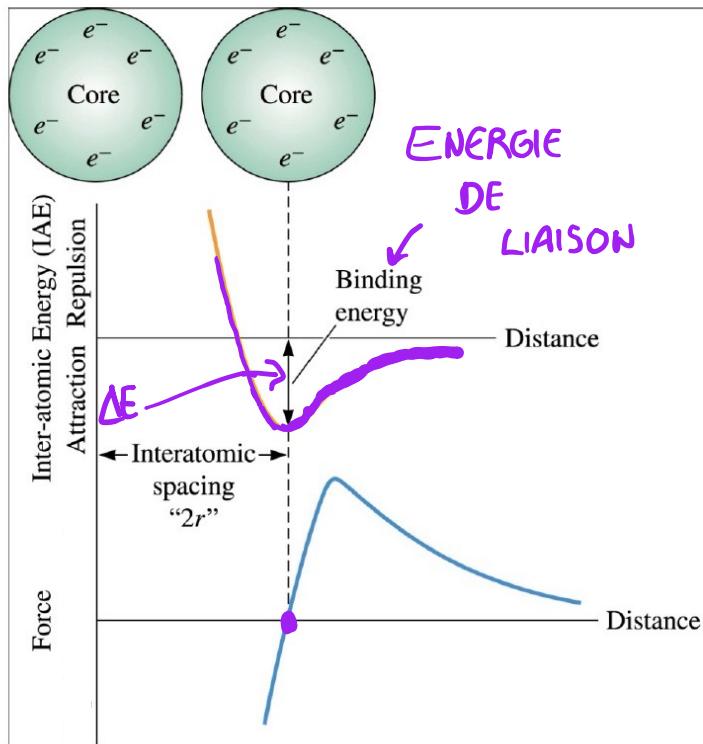
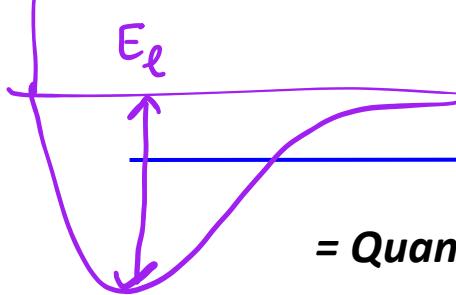


Energie de liaison

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



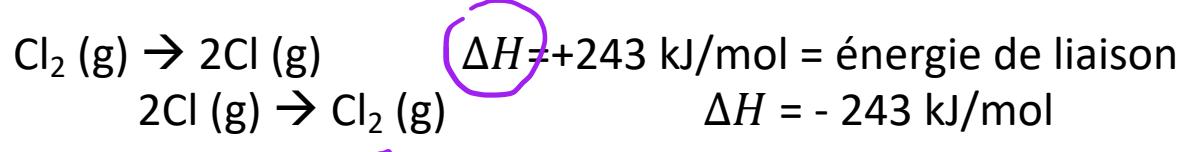
liaison	énergie de liaison (Kcal/mol)	kJ/mol
ionique	150 - 370	600-1600
covalente	25 – 300	100-1200
métallique	25 – 200	100-800
Van der Waals	< 10	< 40



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 ⁻¹ .mol ⁻¹	L	atm	K	mol
0.0831 L.bar.K ⁻¹ .mol ⁻¹	L	bar	K	mol
8.314 L.kPa.K ⁻¹ .mol ⁻¹	L	kPa	K	mol
8.314 J.K ⁻¹ .mol ⁻¹	m ³	Pa	K	mol

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

On calcule V= nRT/P = (1 mol * 0.0821 L atm K⁻¹ mol⁻¹ *273.15 K)/ 1 atm= 22.4 L

ou V= nRT/P = (1 mol * 8.314 J K⁻¹ mol⁻¹ *273.15 K)/ 1.013 10⁵ Pa = 2.24 10⁻² m³

1 J = 1 Nm et 1 Pa = 1 N/m²

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)

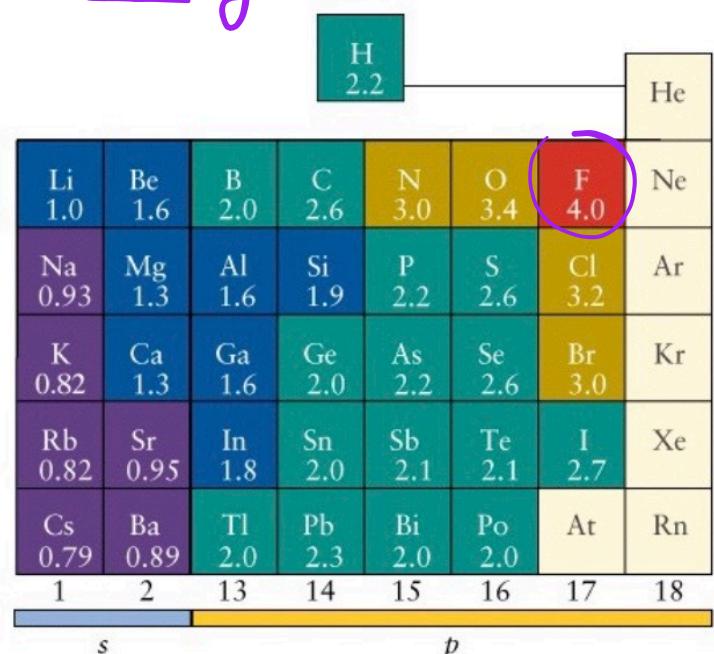
- Mais il y a les mêmes tendances ~~entre~~ les deux!

entre les deux:
pour quantités

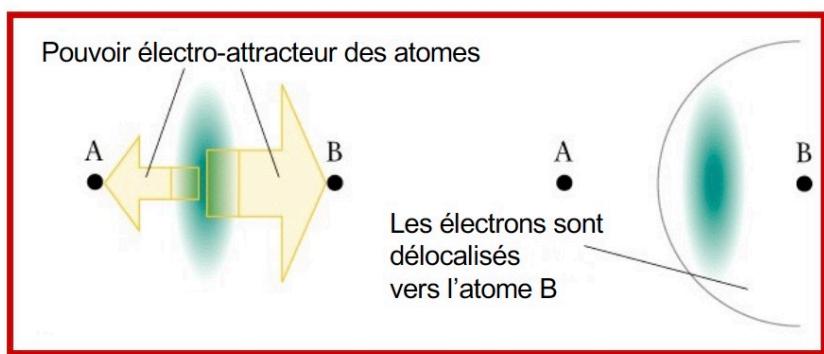
Electronégativité

Echelle de Pauling

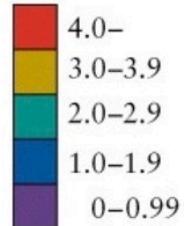
Électronégativité augmente



Électronégativité augmente



Electronégativité



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

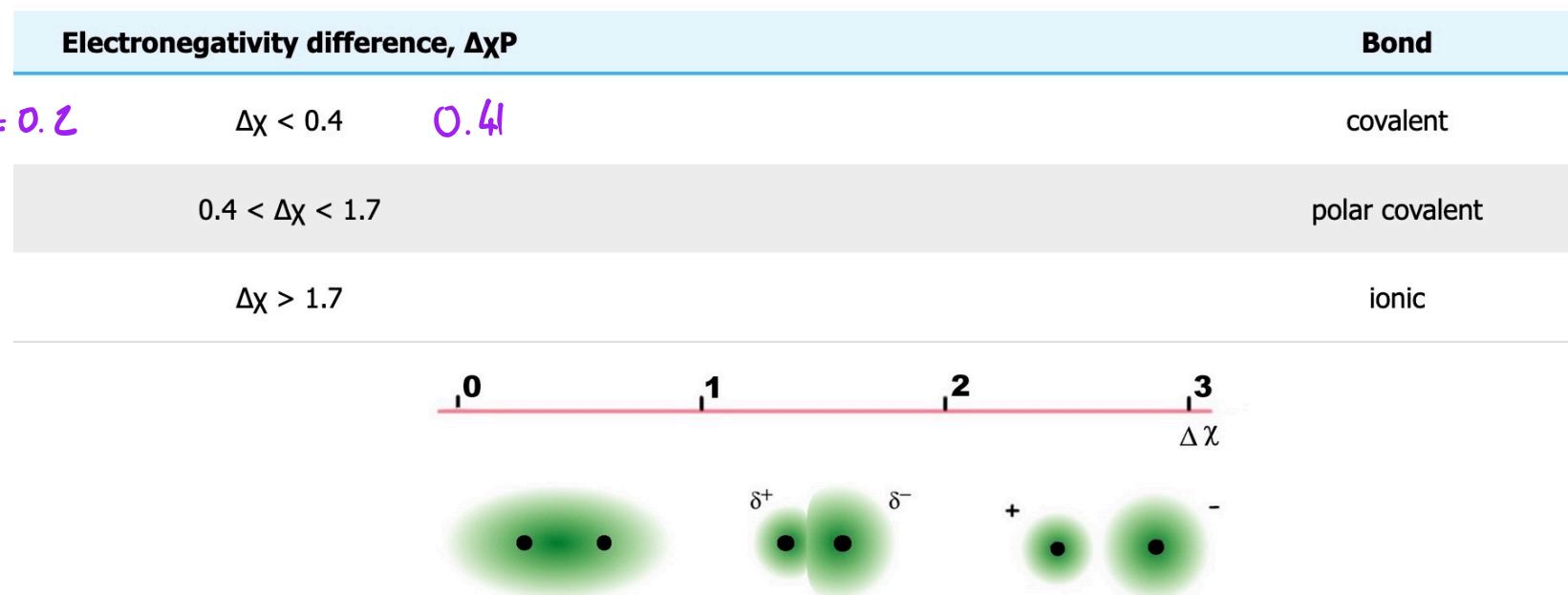


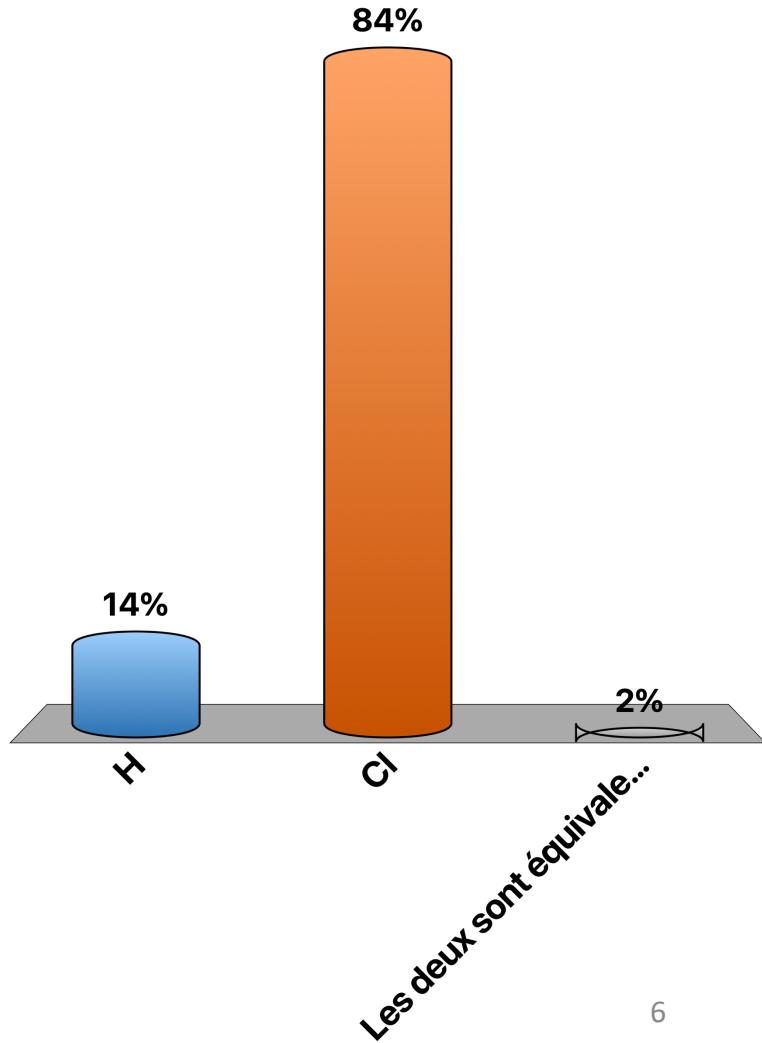
Figure 12.4.3: Range of Bonds Polarity based on difference of Electronegativites

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

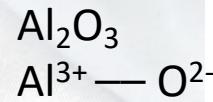
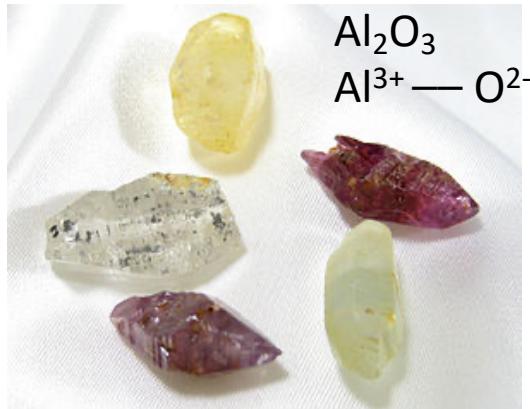
- A. H
- B. Cl
- C. Les deux sont équivalents

<http://responseware.eu>

SESSION ID: mse101b

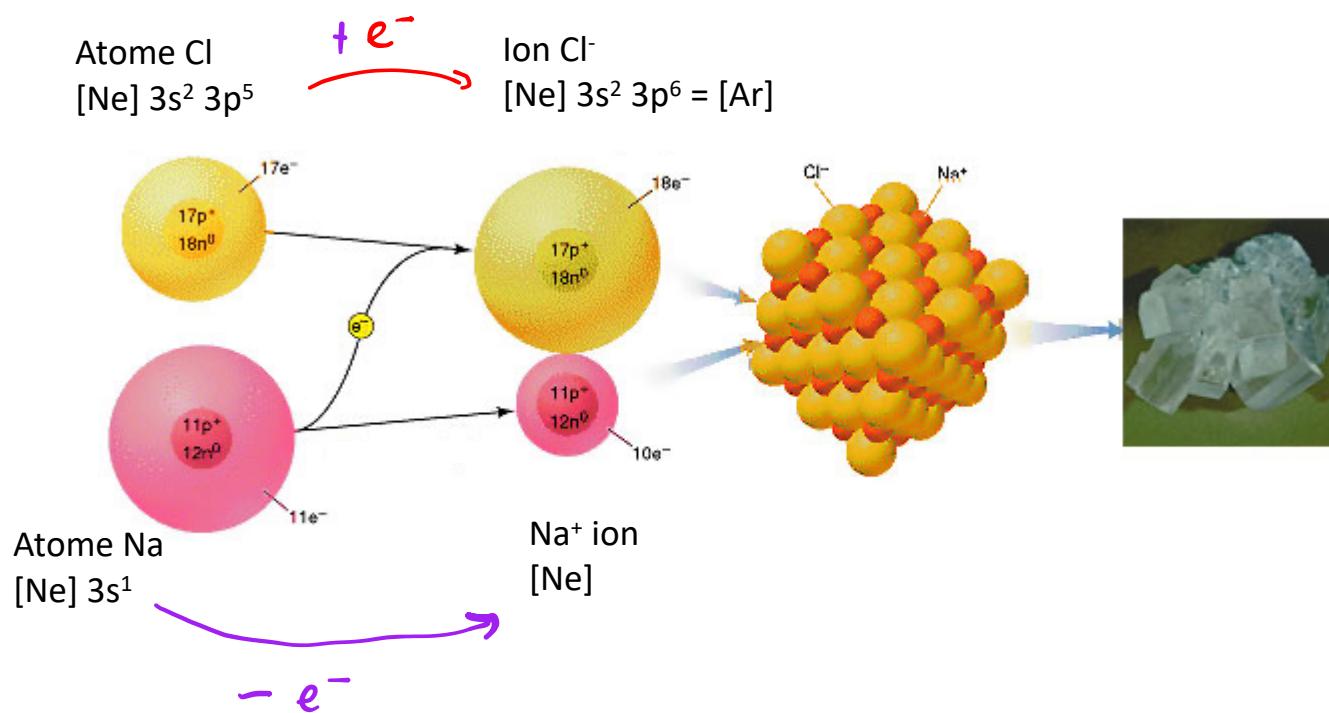


Liaison ionique

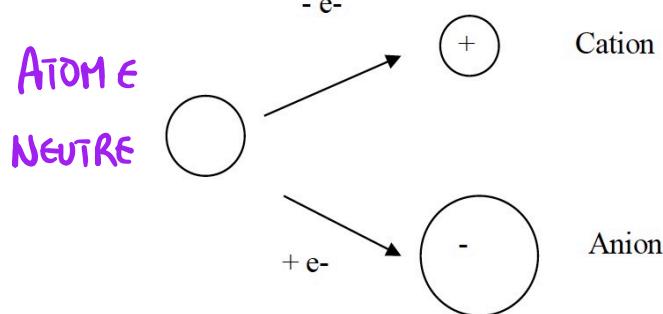


Liaison entre **deux ions** de signe opposé.
Passage d'électrons de l'atome chargé positivement vers l'atome chargé négativement.

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

Group 1A

Li^+

0.68

Group 2A

Be^{2+}

0.31

Group 3A

B^{3+}

0.23

Group 6A

O

0.73

Group 7A

F^-

0.71

Group 1A

Na^+

0.97

Group 2A

Mg^{2+}

0.66

Group 3A

Al^{3+}

0.51

Group 6A

S^{2-}

1.02

Group 7A

Cl^-

0.99

Group 1A

K^+

1.33

Group 2A

Ca^{2+}

0.99

Group 3A

Ga^{3+}

0.62

Group 6A

Se^{2-}

1.16

Group 7A

Br^-

1.14

Group 1A

Rb^+

1.47

Group 2A

Sr^{2+}

1.13

Group 3A

In^{3+}

0.81

Group 6A

Te^{2-}

1.35

Group 7A

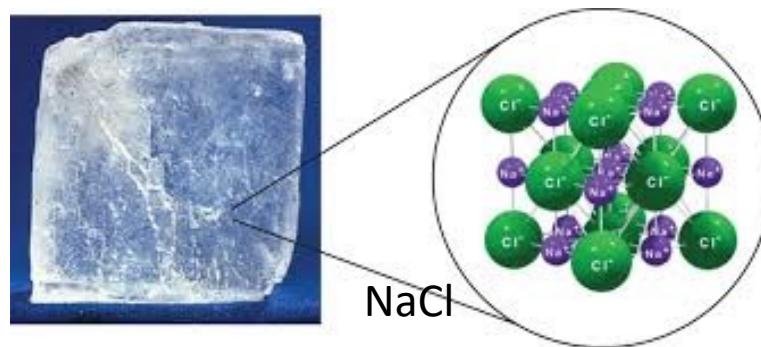
I^-

1.33

anions

Propriétés des composés ioniques

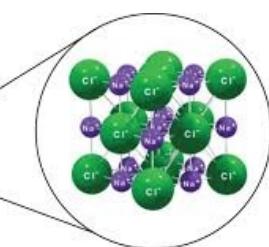
- Arrangements d'anions et de cations assemblés en **réseaux réguliers** pour donner le système d'énergie minimale
- Énergie de liaisons forte $\sim 1000 \text{ kJ/mol}$
- Points de fusion élevés
- Très souvent: Solubles dans l'eau, insolubles dans les solvants organiques
- Conduisent **l'électricité**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



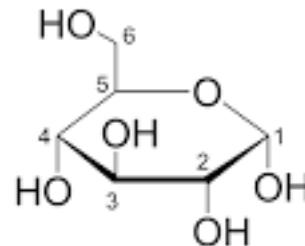
Propriétés des composés ioniques

Expérience : conductibilité électrique des solutions

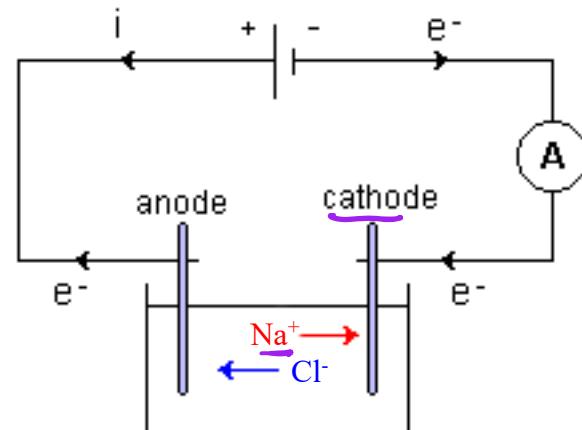
NaCl



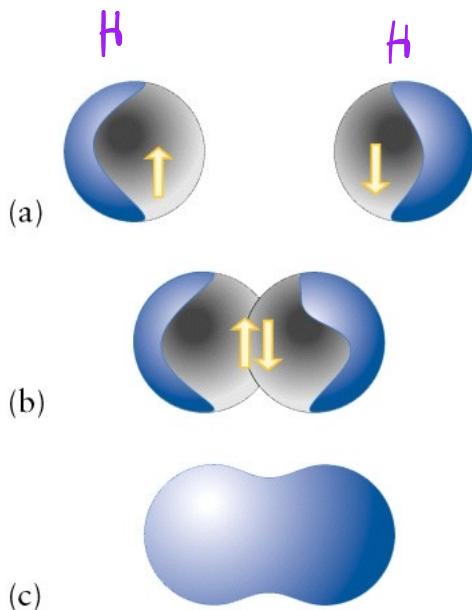
Glucose (non ionique)



- 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



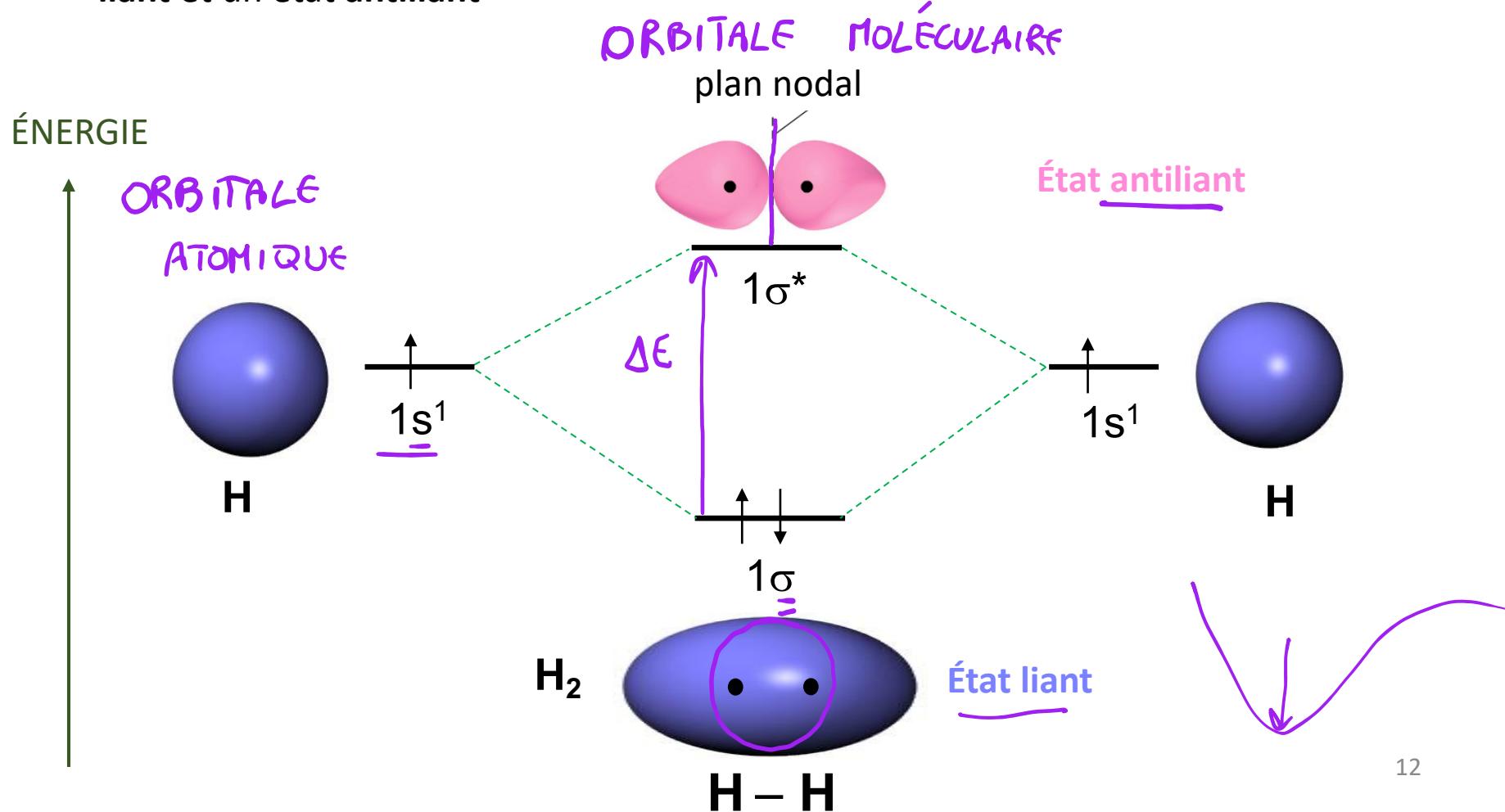
Formation d'une molécule de H_2

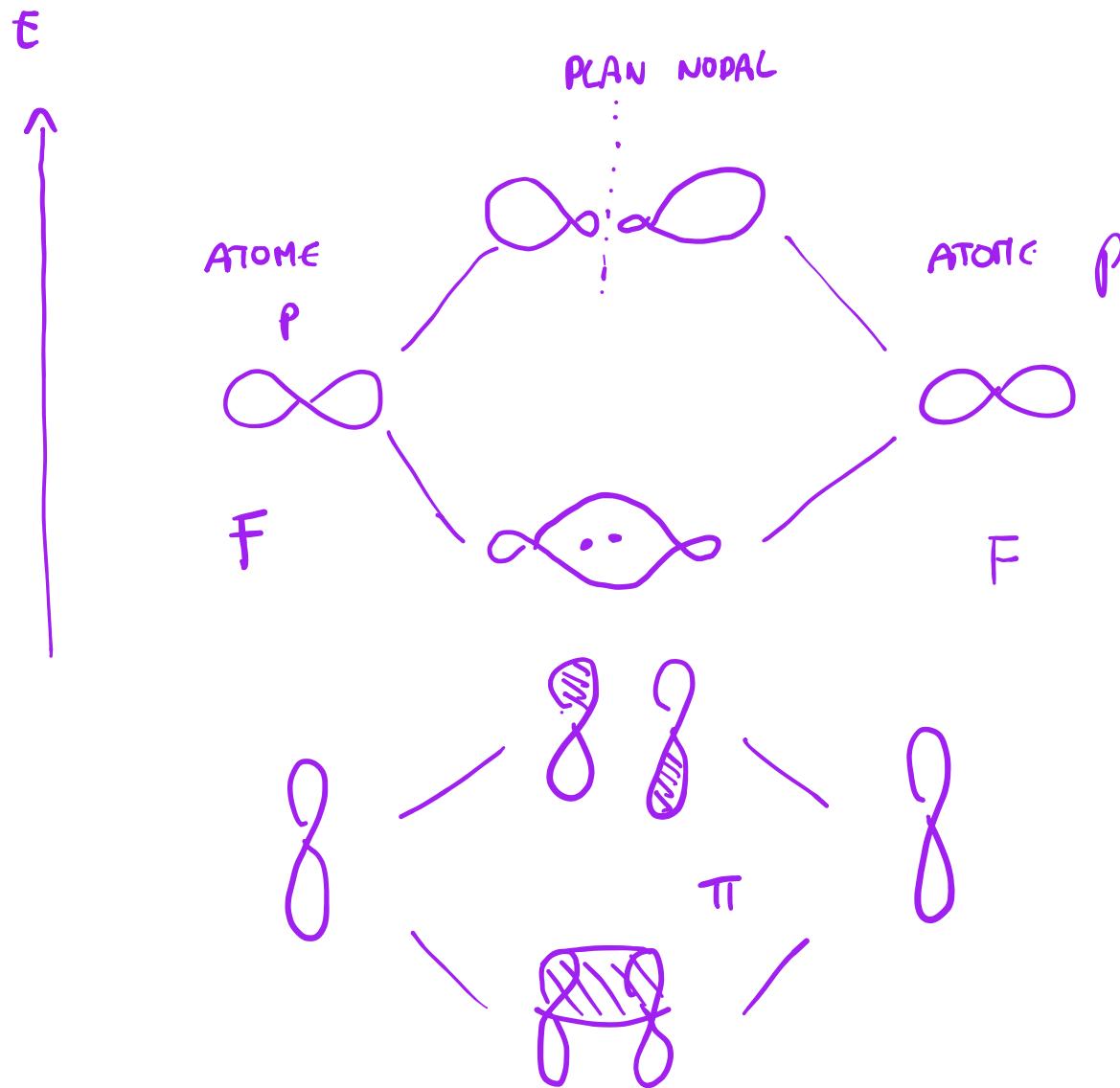
- (a) Deux atomes d'hydrogène se rapprochent l'un de l'autre, ils renferment chacun un électron dans l'orbitale 1s
- (b) À une certaine distance, les orbitales commencent à se chevaucher : La région de recouvrement contient alors 2 électrons de spins opposés
- (c) Augmentation de la densité électronique 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

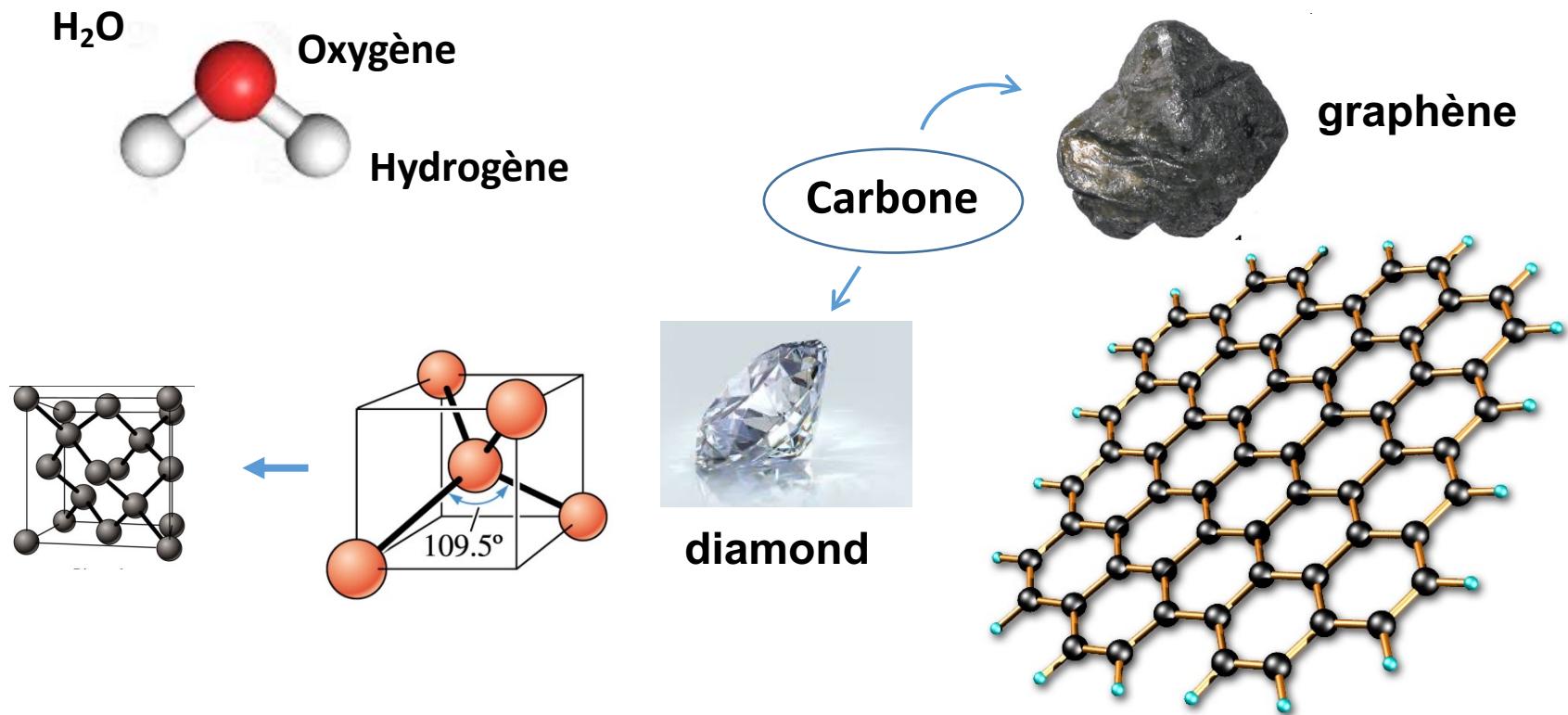
- 2 atomes de même nature, tels que H ou O, n'ont pas de raison de donner ou capter un électron
- Ils vont « mettre en commun » leurs électrons en **combinant leur orbitales**, en un état liant et un état antiliant





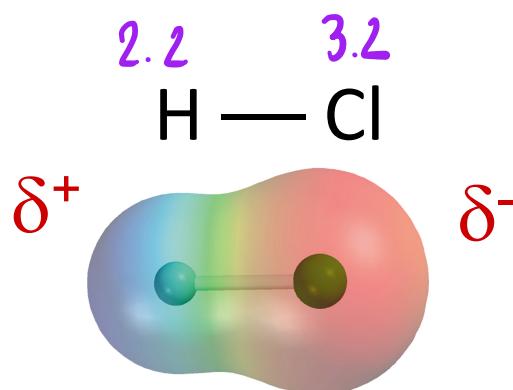
Liaison covalente

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



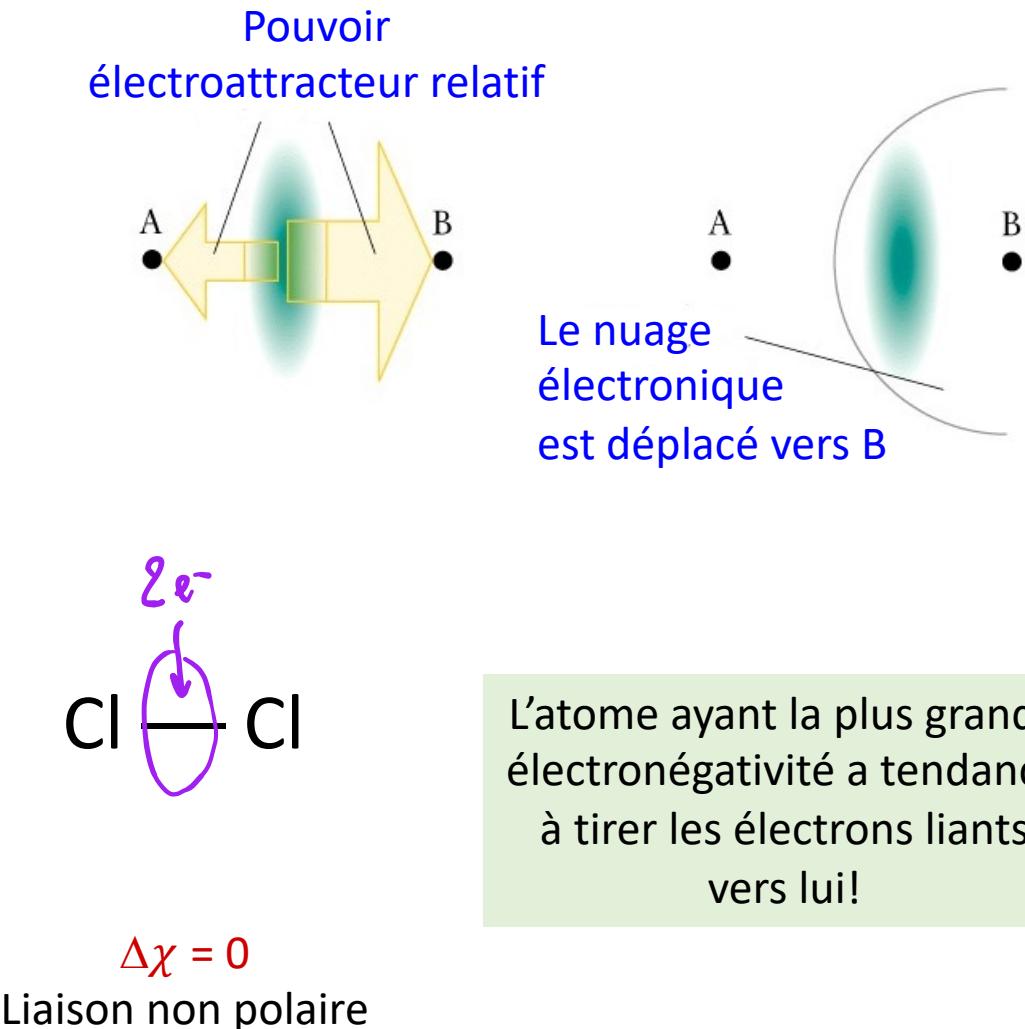
Liaisons covalentes polaires et non polaires

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



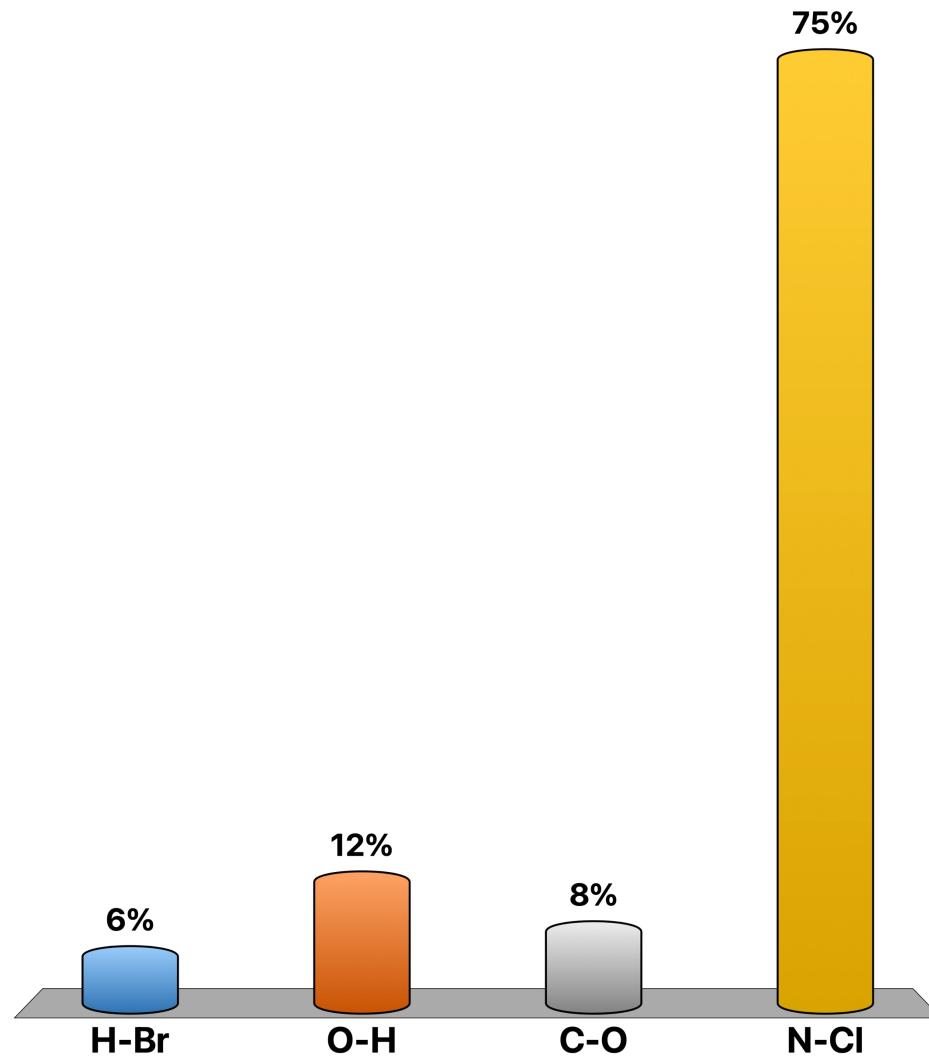
$$\Delta\chi = 3.2 - 2.2 = 1$$

Liaison polaire



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: $\mu = r \cdot \delta$ [C · m]

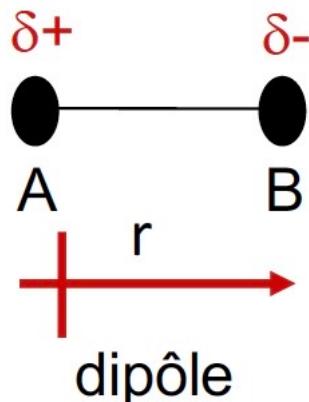
δ^+ = atome le moins électronégatif
 δ^- = atome le plus électronégatif

Charge partielle δ

Réliée au caractère ionique de la liaison

± 1 si le transfert était complet

Dépend de l'électronégativité



Convention en chimie:

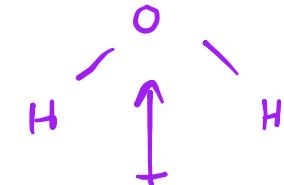
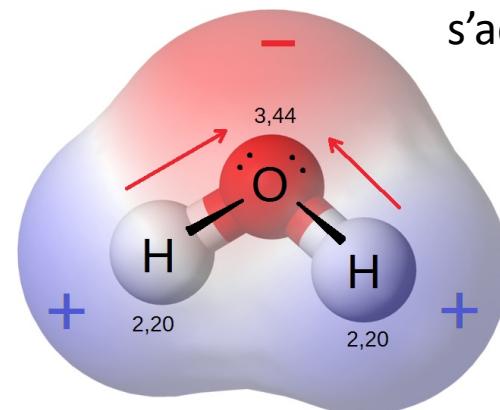
Du plus au moins!
On "tire" les électrons!

Exemple:

μ (HCl) = 1.03 Debye

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

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 -1 -1	H 1,01 Hydrogène 3 -1	[2c] 2 II A 4 -2
3 -1 -1	Li 6,94 Lithium 4 -2	Be 9,01 Béryllium 5 -2



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

