

Chapitre 4

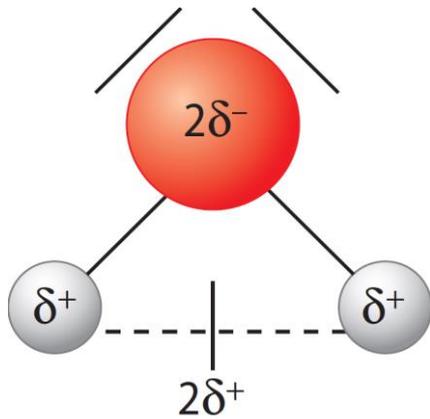
11 Avec ou sans pont hydrogène ?

1. $\chi_S = 2,6$, $\chi_O = 3,4$ et $\chi_H = 2,2$.

$\Delta\chi = 3,4 - 2,2 = 1,2$ et $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ à 2 : chaque liaison O-H est donc polarisée.

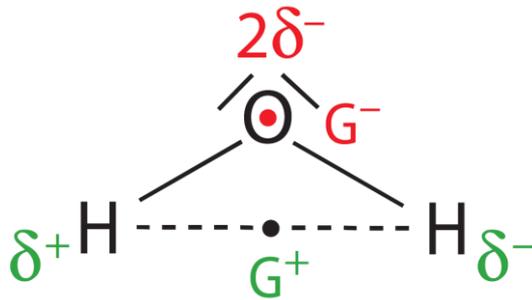
$\Delta\chi = 2,6 - 2,2 = 0,4$ et $0,4 < \Delta\chi < 1,7$ à 2 : chaque liaison S-H est donc faiblement polarisée.

Dans la molécule d'eau, l'atome d'oxygène porte une charge partielle négative $2\delta^-$ et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive δ^+ .



Dans la molécule de sulfure d'hydrogène, l'atome de soufre porte une charge partielle négative $2\delta^-$ et chaque atome d'hydrogène porte une charge partielle positive δ^+ .

En raison de la structure coudée des deux molécules, la position du barycentre des charges partielles positives G^+ n'est pas confondue avec la position du barycentre des charges partielles négatives G^- .



En conclusion, les deux molécules sont polaires : elles possèdent un pôle positif et un pôle négatif.

2. Les deux composés sont solides pour des températures inférieures à la température de fusion.

3. a. Les deux solides sont composés de molécules polaires, il existe donc des interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés.

On remarque aussi que des ponts hydrogène peuvent se former entre les molécules d'eau alors qu'ils ne peuvent pas se former entre les molécules de sulfure d'hydrogène, car l'atome de soufre n'est pas assez électronégatif.

En conclusion, la cohésion du sulfure d'hydrogène solide est assurée par les interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés des molécules polaires. La cohésion de l'eau solide est assurée par les interactions attractives entre les charges partielles de signes opposés des molécules et par la formation des ponts hydrogène entre les molécules d'eau.

b. Un pont hydrogène est une interaction attractive d'intensité beaucoup plus grande que l'interaction entre charges partielles de signes opposés, les molécules d'eau sont donc plus « solidement accrochées » les unes aux autres que les molécules de sulfure d'hydrogène. Il faut donc fournir plus d'énergie pour rompre ces liaisons.