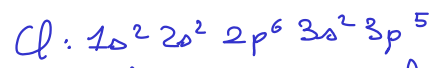


CH1 - 1^{er} élément chlore

1/ Cl (Z=17).

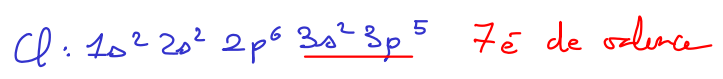


2.1/ Le chlore est un halogène.

2.2/ L'iode I, le brome Br et le fluor F sont des halogènes.

3/ Formule de Lewis

* dichlore Cl₂



$N = 7 \times 2 = 14 \text{ e}^- \Rightarrow D = \frac{N}{2} = 7 \text{ doublets}$



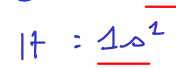
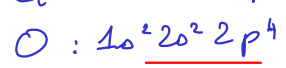
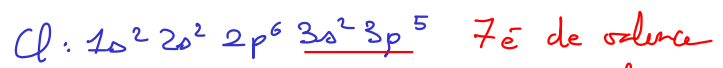
* ion chlore Cl⁻

charge -

$N = 7 + 1 = 8 \text{ e}^- \text{ de valence} \Rightarrow D = 4 \text{ doublets}$



* acide hypochloreux HClO

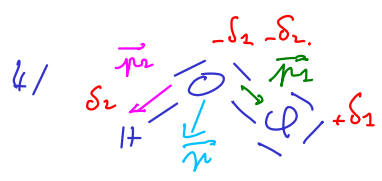


$N = 7 + 6 + 1 = 14 \text{ e}^- \text{ de valence} \Rightarrow D = \frac{N}{2} = 7 \text{ doublets}$



* ion hypochlorite ClO⁻ (chlore actif de l'eau de Javel).

Se déduit de son acide conjugué HClO :



$\chi_O > \chi_{Cl}$
 $\chi_O > \chi_H$ } liaisons polarisées avec $\|\vec{\mu}_2\| > \|\vec{\mu}_1\|$
 car $|\chi_O - \chi_H| > |\chi_O - \chi_{Cl}|$
 (il faudrait aussi considérer la longueur des liaisons)

$\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{\mu} \neq 0$

HClO est polaire.

CH2 - Schéma de Lewis

1. Ion oxonium H_3O^+

O : $1s^2 2s^2 2p^4$ 6 e de valence.

H : $1s^1$ 1 e de valence.

$$N = 3 \times 1 + 6 - 1 = 8 \text{ e}$$

$$\Rightarrow D = \frac{N}{2} = 4 \text{ doublets}$$



2. Phosgène COCl_2

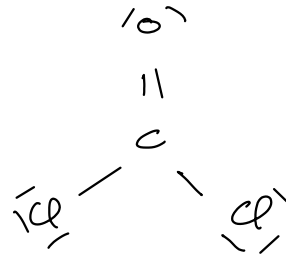
O : $1s^2 2s^2 2p^4$ 6 e de valence

C : $1s^2 2s^2 2p^2$ 4 e de valence

Cl : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 7 e de valence.

$$N = 4 + 6 + 2 \times 7 = 24 \text{ e}$$

$$\Rightarrow D = \frac{N}{2} = 12 \text{ doublets}$$



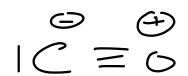
3. Monocycle de carbone CO

O : $1s^2 2s^2 2p^4$ 6 e de valence

C : $1s^2 2s^2 2p^2$ 4 e de valence

$$N = 4 + 6 = 10 \text{ e}$$

$$\Rightarrow D = \frac{N}{2} = 5 \text{ doublets}$$

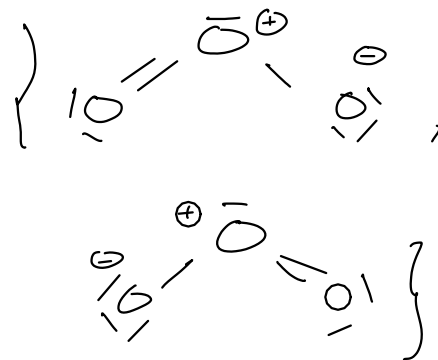


4. Ozone O_3 (non cyclique)

O : $1s^2 2s^2 2p^4$: 6 e de valence

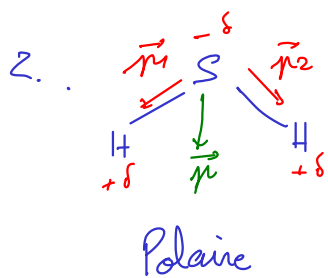
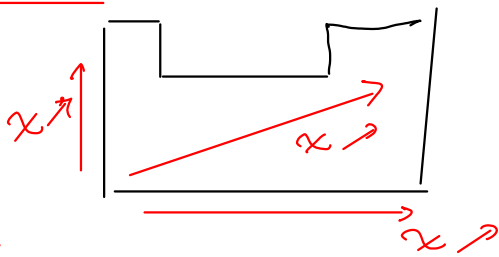
$$N = 3 \times 6 = 18 \text{ e}$$

$$\Rightarrow D = \frac{N}{2} = 9 \text{ doublets}$$



CH3 - Polaire ou apolaire ?

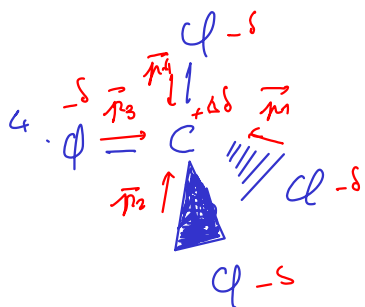
Rappel :



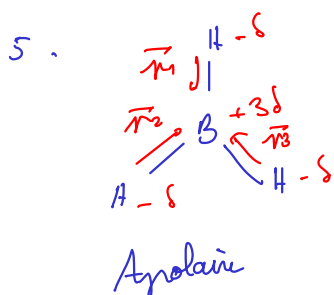
avec $\|\vec{p}_1\| = \|\vec{p}_2\|$

3.
$$- \delta \vec{p}_1 + 2\delta \vec{p}_2 - \delta \vec{p}_3 = \vec{0} \Rightarrow \vec{p} = \vec{p}_1 + \vec{p}_2 = \vec{0}$$

Apolaire

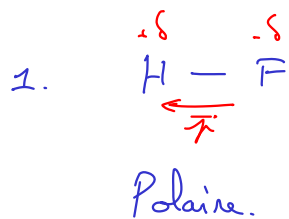


Par symétrie: $\vec{p}_1 + \vec{p}_2 + \vec{p}_3 + \vec{p}_4 = \vec{0}$



$\chi_B < \chi_H \Rightarrow$ liaisons polarisées

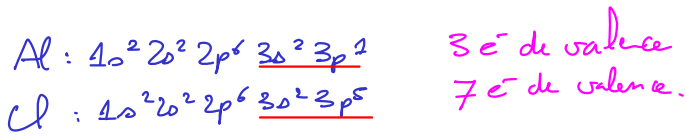
Par symétrie: $\vec{p}_1 + \vec{p}_2 + \vec{p}_3 = \vec{0}$



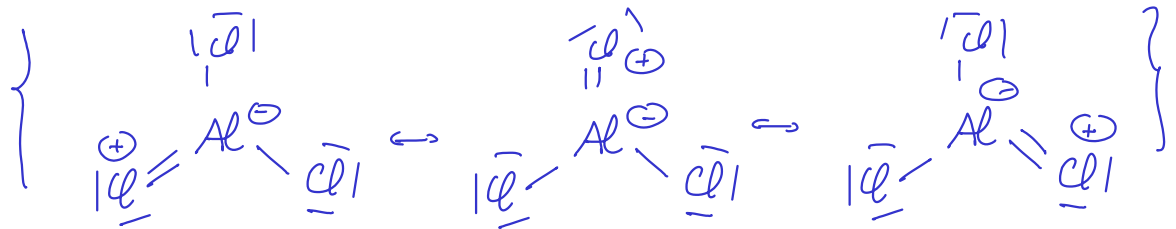
$\chi_F > \chi_H$

CH4 - Structure et propriétés du chlorure d'Aluminium

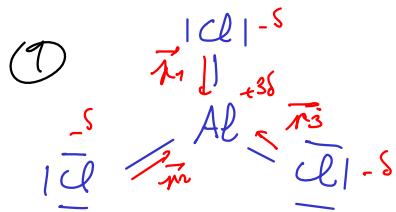
1/ Formule de Lewis de $AlCl_3$



$N = 3 + 3 \times 7 = 24$ e⁻ de valence $\Rightarrow D = \frac{N}{2} = 12$ doublets à placer.



2/ Les liaisons Al-Cl doivent être simples



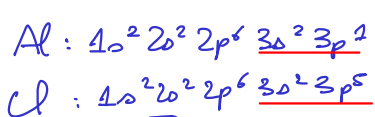
Al ne vérifie pas la règle de l'octet, mais cette forme est plus stable que la précédente!



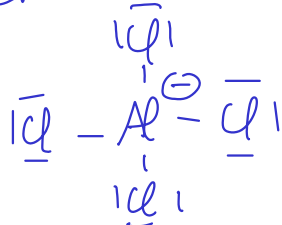
La règle de l'octet est respectée mais les charges formelles déstabilisent. molécule d'autant plus que Cl est chargé \oplus alors que $\chi_{Cl} > \chi_{Al}$!

Finalement, c'est la forme ① qui est la plus stable !

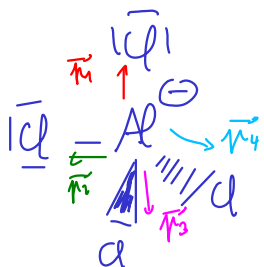
4/ Formule de Lewis de $[AlCl_4]^-$



3 e⁻ de valence } $\Rightarrow N = 4 \times 7 + 3 + 1 = 32$ e⁻
 7 e⁻ de valence. } $\Rightarrow D = \frac{32}{2} = 16$ doublets.



Charge \ominus sur Al : défavorable
 Al vérifie la règle de l'octet : favorable
 \hookrightarrow explique la formation de ce complexe.

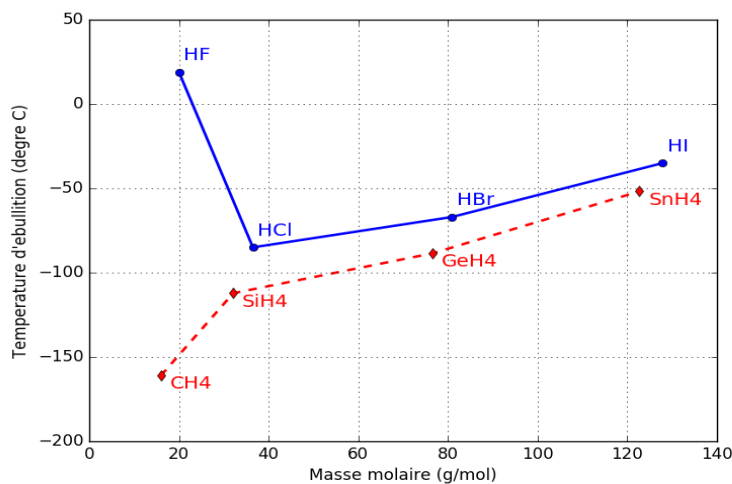


Moment dipolaire $\vec{\mu}$? $\chi_{Cl} > \chi_{Al}$

$\vec{\mu} = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 + \vec{\mu}_4 = \vec{0}$ par géométrie/symétrie de la molécule.

$[AlCl_4]^-$ est apolaire.

CH5 - Température de transition de phase



1/ Discussion de HF plus loin.

On lit:

$$T_{eb}(HCl) > T_{eb}(SiH_4) \quad (1)$$

$$T_{eb}(HBr) > T_{eb}(GeH_4) \quad (2)$$

$$T_{eb}(HI) > T_{eb}(SnH_4) \quad (3)$$

(1). HCl et SiH₄ ne forment pas de liaisons - Hydrogène

• HCl et SiH₄ ont des masses molaires voisines donc de polarisabilité voisines.

→ n'explique pas l'écart en température d'ébullition.

• HCl est polaire, SiH₄ apolaire.

↳ explique pourquoi

$$T_{\text{exp}}(HCl) > T_{\text{exp}}(SiH_4)$$

Le même raisonnement s'applique à (2) et (3) avec un écart en température qui s'amointrit conformément à la décroissance du moment dipolaire permanent : $\|\vec{\mu}(HCl)\| > \|\vec{\mu}(HBr)\| > \|\vec{\mu}(HI)\|$.

2/ Pourquoi $T_{eb}(HCl) < T_{eb}(HBr) < T_{eb}(HI)$. (*)

L'analyse en terme de polarité des molécules conduirait à la conclusion inverse (voir 1/).

De plus, aucune de ces molécule ne forment des liaisons hydrogène.

↳ c'est la polarisabilité → avec la taille de la molécule qui explique l'évolution (*) des températures d'ébullition.

3/ D'après 2/, on attend $T_{eb}(HF) < T_{eb}(HCl)$ or $T_{eb}(HF) \gg T_{eb}(HCl)$

La formation de liaisons - Hydrogène entre molécules de fluorure d'hydrogène HF explique la température d'ébullition anormalement élevée de cette espèce chimique.



CH5 - Extraction par solvant

1/ Solvants protiques : eau, éthanol

Solvants polaires : eau, éthanol, chloroforme, éther

Solvants apolaires : cyclohexane.

2/ Il peut s'établir des liaisons H entre les molécules d'eau et les molécules d'éthanol. c'est pourquoi l'éthanol est miscible avec l'eau

3.1. I_2 est aqueux. le solvant extracteur doit être :

- tel que I_2 y est bien plus soluble que dans l'eau
- non miscible avec l'eau
- le moins toxique et dangereux possible.

~~Ethanol~~

Ether

Chloroforme

Cyclohexane

On choisit le cyclohexane (éventuellement l'éther si on veut extraire beaucoup de diode avec peu de solvant).

3.2. / Voir poly de cours