

EXERCICE N°1 : Liaisons chimiques

I. Géométrie des molécules

1. Etablir pour les molécules suivantes : H_2O , H_2S , H_2Se et H_2Te :
 - La structure de Lewis
 - Le type ou le groupe V.S.E.P.R
 - La géométrie.
2. Classer, par ordre croissant, les angles $\text{H}\hat{\text{X}}\text{H}$ dans les molécules citées ci-dessus ($\text{X} = \text{O} ; \text{S} ; \text{Se} ; \text{Te}$). Justifier votre réponse.
3. La molécule H_2S possède un moment dipolaire global $\mu_{(\text{H}_2\text{S})} = 3,168.10^{-30} \text{ C.m.}$
 - a) Donner une représentation spatiale de cette molécule en indiquant la direction et le sens de son moment dipolaire.
 - b) Sachant que l'angle de liaison $\text{H}\hat{\text{S}}\text{H}$ vaut $92,6^\circ$, calculer la valeur du moment dipolaire de la liaison H-S.
 - c) la distance inter-atomique $d_{\text{H-S}}$ est de $1,35 \text{ \AA}$. Calculer la charge partielle (δ) portée par l'atome S et par l'atome H

Données :

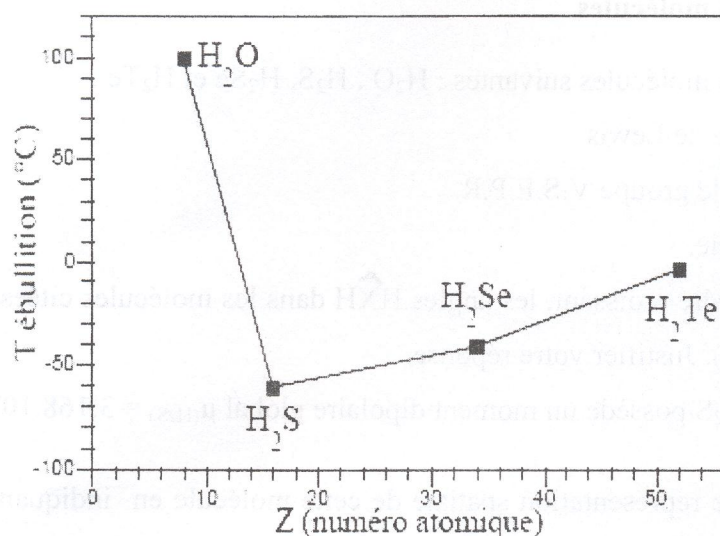
Numéro atomique Z : H (Z = 1) ; O (Z = 8) ; S (Z = 16) ; Se (Z = 34) ; Te (Z = 52)

Electronégativité χ (échelle de Pauling) : H (2,2) ; O (3,44) ; S (2,58) ; Se (2,55) ; Te (2,1)

$e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$; $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m.}$

II. Interactions intermoléculaires

1. Quelles sont les interactions intermoléculaires rencontrées pour les molécules étudiées dans la question I.1.
2. La figure ci-après représente l'évolution de la température d'ébullition de ces molécules en fonction du numéro atomique Z de l'atome central.
 - a) Justifier la valeur élevée de la température d'ébullition de l'eau par rapport aux autres molécules.
 - b) Commenter l'évolution de la température d'ébullition pour les autres molécules.



EXERCICE N°2 : Thermochimie

I. Combustion du méthane

1. Représenter le cycle permettant de calculer l'enthalpie standard de formation du méthane $\text{CH}_4(\text{g})$ à 298 K. Montrer que sa valeur est égale à $-71,3 \text{ kJ/mol}$.
2. Ecrire la réaction de combustion du méthane à 298 K sachant que les produits de cette réaction sont $\text{CO}_2(\text{g})$ et $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.
3. Calculer l'enthalpie standard de combustion du méthane à 298 K par deux méthodes.
4. Exprimer puis calculer l'énergie interne de cette réaction à 298 K.
5. La combustion d'une mole de méthane, en présence de l'oxygène de l'air et dans une enceinte adiabatique, est totale et rapide. Déterminer la température des gaz après combustion (Température de flamme).

Données à 298 K :

- Energies de liaison (kJ/mol) : C-H : 415 ; H-H : 436 ; O=O : 495 ; C=O : 804 ; O-H: 467
- Enthalpies standard de formation (kJ/mol) : CO_2 (g) : -393,5 ; H_2O (g) : -241,8
- Enthalpies standard de sublimation du carbone (kJ/mol) : 716,6.
- Composition molaire de l'air : 80% N_2 et 20% O_2
- Capacités calorifiques molaires ($\text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$) : CO_2 (g) : 37,1 ; H_2O (g) : 33,5 ; N_2 (g) : 29,1 ; CH_4 (g) : 35,7 ; O_2 (g) : 29,3

II. Energie réticulaire du fluorure de calcium

1. Le fluorure de calcium CaF_2 est un cristal à liaisons supposées parfaitement ioniques (Ca^{2+} , 2F^-). Son enthalpie standard de formation est de $-290,3 \text{ kcal.mol}^{-1}$ et son énergie réticulaire est de $626,4 \text{ kcal.mol}^{-1}$.

Ecrire les équations chimiques correspondantes.

2. Tracer le cycle permettant de déterminer l'énergie réticulaire de ce cristal. Préciser son nom.
3. En déduire l'enthalpie de sublimation du calcium sachant que :
 - Energie de la liaison F-F = $E_{\text{F-F}} = 38,2 \text{ kcal.mol}^{-1}$
 - Attachement électronique de F = $\Delta_{\text{att}}H_{\text{F}} = -79,6 \text{ kcal.mol}^{-1}$
 - Enthalpie de première ionisation de Ca = $E_{i1} = 140,86 \text{ kcal.mol}^{-1}$
 - Enthalpie de deuxième ionisation de Ca = $E_{i2} = 273,65 \text{ kcal.mol}^{-1}$