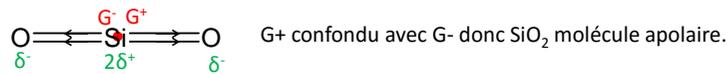
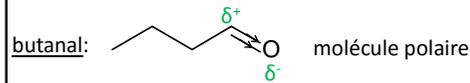
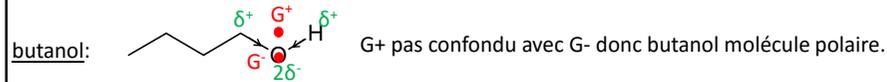


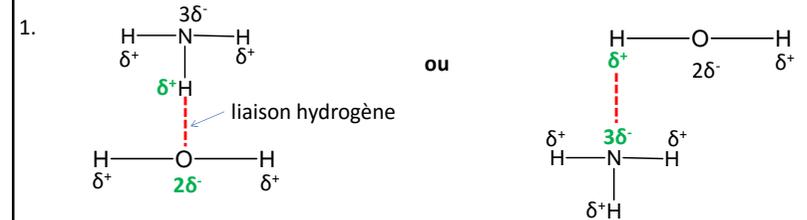
**Exercice 1:**



butane : la molécule ne contient que des atomes de carbone et d'hydrogène, l'électronégativité de C et de H sont très voisines donc la molécule est apolaire.



**Exercice 2:**



2. La molécule de méthane ne possède pas de liaisons polarisées (C et H ont des électronégativité très voisines) donc il ne peut pas y avoir de liaisons hydrogènes.

3. La molécule de H<sub>2</sub>S ne possède pas de liaisons polarisée (S et H ont des électronégativité très voisines) donc il ne peut pas y avoir de liaisons hydrogènes.

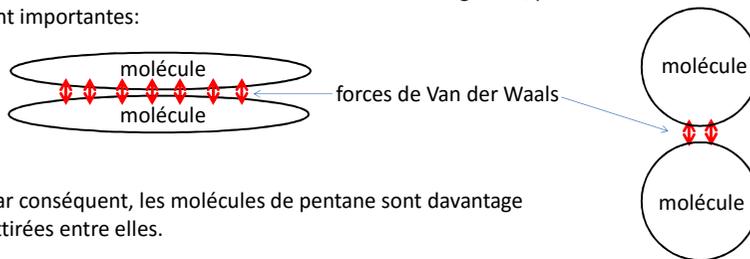
**Exercice 3:**

1. Non car ils ne contiennent que des atomes de C et de H. Ces atomes ont des électronégativités très voisines donc il n'y a pas liaisons polarisées: molécules apolaires.

2. La cohésion de l'octane liquide est assurée par les liaisons de Van der Waals entre molécules.

3. Plus les molécules sont grandes, plus les forces de Van der Waals sont importantes et plus il faudra chauffer pour faire bouillir le liquide. La molécule de butane est plus longue que la molécule de propane donc  $T_{eb}(\text{butane}) > T_{eb}(\text{propane})$

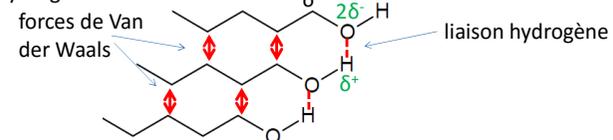
4.a. Plus la surface de contact entre 2 molécules est grande, plus les forces des van der waals sont importantes:



Par conséquent, les molécules de pentane sont davantage attirées entre elles.

4.b. De ce qui précède, on en déduit :  $T_{eb}(\text{pentane}) > T_{eb}(\text{2,2-diméthylpropane})$  (il faut davantage chauffer pour faire bouillir du pentane)

5. Les molécules de pentane et de pentanol ont des longueurs voisines donc les forces de Van der Waals sont voisines, en revanche, les molécules de pentanol sont liées en plus par liaison hydrogène:



Donc il faudra davantage chauffer pour faire bouillir du pentanol:  $T_{eb}(\text{pentanol}) > T_{eb}(\text{pentane})$

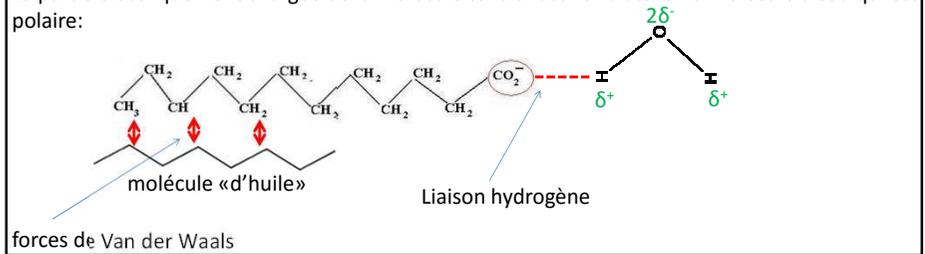
6. Les longueurs des 3 molécules sont voisines. Le nuage électronique du diiode est plus gros donc les électrons peuvent davantage se déplacer et donc créer davantage de dipôles instantanés donc les forces de Van der Waals sont plus importantes entre molécules de diiode donc:  $T_{eb}(\text{I}_2) > T_{eb}(\text{Br}_2) > T_{eb}(\text{Cl}_2)$

**Exercice 4:**

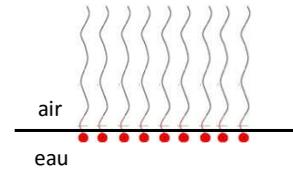
1. Il n'y a pas de liaisons polarisées donc I<sub>2</sub> est apolaire.
2. Comme le soluté I<sub>2</sub> est apolaire, il faut choisir un solvant apolaire: le cyclohexane car il ne possède pas de liaisons polarisées.

**Exercice 5:**

1. La longue chaîne carbonée de la molécule tensioactive va attirer la molécule d'huile (longue chaîne carbonée) grâce aux forces de Van der Waals. La partie électriquement chargée de la molécule tensioactive va attirer la molécule d'eau qui est polaire:



2.



3.

