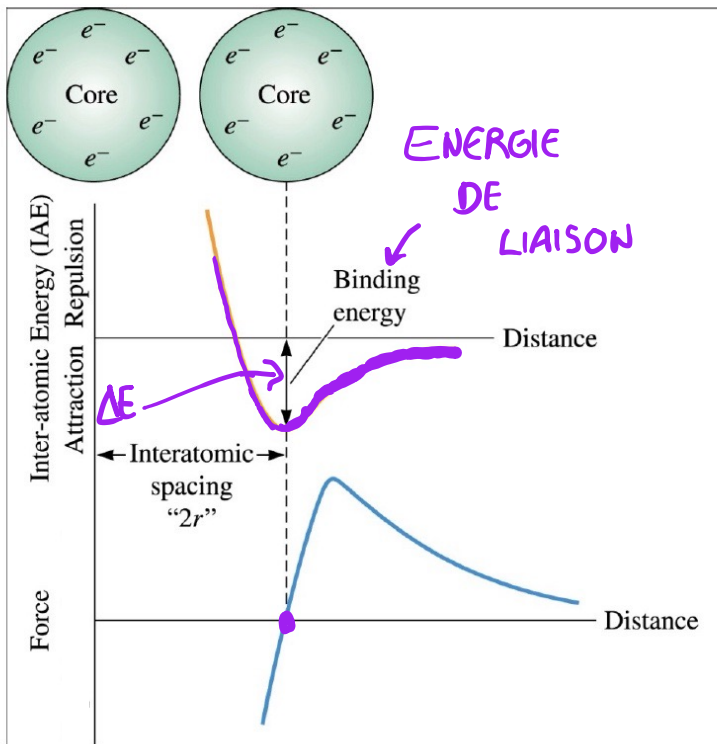
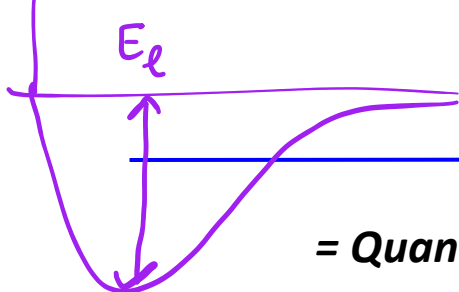


# Energie de liaison

Energie interatomique minimale, correspond à une force nulle entre les atomes



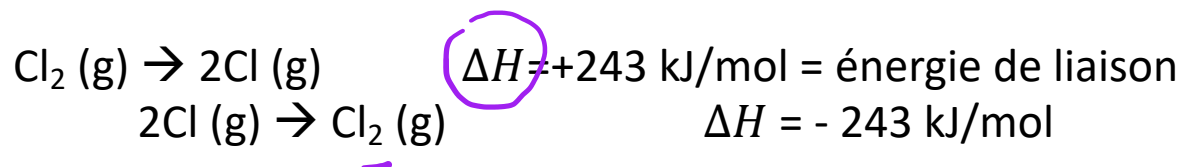
liaison	énergie de liaison (Kcal/mol)	kJ/mol
ionique	150 - 370	600-1600
covalente	25 - 300	100-1200
métallique	25 - 200	100-800
Van der Waals	< 10	< 40



## Energie de liaison

**= Quantité d'énergie nécessaire pour briser une liaison chimique!**

- Pour une molécule simple, comme Cl-Cl gazeux, il y a une relation directe entre l'enthalpie (la chaleur) de réaction pour former ou briser la molécule, et son énergie de liaison:



- Ce sont les mêmes! (On verra l'enthalpie dans le cours "Thermodynamique")
- On peut donc trouver, dans certains cas simples (gaz), l'énergie de liaison d'une molécule en mesurant la chaleur dégagée ou absorbée lors d'une réaction chimique (*calorimétrie*)

# Résumé

---

- Certaines propriétés atomiques reviennent périodiquement lorsqu'on examine les éléments par ordre croissant de numéro atomique
  - Rayon atomique
  - Rayon ionique
  - L'énergie d'ionisation
  - L'affinité électronique
  - L'électronégativité
- L'équation chimique d'une réaction s'écrit à partir des symboles des éléments ou des formules des composés qui participent à la réaction. La mole est la grandeur adaptée au travail en chimie → la constante d'Avogadro
- Les coefficients stœchiométriques sont introduits pour **équilibrer** les réactions : même nombre d'atomes de chaque élément de part et d'autre de la flèche
- La loi des gaz parfaits:  $pV = nRT$
- Les liaisons chimiques: Les forces d'attraction et de repulsion entre deux atomes se superposent: Au point où les deux forces se compensent, l'énergie potentielle a un minimum

# Constante de gaz parfait R

$$PV = nRT$$

$$1 \text{ atm} = 1.013 \text{ bar} = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$$

R	V	P	T	n
0.0821 L.atm.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup>	L	atm	K	mol
0.0831 L.bar.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup>	L	bar	K	mol
8.314 L.kPa.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup>	L	kPa	K	mol
8.314 J.K <sup>-1</sup> .mol <sup>-1</sup>	m <sup>3</sup>	Pa	K	mol

Pour n= 1 mol, T = 273.15 K, P =1 atm

On calcule  $V = nRT/P = (1 \text{ mol} * 0.0821 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} * 273.15 \text{ K}) / 1 \text{ atm} = 22.4 \text{ L}$

ou  $V = nRT/P = (1 \text{ mol} * 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} * 273.15 \text{ K}) / 1.013 \times 10^5 \text{ Pa} = 2.24 \times 10^{-2} \text{ m}^3$

1 J = 1 Nm et 1 Pa = 1 N/m<sup>2</sup>

## Les liaisons chimiques

Arianna Marchioro

# Les différentes liaisons

---

- Mis en présence les uns avec les autres, les atomes peuvent se lier par les électrons de différents manières.
- On distingue 4 types de liaisons:
  1. Ionique
  2. Covalente
  3. Métallique
  4. Intermoléculaire (Van der Waals, Hydrogène)
- Les électrons de valence jouent un rôle fondamental dans les liaisons chimiques!

Référence: Hill1, chap. 6.1 – 6.4; 6.6 – 6.8; chap. 7.1 – 7.8; chap. 8.5 – 8.6, 8.11

# Electronégativité

---

- Pouvoir électro-attracteur d'un atome lorsqu'il est **engagé dans une liaison** avec d'autres atomes
- Echelle arbitraire proposée par Linus Pauling allant de 0 à 4

**ATTENTION!**

**Electronégativité  $\neq$  affinité électronique!!!**

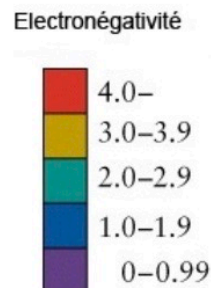
**Affinité électronique:** Énergie associée à la fixation d'un électron par un atome en phase gazeuse (stabilité relative de l'anion par rapport à l'atome neutre)

- Mais il y a les mêmes tendances ~~entre~~ les deux!

*pour*

*quantités*

## Électronégativité augmente





# Type de liaisons

- L'électronégativité est fonction de l'énergie d'ionisation et de l'affinité électronique.
  - L'atome ayant la plus grande électronégativité a tendance à tirer les électrons liants vers lui
  - La densité électronique est donc déplacée du milieu de la liaison vers l'atome le plus électronégatif

Electronegativity difference, $\Delta\chi$			Bond
$\Delta\chi < 0.4$			covalent
$0.4 < \Delta\chi < 1.7$			polar covalent
$\Delta\chi > 1.7$			ionic

$\Delta\chi = 0.2$

0.4

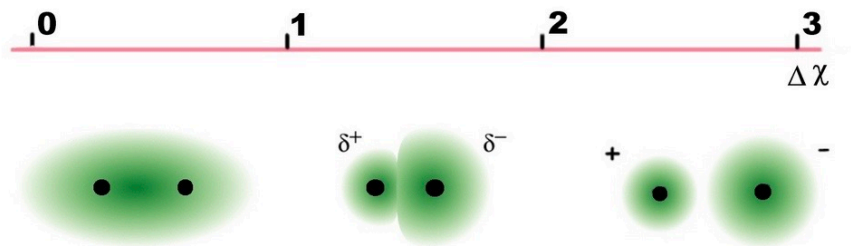


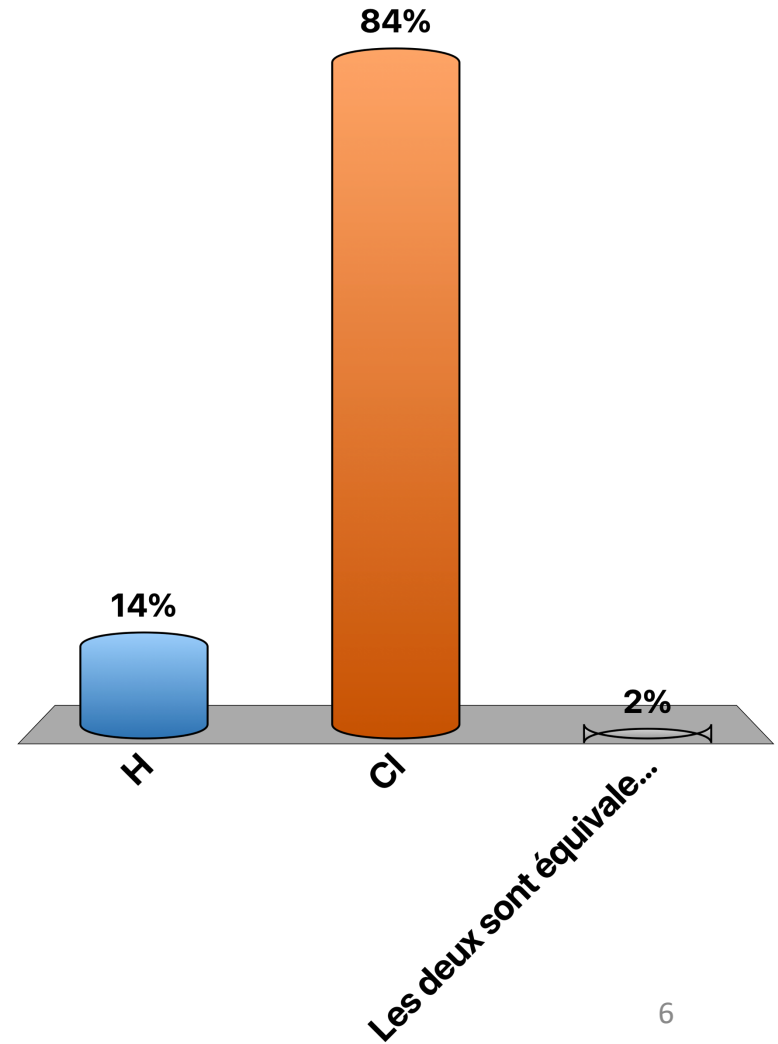
Figure 12.4.3: Range of Bonds Polarity based on difference of Electronegativites

Dans la molécule HCl, quel atome est le plus électronégatif?

- A. H
- B. Cl
- C. Les deux sont équivalents

<http://responseware.eu>

SESSION ID: mse101b



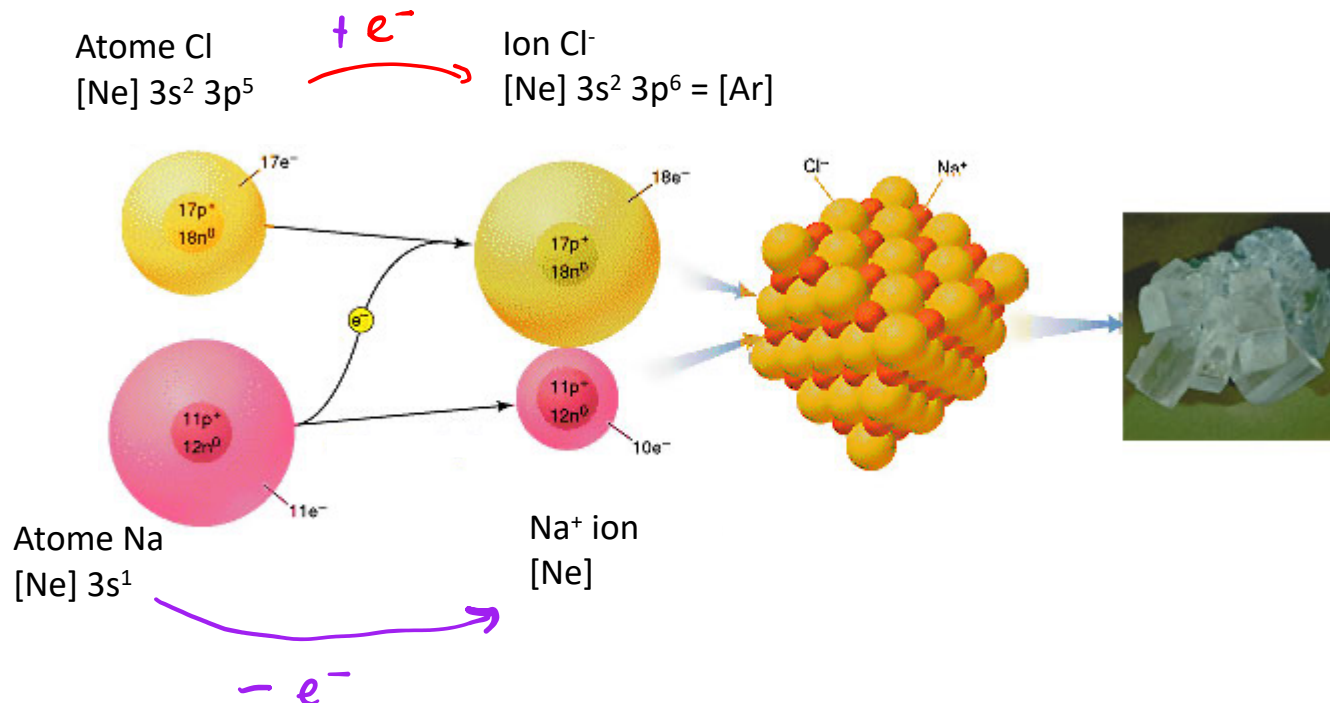
# Liaison ionique



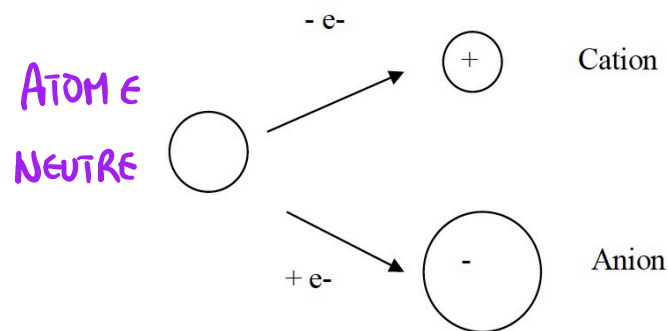
Liaison entre **deux ions** de signe opposé.  
Passage d'électrons de l'atome chargé positivement vers l'atome chargé négativement.

**Grande différence d'électronégativité ( $\Delta\chi > 1.7$ )**

**Liaison décrite par lois simples de l'électrostatique**



# Rayon ionique

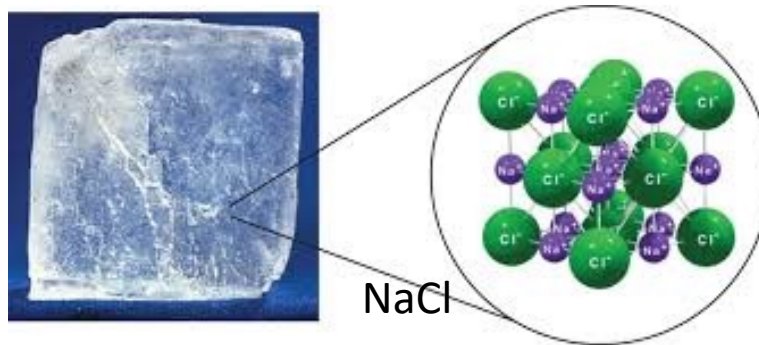


tailles des atomes et de leurs

cations						anions			
Group 1A		Group 2A		Group 3A		Group 6A		Group 7A	
Li <sup>+</sup>	Li	Be <sup>2+</sup>	Be	B <sup>3+</sup>	B	O	O <sup>2-</sup>	F	F <sup>-</sup>
0.68	1.34	0.31	0.90	0.23	0.82	0.73	1.40	0.71	1.33
Na <sup>+</sup>	Na	Mg <sup>2+</sup>	Mg	Al <sup>3+</sup>	Al	S	S <sup>2-</sup>	Cl	Cl <sup>-</sup>
0.97	1.54	0.66	1.30	0.51	1.18	1.02	1.84	0.99	1.81
K <sup>+</sup>	K	Ca <sup>2+</sup>	Ca	Ga <sup>3+</sup>	Ga	Se	Se <sup>2-</sup>	Br	Br <sup>-</sup>
1.33	1.96	0.99	1.74	0.62	1.26	1.16	1.98	1.14	1.96
Rb <sup>+</sup>	Rb	Sr <sup>2+</sup>	Sr	In <sup>3+</sup>	In	Te	Te <sup>2-</sup>	I	I <sup>-</sup>
1.47	2.11	1.13	1.92	0.81	1.44	1.35	2.21	1.33	2.20

# Propriétés des composés ioniques

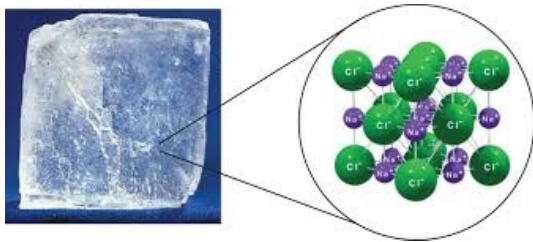
- Arrangements d'anions et de cations assemblés en **réseaux réguliers** pour donner le système d'énergie minimale
- Énergie de liaisons forte  $\sim 1000 \text{ kJ/mol}$
- Points de fusion élevés
- Très souvent: Solubles dans l'eau, insolubles dans les solvants organiques
- Conduisent **l'électricité** en solution aqueuse



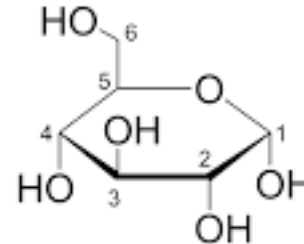
# Propriétés des composés ioniques

## Expérience : conductibilité électrique des solutions

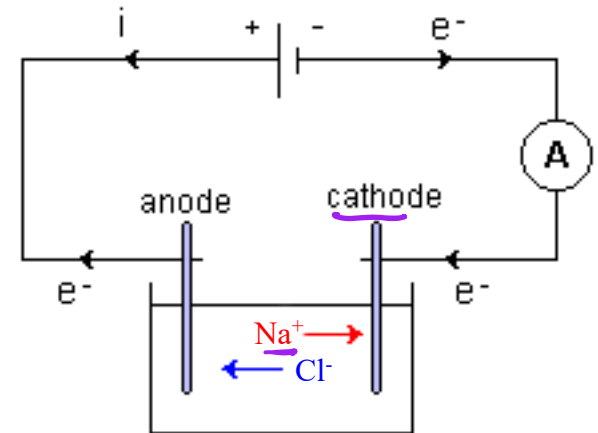
NaCl



Glucose (non ionique)



- Dans les fils, les électrons conduisent le courant
- En solution, les porteurs de charge sont les cations et les anions (pas d'e⁻ tout seuls!)
- Les **anions** se déplacent vers l'**anode**, électrode reliée au pôle + du générateur
- Les **cations** se déplacent vers la **cathode**, électrode reliée au pôle - du générateur
- Le sucre ne forme pas d'ions, donc le courant est nul

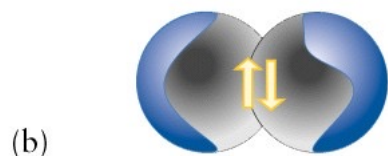


# La théorie des orbitales moléculaires

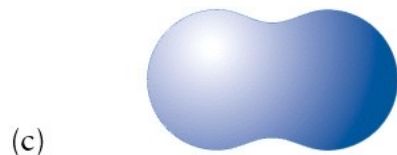
## Formation d'une molécule de $H_2$



(a) Deux atomes d'hydrogène se rapprochent l'un de l'autre, ils renferment chacun un électron dans l'orbitale 1s



(b) À une certaine distance, les orbitales commencent à se chevaucher : La région de recouvrement contient alors 2 électrons de spins opposés

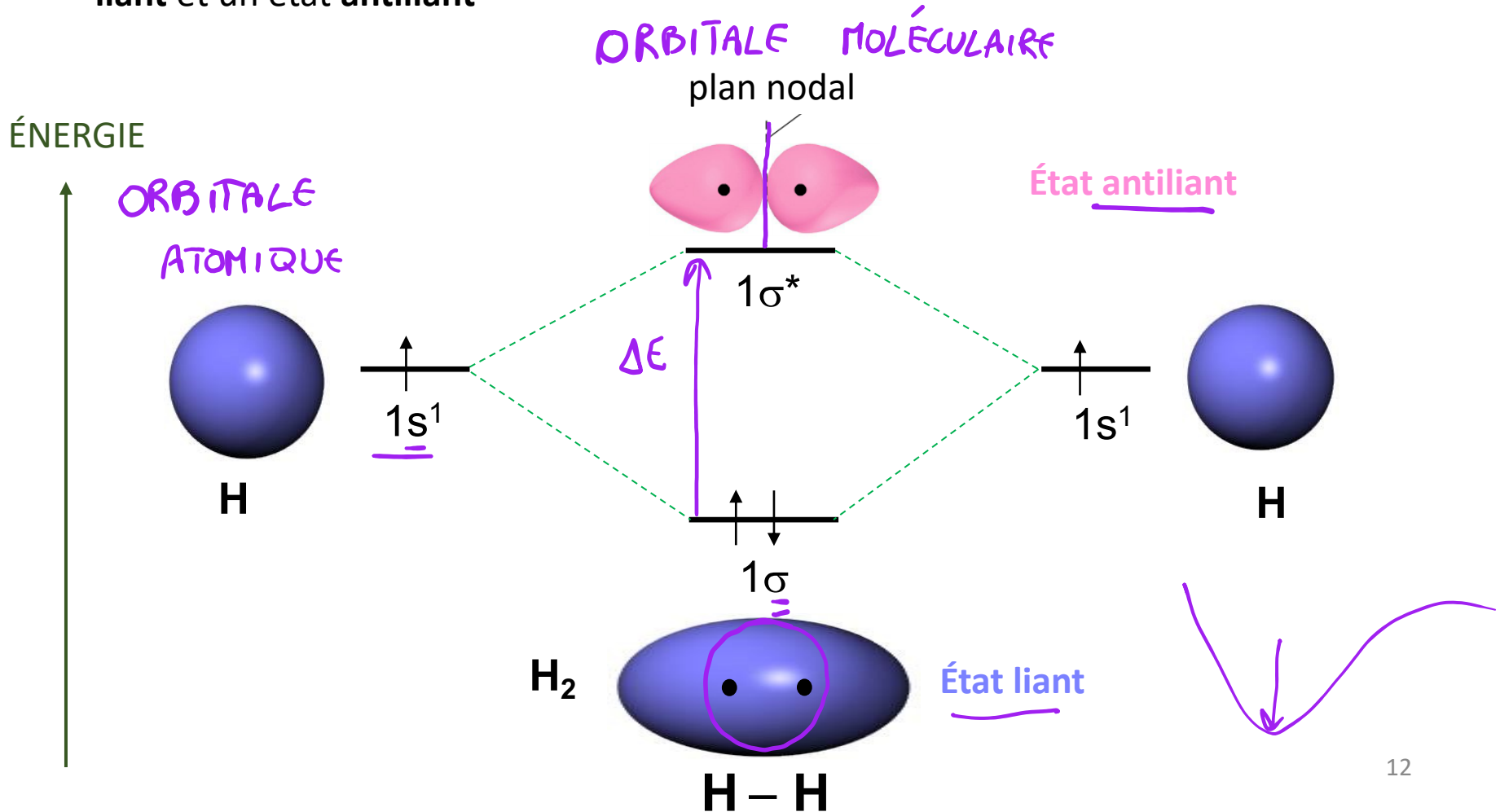


(c) Augmentation de la densité électronique dans la région située entre les 2 noyaux : maintient ensemble les 2 noyaux.

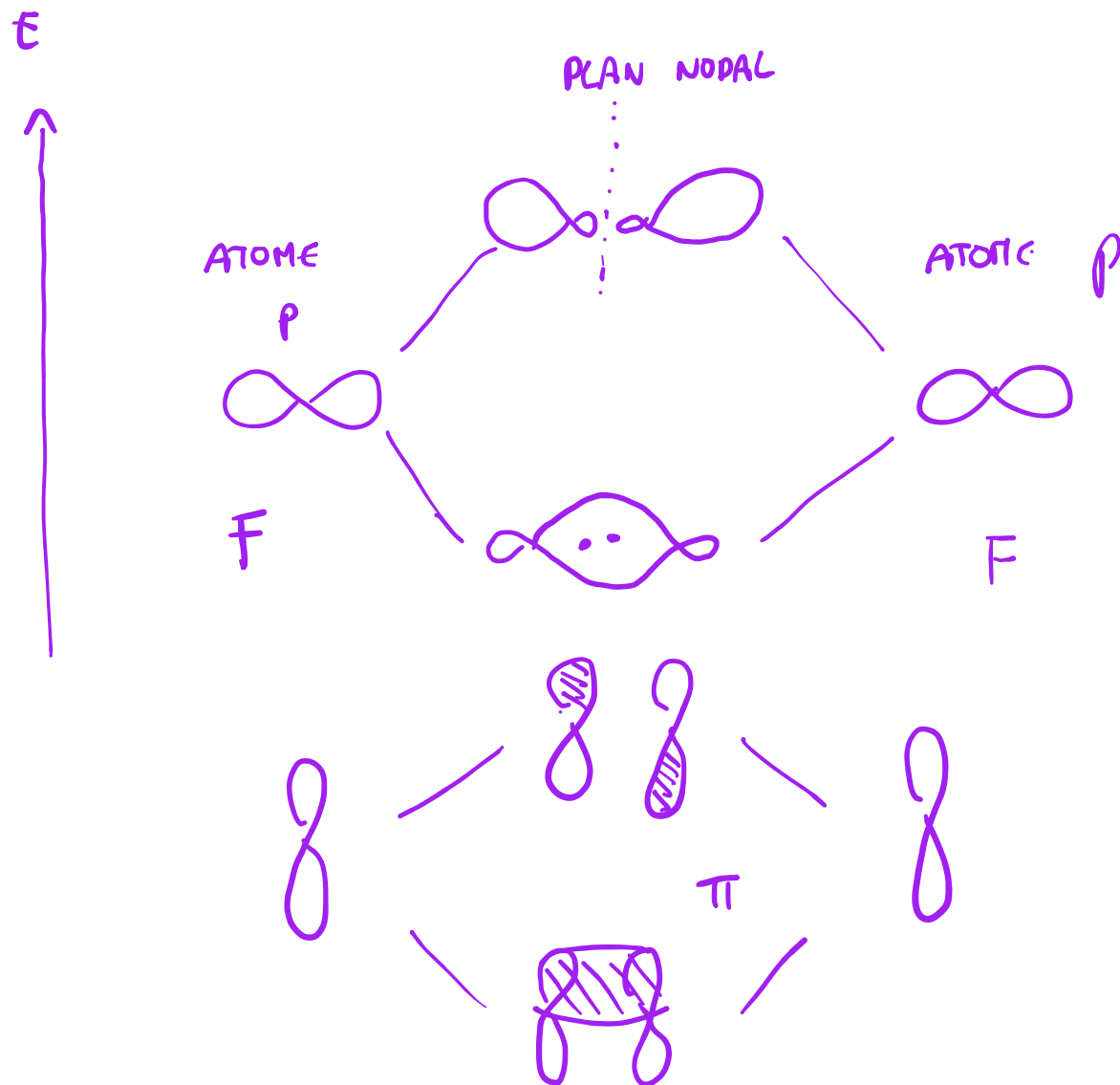
- **Les électrons célibataires des atomes permettent la formation de liaisons chimiques!**
- La géométrie moléculaire est déterminée par l'orientation spatiale des orbitales atomiques qui prennent part aux liaisons

# Liaison covalente

- 2 atomes de même nature, tels que H ou O, n'ont pas de raison de donner ou capter un électron
- Ils vont « mettre en commun » leurs électrons en **combinant leur orbitales**, en un état **liant** et un état **antiliant**

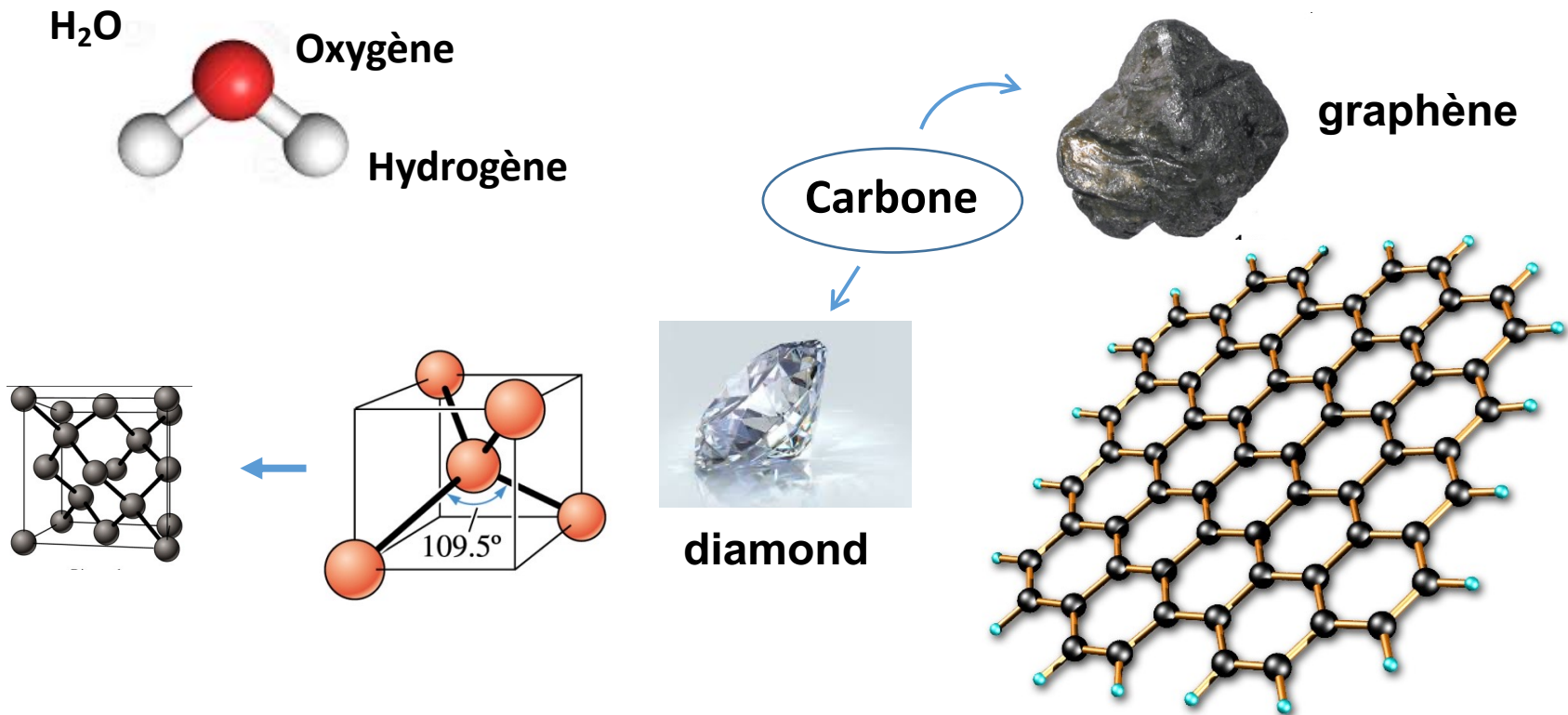






# Liaison covalente

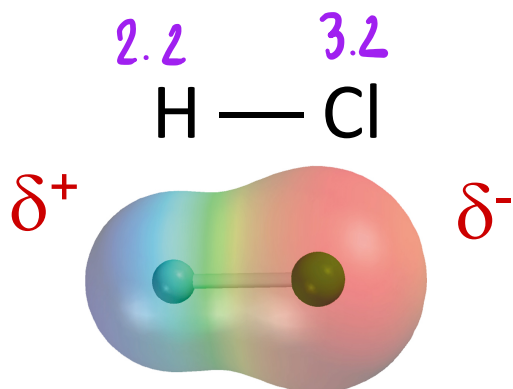
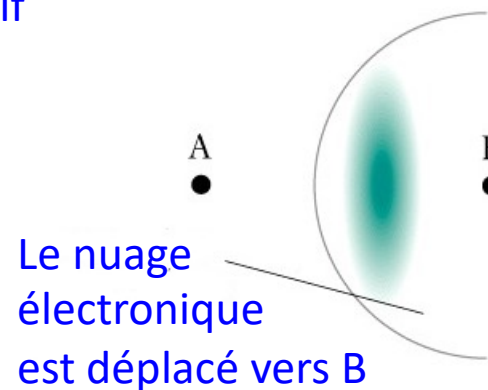
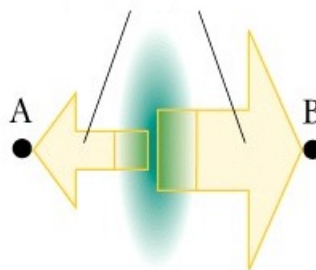
- La liaison covalente existe aussi entre deux atomes possédant des électronégativité proches ( $\Delta\chi < 1.7$ )
- La paire d'électrons de liaison est alors partagée entre les des deux atomes = **doublet liant**



# Liaisons covalentes polaires et non polaires

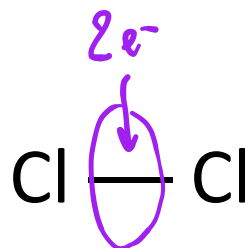
Nous avons vu que la force électro-attractrice d'un atome engagé dans une liaison est quantifiée par son **électronégativité**:

Pouvoir  
électroattracteur relatif



$$\Delta\chi = 3.2 - 2.2 = 1$$

Liaison polaire



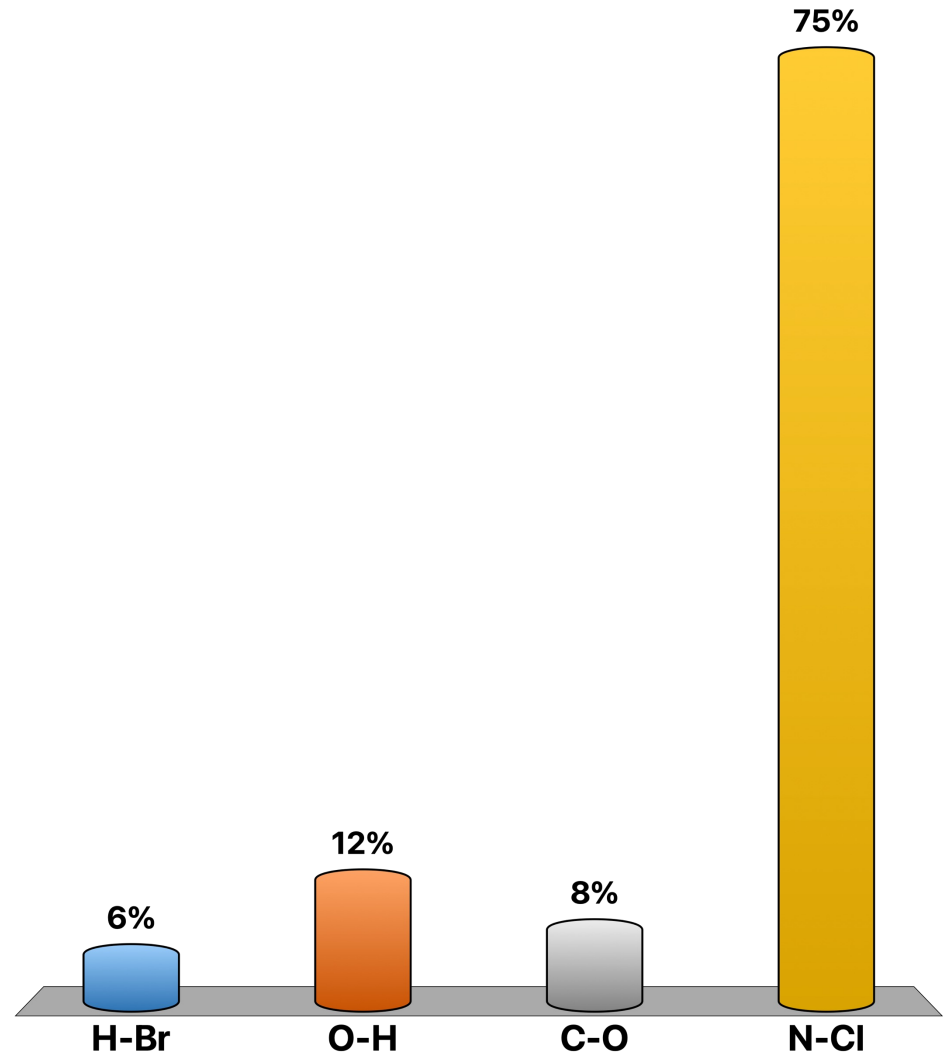
$$\Delta\chi = 0$$

Liaison non polaire

L'atome ayant la plus grande électronégativité a tendance à tirer les électrons liants vers lui!

Quelle est la liaison la moins polaire parmi ce choix?

- A. H-Br
- B. O-H
- C. C-O
- D. N-Cl



# Moment dipolaire

- Défini pour les liaisons polaires covalentes:

$$\mu = r \cdot \delta \text{ [C} \cdot \text{m]}$$

$\delta^+$  = atome le moins  
électronégatif

$\delta^-$  = atome le plus  
électronégatif

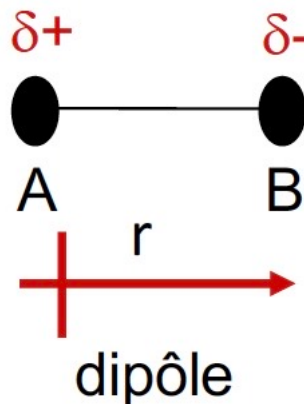
## Charge partielle $\delta$

Réliee au caractère ionique de la liaison  
 $\pm 1$  si le transfert était complet  
Dépend de l'électronégativité

## Exemple:

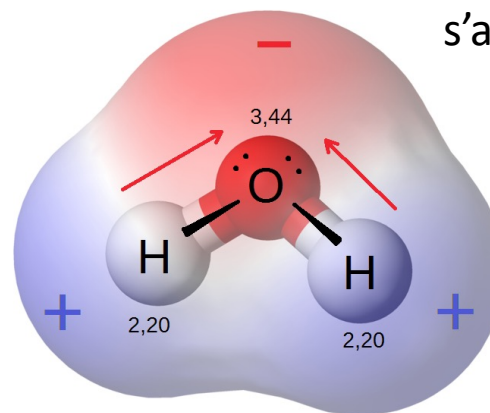
$\mu \text{ (HCl)} = 1.03 \text{ Debye}$

$1\text{D} = 3.34 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$

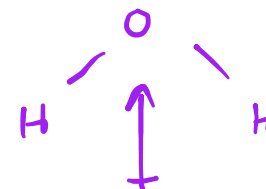


## Convention en chimie:

Du plus au moins!  
On "tire" les électrons!

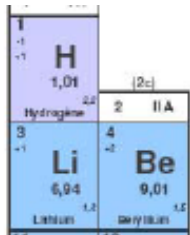


Les vecteurs dipôles  
s'additionnent



# La règle de l'octet (la théorie de Lewis)

- Combinaison **métaux – non métaux**: les électrons de valence passent généralement des atomes des métaux aux atomes des non métaux. Des cations et des anions se forment, combinés par des **liaisons ioniques**
- Combinaison **non métaux – non métaux**: les atomes liés partagent un ou plusieurs doublets d'électrons de valence : **liaisons covalentes**
- Lorsqu'ils perdent, reçoivent ou partagent des électrons au cours de la formation de liaisons, les atomes acquièrent généralement la configuration électronique d'un gaz noble (octet ou duet).



1 H 1,01 Hydrogène	2 He 4,00 Hélium
3 Li 6,94 Lithium	4 Be 9,01 Béryllium

→ prennent la configuration électronique de l'hélium ( $1s^2$ )



Règle du duet  
(doublet)

Autres éléments (sauf métaux de transition)

→ Prennent la configuration électronique des autres gaz nobles  $ns^2np^6$

→ Règle de l'octet