

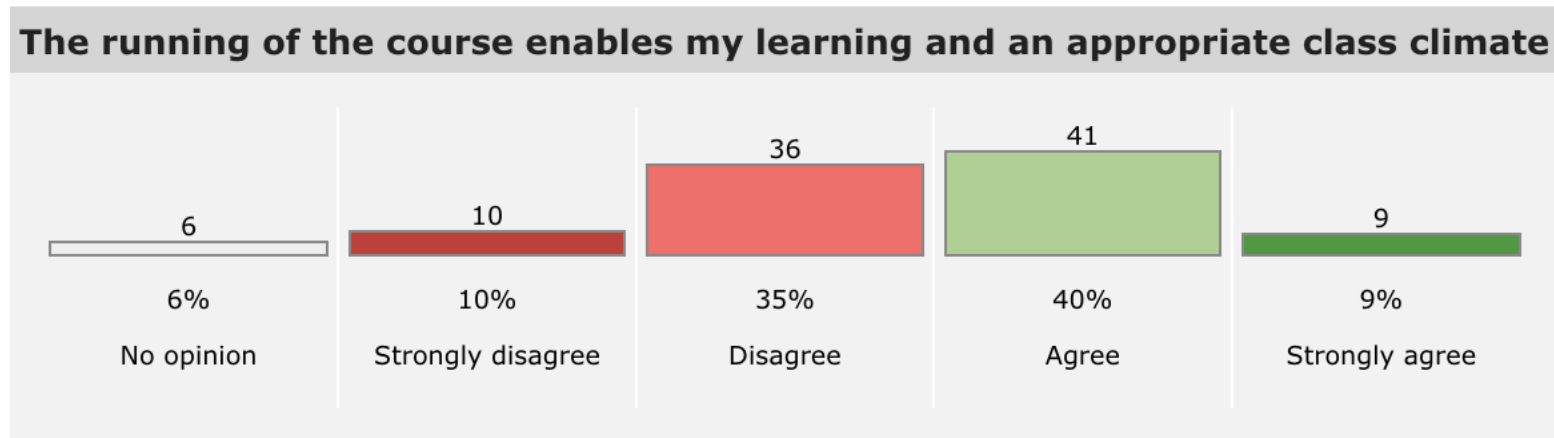


**CH-110 Chimie
Générale Avancée I**

Prof. A. Steinauer
angela.steinauer@epfl.ch

Indicative feedback

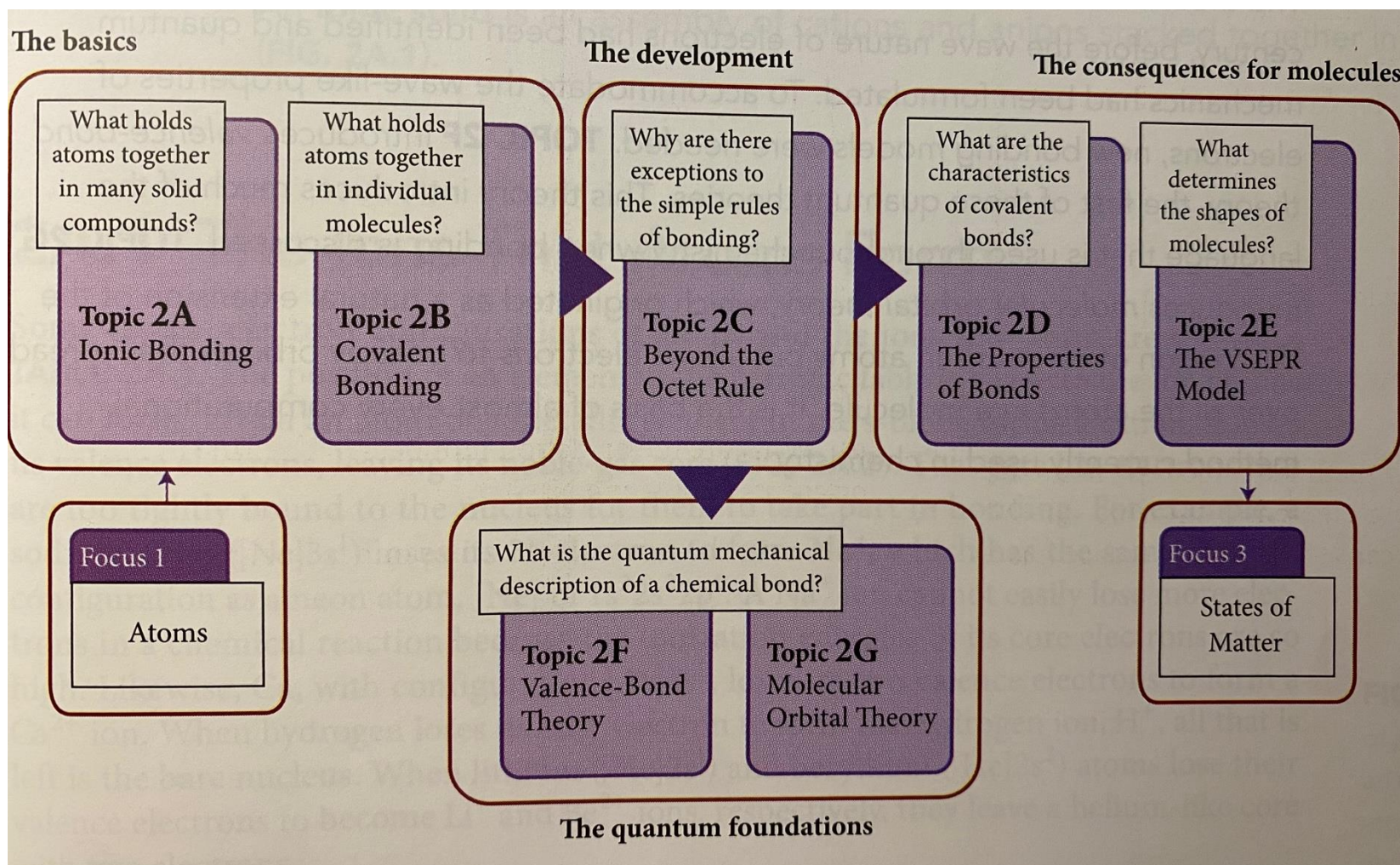
- 102 réponses sur 146 étudiants inscrits :



Retour / Commentaires	Mise en œuvre
Objectifs d'apprentissage et structure plus clairs que l'année dernière.	Merci.
La mise en évidence des formules importantes est appréciée.	Merci.
La réactivité et l'ouverture aux retours sont appréciées.	Merci.
Les assistants (TAs) sont très utiles.	Super, je leur ferai savoir !

Retour / Commentaires	Mise en œuvre
<p>Le cours est trop dense et trop rapide. Trop de diapositives, difficile de savoir ce qui est important.</p>	<p>J'ai réduit le nombre de diapositives et éliminé une partie importante du contenu par rapport à l'année dernière. Je ferai de mon mieux pour me concentrer encore davantage sur l'essentiel. Les guides d'étude sur Moodle devraient aider à établir les priorités.</p> <p>Recommandation : pour réviser l'examen, faites les exercices (fournis et supplémentaires dans le livre). Cela vous aidera à déterminer ce que vous devez apprendre.</p>
<p>Le cours donne parfois l'impression d'une simple lecture des diapositives, sans explications supplémentaires ni liens conceptuels.</p>	<p>Je ferai un effort plus important pour expliquer la logique derrière les formules et relier les concepts au-delà de ce qui est écrit sur les diapositives.</p>
<p>Supports visuels : certaines personnes n'aiment pas les images générées par IA.</p>	<p>Je vais les garder. J'utilise des images classiques (non générées par IA) lorsqu'elles existent.</p>
<p>Soutien linguistique, difficultés avec l'anglais.</p>	<p>Nous fournissons tout le matériel en français. La plupart des assistants parlent français. Vous pouvez poser vos questions en français si vous le souhaitez.</p>
<p>Les cours magistraux et les exercices pourraient être mieux alignés.</p>	<p>J'intégrerai davantage d'exercices dans les cours si le temps le permet. Je vérifierai aussi que le matériel de cours contient toutes les informations nécessaires pour résoudre les exercices.</p>
<p>Volume et rythme à la fin des cours.</p>	<p>Je serai plus attentif au rythme et à l'audibilité tout au long du cours.</p> <p>Rappel pour vous : soyez silencieux par respect pour vos camarades.</p>

Prévisualisation du chapitre 2 (Thème 2 : Liaisons entre les atomes)



Les Propriétés des Liaisons

Sujet 2D

Sujet 2D.1 Corriger le modèle covalent : l'électronégativité.

Sujet 2D.2 Corriger le modèle ionique : la polarisabilité.

Sujet 2D.3 Forces de liaison.

Sujet 2D.4 Longueurs des liaisons.

POURQUOI DEVEZ-VOUS SAVOIR
CELA ?

- Les propriétés des liaisons varient considérablement. Les variations de la force et de la longueur des liaisons, ainsi que la distribution des électrons dans une liaison, sont utilisées pour expliquer les propriétés physiques et chimiques des molécules.

QUE DEVEZ-VOUS SAVOIR
AUPARAVANT ?

- Périodicité (Sujet 1F)
- Concept de résonance (Sujet 2B)
- Rôle du partage des doublets libres d'électrons dans la liaison covalente (Sujet 2B)

Correction du modèle covalent : électronégativité

Topic 2D.1

2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

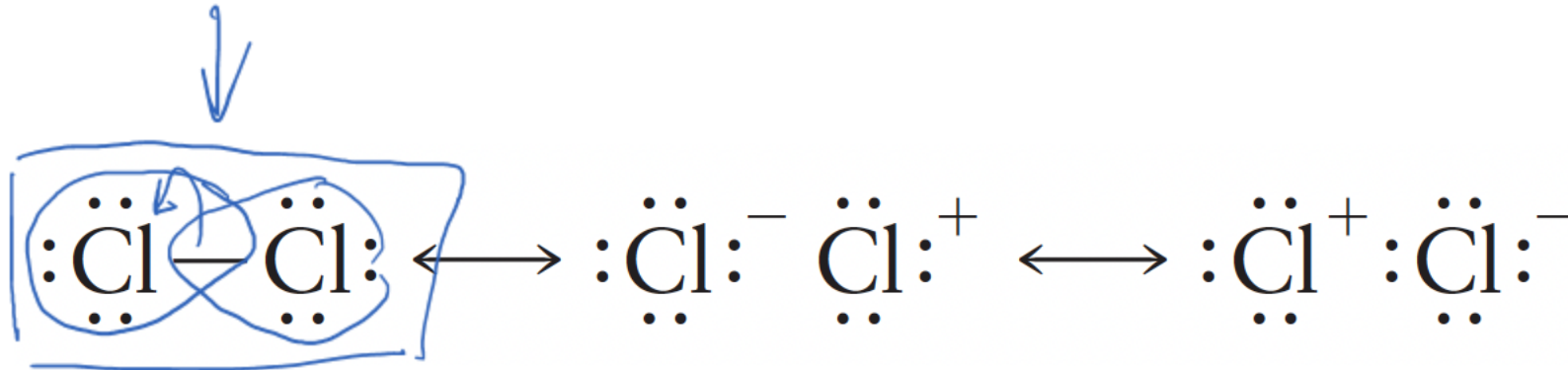
Deux extrêmes

Liaison covalente ←————→ Liaison ionique

De nombreux composés se
situent entre les deux

2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

Deux extrêmes



Covalent bonding

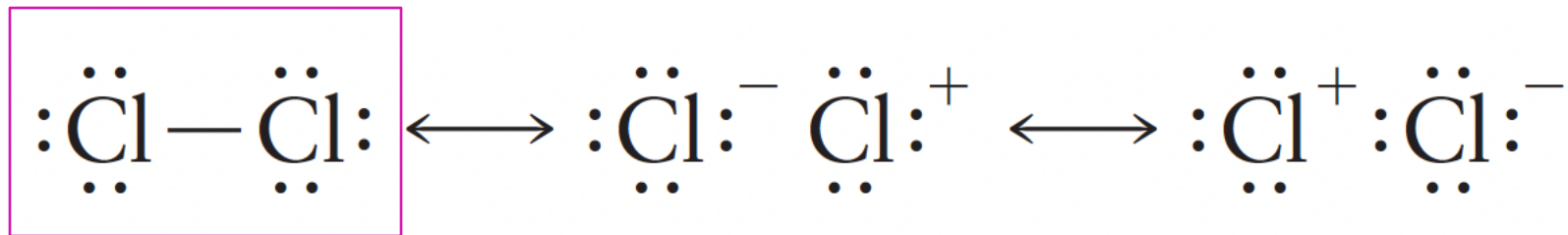
Ionic bonding

Toutes les molécules doivent être
considérées comme des
**hybrides de résonance de
structures purement covalentes
et purement ioniques**

2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité χ

Deux extrêmes

Plus probable

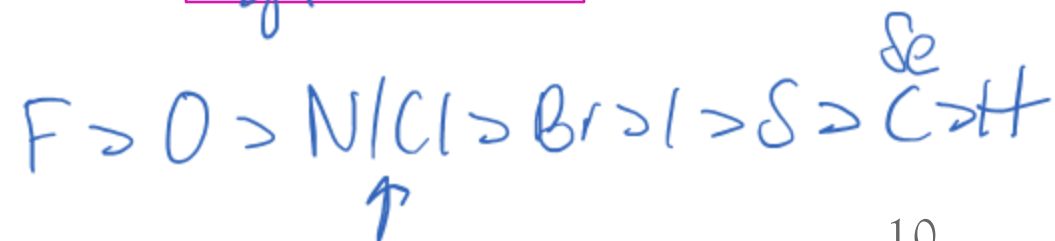
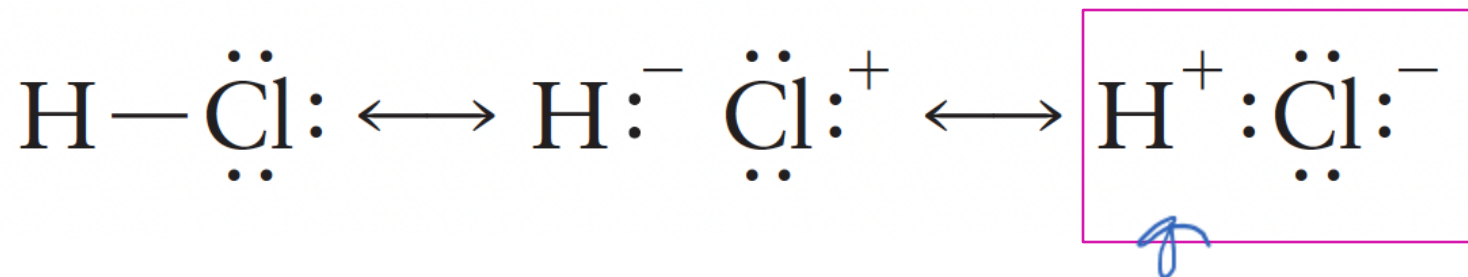


Covalent bonding



Ionic bonding

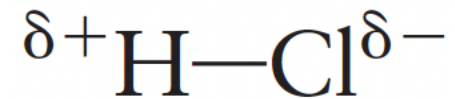
Plus probable



2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

Charges partielles

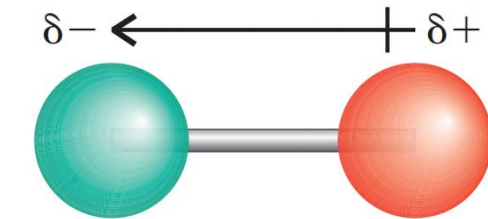
- Résultat de la résonance favorisant H-Cl : petite charge négative sur Cl, petite charge positive sur H (**charges partielles**)



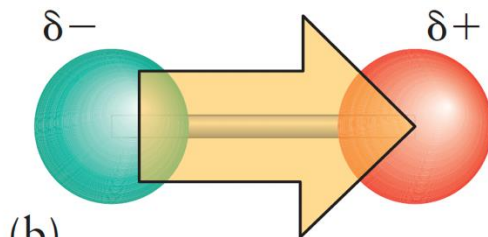
- Liaison avec charge partielle non nulle : **liaison covalente polaire**
- Liaison avec charge partielle nulle : **liaison non polaire**

2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

Dipôle électrique



(a)



(b)

- Les **charges partielles** des deux atomes dans une liaison covalente polaire forment un **dipôle électrique**.
- a) Le dipôle est représenté par une flèche qui pointe vers la charge partielle négative.
- b) Convention moderne (utilisée ici) : les flèches pointent vers la charge partielle positive
- Le **moment dipolaire électrique** (μ) décrit l'ampleur d'un dipôle électrique, unités : debye (D)

2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

Electronegativity (χ): Pauling vs. Mullikan

Electronegativité (χ) : **pouvoir d'attraction des électrons d'un atome dans une molécule.**

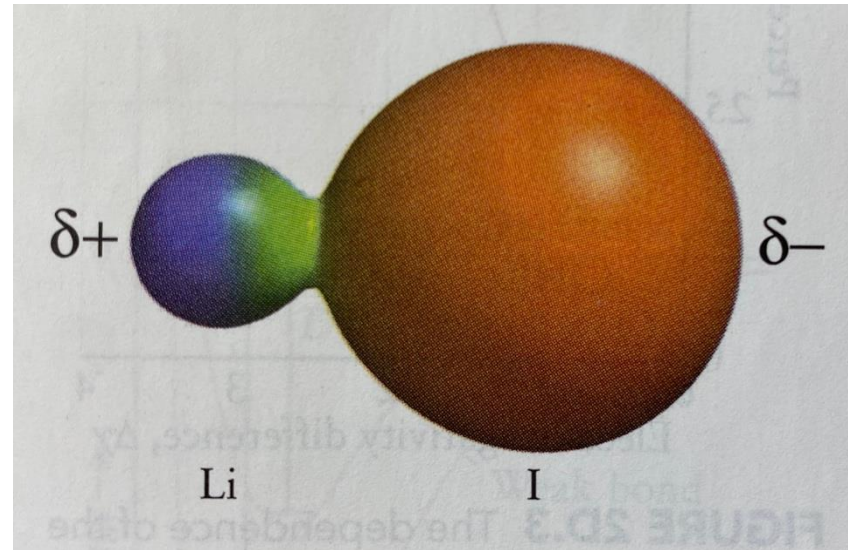


Figure 2D.1

2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

Electronegativity (χ): Pauling vs. Mullikan

- Les électronégativités de Pauling étaient basées sur les énergies de dissociation entre les liaisons.
- Pour deux éléments, A et B, quelles sont les énergies nécessaires pour rompre les liaisons A-A, B-B et A-B.
- **Pauling** a défini la différence d'électronégativité des deux éléments A et B comme suit :

$$|\chi_A - \chi_B| = \left\{ D(A - B) - \frac{1}{2} [D(A - A) + D(B - B)] \right\} \text{ (no need to know by heart)}$$

- Mullikan (voir sujet 1F.5) a utilisé une stratégie différente :

$$\chi = \frac{1}{2} (I_I + E_{ea})$$

Les électronégativités de Pauling et de Mullikan sont **qualitativement similaires**.

2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

Électronégativité (χ) : Valeurs de Pauling

	1	2	13	14	15	16	17	18
				H 2.20				He
2	Li 0.98	Be 1.57	B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne
3	Na 0.93	Mg 1.31	Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar
4	K 0.82	Ca 1.00	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr
5	Rb 0.82	Sr 0.95	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe
6	Cs 0.79	Ba 0.89	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At	Rn

Figure 1F.12 and 2D.2

- Éléments à **haute énergie d'ionisation et à haute affinité électronique** : fortement électronégatifs
- Éléments à **faible énergie d'ionisation et à faible affinité électronique** : faible électronégativité.
- Attention : l'électropositivité est utilisée pour un concept différent et n'est PAS le contraire de l'électronégativité.

2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

Deux extrêmes

Faible différence
d'électronégativité
entre les atomes →
Faible charge partielle
→ Le moment dipolaire
qui en résulte est
faible.

Liaison covalente



Grande différence
d'électronégativité
entre les atomes →
charge partielle élevée
→ le moment dipolaire
résultant est grand

Liaison ionique

Continuum

Pas de lignes de
démarcation nettes

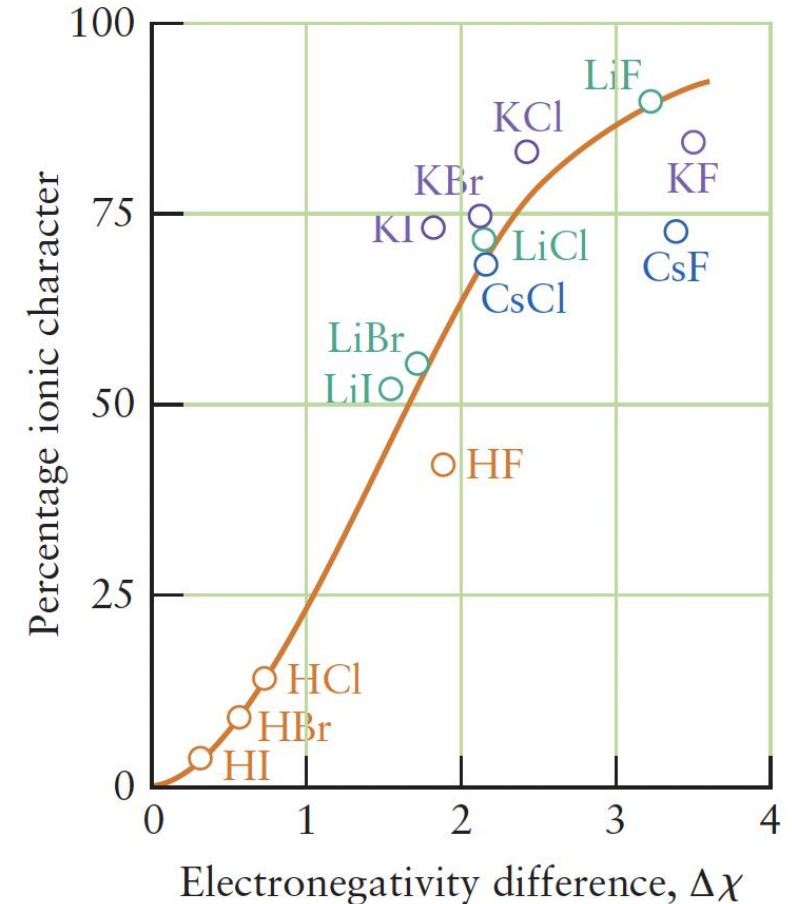
2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

Règles empiriques pour les obligations A-B :

- $(\chi_A - \chi_B) \geq 2$: La liaison est *essentiellement* **ionique**
- $1.7 \leq (\chi_A - \chi_B) \leq 2$: Fortement covalent polaire / partiellement ionique (zone grise)
- $0.5 \leq (\chi_A - \chi_B) \leq 1.7$: La liaison est **covalente polaire**
- $(\chi_A - \chi_B) \leq 0.5$: La liaison est *essentiellement* **covalent**

Information importante. À connaître.

Figure 2D.3



Dans lequel des composés suivants les liaisons ont-elles un caractère plus ionique :

A. CO₂ (correct)

B. NO₂

$$\chi_C = 2.55$$

$$\chi_O = 3.44$$

$$\chi_N = 3.04$$

$$\chi_C - \chi_O = 2.55 - 3.44 \approx 0.9$$

$$\chi_N - \chi_O = 3.04 - 3.44 \approx 0.4$$

2D.1 Correction du modèle covalent : électronégativité

Résumé

L'électronégativité est une mesure du pouvoir d'attraction d'un atome sur les électrons d'une liaison. Une **liaison covalente polaire** est une liaison entre deux atomes ayant des charges électriques partielles résultant de leur différence d'électronégativité. La présence de charges partielles peut donner lieu à un moment dipolaire électrique.

Correction du modèle ionique : la polarisabilité

Sujet 2D.2

2D.2 Correction du modèle ionique : la polarisabilité

Du point de vue des liaisons ioniques

- Tous ont un certain caractère covalent.
- Anions monatomiques (Cl^-) à côté de cations (Na^+) : la charge positive du cation attire les électrons de l'anion.
- Le nuage d'électrons se polarise
- Distorsion du nuage électronique sphérique

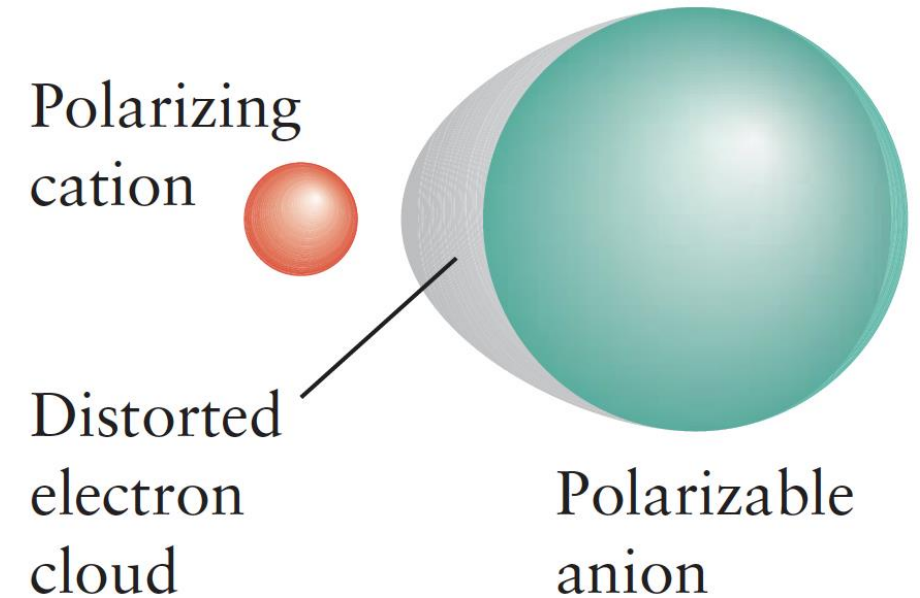


Figure 2D.4

2D.2 Correction du modèle ionique : la polarisabilité

Atomes et ions polarisables

- Si les atomes et les ions ont des nuages d'électrons qui subissent facilement de grandes déformations, on dit qu'ils sont **polarisables**.
- Exemples : Anions de grande taille, par exemple l'ion iodure (I^-), Br^- , Cl^- , I , Br , $Cl(I^-)$, Br , Cl^- , I , Br , Cl



2D.2 Correction du modèle ionique : la polarisabilité

Le pouvoir polarisant cation!

- Les atomes et les ions qui provoquent de grandes distorsions sont dits **polarisants**.
- Le pouvoir polarisant augmente lorsque la taille diminue et augmente lorsque la charge du cation augmente.
- Exemples : Cations petits et fortement chargés, Li^+ , Be^{2+} , Mg^{2+} , and Al^{3+}



2D.2 Correction du modèle ionique : la polarisabilité

Tendances

- Les cations deviennent plus petits et plus fortement chargés de gauche à droite → plus polarisants
- Par exemple: Be^{2+} est plus polarisant que Li^+
- Les cations deviennent plus grands en descendant d'un groupe → moins polarisants
- Par exemple, Na^+ est moins fortement polarisant que Li^+ , Mg^{2+} est moins polarisant que Be^{2+}

Relations diagonales : Le pouvoir polarisant augmente de Li^+ à Be^{2+} , diminue de Be^{2+} to Mg^{2+} . Li^+ et Mg^{2+} devraient être similaires.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

Group	1	2											13	14	15	16	17	18
	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
	IA	IIA											IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Period 1	1 H hydrogen 1.0079 1s ¹																	2 He helium 4.00 1s ²
2	3 Li lithium 6.94 2s ¹	4 Be beryllium 9.01 2s ²											5 B boron 10.81 2s ² 2p ¹	6 C carbon 12.01 2s ² 2p ²	7 N nitrogen 14.01 2s ² 2p ³	8 O oxygen 16.00 2s ² 2p ⁴	9 F fluorine 19.00 2s ² 2p ⁵	10 Ne neon 20.18 2s ² 2p ⁶
3	11 Na sodium 22.99 3s ¹	12 Mg magnesium 24.31 3s ²	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 Al aluminum 26.98 3s ² 3p ¹	14 Si silicon 28.09 3s ² 3p ²	15 P phosphorus 30.97 3s ² 3p ³	16 S sulfur 32.06 3s ² 3p ⁴	17 Cl chlorine 35.45 3s ² 3p ⁵	18 Ar argon 39.95 3s ² 3p ⁶
4	19 K potassium 39.10 4s ¹	20 Ca calcium 40.08 4s ²	21 Sc scandium 44.96 3d ¹ 4s ²	22 Ti titanium 47.87 3d ² 4s ²	23 V vanadium 50.94 3d ³ 4s ²	24 Cr chromium 52.00 3d ⁵ 4s ¹	25 Mn manganese 54.94 3d ⁵ 4s ²	26 Fe iron 55.84 3d ⁶ 4s ²	27 Co cobalt 58.93 3d ⁷ 4s ²	28 Ni nickel 58.69 3d ⁸ 4s ²	29 Cu copper 63.55 3d ¹⁰ 4s ¹	30 Zn zinc 65.41 3d ¹⁰ 4s ²	31 Ga gallium 69.72 4s ² 4p ¹	32 Ge germanium 72.64 4s ² 4p ²	33 As arsenic 74.92 4s ² 4p ³	34 Se selenium 78.96 4s ² 4p ⁴	35 Br bromine 79.90 4s ² 4p ⁵	36 Kr krypton 83.80 4s ² 4p ⁶
5	37 Rb rubidium 85.47 5s ¹	38 Sr strontium 87.62 5s ²	39 Y yttrium 88.91 4d ¹ 5s ²	40 Zr zirconium 91.22 4d ² 5s ²	41 Nb niobium 92.91 4d ⁴ 5s ¹	42 Mo molybdenum 95.94 4d ⁵ 5s ¹	43 Tc technetium (98) 4d ⁵ 5s ²	44 Ru ruthenium 101.07 4d ⁷ 5s ¹	45 Rh rhodium 102.90 4d ⁸ 5s ¹	46 Pd palladium 106.42 4d ¹⁰	47 Ag silver 107.87 4d ¹⁰ 5s ¹	48 Cd cadmium 112.41 4d ¹⁰ 5s ²	49 In indium 114.82 5s ² 5p ¹	50 Sn tin 118.71 5s ² 5p ²	51 Sb antimony 121.76 5s ² 5p ³	52 Te tellurium 127.60 5s ² 5p ⁴	53 I iodine 126.90 5s ² 5p ⁵	54 Xe xenon 131.29 5s ² 5p ⁶
6	55 Cs cesium 132.91 6s ¹	56 Ba barium 137.33 6s ²	57 La lanthanum 138.91 5d ¹ 6s ²	72 Hf hafnium 178.49 5d ² 6s ²	73 Ta tantalum 180.95 5d ³ 6s ²	74 W tungsten 183.84 5d ⁴ 6s ²	75 Re rhenium 186.21 5d ⁵ 6s ²	76 Os osmium 190.23 5d ⁶ 6s ²	77 Ir iridium 192.22 5d ⁷ 6s ²	78 Pt platinum 195.08 5d ⁹ 6s ¹	79 Au gold 196.97 5d ¹⁰ 6s ¹	80 Hg mercury 200.59 5d ¹⁰ 6s ²	81 Tl thallium 204.38 6s ² 6p ¹	82 Pb lead 207.2 6s ² 6p ²	83 Bi bismuth 208.98 6s ² 6p ³	84 Po polonium (209) 6s ² 6p ⁴	85 At astatine (210) 6s ² 6p ⁵	86 Rn radon (222) 6s ² 6p ⁶
7	87 Fr francium (223) 7s ¹	88 Ra radium (226) 7s ²	89 Ac actinium (227) 6d ¹ 7s ²	104 Rf rutherfordium (261) 6d ² 7s ²	105 Db dubnium (262) 6d ³ 7s ²	106 Sg seaborgium (264) 6d ⁴ 7s ²	107 Bh bohrium (264) 6d ⁵ 7s ²	108 Hs hassium (267) 6d ⁶ 7s ²	109 Mt meitnerium (268) 6d ⁷ 7s ²	110 Ds darmstadtium (271) 6d ⁸ 7s ²	111 Rg roentgenium (272) 6d ⁹ 7s ¹	112*	113	114	115	116	117	118
			Lanthanoids (lanthanides) 6		58 Ce cerium 140.12 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	59 Pr praseodymium 140.91 4f ² 6s ²	60 Nd neodymium 144.24 4f ³ 6s ²	61 Pm promethium (145) 4f ⁴ 6s ²	62 Sm samarium 150.36 4f ⁵ 6s ²	63 Eu europium 151.96 4f ⁶ 6s ²	64 Gd gadolinium 157.25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	65 Tb terbium 158.93 4f ⁸ 6s ²	66 Dy dysprosium 162.50 4f ⁹ 6s ²	67 Ho holmium 164.93 4f ¹⁰ 6s ²	68 Er erbium 167.26 4f ¹¹ 6s ²	69 Tm thulium 168.93 4f ¹² 6s ²	70 Yb ytterbium 173.04 4f ¹³ 6s ²	71 Lu lutetium 174.97 5d ¹ 6s ²
			Actinoids (actinides) 7		90 Th thorium 232.04 6d ² 7s ²	91 Pa protactinium 231.04 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U uranium 238.03 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np neptunium (237) 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu plutonium (244) 5f ⁶ 7s ²	95 Am americium (243) 5f ⁷ 7s ²	96 Cm curium (247) 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	97 Bk berkelium (247) 5f ⁷ 7s ²	98 Cf californium (251) 5f ¹⁰ 7s ²	99 Es einsteinium (252) 5f ¹¹ 7s ²	100 Fm fermium (257) 5f ¹² 7s ²	101 Md mendelevium (258) 5f ¹³ 7s ²	102 No nobelium (259) 5f ¹⁴ 7s ²	103 Lr lawrencium (262) 6d ¹ 7s ²

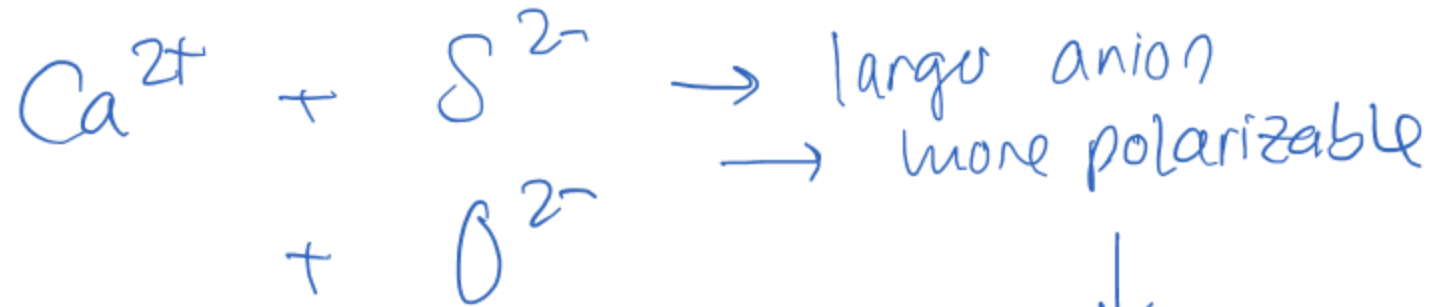
Molar masses (atomic weights) quoted to the number of significant figures given here can be regarded as typical of most naturally occurring samples.

*The names of the elements 112 and higher have not yet been determined; both 112 and 114 have been confirmed.

Dans lequel des composés CaS et CaO les liaisons sont-elles plus covalentes ?

A. **CaS (correct)**

B. CaO



↓
more covalent character

Only ? size
and charge

Down group:

CaO
CaS
CaSe
CaTe

↓
more covalent

2D.1 Correction du modèle ionique : la polarisabilité

Auto-test 2D.2B

- Dans lequel des composés CaS et CaO les liaisons sont-elles plus covalentes ?
- Solution : CaS
- En descendant d'un groupe, les liaisons deviennent plus covalentes à mesure que la polarisabilité (également la taille) de l'anion augmente ($O^{2-} < S^{2-}$). La même tendance est vraie pour $Cl^- < Br^- < I^-$

2D.2 Correction du modèle ionique : la polarisabilité

Résumé

Les composés constitués de cations fortement polarisants et d'anions fortement polarisants présentent un caractère covalent significatif dans leur liaison.

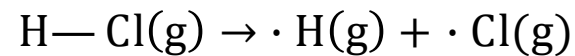
Forces des liaisons

Sujet 2D.3

2D.3 Forces des liaisons

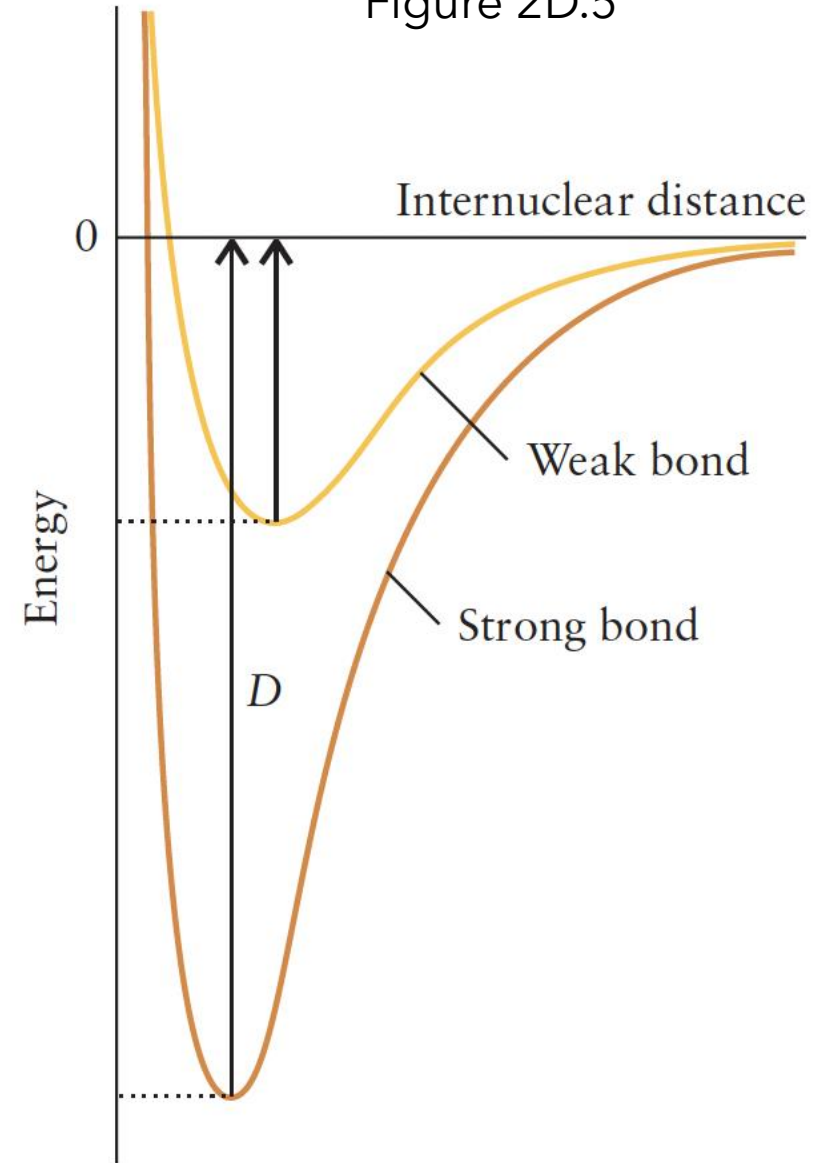
Énergie de dissociation

- La **force d'une liaison** est mesurée par son **énergie de dissociation**, D , l'énergie nécessaire pour séparer complètement les atomes liés.
- Pour ces valeurs, lors de la dissociation, chaque atome conserve un électron (**homolytique**) :



- La profondeur du puits indique (approximativement) la force de liaison.
- **Liaison la plus forte connue** entre non-métaux : Triple liaison du monoxyde de carbone : $\text{C}\equiv\text{O}$ (1062 kJ/mol)
- Liaison la plus faible : l'iode dans I_2 (139 kJ/mol)

Figure 2D.5



2D.3 Forces des liaisons

Énergies de dissociation des molécules diatomiques

TABLE 2.3 Bond Dissociation Energies of Diatomic Molecules ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)

Molecule	Bond dissociation energy
H ₂	424
N ₂	932
O ₂	484
CO	1062
F ₂	146
Cl ₂	230
Br ₂	181
I ₂	139
HF	543
HCl	419
HBr	354
HI	287

La tendance (voir les structures de Lewis) pour les molécules diatomiques :

- $\text{N}_2 > \text{O}_2 > \text{F}_2$: Liaison triple > double > simple :

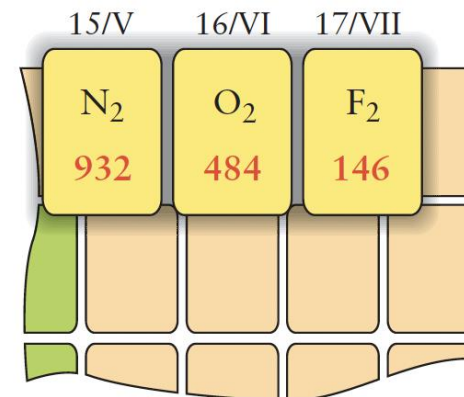


Figure 2D.6

2D.3 Forces des liaisons

C—C vs. C=C vs. C≡C

- Une double liaison n'est pas deux fois plus forte qu'une liaison simple : Une liaison C=C (623 kJ/mol) contre deux liaisons C-C simples (696 kJ/mol).
- Une liaison C≡C (837 kJ/mol) vs. trois liaisons C-C simples (1044 kJ/mol)
- **Pourquoi y a-t-il une perte d'énergie pour les liaisons multiples ?** Les répulsions entre les doublets d'électrons dans une liaison multiple ne sont pas aussi efficaces pour la liaison qu'un doublet dans une liaison simple.

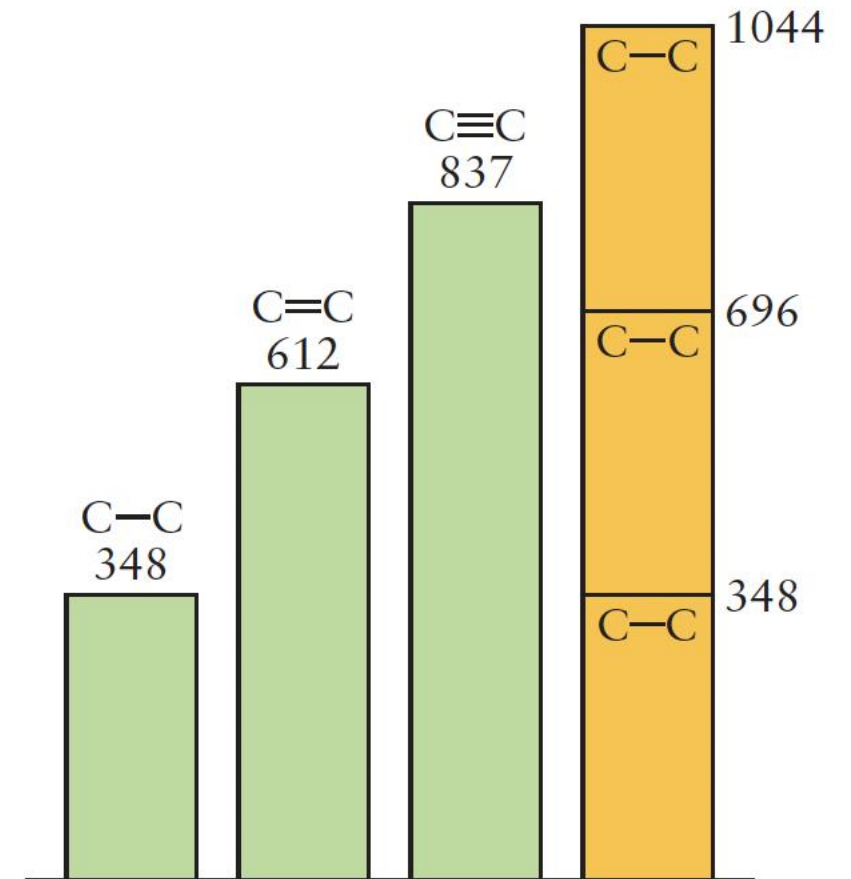


Figure 2D.7

2D.3 Forces des liaisons

Énergies moyennes de dissociation de la liaison

- Moyenne pour un type de liaison, l'énergie de dissociation précise de la liaison dépend du **contexte**.
- Par exemple, la liaison C-H peut être présente dans le méthane (CH₄), l'éthane (C₂H₆) et l'éthène (C₂H₄).

TABLE 2.4 Average Bond Dissociation Energies (kJ·mol⁻¹)

Bond	Average bond dissociation energy	Bond	Average bond dissociation energy
C—H	412	C—I	238
C—C	348	N—H	388
C=C	612	N—N	163
C···C*	518	N=N	409
C≡C	837	N—O	210
C—O	360	N=O	630
C=O	743	N—F	195
C—N	305	N—Cl	381
C—F	484	O—H	463
C—Cl	338	O—O	157
C—Br	276		

*In benzene.

2D.3 Forces des liaisons

Résumé : Facteurs qui influencent la force de liaison

- Ordre de liaison : $C\equiv C > C=C > C-C$
- Résonance : $C=C > C-C(\text{benzene}) > C-C$
- Doublet libres sur des atomes voisins :
 $F-F < H-H$
- Rayon atomique : $HF > HCl > HBr > HI$

Plus le rayon est petit, plus la liaison est forte.

	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	18/VIII
2	Li	Be	B	CH 412	NH 388	OH 463	HF 543	Ne
3	Na	Mg	Al	SiH 318	PH 322	SH 338	HCl 419	Ar
4	K	Ca	Ga	GeH 289	AsH 297	SeH 312	HBr 354	Kr
5	Rb	Sr	In	SnH 253	SbH 257	TeH 267	HI 287	Xe
6	Cs	Ba	Tl	PbH 205	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra						

Figure 2D.8

2D.3 Forces des liaisons

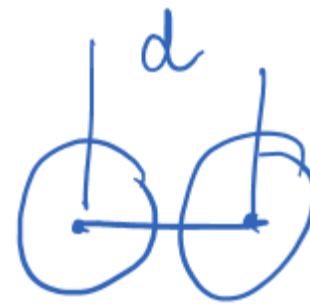
Résumé

La force d'une liaison entre deux atomes est mesurée par son énergie de dissociation : plus l'énergie de dissociation est grande, plus la liaison est forte. La force d'une liaison entre deux mêmes atomes augmente avec la multiplicité de la liaison, diminue avec l'augmentation du nombre de doublet libre sur les atomes voisins et diminue avec l'augmentation des rayons atomiques.

Longueur des liaisons

Sujet 2D.4

2D.4 Longueur des liaisons



Longueur des liaisons

- **Distance internucléaire entre les centres de deux atomes = longueur de la liaison**
- La longueur des liaisons influence la **taille et la forme** de la molécule.
- Par exemple, la réplication de l'ADN, la liaison des enzymes aux sites actifs.
- Déterminé par spectroscopie ou diffraction des rayons X.

2D.4 Longueur des liaisons

Longueur des liaisons

TABLE 2.5 Average and Actual Bond Lengths

Bond	Average bond length (pm)	Molecule	Bond length (pm)
C—H	109	H ₂	74
C—C	154	N ₂	110
C=C	134	O ₂	121
C \cdots C*	139	F ₂	142
C \equiv C	120	Cl ₂	199
C—O	143	Br ₂	228
C=O	112	I ₂	268
O—H	96		
N—H	101		
N—O	140		
N=O	120		

*In benzene.

2D.4 Longueur des liaisons

Résumé : Facteurs qui influencent la longueur de la liaison

- Ordre de liaison : $C\equiv C < C=C < C-C$
- Résonance : $C=C < C-C(\text{benzene}) < C-C$
- Doublets libres sur des atomes voisins : $F-F > H-H$
- Rayon atomique : $HF < HCl < HBr < HI$

Plus le rayon est petit, plus la liaison est courte
(voir Figure 2D.9).

Ces tendances sont **opposées** à celles observées pour la force de liaison.

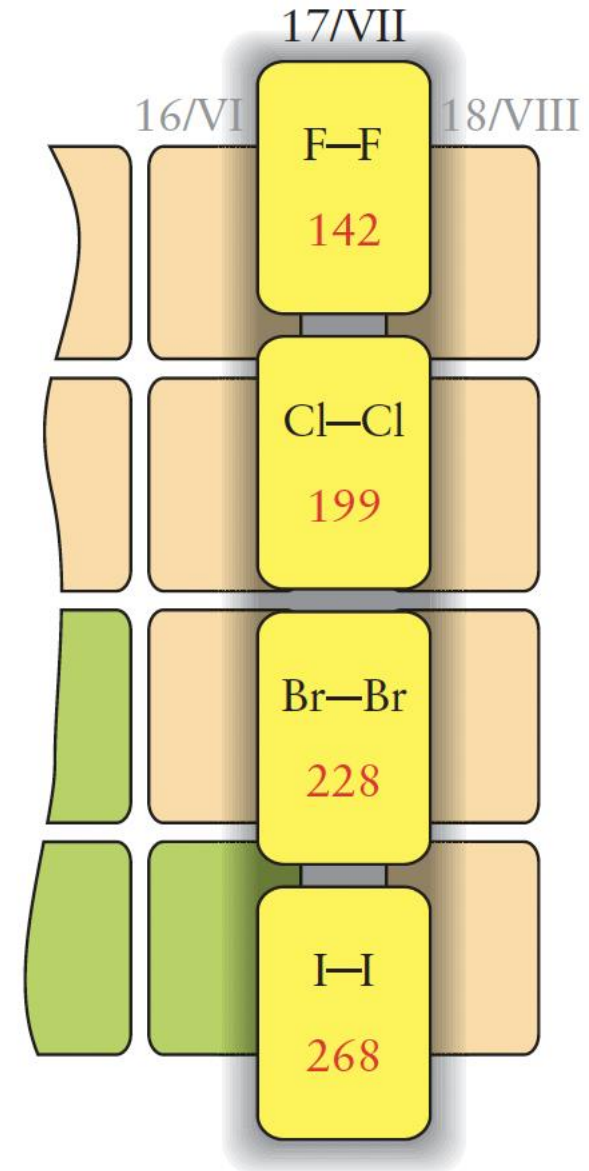


Figure 2D.9

2D.4 Longueur des liaisons

Rayon covalent

- **Contribution d'un atome à la longueur d'une liaison covalente = rayon covalent**
- Mesurée comme la moitié de la distance entre les centres (noyaux) d'atomes voisins reliés par une liaison covalente (*pour des atomes identiques*).
- Les rayons covalents peuvent être additionnés pour estimer les longueurs des liaisons dans les molécules.
- Les valeurs tabulées sont des moyennes de rayons dans des molécules polyatomiques.

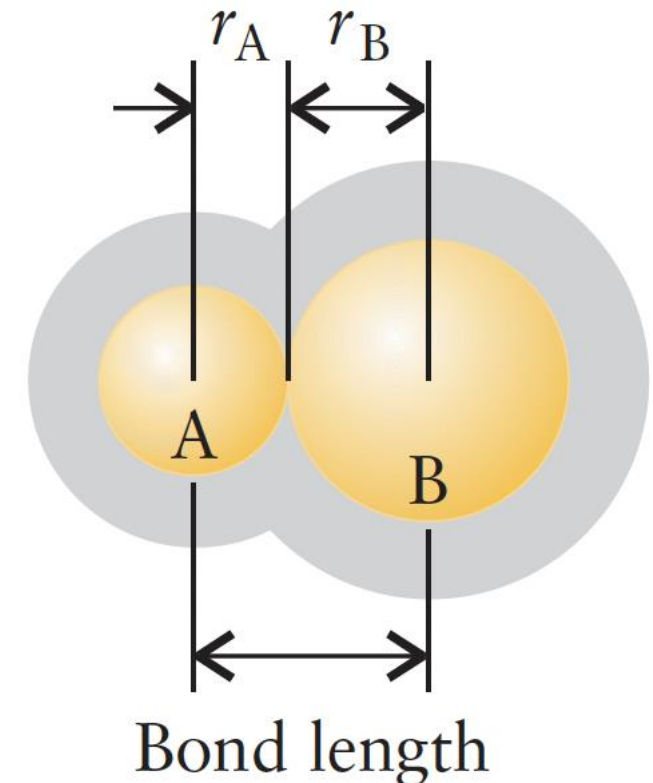


Figure 2D.8

2D.4 Longueur des liaisons

Figure 2D.5

Rayons covalents de l'hydrogène et des éléments du bloc p (en pm)

	1	2	13/III	14/IV	15/V	16/VI	17/VII	18/VIII
2	Li	Be	B 88	C 60 67 77	N 55 60 75	O 60 66	F 58	He
3	Na	Mg	Al 118	Si 111	P 110	S 102	Cl 98	Ne
4	K	Ca	Ga 126	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Ar
5	Rb	Sr	In 144	Sn 141	Sb 138	Te 137	I 134	Kr
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Xe
								Rn

2D.4 Longueur des liaisons

Résumé

Le rayon covalent d'un atome est la contribution qu'il apporte à la longueur d'une liaison covalente ; les rayons covalents sont additionnés pour estimer la longueur des liaisons dans les molécules.

Les compétences que vous avez acquises vous permettent

- ❑ D'expliquer le concept d'électronégativité et de l'utiliser pour estimer si une liaison est polaire.
- ❑ D'expliquer comment on utilise la résonance pour améliorer la description d'une liaison covalente en y introduisant un caractère ionique.
- ❑ D'estimer le caractère ionique ou covalent.
- ❑ D'expliquer comment on utilise le concept de polarisabilité pour améliorer la description d'une liaison ionique.
- ❑ De prédire et expliquer les évolutions périodiques de la polarisabilité des anions et le pouvoir polarisant des cations.
- ❑ De prédire et expliquer les forces et les longueurs de liaison relatives.
- ❑ **Résumé : Vous avez appris que l'électronégativité d'un élément vous permet d'identifier l'atome d'une liaison qui possède la plus grande part du doublets d'électrons. Les liaisons chimiques présentent toute une gamme de caractéristiques, allant de la liaison entièrement covalente à la liaison entièrement ionique. Vous avez vu que les forces de liaison sont approximativement transférables entre les molécules et que les atomes contribuent de manière caractéristique à la longueur des liaisons.**