

Chapitre 3 : Liaison et électronégativité

Pr Mohammed cherif ouiza

Question : Qu'est-ce qu'une liaison chimique ?

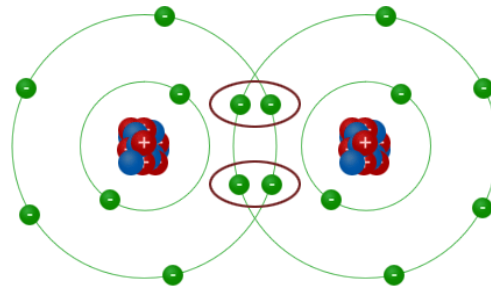
- (molécules) indépendantes entre elles. Elles sont invisibles, échelle microscopique La matière est composée d'atomes.
- Les atomes sont **associés** de différentes manières entre eux pour former des matériaux (structure macroscopique) constitués d'un nombre considérable d'atomes : métaux, polymères, cristaux... Ou en petites unités
- La théorie des orbitales moléculaires permet d'étudier avec une très grande précision les caractéristiques de la liaison chimique malheureusement assez souvent au prix de longs calculs.
- Il existe une solution alternative extrêmement rapide et le plus souvent suffisante pour le chimiste.

Cette méthode est basée sur l'utilisation de la notion d'**électronégativité de Pauling**.

- Pourquoi des liaisons entre atomes ?
- Pourquoi les atomes se regroupent le plus souvent en molécules ou en cristaux puis en matériaux au lieu de rester seuls, isolés et indépendants les uns des autres ?

→ Tout système physique ou chimique a tendance à aller spontanément vers un **état d'énergie minimum**, c'est la force motrice de l'univers.

→ La **formation de liaisons** entre les atomes et leur regroupement doit donc correspondre à une **diminution de l'énergie du système**.



Représentation de Lewis : $\langle \text{O}::\text{O} \rangle$

I) Nature de la liaison entre les atomes :

La liaison entre 2 atomes est principalement le résultat des interactions,

- Entre les électrons entre eux et,
- Entre les électrons et le noyau atomique.

→ L'électron est le **liant** de la matière, (il fait et défait les liens entre 2 atomes).

Comment se forment les liaisons entre les atomes ?

→ La **réaction chimique** (ou réaction **biologique**) : Elle correspond à :

- La cassure de liaisons et à la formation d'autres liaisons.
- Des changements dans la répartition des électrons autour des atomes, il se produit des échanges d'électrons entre les atomes. Une **réaction chimique** se traduit donc par des **échanges d'électrons** qui accompagnent **la cassure ou la formation des liaisons**.

Les échanges d'électrons s'accompagnent **toujours d'échanges d'énergie**.

But : L'**abaissement de l'énergie totale du système**.

Il y a des échanges d'électrons, chaque fois qu'un **gain énergétique en résulte** ou est possible.

Une **réaction chimique**, doit conduire à une **diminution de l'énergie du système** et donc à un **état final plus stable que l'état initial**.

En quoi consistent les échanges d'électrons ?

Echange d'électrons cela signifie **perte ou gain** d'électron ou encore **mise en commun** d'électrons:

- L'élément **perd** ou **cède** des électrons: il est **donneur** d'électrons : $C \Rightarrow C^+ + e^-$

→ on obtient un **ion positif** (cation) : C^+

- L'élément **gagne** ou **capture** des électrons; il est **accepteur** d'électrons : $A + e^- \rightarrow A^-$

→ On obtient un **ion négatif** (anion): A^-

- Ni perte ni gain d'électron, mais simple **partage d'électrons = mise en commun** des électrons entre 2 atomes → **Covalence** : $X + Y \rightarrow X - Y$

Le partage peut être totalement **équitable**, ou déséquilibré en faveur d'un des partenaires.

→ L'un des atomes devient donneur partiel et l'autre sera un accepteur partiel.

→ Si le déséquilibre est trop important, on retombe sur la **liaison ionique**: $X + Y \rightarrow X^+ Y^-$

- **Autre solution** : simple **délocalisation** des électrons sur l'ensemble des atomes du matériau (les métaux)

→ Tous les atomes d'un corps métallique sont donc exclusivement **donneurs (métallique)**.

Il existe donc **3 grands types de liaisons: ionique, covalente et métallique**.

- Avant de parler de liaison, il faut rappeler la règle **fondamentale** de la **neutralité électrique**. La **neutralité** est toujours **plus stable** que quelque chose de chargé.

- > Problème: On a parlé d'ion (A- ou C+), ce n'est plus neutre !
- Solution, on associe un cation avec un anion (une paire d'ions): la neutralité est globalement retrouvée !


Quelles sont les règles énergétiques concernant les électrons dans le processus de formation des liaisons ?

Les deux principales règles :

- 1) Les électrons s'associent par **paires** ou doublets, les électrons célibataires conduisent aux radicaux libres, **instables et très réactifs**.
- 2) Les électrons sont organisés en couches et sous couches: ces couches doivent être **saturées** (complètement remplies) pour une **stabilité énergétique maximum**.
→ Règle de l'octet

Comment connaître la répartition des électrons (afin de prévoir la réactivité chimique des éléments) ?

- Les lignes ou périodes (bleu) représentent le numéro de la **couche** en cours de remplissage
- Les colonnes ou familles représentent le **remplissage des sous couches** (vert) correspondantes, s, p, d et f

	bloc s		bloc d										bloc p					
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac															

6	bloc f																	
7																		

- On rappelle que les **sous couches s et p** forment un ensemble difficile à dissocier d'un point de vue énergétique, il y a une continuité de leurs propriétés (violet)

	bloc s		bloc d										bloc p					
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac															

- La **sous-couche d** a un comportement autonome et il est de même pour la sous-couche f (non représentée ici), ce sont les éléments de transition. Elles sont très homogènes et ne sont qu'un **cas particulier** parmi les caractéristiques observées à propos des sous couches s et p (on parle d'éléments de **transition**).

	bloc s		bloc d										bloc p					
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac															

6	bloc f																	
7																		

Observation et conclusion :

→ Éléments de la colonne 18 :

8 électrons dans l'ensemble s + p → couche électronique **saturée totalement**.

Aucun besoin de réaction chimique et de formation de liaisons pour améliorer la stabilité, elle est déjà maximum : ces éléments existent à l'état atomique, c'est leur état le plus stable, ce sont les gaz dit inertes, rares (hélium, néon, argon, etc..). Tellement stables qu'ils n'ont pas besoin de former de liaisons pour gagner en stabilité.

Dans tous les autres cas, un état plus stable résulte d'une combinaison chimique de plusieurs atomes :

→ Éléments des colonnes 1 à 17 : réaction chimique avec formation de liaison

→ Éléments de la colonne 17, la plus à droite :

→ **7 électrons dans l'ensemble s + p (sur couche périphérique), cela correspond à une couche électronique presque totalement saturée.**

- Le gain d'un seul électron amène à un état plus stable : $X + e^- \Rightarrow X^-$

- La formation d'un **anion** de type monovalent X^- est favorisée.

→ Éléments de la colonne 1, la plus à gauche :

→ 1 seul électron dans la sous couche s, cela correspond à une couche électronique **presque totalement vide**

- La perte d'un électron amène à un état plus stable (une couche vide n'existe plus)



- La formation d'un **cation** M^+ est favorisée.

Type de liaison à attendre :

Bilan : $X + e^- \rightarrow X^-$ → colonne 17

et $M \rightarrow M^+ + e^-$ → colonne 1



Il s'agit d'une paire d'ions liés par une liaison ionique :

Exemple : Chlorure de sodium NaCl : Na^+ et Cl^- → liaison ionique

→ Propriété :

La liaison **ionique** est une **liaison forte** (car le gain d'énergie est important), difficile à rompre, sauf en présence d'un solvant ionisant tel que l'eau... (les ions se dissocient et s'associent à l'eau), (cf solvatation en thermodynamique)

→ Éléments colonnes centrales :

Colonne 14 :

→ 4 électrons dans l'ensemble s + p, cela correspond à une **hémi-saturation** de cet ensemble : 4 électrons sur les 8 possibles.

→ Trop d'électrons à mobiliser pour obtenir une ionisation que ce soit un anion ou un cation, cout énergétique trop élevé, bilan défavorable.

→ Pas d'ionisation, ni positive, ni négative envisageable.

→ C'est donc la mise en commun (**le partage des électrons**) qui seule peut amener à une stabilité énergétique

→ Ce type de liaison est nommée **liaison covalente**.

-> **On notera que le carbone, la colonne vertébrale de la chimie organique, appartient à cette famille**

La plupart des liaisons incluant le carbone seront donc des liaisons covalentes

→ Élément particulier: L'Hydrogène :

Période 1: 1 seule sous couche de type s, 2 électrons au maximum, 1 seul électron pour cet élément.

- 1 seul électron présent → **colonne 1**, il peut donner un ion H⁺ (proton)
- 1 seul électron manquant → **colonne 17**, il peut donner ion H⁻ (hydrure)
- 1 électron sur 2, couche hémi-saturée → **colonne 14**, il peut se lier par mise en commun d'électrons (liaison covalence)

Type de liaison à attendre :

Exemple : cas du carbone et de l'hydrogène

Mise en commun des électrons → **covalence**.

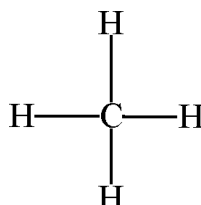
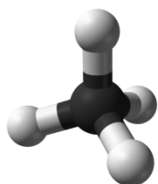
Il s'agit d'une molécule formée d'atomes liés par des liaisons **covalentes**, 1 atome de carbone lié à 4 atomes d'hydrogène pour saturer leurs couches électroniques respectives

Bilan :

On obtient une molécule covalente de formule CH₄ (méthane)

- L'atome de **carbone** est entouré de 8 électrons (saturation)
- Chacun des 4 atomes d'hydrogène est entouré de 2 électrons (saturation)

C'est la base de la chimie organique ...



En résumé: (on raisonne avec les blocs s et p)

- Les **éléments de la droite** de la classification ont une grande affinité pour les électrons, ils sont **accepteurs d'électrons**, ils ont tendance à **devenir des anions**.
- Les **éléments de la gauche**, ont une **faible** affinité pour les électrons, ils sont **donneurs** d'électrons, ils ont tendance à **devenir des cations**.
- Les **éléments du centre**, ont une affinité moyenne pour les électrons, ils sont **aussi bien accepteurs que donneurs** d'électrons et ont plutôt une **tendance à la mise en commun d'électrons** (covalence)

II) La notion d'électronégativité (par Pauling):

On va quantifier cette attractivité plus ou moins forte pour les électrons par une **valeur numérique** qui va permettre de faire des comparaisons entre les éléments et de prévoir leur comportement dans le processus de l'établissement d'une liaison: c'est l'**électronégativité**

Il s'agit d'une note établie sur une échelle allant de **0 à 4**.

- Les **éléments de la droite** ont une grande affinité pour les électrons, la valeur de leur **électronégativité est comprise en 2 et 4**
- Les **éléments de la gauche** ont une faible affinité pour les électrons, la valeur de leur **électronégativité est comprise en 0 et 2**
- Les **éléments du centre** ont une affinité moyenne pour les électrons, leur **électronégativité est proche de 2**

	bloc s		bloc d										bloc p					
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac															

*Ne pas connaître les valeurs, mais savoir (à peu près)
placer un atome pour connaître son électronégativité*

	bloc s		bloc d										bloc p					
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H 2.2																	He XX
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne XX
3	Na 0.9	Mg 1.3											Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.0	Ar XX
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.7	Mn 1.6	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.8	Kr XX
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.3	Nb 1.6	Mo 2.2	Tc 2.1	Ru 2.2	Rh 2.3	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.8	Sn 1.9	Sb 2.1	Te 2.1	I 2.7	Xe XX
6	Cs 0.8	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn XX
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1															

L'électronégativité est symbolisée par le caractère χ (chi).

Sa valeur varie sur une échelle allant de **0 à 4**.

Les gaz inertes (colonne 18) ne possèdent **pas de valeur** d'électronégativité, ils ne participent pas aux échanges électroniques.

La valeur 0 n'existe pas, le minimum est pour le francium avec $\chi = 0,7$ (en bas à gauche)

La valeur maximum existe, c'est pour le fluor avec $\chi = 4$ (en haut à droite colonne 17)

La valeur de l'électronégativité augmente régulièrement quand on va de la gauche vers la droite et du bas vers le haut.

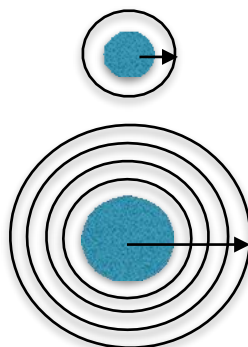
• Haut de la classification :

Atomes **petits**, légers → petit rayon + peu d'électrons (peu de couches remplies)

→ Distance noyau électron faible + effet d'écran nul ou faible

→ Attraction noyau électron plus forte

→ **Électronégativité plus importante**



• Bas de la classification :

Atomes lourds → grand rayon + nombreux électrons internes

→ Distances noyau électron importantes + effet d'écran par les électrons internes important

→ Attraction noyau électron plus faible

→ **Électronégativité plus faible**

→ La valeur de l'électronégativité est croissante du bas vers le haut (dans une même colonne)

→ La valeur de l'électronégativité est croissante selon la diagonale montante

Il y a une ligne d'iso-électronégativité $\chi=2$ sur la diagonale descendante (attention: H est sur cette ligne)

	bloc s		bloc p						
	1	2	13	14	15	16	17	18	
1	H 2.2							He XX	
2	Li 1.0	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne XX	
3	Na 0.9	Mg 1.3	Al 1.5	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.0	Ar XX	
4	K 0.8	Ca 1.0	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.8	Kr XX	
5	Rb 0.8	Sr 1.0	In 1.8	Sn 1.9	Sb 2.0	Te 2.1	I 2.7	Xe XX	
6	Cs 0.8	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 2.0	Bi 2.0	Po 2.0	At 2.2	Rn XX	
7	Fr 0.7	Ra 0.9							

Application de la notion d'électronégativité à la connaissance de la nature d'un élément :

- On sait que certains éléments sont des métaux et d'autres pas.
- La détermination de ce caractère est systématique si on connaît la valeur de l'électronégativité de l'élément...
- Électronégativité → Nature de l'élément → Type de liaison

- En dessous de la **diagonale d'iso-électronégativité moyenne ($\chi < 2$)** les éléments sont naturellement enclins à **céder** leurs électrons de valence : **ces éléments sont tous des métaux** (sauf hydrogène car mal positionné, devrait être au centre).

	bloc s		bloc d										bloc p					
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1a	2a	3a	4a	5a	6a	7a	8a			1b	1b	3b	4b	5b	6b	7b	8b
1	H 2.2																	He XX
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne XX
3	Na 0.9	Mg 1.3											Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.0	Ar XX
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.7	Mn 1.6	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.8	Kr XX
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.3	Nb 1.6	Mo 2.2	Tc 2.1	Ru 2.2	Rh 2.3	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.8	Sn 1.9	Sb 2.1	Te 2.2	I 2.7	Xe XX
6	Cs 0.8	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn XX
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1															

→ On notera que certains métaux, surtout ceux de transition (bloc d) possèdent une électronégativité légèrement supérieure à 2, cela ne change rien à la règle générale.

Par définition un métal est toujours donneur d'électrons dans une combinaison chimique, jamais accepteur d'électrons.

Dans un matériau métallique, c'est à dire un matériau composé d'un seul métal ou de plusieurs métaux différents: Il n'y a pas d'accepteur d'électrons, donc :

- Pas de **paire d'ions**: impossible de former un anion
- Pas de **covalence**: partager c'est donner **et** recevoir, un métal ne reçoit jamais d'électrons

Dans un matériau métallique, c'est à dire un matériau composé d'un seul ou de plusieurs métaux en mélange, **la structure du matériau est assurée par une simple délocalisation des électrons de valence** sur tout le matériau, on parle alors de **liaison métallique**.

Si le matériau est constitué de plusieurs métaux différents, on parle d'**alliage**.

→ La liaison métallique :

- Au **dessus** de la diagonale d'iso-électronégativité moyenne, donc avec $X > 2$, nous avons des éléments naturellement enclins à **capturer** des électrons pour compléter leur couche de valence: ces éléments sont des **non métaux**.
- Au voisinage et sur la diagonale d'iso-électronégativité moyenne, donc avec $X \approx 2$, nous avons des éléments frontières entre les métaux et les non-métaux: ces éléments sont des **semi-métaux**.
- Lorsqu'un élément **non-métallique** est mis en présence d'un autre élément au cours d'une réaction chimique, c'est celui dont **l'électronégativité est la plus forte** qui prend des électrons à celui dont **l'électronégativité est la plus faible** pour former une liaison chimique.
- Si un élément **non-métallique** est mis en présence d'un **élément métallique**, il se produit une réaction chimique et **c'est toujours le métal qui donne des électrons au non-métal** : conjonction des règles de l'électronégativité la plus forte et du caractère donneur exclusif d'un métal.

Récapitulatif : Type de structure en fonction de la valeur de l'électronégativité :

métal ($\chi < 2$) + métal ($\chi < 2$) → **alliage métallique**

non-métal ($\chi > 2$) + élément quelconque → **liaison chimique**

- Si la différence d'électronégativité importante : **liaison ionique**
- Si la différence d'électronégativité faible (proche de zéro) : **liaison covalente**
- Si la différence d'électronégativité est faible : **liaison covalente polarisée**.
- **Cas de combinaisons ne mettant en jeu que des métaux :**

Quelle que soit la valeur de l'électronégativité	Métal + Métal	→	Liaison métallique = alliage
--------------------------------------------------	---------------	---	---------------------------------

- La liaison **métallique** résulte de la délocalisation de l'ensemble des électrons de valence sur tout le matériau.

Cas de combinaison se produisant avec au moins un non métal: → liaison chimique = réarrangement des électrons de valence, on parle par simplification d'électrons localisés et de doublets

On peut définir 2 cas limites et les différentes situations intermédiaires pour retrouver dans la même définition la **liaison ionique** et la **liaison covalente**.

1^{er} cas limite :

Deux éléments **d'électronégativité très différente** (on a forcément un non métal) réagissent entre eux : le plus électronégatif est capable d'arracher complètement un électron au moins électronégatif pour former une paire d'ion: on aura une **liaison ionique**.

Exemple du $Na^+ Cl^-$

	bloc s		bloc d										bloc p					
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	1a	2a	3a	4a	5a	6a	7a	8a			1b	1b	3b	4b	5b	6b	7b	8b
1	H 2.2																	He XX
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne XX
3	Na 0.9	Mg 1.3											Al 1.6	Si 1.9	P 2.2	S 2.6	Cl 3.0	Ar XX
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.7	Mn 1.6	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.7	Ga 1.8	Ge 2.0	As 2.2	Se 2.5	Br 2.8	Kr XX
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.3	Nb 1.6	Mo 2.2	Tc 2.1	Ru 2.2	Rh 2.3	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.8	Sn 1.9	Sb 2.1	Te 2.1	I 2.7	Xe XX
6	Cs 0.8	Ba 0.9	La 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn XX
7	Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1															

2^{ème} cas limite :

- Deux éléments **d'électronégativité très voisine ou identique** réagissent entre eux: les électrons de liaison seront partagés équitablement entre les 2 atomes: on aura une **liaison covalente**.

→ C'est le cas en général de la liaison entre **2 atomes du même élément non-métallique**. La combinaison obtenue est une molécule ou une macromolécule: le diamant (c'est du carbone), O₂, le soufre, le dichlore etc

→ C'est aussi le cas de la liaison entre **2 atomes d'éléments voisins dans la classification** : la combinaison obtenue est une molécule ou une macromolécule : le cyanure d'hydrogène (HCN), le méthane (CH₄), la phosphine (PH₃), les matières plastiques (des liaisons C-C en majorité)

→ Cas intermédiaire :

2 éléments **d'électronégativité différente mais pas assez pour obtenir une véritable liaison ionique** :

→ Les électrons de liaison sont plutôt déplacés en direction de l'élément le plus électronégatif qui acquiert une charge **partielle négative** alors que l'élément le moins électronégatif acquiert une charge **partielle positive** : on parle de **liaison covalente polarisée**:



Exemple : Le chlorure d'hydrogène (HCl) est **covalent**. Cependant, mis en présence d'un solvant ionisant (eau), la molécule se dissocie facilement en ions H⁺ et Cl⁻ (explication du caractère acide de sa solution aqueuse: l'acide chlorhydrique)

→ Cas particulier de la liaison dative ou de coordination :

- Il s'agit de cas où **l'un des éléments est incapable par suite d'un déficit électronique de participer à la mise en commun des électrons de liaison** (doublets de liaison)

→ Colonne 3 du bloc p (moins de la moitié de la saturation : 3/8)

→ Cations des éléments du groupe d (charge positive, colonnes 7 et 8)

Ces éléments possèdent une **électronégativité trop importante pour engager une liaison ionique avec la plupart des non-métaux**.

D'autre part, ils ne possèdent **pas assez d'électrons pour les partager dans une liaison covalente**.

- La solution est le **don (liaison dative)** du **doublet de liaison complet** par un non métal porteur d'un excédent électronique sous forme de **doublets libres** : éléments des colonnes 15 16 et 17.

Définition Wikipédia de la liaison dative pour la compréhension (non dit par le prof) :

Une liaison covalente de coordination (anciennement connue sous le nom de liaison dative, maintenant obsolète) est une description de la liaison covalente entre deux atomes pour lesquels les deux électrons partagés dans la liaison proviennent du même atome.

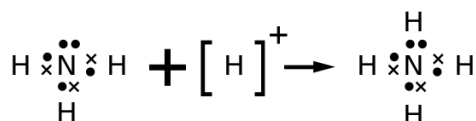
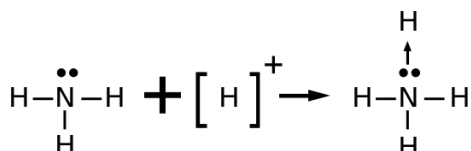


Schéma Hors Concours



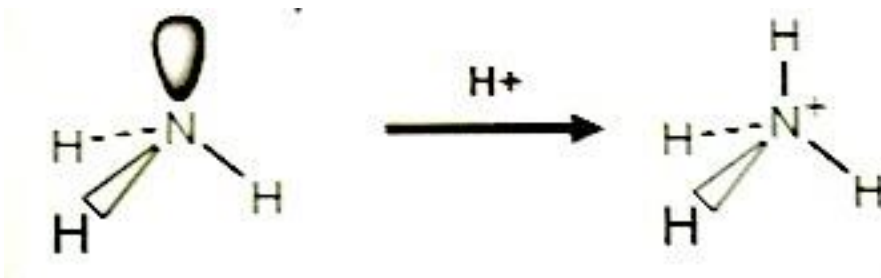
Quelques exemples :

Liaison **dativ** : comparaison de l'effet du remplissage entre les colonnes 13, 14, et 15.

Formation de l'ion ammonium quaternaire NH₄⁺

- Réaction : $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$

- Déficit d'électron sur H⁺ mais excès d'électrons (doublet libre sur N → liaison dativ **identique aux 3 liaisons covalentes déjà existantes**).



L'ammoniac NH₃ : vraie molécule covalente :

N = 5e⁻ → 3 liaisons covalentes + 1 doublet libre

3H = 3e⁻ → 3 liaisons covalentes.

Liaison dativ: comparaison de l'effet du remplissage entre les colonnes 13, 14 et 15

