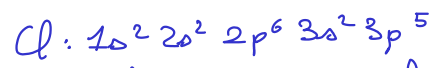


CH1 - 1^{er} élément chlore

1/ Cl (Z=17).

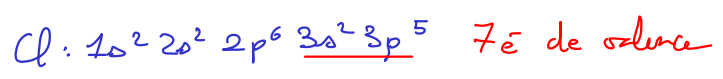


2.1/ Le chlore est un halogène.

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

3/ Formule de Lewis

* dichlore Cl₂



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



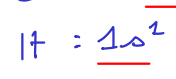
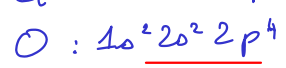
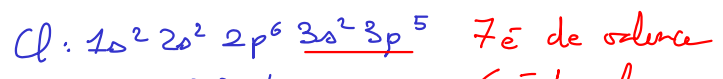
* ion chlore Cl⁻

charge -

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



* acide hypochloreux HClO

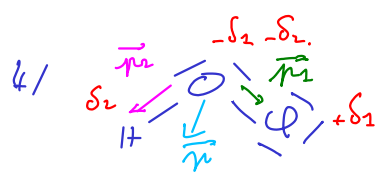


$N = 7 + 6 + 1 = 14 \text{ e}^- \text{ de valence} \Rightarrow D = \frac{N}{2} = 7 \text{ doublets}$



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

Se déduit de son acide conjugué HClO :



$\chi_O > \chi_{Cl} > \chi_H$
 Liasons 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)

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

HCl 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.

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

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



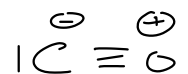
3. Monocycle de carbone CO

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

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

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

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

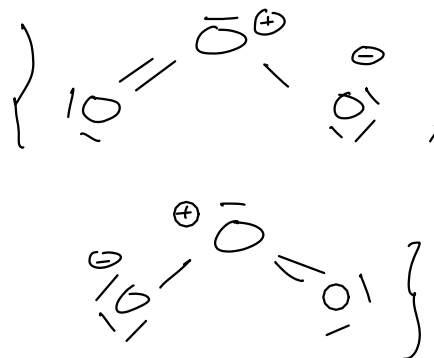


4. Ozone O_3 (non cyclique)

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

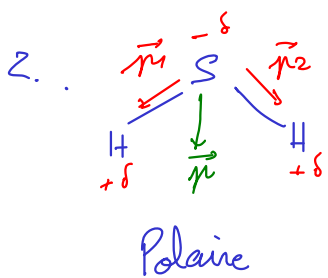
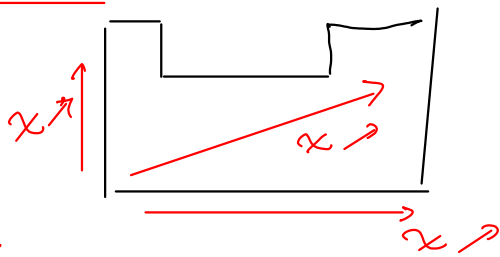
$$N = 3 \times 6 = 18 \text{ e}$$

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



CH3 - Polaire ou apolaire ?

Rappel :

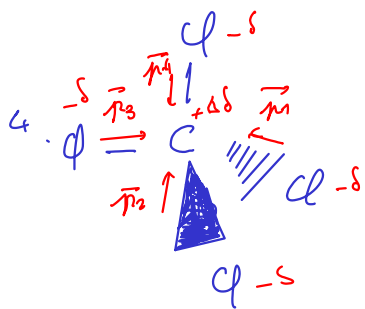


avec $\|\vec{\mu}_1\| = \|\vec{\mu}_2\|$

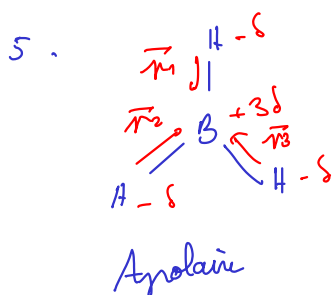
3.
$$- \delta \vec{\mu}_1 + 2\delta \vec{\mu}_2 - \delta \vec{\mu}_3 = \vec{0}$$
 avec $\|\vec{\mu}_1\| = \|\vec{\mu}_2\|$

$$\vec{0} = N = \vec{0} \Rightarrow \vec{\mu} = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 = \vec{0}$$

 Apolaire

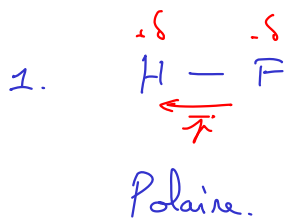


Par symétrie: $\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 + \vec{\mu}_4 = \vec{0}$



$\chi_B < \chi_H \Rightarrow$ liaisons polarisées

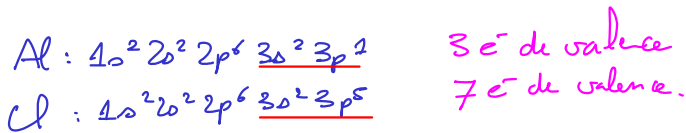
Par symétrie: $\vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 = \vec{0}$



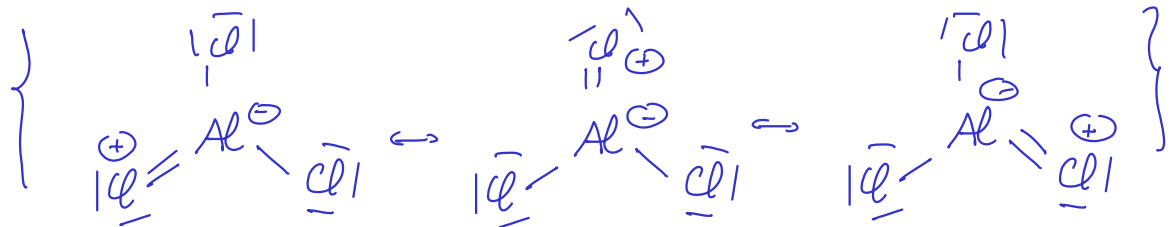
$\chi_F > \chi_H$

CH4 - Structure et propriétés du chlorure d'Aluminium

1/ Formule de Lewis de $AlCl_3$

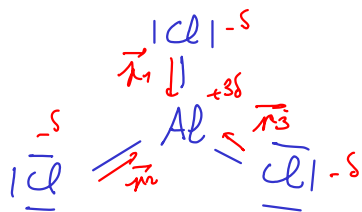


$N = 3 + 3 \times 7 = 24$ e⁻ de valence $\Rightarrow D = \frac{N}{2} = 12$ doublets à placer.



Rem. .. la règle de l'octet est respectée mais les charges formelles déstabilise la molécule et autant plus que Cl est chargé \oplus alors que $\chi_{Cl} > \chi_{Al}$!
 bon

2/ Les liaisons Al-Cl doivent être identiques.



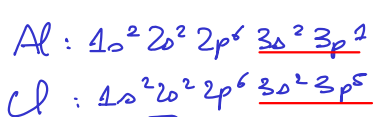
Al ne vérifie pas la règle de l'octet, mais cette forme est plus stable que la précédente!

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

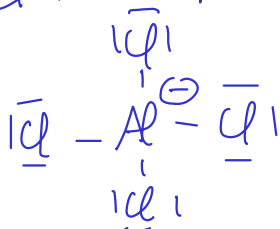
$\vec{\mu} = \vec{\mu}_1 + \vec{\mu}_2 + \vec{\mu}_3 = \vec{0}$ par géométrie/symétrie de la molécule.

$AlCl_3$ est apolaire.

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

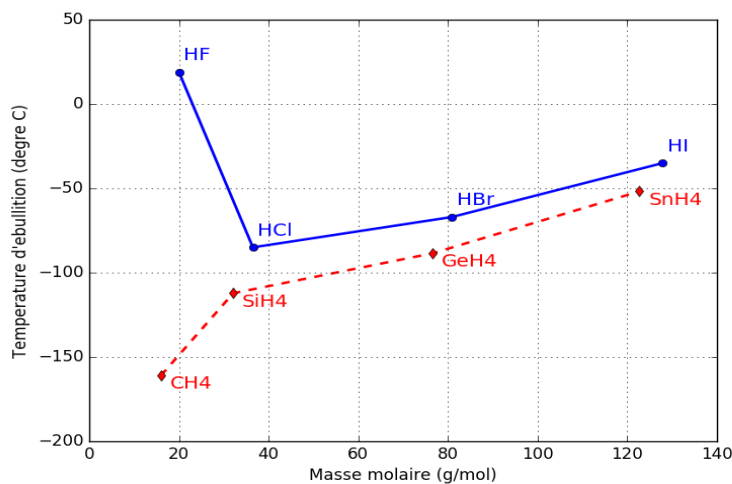


3 e⁻ de valence } $\Rightarrow N = 4 \times 7 + 3 + 1 = 32$ e⁻
 7 e⁻ de valence. } $\Rightarrow D = \frac{32}{2} = 16$ doublets.



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

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 des polarisabilités voisines.

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

• HCl est polaire, SiH₄ apolaire.

↳ explique pourquoi

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

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

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

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

De plus, aucune de ces molécules 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'ether si on veut extraire beaucoup de diode avec peu de solvant).

3.2. / Voir poly de cours