

## Exercice 1: (51)

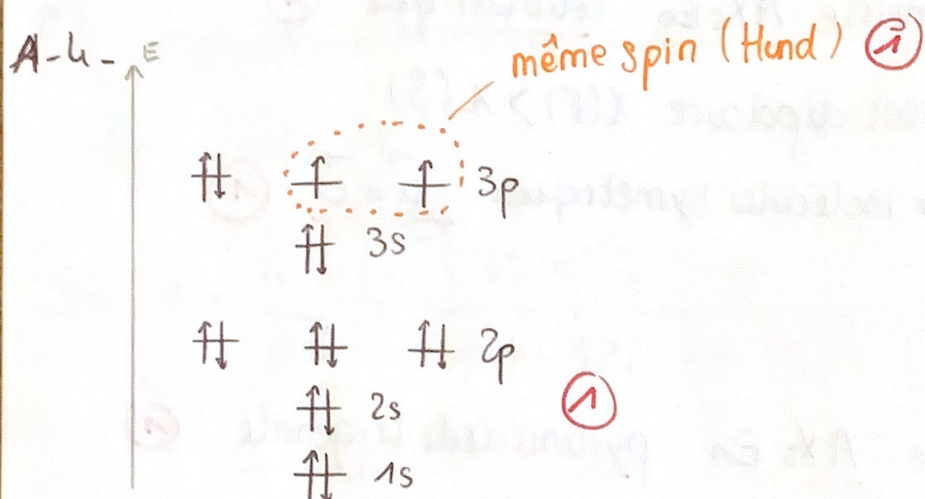
A-1. Règle de Klechowsky: on remplit les sous couches par  $n+l$  croissant (1)  
 Les autres sont la Règle de Pauli et celle de Hund (1)

A-2. Le soufre est en 3<sup>e</sup> ligne  $\Rightarrow n_{\max} = 3$  (1)  
 4<sup>e</sup> colonne bloc p:  $3p^4$  (1)

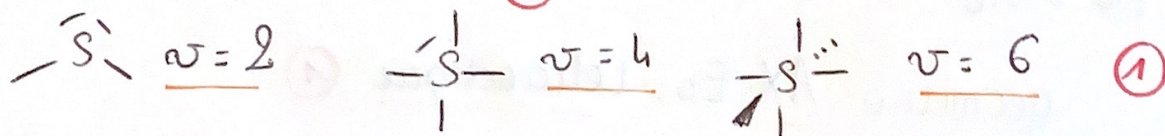
Donc  $[S] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$  (1)

A gauche on a un  $e^-$  de valence en  $\ominus$  donc  $[P] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^3$  (1)

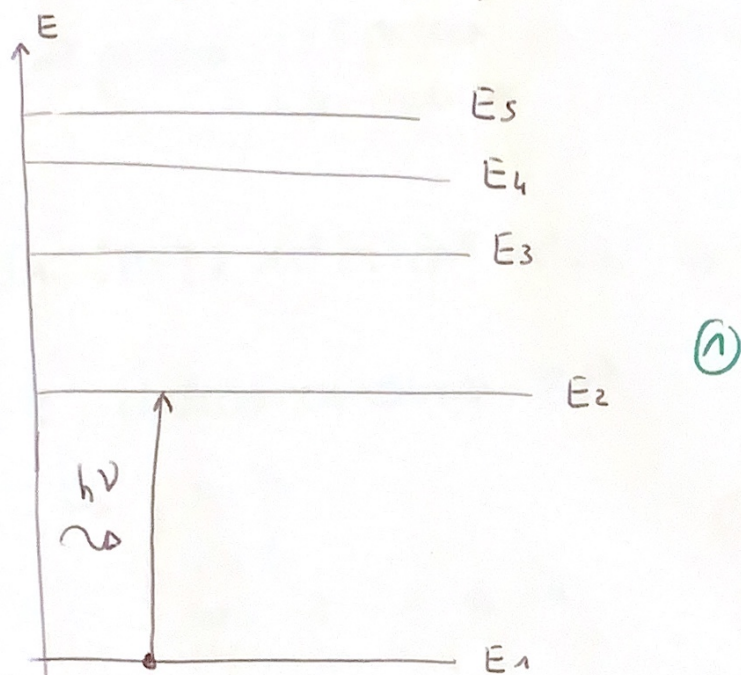
A-3. On compte nombre d' $e^-$ :  $Z = 15$  pour le phosphore (1)



A-5. Le soufre a 6 électrons de valence, comme il est dans la 3<sup>e</sup> période il peut être hypervalent. On a donc: (1)



# A6 - Diagramme énergétique



A7. Lors d'une transition on a

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \quad \text{①}$$

Soit  $\lambda = \frac{h \cdot c}{\Delta E} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34} \times 3,00 \cdot 10^8}{(10,4 - 3,7) \times 1,6 \cdot 10^{-19}} = 2,96 \cdot 10^{-7} \text{ m}$   
 $= \underline{296 \text{ nm}} \quad \text{①}$

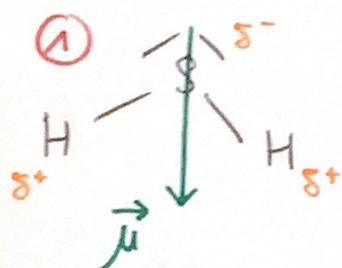
A8. Visible :  $400 \text{ nm} < \lambda < 800 \text{ nm}$  : le rayonnement n'est pas visible ①

Si  $\lambda < 400 \text{ nm}$  on est dans l'ultraviolet. ①

2-1 Pour  $\text{SH}_2$ :

Le soufre apporte 6  $e^-$  de valence  
L'hydrogène apporte 1  $e^-$  de valence }  $N_v = 6 + 2 \times 1 = 8 e^-$  (1)

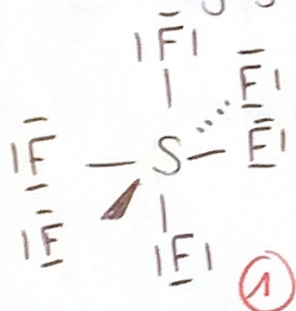
On a donc un nombre de doublets  $P_v = \frac{N_v}{2} = 4$  (1)



géométrie  $\text{AX}_2\text{E}_2$ : courbée (1)

moment dipolaire:  $\chi(\text{S}) > \chi(\text{H})$ :  $\vec{\mu} \neq \vec{0}$  (1)

2-2 - De la même façon:  $\text{SF}_6$ :  $P_v = 24$

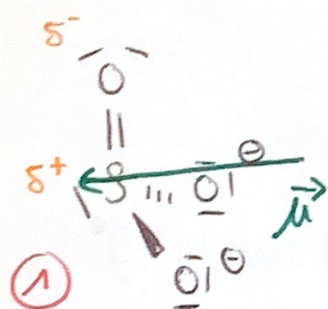


géométrie  $\text{AX}_6\text{E}_0$ : tétraédrique (1)

moment dipolaire  $\chi(\text{F}) > \chi(\text{S})$

↳ molécules symétriques:  $\vec{\mu} = \vec{0}$  (1)

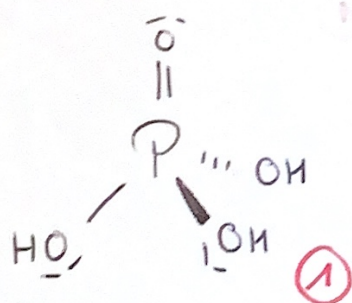
2-3.  $\text{SO}_3^{2-}$ :  $P_v = 13$



géométrie  $\text{AX}_3\text{E}_1$ : pyramidale trigonale (1)

moment dipolaire:  $\chi(\text{O}) > \chi(\text{S})$ :  $\vec{\mu} \neq \vec{0}$  (1)

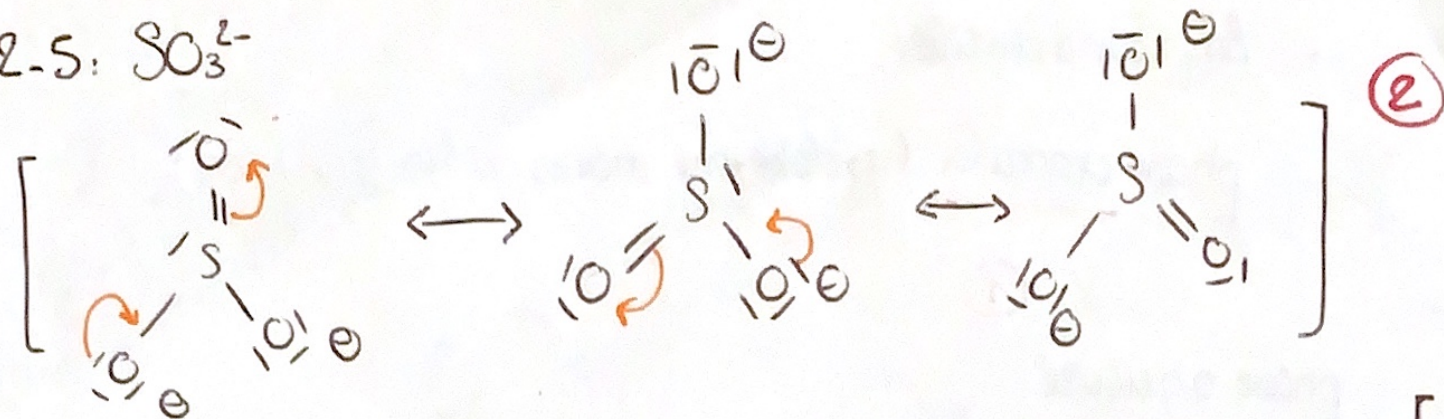
2-4:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :  $P_v = 16$



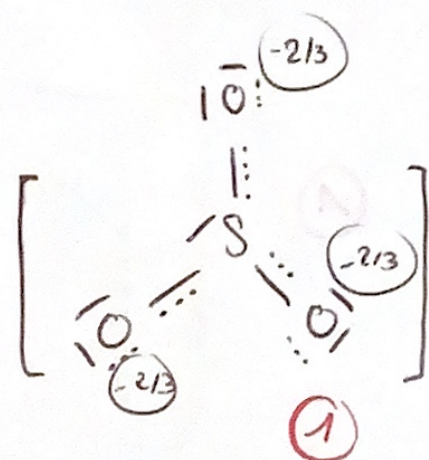
géométrie  $\text{AX}_4\text{E}_0$ : tétraédrique (1)

moment dipolaire:  $\chi(\text{O}) > \chi(\text{P})$ :  $\vec{\mu} = \vec{0}$  (1)  
(symétrie)

2-5:  $\text{SO}_3^{2-}$

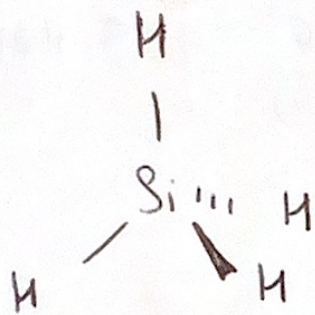


Chaque atome a une charge formelle  $-\frac{2}{3}$  on deduit: ①

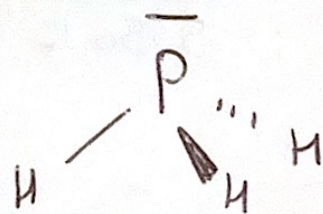


2-6. La mesomerie fait que les trois liaisons ont la même longueur, elle sera entre celle d'une liaison double et d'une simple. ①

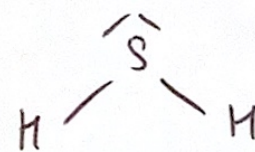
4-1. Pour ces 3 molécules la géométrie de ref est le tétraèdre avec des angles de  $109,5^\circ$ . Or la géométrie est déformée par les doublets non-liants car ils sont plus répulsifs que des doublets liants ①



0 non-liant:  $109,5^\circ$



1 non-liant  
 $\Rightarrow$  répulsion  
 $\hat{\text{H}}\text{N}\hat{\text{H}} < 109,5^\circ$  ①



2 non-liants  
 $\Rightarrow$  répulsion  
 $\hat{\text{H}}\text{O}\hat{\text{H}} \ll 109,5^\circ$

B - Le manganèse :

① I possède :  $\begin{cases} 25 \text{ protons} \\ 30 \text{ neutrons} \end{cases}$  ①  $25 = \text{numéro atomique}$  ①  $55 = \text{nombre de masse}$  ①

② 1.  $[Mn] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$  (Pauli, Hund, Klechkowski) ①

② 2 : électrons de valence :  $3d^5$

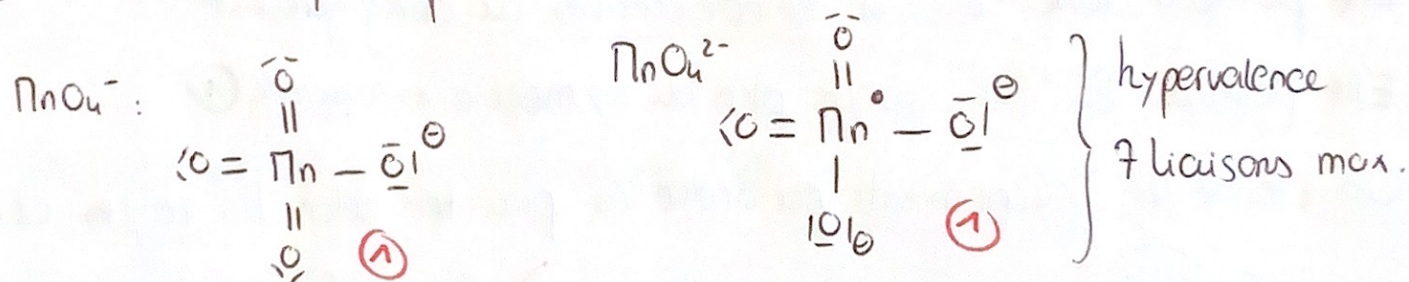
↳  $\begin{cases} n = 3 \\ l = 2 \\ m_l = -2, -1, 0, +1, +2 \end{cases}$  ①

② 3 ion  $Mn^{2+}$  : on enlève 2  $e^-$

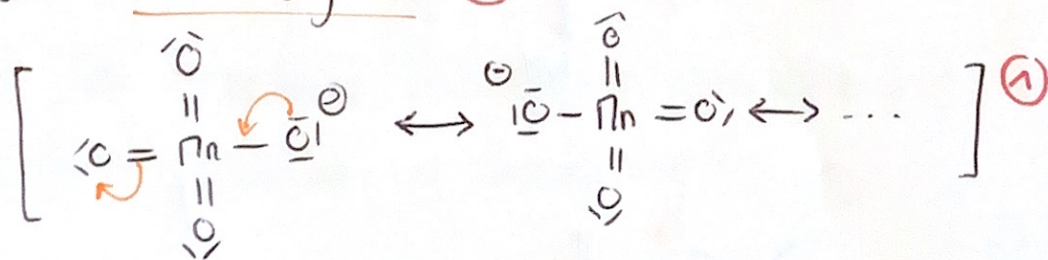
$[Mn^{2+}] = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 [4s^0 3d^5]$  ①

⚠ Exception car une couche à moitié remplie est stable.

③ -1 De même qu'au premier exercice :



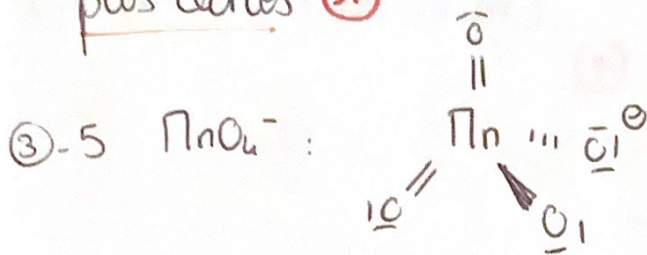
③ -2 Comme il y a de la mésométrie dans l'ion  $MnO_4^-$  : les liaisons ont toutes la même longueur ①



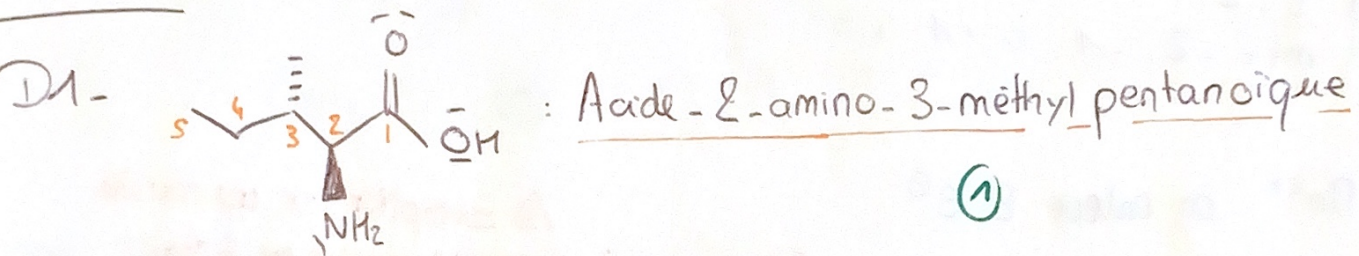
③ -3 - Pour la même raison qu'au dessus il n'y a qu'une seule longueur de liaison. ①

③-4  $\text{PnO}_4^-$  : Dans 3/4 des cas la liaison  $\text{Pn}-\text{O}$  est double  
 $\text{PnO}_4^{2-}$  : Dans 2/4

$\Rightarrow$  Dans  $\text{PnO}_4^-$  les liaisons ont un caractère double plus marqué  $\Rightarrow$  liaisons plus courtes ①



$\text{AX}_4\text{E}_0$  : tétraédriques ①  
 toutes les liaisons sont équivalentes  
 donc  $\text{H.A.N.} = 109,5^\circ$ . ①

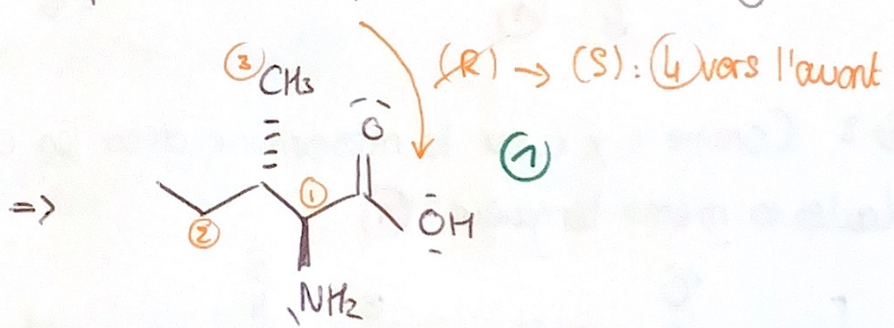
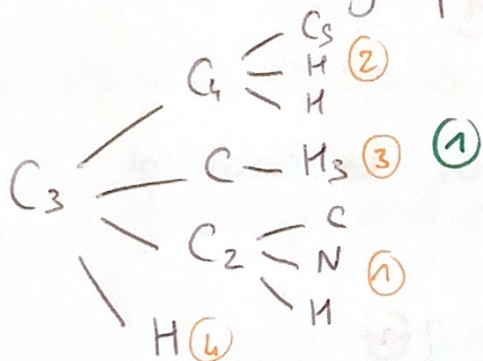


D2 - La molécule possède deux carbones asymétriques ①

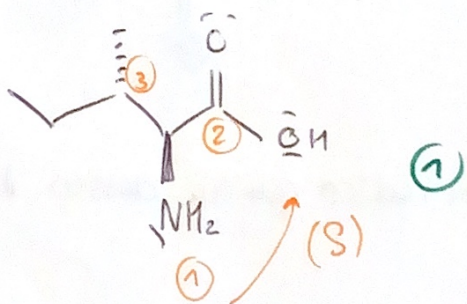
D3 - Elle possède donc  $2^2 = 4$  stéréoisomères de configuration. ①

D4 - Elle possède  $2C^*$  et aucun plan de symétrie  $\Rightarrow$  chirale ①

D5 - On classe les groupements par ordre de priorités selon les règles CIP

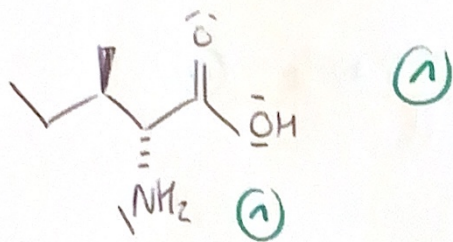


De même pour le  $C_2$ :

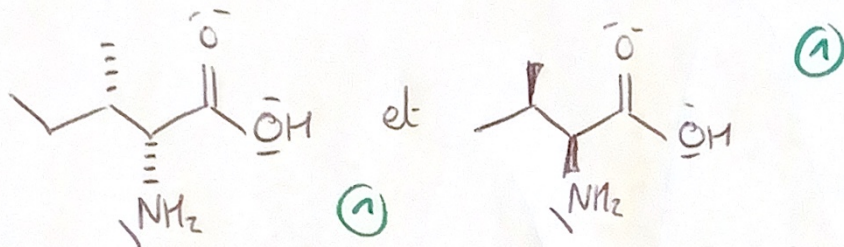


$\Rightarrow$  Les deux  $C^*$  sont (S)

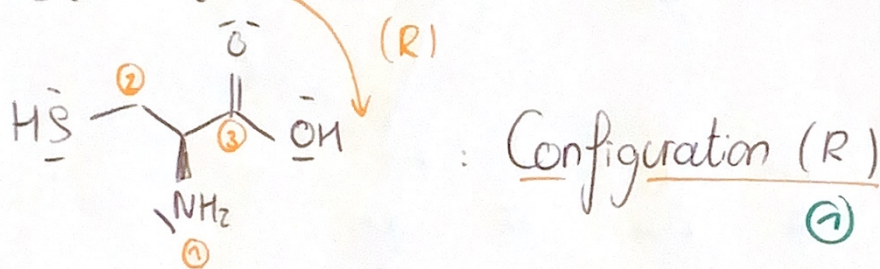
D6. Elle possède un énantiomère (chg<sup>+</sup> de toutes les config)



D7. Elle possède 2 diastéréoisomères (chg<sup>+</sup> 1/2 config)



D8. De même:



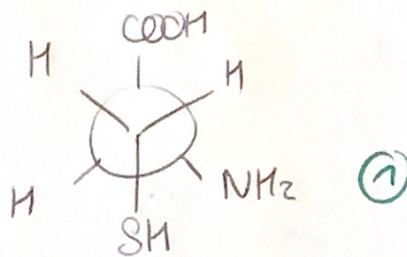
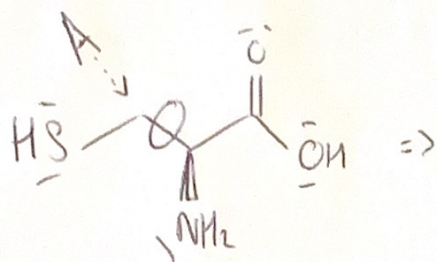
D9. Elle possède un énantiomère

D10. Elle ne possède pas de diastéréoisomères

D11. Difficilement: énantiomères ont m propriétés physiq et chimiq

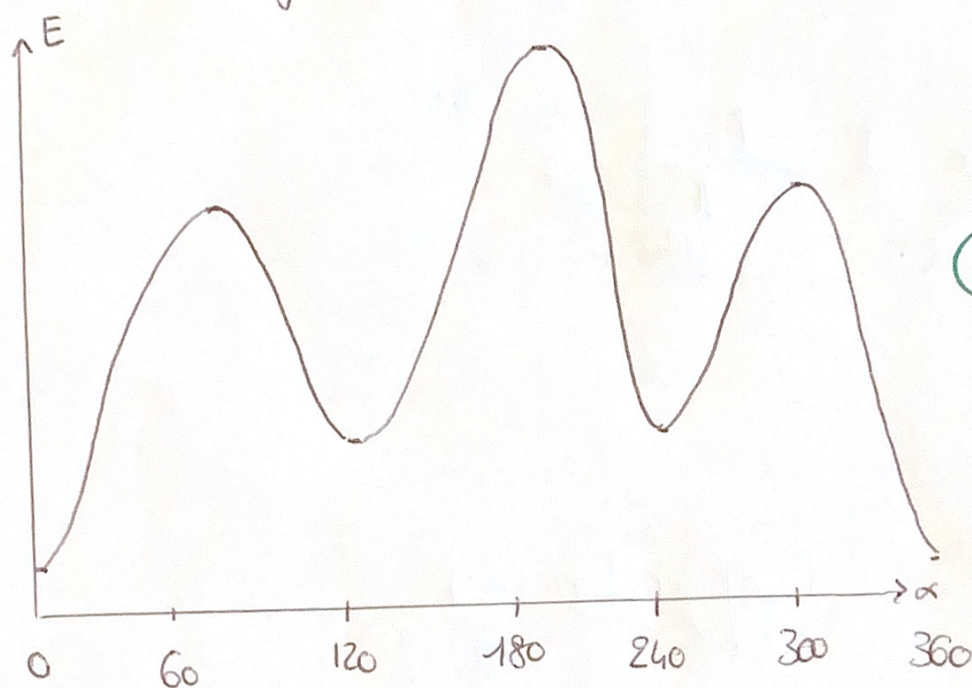
D12. Les récepteurs biologiques réagissent différemment avec énantiomères  
problèmes possibles (cf thalidomide)

D13



①

D14 : Analyse conformationnelle : identique butane of cours



②

La conforma<sup>e</sup> favorable est la diédralie anti ( $\alpha = 0^\circ$ ), celle en question D13

①