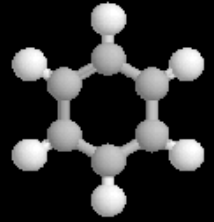
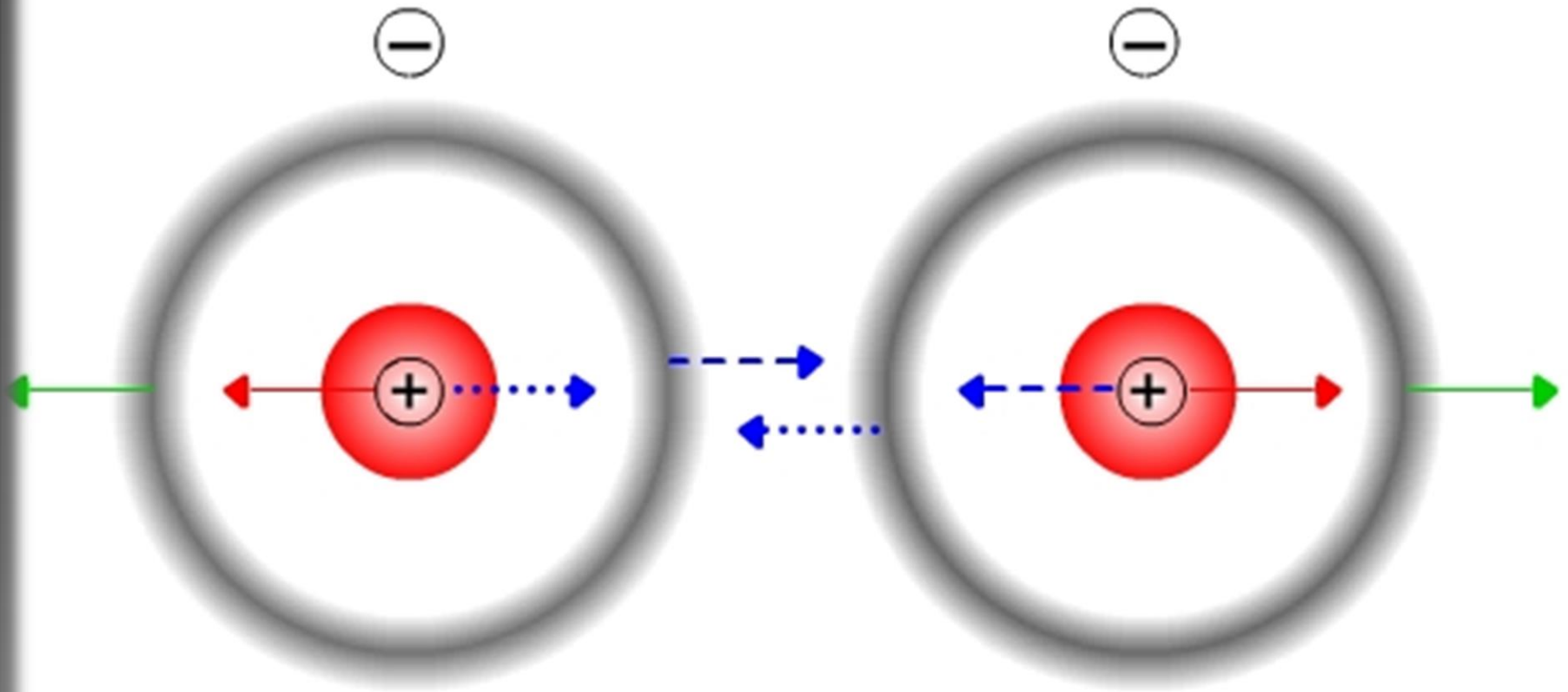


Liaisons interatomiques



- ⦿ Il est très rare de retrouver dans la nature les atomes seuls, ils existent surtout sous forme de _____ composés _____.
- ⦿ Les _____ gaz rares _____ se retrouvent seuls dans la nature en raison de leur _____ stabilité _____.
- ⦿ Les gaz rares ont leur dernier niveau d'énergie _____ remplis _____.
- ⦿ Les gaz rares ont 8 électrons sur leur dernier niveau. À l'exception de l' _____ hélium _____.

Liaisons interatomiques

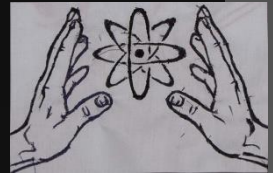


- Répulsion entre les noyaux
- Répulsion entre les nuages électroniques
- Attraction entre le noyau d'un atome et le nuage électronique de l'autre atome

Liaisons interatomiques

Les atomes forment des liaisons pour deux raisons principales:

- L'énergie d'atomes qui font des liaisons est plus faible que les atomes qui sont seuls.
- Lorsque les atomes forment des liaisons, ils acquièrent la même configuration électronique que le gaz rare de leur période. C'est la règle de l'octet.



Je veux avoir les mêmes électrons que l'argon!!!!

Liaisons interatomiques

- Atomes isoélectroniques : Atomes qui ont la même configuration électronique.



Le chlore qui obtient un électron supplémentaire est isoélectronique à l'argon.

Liaisons atomiques ioniques

Elles se font habituellement entre un métal et un non-métal (surtout halogènes et groupe 16)

La liaison est un transfert d'électrons du métal au non-métal.

Le métal donne des électrons (cation)

Le non-métal prend des électrons (anion)

Pourquoi les liaisons ioniques?

Les atomes veulent avoir la stabilité des gaz rares.

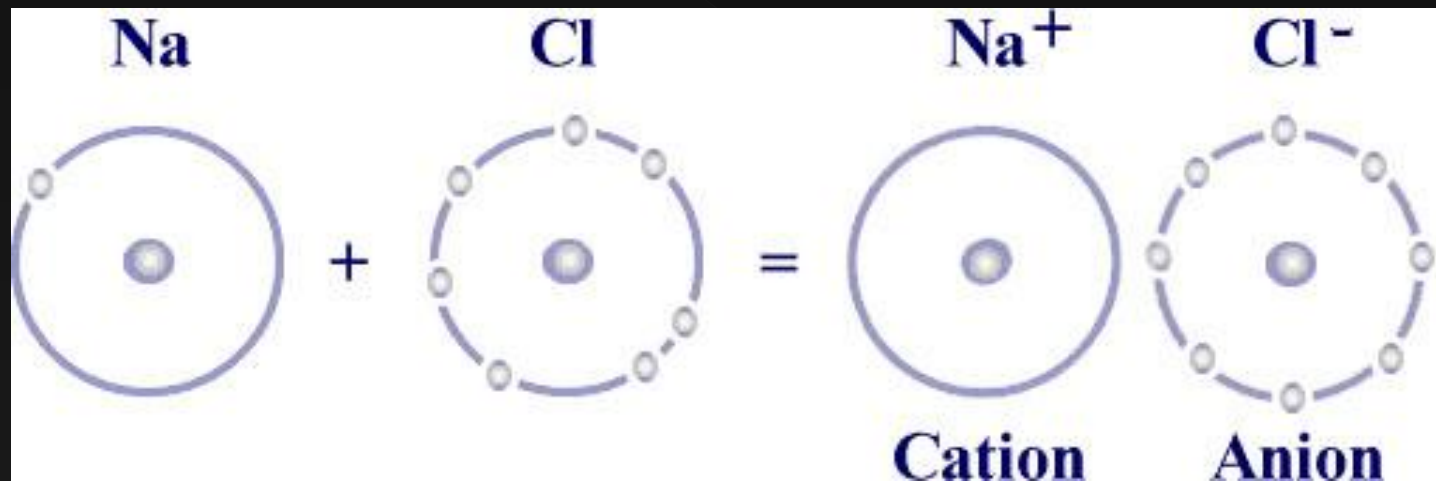
Liaisons atomiques ioniques

Diagramme de Lewis de la liaison ionique:

- a) Sodium et chlore
- b) Calcium et oxygène
- c) Magnésium et Fluor

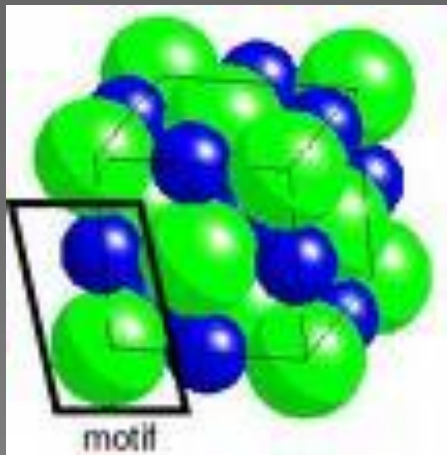
Liaisons atomiques ioniques

Une fois que le transfert d' électrons est fait, nous avons un cation et un anion



Liaisons atomiques ioniques

- Pour avoir l'attraction maximale et la répulsion minimale, ces composés se placent dans des réseau cristallin.



https://www.youtube.com/watch?v=78M_UXdAwTo

 cation

 anion

Exercices

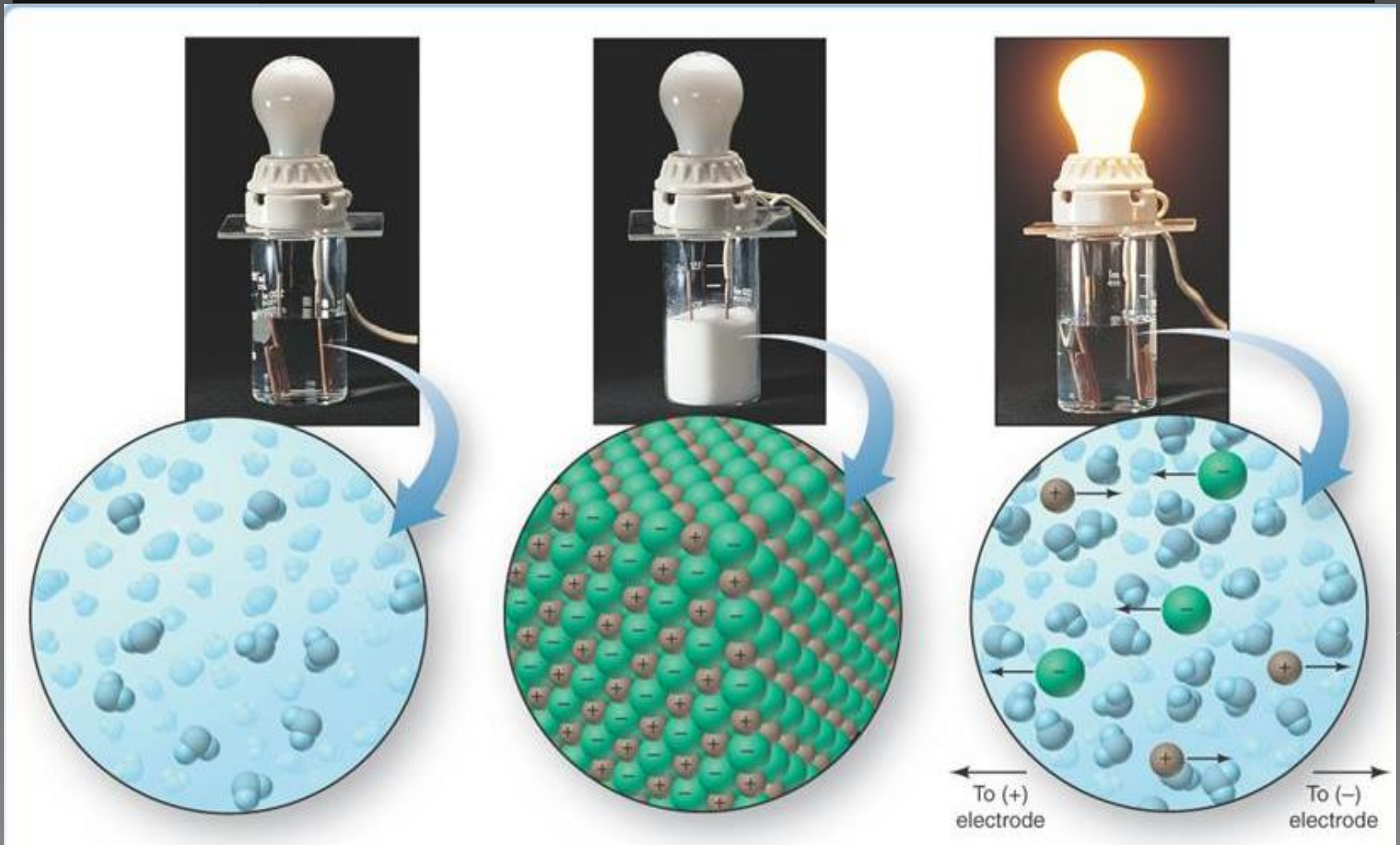
- P.76 #2 et 3
- P.78 #4 et 5

Liaisons atomiques ioniques

Rappel des propriétés des composés ioniques:

- a) Point de fusion ^{élevé}
- b) Formes régulières (^{cristaux})
- c) Conductibilité électrique en solution ^{aqueuse} et sous forme liquide.
- d) ^{solubles} dans l'eau

Liaisons atomiques ioniques



Liaisons interatomiques covalentes

Chlore : gaz nocif jaunâtre (Cl_2)



Liaisons dans lesquelles il y un partage d'électrons

⊙ Covalentes Non polaires : C'est un partage égal des électrons de la part de chaque atome.

> $\Delta x =$ entre 0 et 0.5

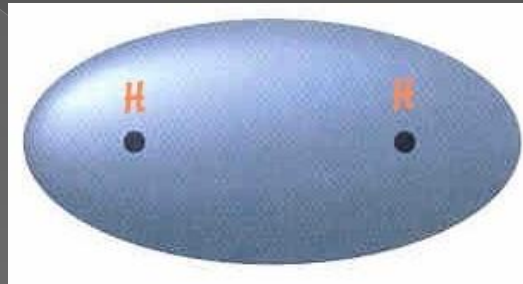
⊙ Covalentes polaires : C'est un partage inégal des électrons de la part de chaque atome

> $\Delta x =$ entre 0.5 et 1.7



Liaisons interatomiques covalentes

- Liaison covalente non polaire



Ces liaisons forment des molécules plutôt que des réseaux cristallins.

- Liaison covalente polaire



Liaisons interatomiques covalentes non-polaire

Liaison covalente non-polaire:



Doublet d'électrons partagé

Liaison simple !!!!!

Liaisons interatomiques covalentes non-polaire

Ex: O₂



Liaison double

Liaisons interatomiques covalentes non-polaire

Ex: N₂



Liaison triple

Liaisons covalentes non polaires multiples

Ex: P et H

$$\Delta x = 2.19 - 2.1$$

$$\Delta x = 0.09$$

Liaisons covalentes non polaires multiples

Ex: C et H (méthane)

$$\Delta x = 2.55 - 2.20$$

$$\Delta x = 0.35$$

Liaisons atomiques covalentes polaires

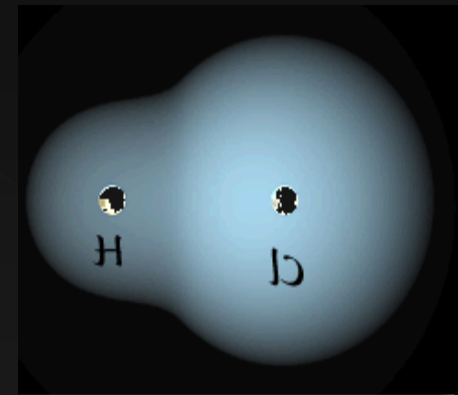
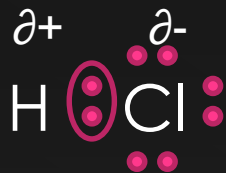
Le partage du doublet d'électrons qui se fait n'est pas égal puisque un atome attire le doublet d'électrons plus fortement, le doublet sera plus près d'un atome que de l'autre.

La molécule possède alors une région partiellement + et une région partiellement -.

Ex: HCl

$$\Delta x = 3.16 - 2.10$$

$\Delta x = 1.06 \rightarrow$ covalente polaire


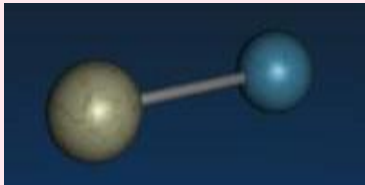



<https://www.youtube.com/watch?v=qH6WFxfWOf8>

Exercices

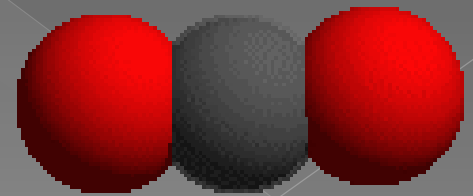
- P.81 #6 et 7
- P.82 #8 à 10

Liaisons atomiques covalentes polaires

Mode de représentation		
Mode	Exemple	Particularité
Diagramme de Lewis		
Diagramme structural	H -- Cl	
Modèle boule et bâtonnet		
Modèle compact		

Liaisons polyatomiques covalentes polaires

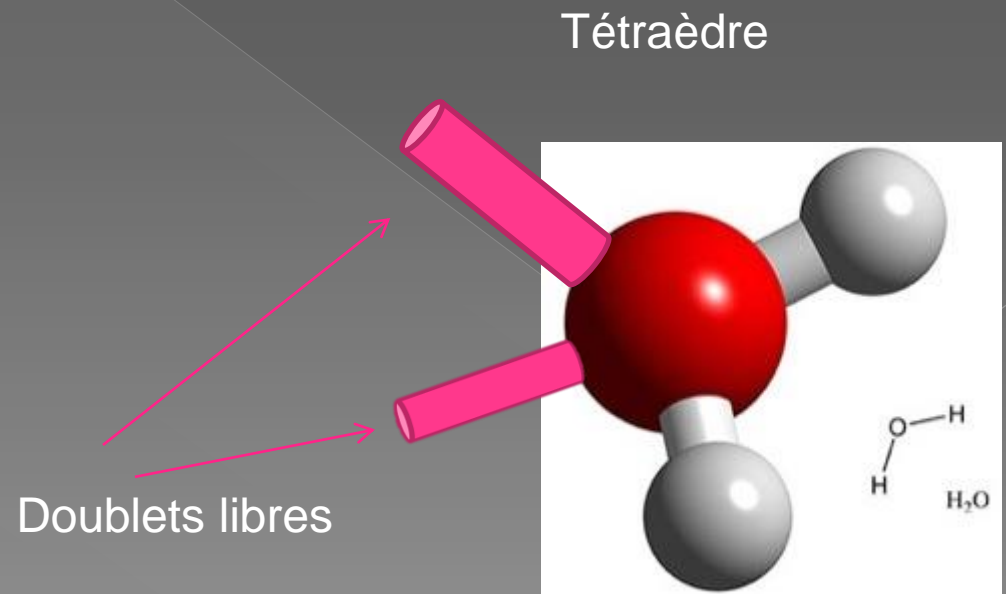
Ex: CO₂



CO₂

Liaisons polyatomiques covalentes polaires

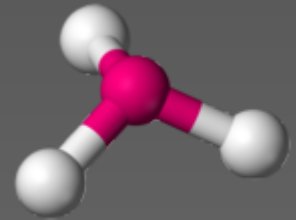
Ex: H₂O



Liaisons polyatomiques covalentes polaires

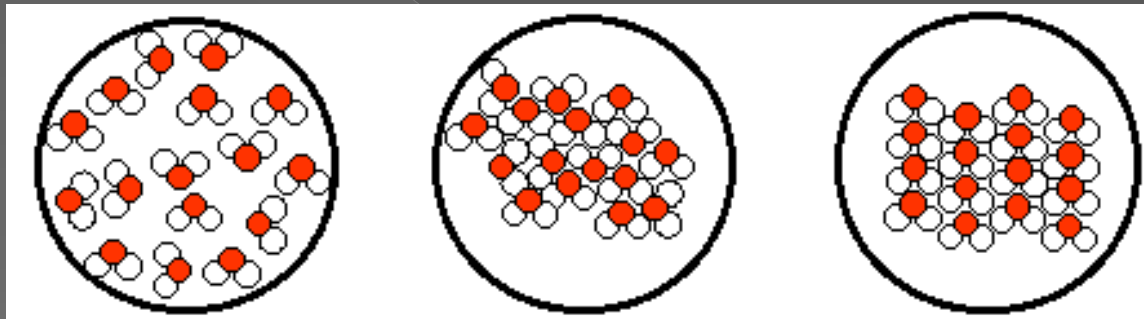
Ex: NH_3

Pyramide



Rappel : propriétés des composés covalents

- Aucune conductivité électrique pour les composés covalents non-polaire



Parce que les ions des composés covalents ne sont jamais libre, que ce soit sous forme solide, liquide ou gazeuse.

Exercices

- P.86 #11 à 13
- P.92 #1 à 3 (avec plasticine)

Rappel

- Métaux + non-métaux → liaison ionique
- Non-métaux + non-métaux → liaison covalente
- Métaux + métaux → ?

Mise en situation

- Pourquoi l'or n'est pas le meilleur matériau à utiliser pour remplacer une dent?



Les métaux

Ce n'est
surement
pas une
liaison
ionique!!!



Les métaux



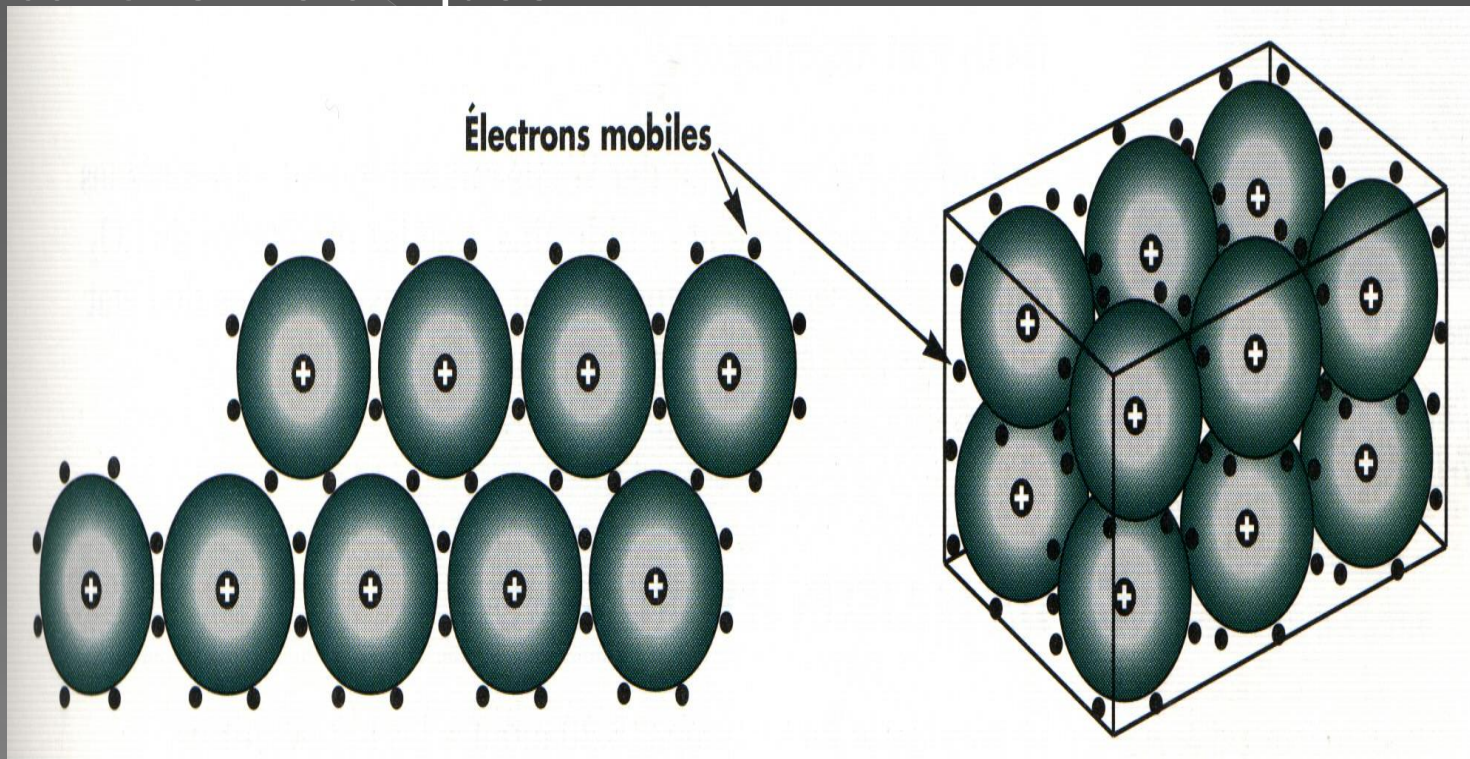
Non... Il n'y a pas assez d'électrons de valence pour faire une liaison covalente.

Liaisons métalliques

- Certains métaux possèdent très peu d'électrons sur le dernier niveau d'énergie et un électronégativité relativement faible.
- Les électrons ne sont pas retenus fortement et se délocalisent (passe d'un atome à l'autre) et voyagent entre les atomes...
- Lorsque les électrons d'un métal sont près l'un de l'autre, il y a un recouvrement des orbitales.
- Les électrons voyagent très facilement et n'occupent pas une position particulière.

Liaison métallique

Liaison chimique propre aux métaux et caractérisée par la présence d'une mer d'électrons entourant les cations métalliques



<https://www.youtube.com/watch?v=-msBDCC2LMA>

Liaisons métalliques

Propriétés générales des métaux:

Les métaux possèdent un éclat brillant

Ils sont malléables et ductiles

Ils sont de bons conducteurs

Relativement durs

Liaisons intermoléculaires

- ⦿ Nous allons maintenant regarder qu'est ce qui tient les molécules ensembles.
- ⦿ Ces forces sont toutefois moins fortes que les liaisons interatomiques.
- ⦿ Les liaisons intermoléculaires sont très importantes parce qu'elles déterminent dans quel état se trouvent certaines substances. (solide, liquide, gaz)

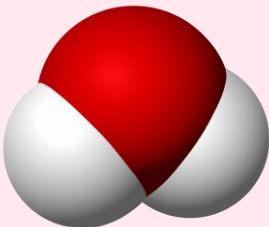
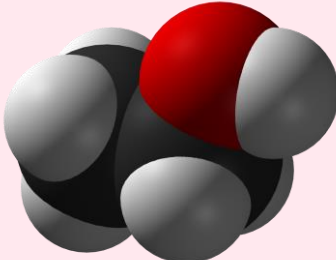
Liaisons intermoléculaires

Ex: H_2O et CCl_4

L'eau bout à 100°C et le CCl_4 bout à 78°C ,
qu'est-ce qu'on peut dire au sujet des
liaisons intermoléculaires de ces deux
composés?

Les liaisons intermoléculaires de l'eau sont plus fortes
et/ou plus nombreuses que les liaisons intermoléculaires
de tétrachlorure de carbone.

Que remarquez-vous?

	Eau	Éthanol
Formule	H ₂ O	CH ₆ O
Liaison	Covalente	Covalente
Point d'ébullition	100°C	79°C
Molécule		

Liaisons intermoléculaires

Sortes de liaisons intermoléculaires

- Forces de Van der Waals
- Ponts hydrogène

1) Forces de Van der Waals

- Ces forces sont relativement faibles
- Ce type de liaisons existent entre les petites molécules
- Ce type de forces existent entre les molécules polaires

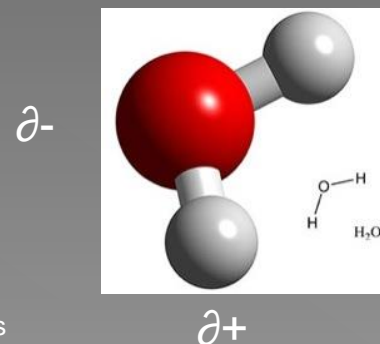


Forces de Van der Waals

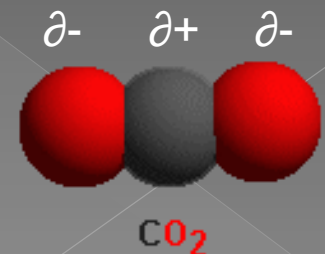
- La forme des molécules décidera si celle-ci est polaire ou non.
- Les molécules polaires subissent davantage les forces de Van der Waals.
- Voilà pourquoi l'eau est liquide à température ambiante tandis que le CO₂ est gazeux.

<https://www.youtube.com/watch?v=XHDBdtrfRyo>

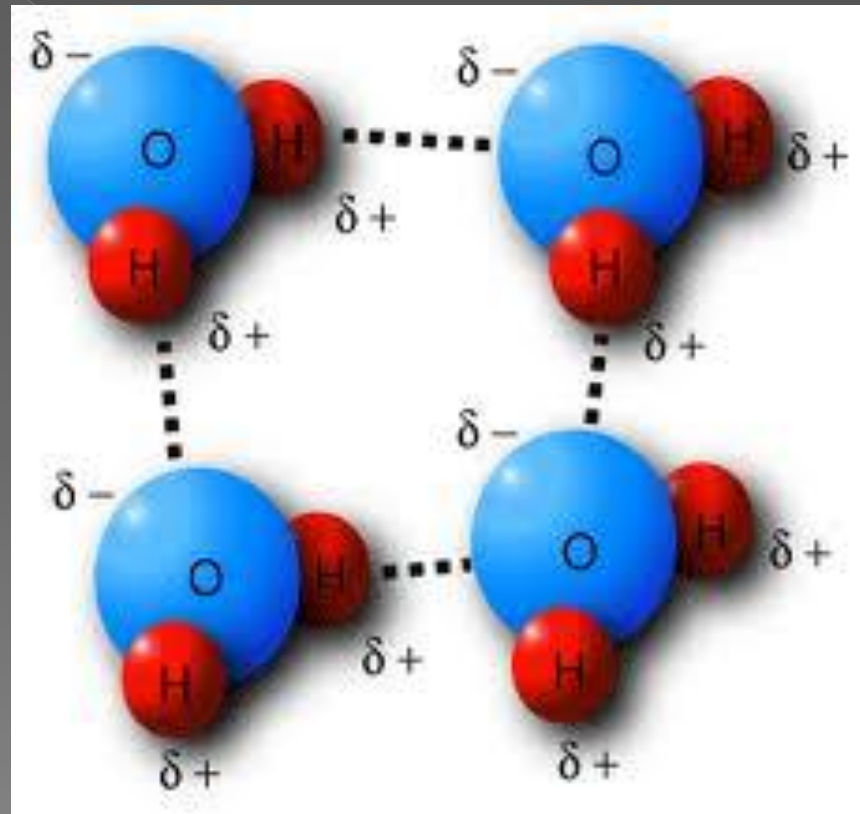
Molécule polaire



Molécule non-polaire



Forces de Van Der Waals



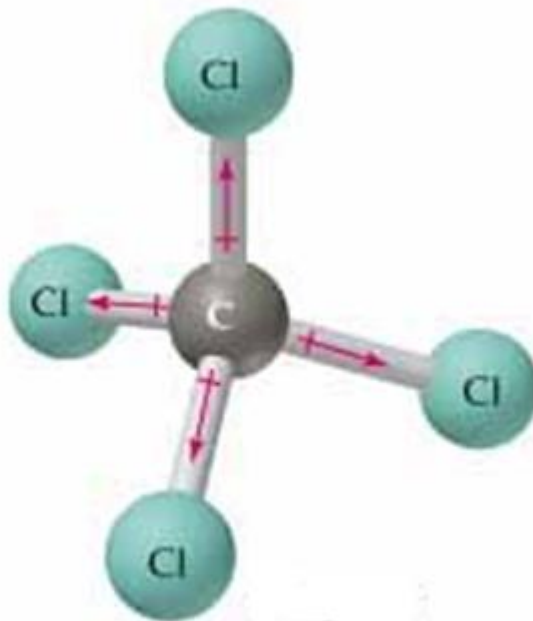
Forces de Van Der Waals

- La symétrie permet de prédire la polarité.

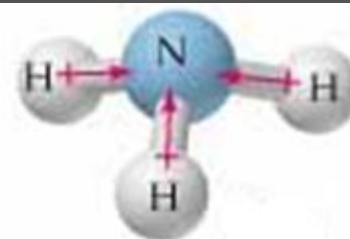
Polaire



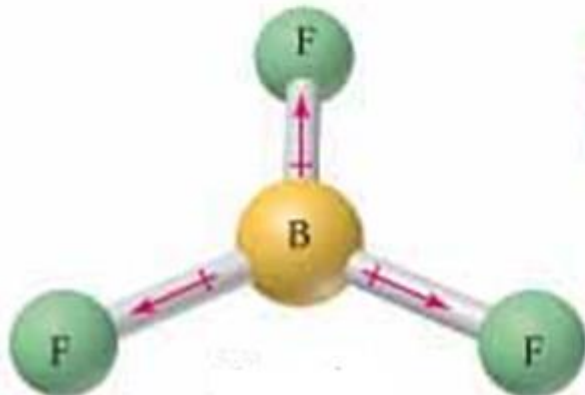
Non- polaire



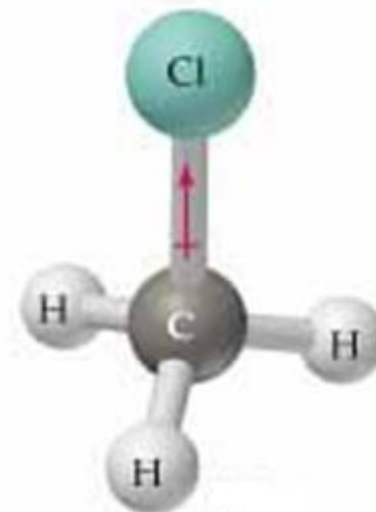
Polaire



Non- polaire



Polaire



Les ponts d'hydrogène

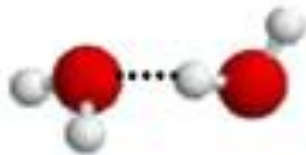
Ce type de force, de même nature que les forces de Van der Waals mais environs 10 fois plus fortes, existe entre les atomes d'H d'une molécule et un atome de F, O, N d'une autre molécule.

Cette liaison est possible à cause de la valeur d'électronégativité de ces atomes et de leur petit rayon atomique .

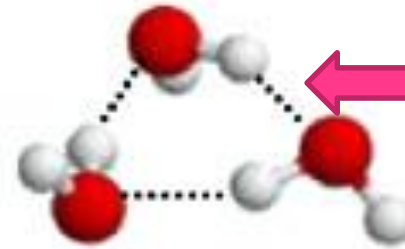
7	14.007	8	15.999	9	18.998
N		O		F	
AZOTE		OXYGÈNE		FLUOR	

Forces de Van Der Waals

Agrégats d'eau

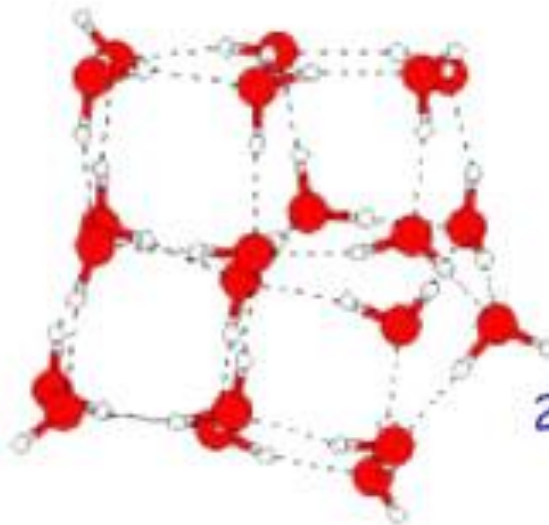


2 molécules (dimère)



3 molécules (trimère)

Pont
d'hydrogène



21 molécules

Liaisons intermoléculaires

P.S. Il est possible qu'entre deux molécules, il y ait deux sortes de liaisons intermoléculaires

Les liaisons $H \leftrightarrow F$ sont plus fortes que les liaisons $H \leftrightarrow O$ qui sont plus fortes que les liaisons $H \leftrightarrow N$.

7	14.007	8	15.999	9	18.998
N		O		F	
AZOTE		OXYGÈNE		FLUOR	

Exercice:

Détermine quel genre de liaison intermoléculaire existe entre les molécules suivantes

- a) Entre une molécule de H_2O et une molécule de CO_2
- b) Entre une molécule de H_2O et une molécule de NH_3 (chimie 12 p.190 et 120)

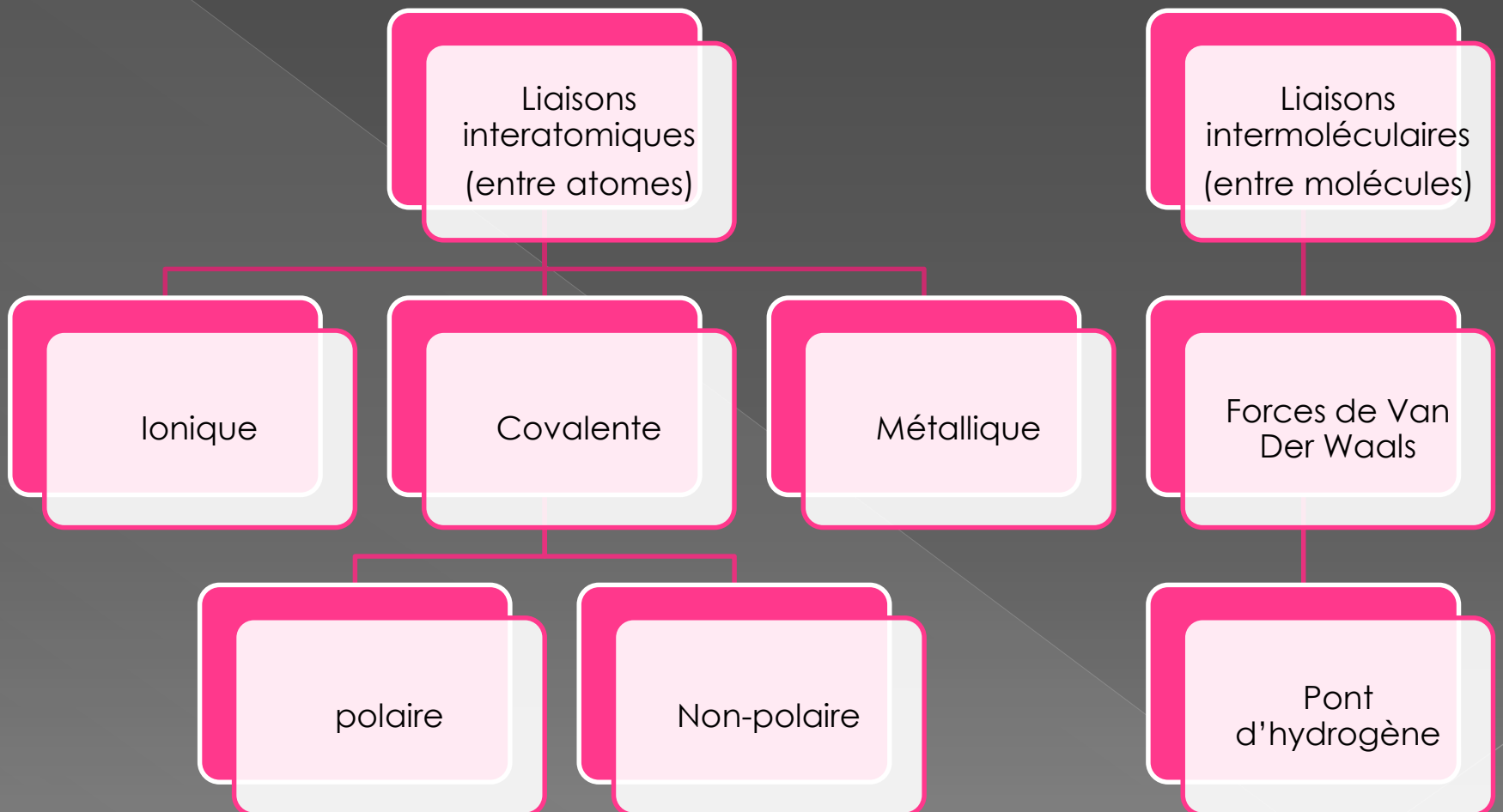
Rappel : propriétés des composés covalents

- Puisque la liaison peut être polaire ou non, et que la liaison polaire peut induire des molécules polaires, il y a une plus grande diversité dans leur propriété que les composés ioniques
 - > Soluble parfois
 - > Parfois solide ou liquide ou gaz

Liaisons interatomiques

L'importance des liaisons:

- ⊙ Les liaisons chimiques déterminent les propriétés d'une substance
- ⊙ Les liaisons chimiques influencent la dureté des substances.
- ⊙ Les liaisons chimiques influencent beaucoup le point d'ébullition d'une substance.
- ⊙ Les liaisons chimiques influencent la température de fusion d'une substance.



Rappel : Mise en situation

- Pourquoi l'or n'est pas le meilleur matériau à utiliser pour remplacer une dent?



Exercices

- P.84 # 1 à 6
- P.94 #1 à 8
- Défi : Fais le diagramme de Lewis de la molécule de SO_2 .