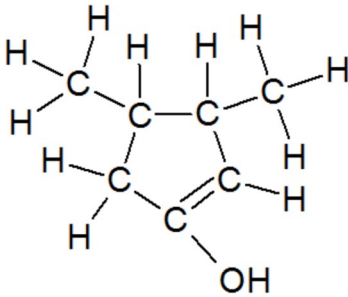


b. Représenter sa formule semi-développée.



c. Représenter sa formule topologique.

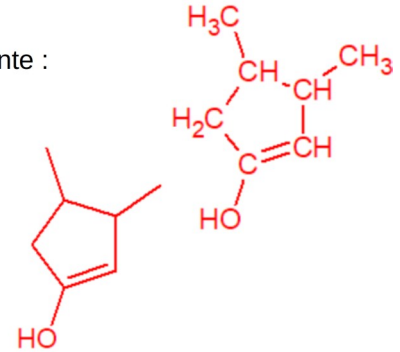
d. Calculer sa masse molaire moléculaire. $M_{C_6H_{14}} = 6 \times 12 + 14 = 86 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$



a. Donner la formule brute de la molécule suivante :



b. Représenter sa formule semi-développée.



c. Représenter sa formule topologique.

d. Calculer sa masse molaire moléculaire.

$$M_{C_7H_{12}O} = 7 \times 12 + 12 + 16 = 112 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Exercice 4 : Retrouver la structure d'une molécule

Deux molécules de formule brute C₃H₆O possèdent une liaison C=O : un atome d'oxygène lié par une double liaison à un atome de carbone.

Ce sont l'acétone, molécule dans laquelle le groupe C=O est entouré de deux atomes de carbone et le propanal.

1. En utilisant la méthode vue en cours, justifier le nombre de liaisons que peuvent former les atomes de carbone, oxygène et hydrogène.

L'hydrogène a 1 électron, sa structure est donc (K)¹
Sa représentation de Lewis est :



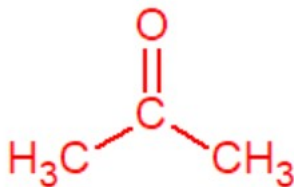
Le carbone a 6 électrons, sa structure est donc (K)²(L)⁴
Sa représentation de Lewis est :



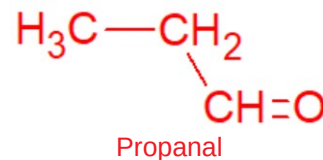
L'oxygène a 8 électrons, sa structure est donc (K)²(L)⁶
Sa représentation de Lewis est :



2. Donner les formules semi-développées de ces deux molécules.



Acétone : C=O entre 2 atomes de carbone

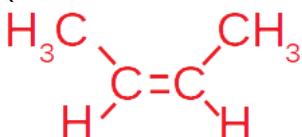


3. Comment appelle-t-on ces deux molécules ?

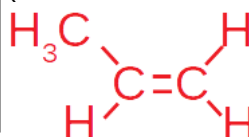
Ces deux molécules ont la même formule brute, seul le groupe fonctionnel carbonyle C=O change de position, ce sont donc des **isomères de substitution**.

Exercice 3 : Zusammen/Entgegen

Dessiner l'isomère Z de la molécule de but-2-ène C₄H₈.
(c'est une molécule linéaire)



Dessiner l'isomère E de la molécule de propène C₃H₆.
(c'est une molécule linéaire)



Il n'existe pas d'isomérisation Z/E pour cette molécule puisque le second carbone est lié à 2 atomes identiques !