

Chapitre 2 : Liaisons chimiques

- LIAISONS COVALENTES ($\Delta EN < 2$) → simples : chacun des atomes fournit 1 électron
 → multiples : mise en commun de plsr électrons
 → datives : 1 atome apporte les 2 électrons, l'autre a une lacune électronique
- LIAISONS IONIQUES ($\Delta EN > 2$) : transfert total d'électrons du plus petit EN vers le plus grand EN
- LIAISONS FAIBLES ($E < 40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) :
 - Liaisons de Van Der Waals ($0 < E < 20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) :
 - Keesom : 2 dipôles permanents $E_K = -K_K \left(\frac{\mu_A \cdot \mu_B}{T \cdot r^6} \right)$
 - Debye : 1 dipôle permanent + 1 dipôle instantané $E_D = -K_D \left(\frac{\mu_A^2 \cdot \alpha_B}{T \cdot r^6} \right)$
 - London : 1 dipôle instantané + 1 dipôle induit $E_L = -K_L \left(\frac{\alpha_A \cdot \alpha_B}{r^6} \right)$
 - Liaisons H ($10 < E < 30 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) : entre un H lié à un atome électronégatif et doublet non liant d'un autre atome électronégatif, peut être intra ou intermoléculaire.
 ⇒ augmentation température fusion, température ébullition, viscosité ...

$$\text{Nbr global de dbllts} = \frac{\sum e^- \text{ de valence} - \text{charge molécule}}{2}$$

- Moment dipolaire → dans une liaison covalente polaire : $\|\vec{\mu}\| = |\mathbf{e} \times \delta| \times d$
 → dans une liaison ionique : $\|\vec{\mu}\| = |\mathbf{e}| \times d$
 Pour μ en $\text{C} \cdot \text{m}^{-1}$: $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ et d en m
 Pour μ en Debye : $e = 4,8$ et d en Å
 → $\mu_{\text{réel}} = \delta \times \mu_{\text{ionique}}$
 → $\%i = \frac{\mu_{\text{réel}}}{\mu_{\text{ionique}}} \times 100 = \frac{\mu_{\text{réel}}}{4,8 \times d} \times 100$
- ATTENTION : Pour les atomes des 2 premières périodes : RESPECT DE LA REGLE DE L'OCTET
 Pour $n > 2$, hypervalence possible mais il faut :
 → éviter un trop grand nombre de charges partielles
 → charge négative sur l'atome le plus électronégatif

m+n	Géométrie de base	AX _m En	Forme géométrique	Angle de valence (α)	Exemple
2	Linéaire	AX ₂	Linéaire	180°	CO ₂
3	Triangulaire plane	AX ₃	Triangulaire plane	120°	BF ₃
3	Triangulaire plane	AX ₂ E	Coudée ou angulaire	<120°	O ₃
4	Tétraédrique	AX ₄	Tétraédrique	109°28'	CH ₄
4	Tétraédrique	AX ₃ E	Pyramide trigonale	<109°28'	NH ₃
4	Tétraédrique	AX ₂ E ₂	Coudée ou angulaire	<<109°28'	H ₂ O
5	Bipyramide trigonale	AX ₅	Bipyramide trigonale	120° et 90°	PF ₅
5	Bipyramide trigonale	AX ₄ E (dblts non liant en équatorial)	SF ₄		SF ₄
5	Bipyramide trigonale	AX ₃ E ₂ (dblts non liant en équatorial)	T		ICl ₃
5	Bipyramide trigonale	AX ₂ E ₃ (dblts non liant en équatorial)	Linéaire	180°	XeF ₂
6	Octaédrique	AX ₆	Octaédrique	90°	SF ₆

6	Octaédrique	AX ₅ E (dblt non liant en axial)	Pyramide à base carrée		BrF ₅
6	Octaédrique	AX ₄ E ₂ (dblt non liant en axial)	Plane carrée		XeF ₄

- Théorie des Orbitales Moléculaires : →OM liantes : En phase
→OM antiliantes : Plan nodal, opposition de phase

$$NI = \frac{nb\ d'e^- \text{ OM liantes} - nb\ d'e^- \text{ OM antiliantes}}{2}$$

NI désigne le nombre de liaisons : exemples → si NI=1 → liaison simple

→ si NI=2 → liaison double ...

Si NI ↗ : → E_{diss} ↗

→ longueur liaison ↘