

BRECHENHACHER

Marie Conille

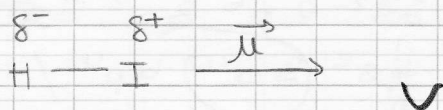
16
20

Vendredi 1 décembre

Contrôle de Chimie

Exercice 1 /2

- 1) la molécule HI est polarisée de la charge δ^- vers la charge δ^+ . Or l'élément H est plus électronégatif que l'élément I. Ie porte donc la charge δ^- . la molécule HI est donc polarisée du H vers le I.



- 2) on calcule i en pourcentage.

$$i = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_{\text{H-I}}} \times 100$$

or $\mu_{\text{H-I}} = d \times e$

d'où
$$i = \frac{\mu_{\text{réel}}}{d \times e} \times 100 \quad \checkmark$$

$$i = \frac{1,47 \cdot 10^{-30}}{1,60 \times 1,6 \cdot 10^{-19} \times 10^{-10}} \times 100$$

$i = 5,7\%$

✓

$$3). \chi_{\text{HBr}} < \chi_{\text{HCl}} < \chi_{\text{HF}}$$

$$\text{et } \chi_{\text{HI}} < \chi_{\text{HBr}}$$

d'où

$$d_{\text{H-I}} > d_{\text{H-Br}} > d_{\text{H-Cl}} > d_{\text{H-F}}$$

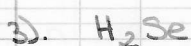
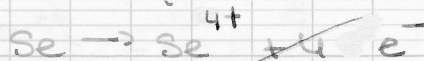
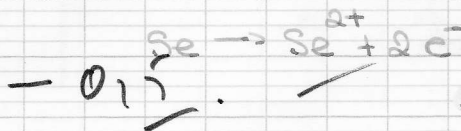
On doit donc s'attendre à une valeur plus élevée de μ pour les molécules HBr, HF et HCl.

Exercice 2

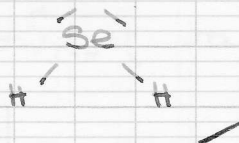
$$1). {}_{34}\text{Se}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$$

$$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$$

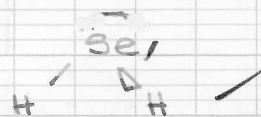
2). Les degrés d'oxydation les plus stables du Sélénium sont le deuxième et le quatrième



Son schéma de Lewis est



Sa géométrie en VSEPR est



4). Contrairement à O, S, Se et Te sont des chalcogènes.

La température de fusion de H_2O est 0. En effet,

la température ambiante froide (-6°), l'eau

se transforme rapidement en solide.

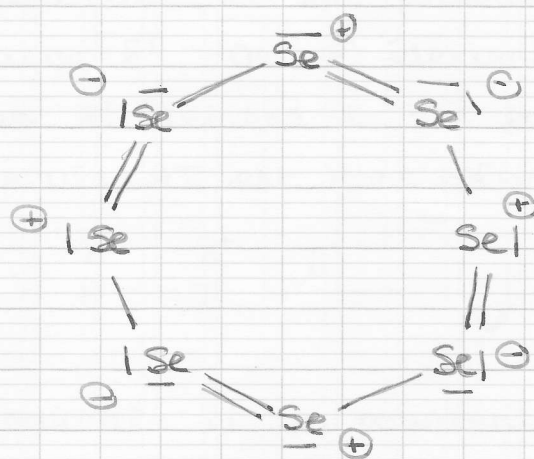
Les températures de fusion de H_2S , H_2Se et H_2Te

sont négatives et comprises entre -100° et -50° .
 À l'état naturel, on trouve ces éléments à l'état liquide.

$$T_{H_2S} < T_{H_2Se} < T_{H_2Te}$$

En effet, plus on descend dans la classification des chalcogènes, plus la température de fusion augmente.

3). a).

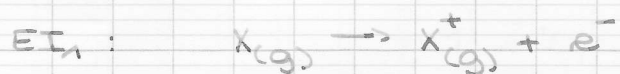


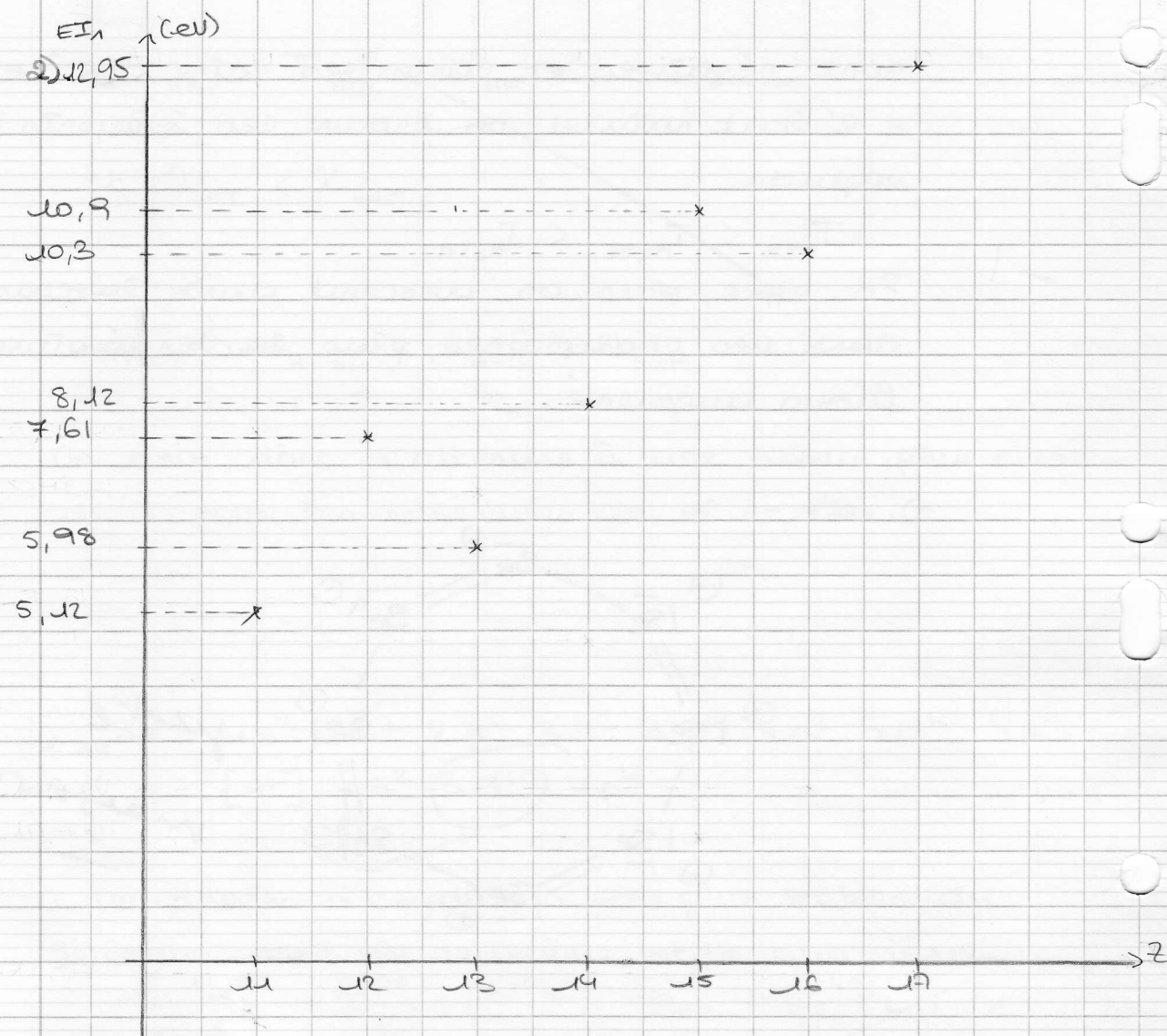
judre
 mais non.

b). Pour le dissoudre, on utiliserez le disulfure de carbone, pour casser les liaisons π , les doubles liaisons.

Exercice 3

a) l'énergie d'ionisation est l'énergie nécessaire à un atome pour arracher des électrons à d'autres atomes.





• n ne varie pas, alors que $Z - \sigma$ augmente.

De plus
$$E_i = \frac{(Z - \sigma)^2}{n^2} \times (-13.6)$$

donc $|EI_1|$ augmente de Na à Al.

• les couches de valence des éléments Na et Al ne sont pas saturées, contrairement à l'élément Mg. Il est donc plus facile d'arracher un électron à Na ou Al qu'à Mg.

d'où $EI_1(\text{Mg}) > EI_1(\text{Al})$

BRECHENNACHERMarie Canille

Sur la couche de valence $3p$ de l'élément P , aucun électron n'est placé de manière antiparallèle, contrairement à l'élément S . Il est donc plus facile d'arracher un électron à S qu'à P .

$$\text{d'où } \underline{EI_1(P) > EI_1(S)}.$$

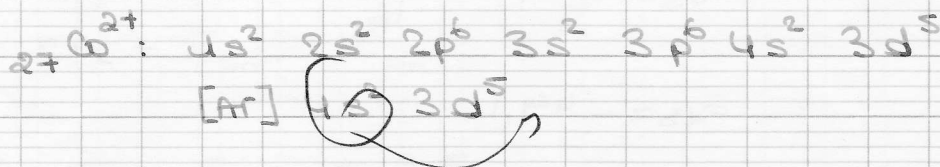
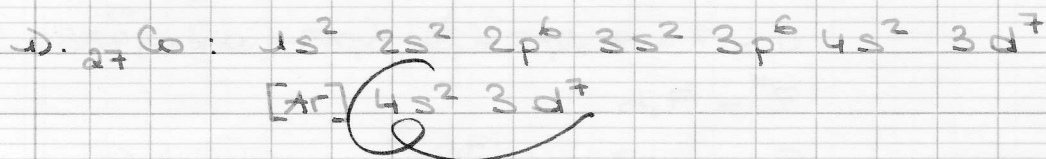
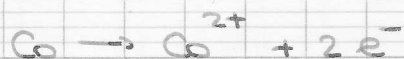
Contrairement à l'élément Cl , la couche de valence de l'élément Ar est saturée. Il est donc plus difficile de lui arracher un électron.

$$\text{d'où } \underline{EI_1(S) < EI_1(Ar) < EI_1(Cl)}$$

Globalement, le long d'une période, EI_1 augmente.

Exercice 4

$$Co: Z = 27$$



2) Calculons E_{1s}

$$\sigma = 0,31$$

$$Z^* = Z - \sigma = 26,69$$

$$E_{1s} = -13,6 \times \frac{(26,69)^2}{1}$$

$$E_{1s} = -9,688 \cdot 10^3$$

• Calculons $E_{2s, 2p}$

$$\sigma = 2 \times 0,85 + 7 \times 0,35 = 4,45$$

$$Z^* = 22,85$$

$$E_{2s, 2p} = -13,6 \frac{(22,85)^2}{4}$$

$$E_{2s, 2p} = -1,775 \cdot 10^3$$

• Calculons $E_{3s, 3p}$

$$\sigma = 2 \times 1 + 8 \times 0,85 + 7 \times 0,35 = 11,25$$

$$Z^* = 15,75$$

$$E_{3s, 3p} = -13,6 \frac{(15,75)^2}{9}$$

$$E_{3s, 3p} = -3,75 \cdot 10^2$$

• Calculons E_{4s}

$$\sigma = 8 + 8 \times 0,85 + 5 \times 0,85 + 1 \times 0,35 = 19,4$$

$$Z^* = 7,6$$

$$E_{4s} = -13,6 \frac{(7,6)^2}{16}$$

$$E_{4s} = -49,1$$

• Calculons E_{3d}

$$\sigma = 18 + 4 \times 0,35 = 19,4$$

calculs
car
cf. n° 1
mais
raisonner
on

1,1)

$$Z^* = 7,6$$

$$E_{3d} = -13,6 \frac{(7,6)^2}{9}$$

$$E_{3d} = -87,3$$

$$E_{Ga^{2+}} = 2 E_{1s} + 8 E_{2s, 2p} + 8 E_{3s, 3p} + 2 E_{4s} + 5 E_{3d}$$

$$E_{Ga^{2+}} = -47\,753 \text{ eV}$$

Exercice 5

$$1) \text{ } {}_{50}\text{Sn} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^2$$

$$[\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$$

- 2) a) Sn^{2+} est constitué de 50 protons et 48 électrons
 Sn^{4+} est constitué de 50 protons et 46 électrons.

$$\text{Sn}^{2+} : [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^0$$

$$\text{Sn}^{4+} : [\text{Kr}] 5s^2 4d^8$$

b) -

$$EI_2 = E_{\text{Sn}^{2+}} - E_{\text{Sn}}$$

$$\text{or } E_{\text{Sn}} = E_{\text{Sn}^{2+}} + 2 E_{5p}$$

$$\text{d'où } EI_2 = -2 E_{5p}$$

idem
avec
ex. 4

-2

• Calculons E_{sp}

$$\sigma = 30 + 16 \times 0,85 + 3 \times 0,35 = 44,65$$

$$Z^* = 5,35$$

$$E_{sp} = -15,6 \text{ eV}$$

d'où $EI_2 = 31,1 \text{ eV}$

de même

$$EI_4 = E_{sn4} - E_{sn}$$

$$\text{or } E_{sn} = E_{sn4} + 2E_{ud} + 2E_{sp}$$

$$\text{soit } EI_4 = -2E_{ud} - 2E_{sp}$$

• Calculons E_{ud}

$$\sigma = 38 + 9 \times 0,35 = 41,15$$

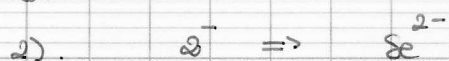
$$Z^* = 8,85$$

$$E_{ud} = -66,6 \text{ eV}$$

d'où $EI_4 = -2 \times (-66,6) - 2 \times (-15,6)$

$$\underline{EI_4 = 164,3 \text{ eV}}$$

Exercice 2



4). 3 choses:

- l'anomalie de H_2O

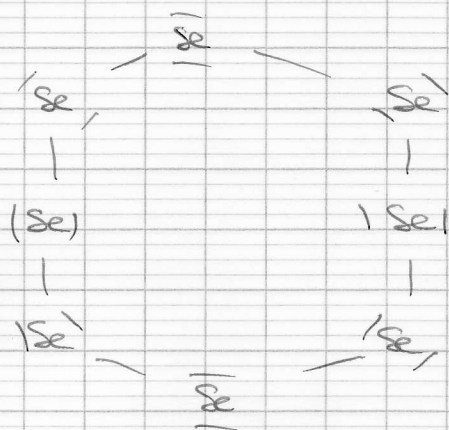
O est très électronégatif.

À l'état de solide, les H s'associent entre eux. Pour devenir liquide, il faut donc casser toutes ces liaisons $\Rightarrow T_{\text{fusion}} \gg$.

- $T_{\text{fusion}} \uparrow$

les molécules sr de + en + grosses.

5).



Se_2 est une molécule apolaire

CS_2 " " " "

H_2O " " " polaire

$\Rightarrow$ il faut un solvant apolaire

$\Rightarrow \text{CS}_2$.

Configuration électronique

On remplit d'abord les s puis les d, mais on écrit d'abord les d avant les s.

Refaire