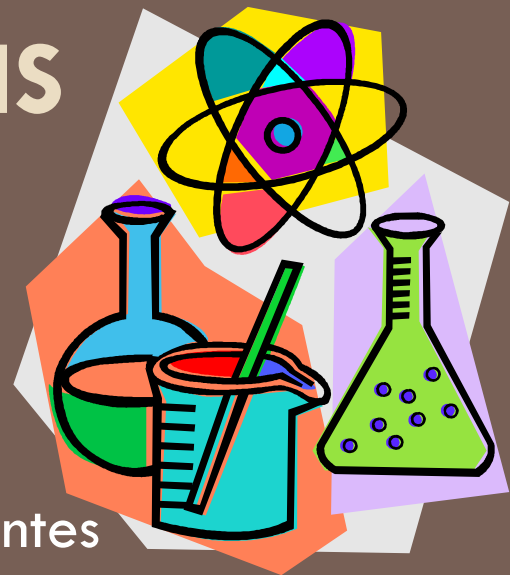


# CHAPITRE 2 – LES COMPOSÉS CHIMIQUES ET LES LIAISONS



2.1 - La formation de liaisons ioniques et covalentes

2.2 - Les noms et les formules des composés ioniques et moléculaires

2.3 - Une comparaison des propriétés des composés ioniques et moléculaires

# 2.1 – La formation de liaisons ioniques et covalentes

- Il existe environ 92 éléments naturels et des millions et millions de composés différents dans la nature. On continue d'en trouver aujourd'hui. On trouve très peu d'éléments à l'état pur.
- Du tableau périodique, on a vu que les éléments sont organisés en trois parties :
  - Les métaux
  - Les métalloïdes
  - Les non-métaux

## 2.1 – La formation de liaisons ioniques et covalentes

- La plupart des métaux et les autres éléments sont chimiquement combinés sous la forme de composés. Pourquoi est-ce que cela est le cas?

# La règle d'octet

- Les atomes se lient afin d'acquérir une configuration électronique semblable à celle d'un gaz rare; soit 8 électrons sur leurs couches de valence (sauf H et He, 2 électrons de valence).



# La formation de liaisons

- Parce que les composés sont tellement nombreux, les chimistes ont créés un système de classification selon leurs propriétés.
- On peut classifier les composés en deux groupes d'après leurs propriétés physiques :
  - Composés ioniques (ex. NaCl)
    - Les composés ioniques se séparent en ions + et ions -
  - Composés moléculaires ou composés covalents (ex. CO<sub>2</sub>)

# Qu'est-ce qu'une liaison?

- Une liaison chimique est causée par l'interaction entre les électrons de valence des atomes en jeu.
- *Liaison chimique* : - les forces qui attirent les atomes l'un vers l'autre dans un composé
- En général, la formation d'une liaison chimique entre deux atomes crée un composé plus stable que chacun des atomes pris individuellement

# Qu'est-ce qu'une liaison?

## □ *Types de liaisons*

- *Liaison ionique* : - quand les atomes transfèrent des électrons de valence
- *Liaison covalente* : - quand les atomes partagent des électrons de valence
- *Liaison métallique*: - les électrons de valence sont partagés par tous les ions métalliques

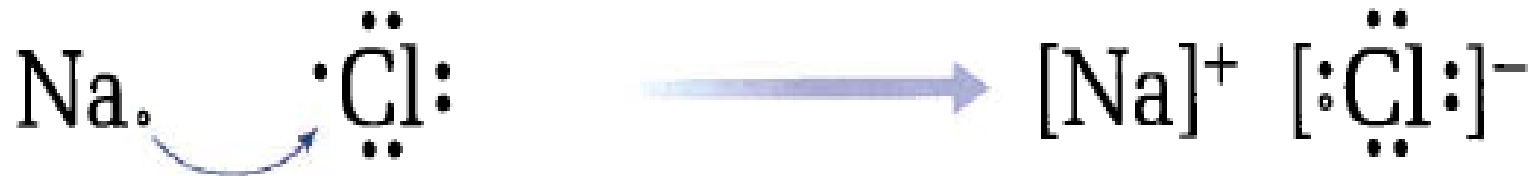
# La formation de liaisons ioniques

- Dans une liaison ionique, les électrons sont transférés d'un atome à l'autre pour former des ions de charges opposés. Il existe une force d'attraction électrostatique entre les ions de charges opposées qui les unit ensemble.
- On forme des composés ioniques.



# La formation de liaisons ioniques

- Exemple 1 - Chlorure de sodium, NaCl



- Étape 1 - Le transfert de l'électron selon la règle
- Étape 2 - Les charges de signes opposés s'attirent
- Étape 3 - Les ions forment une liaison ionique

# La formation de liaisons ioniques

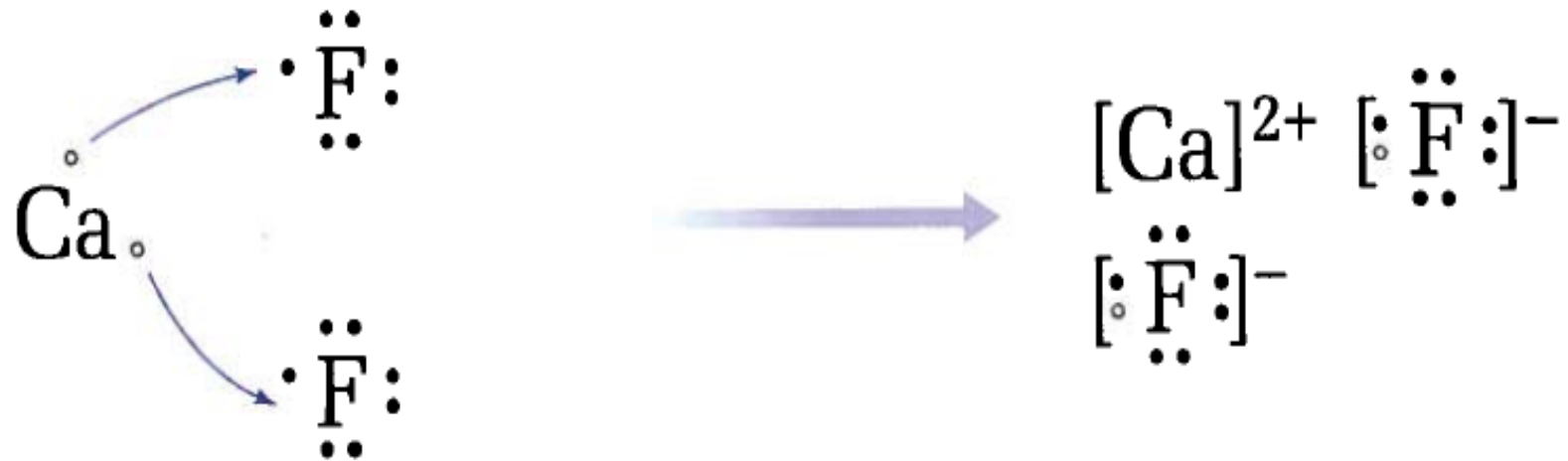
- Exemple 2 - Oxyde de magnésium, MgO



Le Mg a 2 e- à donner et l'O les accepte.

# La formation de liaisons ioniques

- Exemple 3 – Fluorure de calcium,  $\text{CaF}_2$



Ca a 2 e- à donner et le F peut seulement en accepter un e-. Donc il faut 2 atomes de F

# La formation de liaisons ioniques

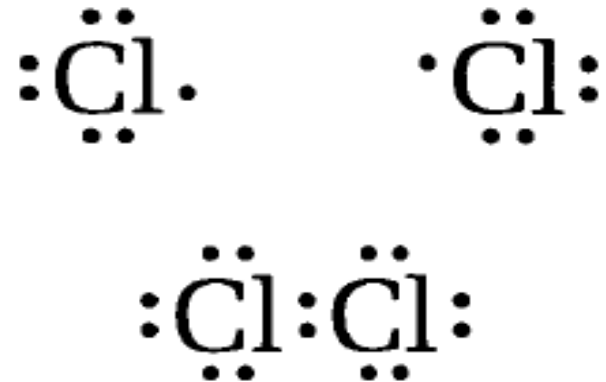
- Avec les métaux de transitions, ceux-ci peuvent avoir plus d'une configuration électronique pour les électrons de valence. Il faut regarder sur le tableau périodique pour voir les charges possibles pour les métaux de transitions.
- Exemple: – Le fer, Fe, peut former des ions de charge  $2+$  ou  $3+$

# La formation de liaisons covalentes

- Dans une liaison covalente, un ou plusieurs doublets d'électrons sont partagés et ils forment des composés moléculaires.
- Des éléments diatomiques (ex,  $O_2$ ,  $H_2$ ) se lient l'un à l'autre de cette façon; il forme des composés avec une liaison covalente pure.

# La formation de liaisons covalentes

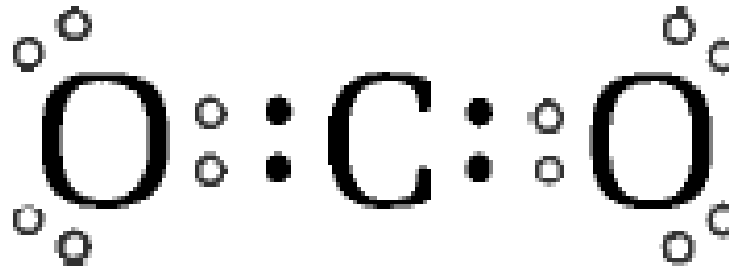
## □ Exemple 1 – Le chlore, Cl<sub>2</sub>



- Cette molécule illustre une liaison simple entre 2 atomes de Cl
- Un doublet d'électron est partagé

# La formation de liaisons covalentes

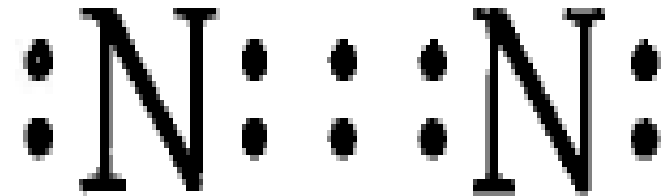
- Exemple 2 – Le dioxyde de carbone,  $\text{CO}_2$



- Cet exemple, le  $\text{CO}_2$ , illustre une liaison double
- Deux doublets d'électrons sont partagés entre un atome d'O et un atome d'C

# La formation de liaisons covalentes

## □ Exemple 3 – L'azote, N<sub>2</sub>



- Cette structure de Lewis illustre une liaison triple.
- Trois doublets d'électrons sont partagés entre 2 atomes d'azote, N<sub>2</sub>

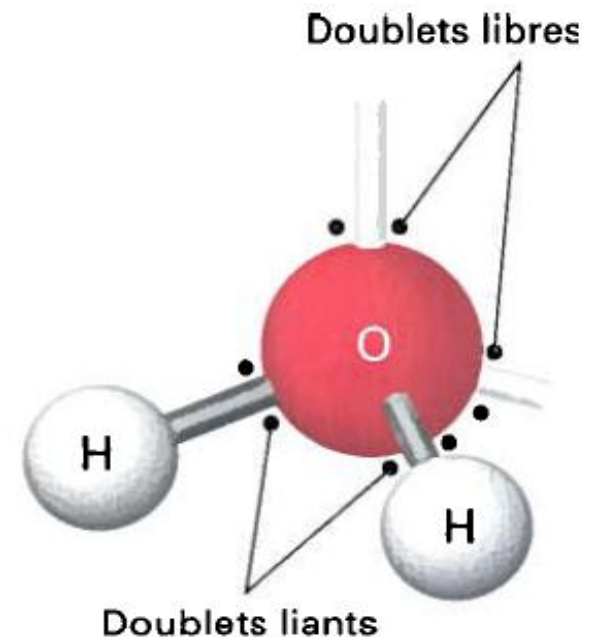


# Synthèse – liaisons covalentes

- Les composés covalents peuvent former des liaisons simples, doubles et triples. Il est rare d'avoir un électron célibataire. Certaines paires d'électrons sont partagées (*doublets liants*) et d'autres ne le sont pas (*doublets libres*).

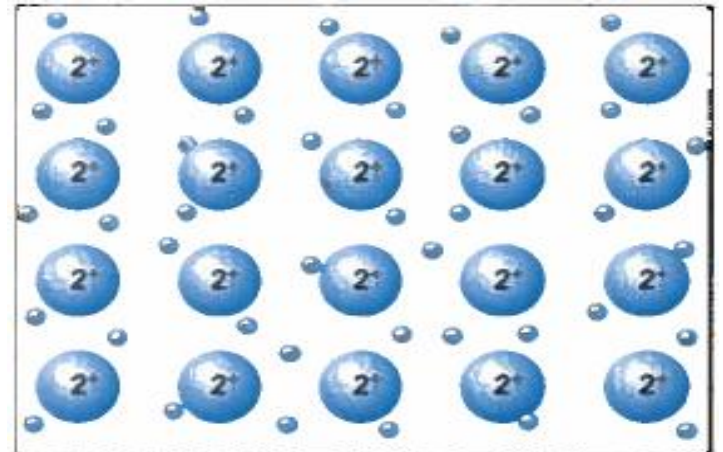
- Exemple – l'eau,  $\text{H}_2\text{O}$

- 2 doublets liants
- 2 doublets libres



# Les liaisons métalliques

- Dans une liaison métallique, les atomes libèrent leurs électrons pour qu'ils soient mis en commun et partagés.
- La force qui lie les atomes de métaux ensemble est appelée une liaison métallique.



**Figure 3.21** Dans le magnésium métallique, les deux électrons de valence de chaque atome sont libres de se déplacer dans une « mer d'électrons ». Les électrons de valence sont partagés par tous les ions

# Les ions polyatomiques et la formation de liaisons

- Certains composés incluent des ions constitués de plus d'un atome. On appelle ceux-ci des ions polyatomiques.
- Ils sont :
  - des molécules chargées (+ ou -)
  - demeurent inchangés par la réaction
  - fonctionnent comme une unité distincte

Exemple :  $\text{NH}_4^+$ , Ammonium,  $\text{SO}_4^{2-}$ , Sulfate

# Voici des noms et valences – d'ions polyatomiques

| Valence = -1                     |              |   |                      |
|----------------------------------|--------------|---|----------------------|
| Ion                              | Nom          | Ion   | Nom                  |
| CN <sup>-</sup>                  | Cyanure      | H <sub>2</sub> PO <sub>3</sub> <sup>-</sup> | bihydrogénophosphite |
| CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> | Acétate      | H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> | bihydrogénophosphate |
| ClO <sup>-</sup>                 | Hypochlorite | MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>               | Permanganate         |
| ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>    | Chlorite     | NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                | Nitrite              |
| ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>    | Chlorate     | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                | Nitrate              |
| ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>    | Perchlorate  | OCN <sup>-</sup>                            | Cyanate              |
| HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>    | Bicarbonate  | HS <sup>-</sup>                             | Hydrogénosulfure     |
| HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>    | Bisulfite    | OH <sup>-</sup>                             | Hydroxyde            |
| HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>    | Bisulfate    | SCN <sup>-</sup>                            | Thiocyanate          |

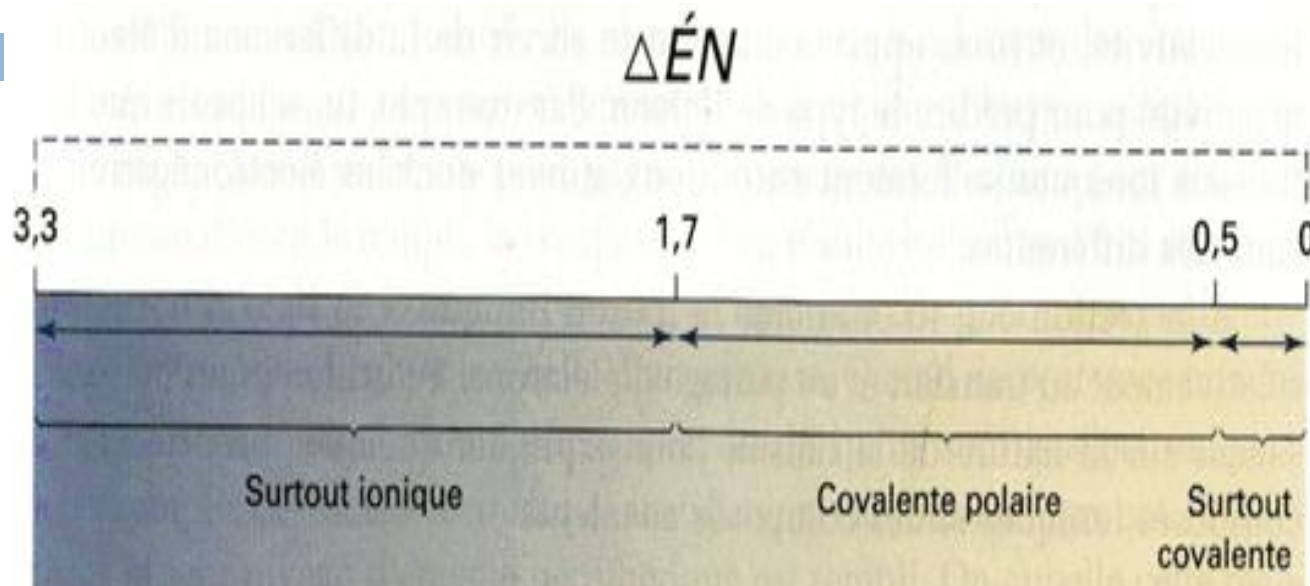
| Valence = -2                                 |                    |   |             |
|--|--------------------|---|-------------|
| Ion  | Nom                | Ion   | Nom         |
| CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                | Carbonate          | O <sub>2</sub> <sup>2-</sup>                | Peroxide    |
| C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>  | Oxalate            | SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>              | Silicate    |
| CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>               | Chromate           | SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>               | Sulfite     |
| Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> | Bichromate         | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>               | Sulfate     |
| HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>               | Hydrogénophosphite | S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | Thiosulfate |
| HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>               | Hydrogénophosphate |   |             |

| Valence = -3                   |           |                               |           |
|--------------------------------|-----------|-------------------------------|-----------|
| Ion                            | Nom       | Ion                           | Nom       |
| AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> | Arsénite  | PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> | Phosphite |
| AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> | Arséniate | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> | Phosphate |

# L'électronégativité

- L'importance de l'électronégativité dans la formation de liaisons
  - ▣ *L'électronégativité (EN) d'un atome* : - est une mesure de sa capacité d'attirer les électrons dans une liaison chimique. C'est une propriété de l'atome.
- La différence d'électronégativité et le type de liaison
  - ▣ Pour décider si une liaison chimique entre deux atomes est ionique ou covalente, on utilise la différence d'électronégativité,  $\Delta EN$ .

# L'électronégativité



- Les chimistes considèrent que :
  - ▣ Si  $\Delta EN > 1,7$ , la liaison est ionique
  - ▣ Si  $1,7 > \Delta EN > 0,5$ , la liaison est covalente polaire
  - ▣ Si  $0,5 > \Delta EN > 0$ , la liaison est covalente pur

# Chaque élément a une valeur pour l'électronégativité.

**Électronégativités**

|                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                 |
|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|
| 1<br>H<br>2,20   |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | 2<br>He<br>-    |
| 3<br>Li<br>0,98  | 4<br>Be<br>1,57  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | 5<br>B<br>2,04   | 6<br>C<br>2,55   | 7<br>N<br>3,04   | 8<br>O<br>3,44   | 9<br>F<br>3,98   | 10<br>Ne<br>-   |
| 11<br>Na<br>0,93 | 12<br>Mg<br>1,31 |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  |                  | 13<br>Al<br>1,61 | 14<br>Si<br>1,90 | 15<br>P<br>2,19  | 16<br>S<br>2,58  | 17<br>Cl<br>3,16 | 18<br>Ar<br>-   |
| 19<br>K<br>0,82  | 20<br>Ca<br>1,00 | 21<br>Sc<br>1,36 | 22<br>Ti<br>1,54 | 23<br>V<br>1,63  | 24<br>Cr<br>1,66 | 25<br>Mn<br>1,55 | 26<br>Fe<br>1,83 | 27<br>Co<br>1,88 | 28<br>Ni<br>1,91 | 29<br>Cu<br>1,90 | 30<br>Zn<br>1,65 | 31<br>Ga<br>1,81 | 32<br>Ge<br>2,01 | 33<br>As<br>2,18 | 34<br>Se<br>2,55 | 35<br>Br<br>2,96 | 36<br>Kr<br>-   |
| 37<br>Rb<br>0,82 | 38<br>Sr<br>0,95 | 39<br>Y<br>1,22  | 40<br>Zr<br>1,33 | 41<br>Nb<br>1,6  | 42<br>Mo<br>2,16 | 43<br>Tc<br>2,10 | 44<br>Ru<br>2,2  | 45<br>Rh<br>2,28 | 46<br>Pd<br>2,20 | 47<br>Ag<br>1,93 | 48<br>Cd<br>1,69 | 49<br>In<br>1,78 | 50<br>Sn<br>1,96 | 51<br>Sb<br>2,05 | 52<br>Te<br>2,1  | 53<br>I<br>2,66  | 54<br>Xe<br>-   |
| 55<br>Cs<br>0,79 | 56<br>Ba<br>0,89 | 71<br>Lu<br>1,0  | 72<br>Hf<br>1,3  | 73<br>Ta<br>1,5  | 74<br>W<br>1,7   | 75<br>Re<br>1,9  | 76<br>Os<br>2,2  | 77<br>Ir<br>2,2  | 78<br>Pt<br>2,2  | 79<br>Au<br>2,4  | 80<br>Hg<br>1,9  | 81<br>Tl<br>1,8  | 82<br>Pb<br>1,8  | 83<br>Bi<br>1,9  | 84<br>Po<br>2,0  | 85<br>At<br>2,2  | 86<br>Rn<br>-   |
| 87<br>Fr<br>0,7  | 88<br>Ra<br>0,9  | 103<br>Lr<br>-   | 104<br>Rf<br>-   | 105<br>Db<br>-   | 106<br>Sg<br>-   | 107<br>Bh<br>-   | 108<br>Hs<br>-   | 109<br>Mt<br>-   | 110<br>Uun<br>-  | 111<br>Uuu<br>-  | 112<br>Uub<br>-  | 113<br>-         | 114<br>Uuq<br>-  | 115<br>-         | 116<br>Uuh<br>-  | 117<br>-         | 118<br>Uuo<br>- |
|                  |                  | 57<br>La<br>1,10 | 58<br>Ce<br>1,12 | 59<br>Pr<br>1,13 | 60<br>Nd<br>1,14 | 61<br>Pm<br>-    | 62<br>Sm<br>1,17 | 63<br>Eu<br>-    | 64<br>Gd<br>1,20 | 65<br>Tb<br>-    | 66<br>Dy<br>1,22 | 67<br>Ho<br>1,23 | 68<br>Er<br>1,24 | 69<br>Tm<br>1,25 | 70<br>Yb<br>-    |                  |                 |
|                  |                  | 89<br>Ac<br>1,1  | 90<br>Th<br>1,3  | 91<br>Pa<br>1,5  | 92<br>U<br>1,7   | 93<br>Np<br>1,3  | 94<br>Pu<br>1,3  | 95<br>Am<br>-    | 96<br>Cm<br>-    | 97<br>Bk<br>-    | 98<br>Cf<br>-    | 99<br>Es<br>-    | 100<br>Fm<br>-   | 101<br>Md<br>-   | 102<br>No<br>-   |                  |                 |

# Différence d'électronégativité, $\Delta EN$

- Exemple -  $\Delta EN$  entre H et Cl

|               |                  |
|---------------|------------------|
| H             | Cl               |
| $EN_H = 2,20$ | $EN_{Cl} = 3,16$ |

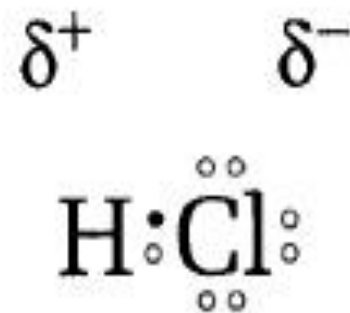
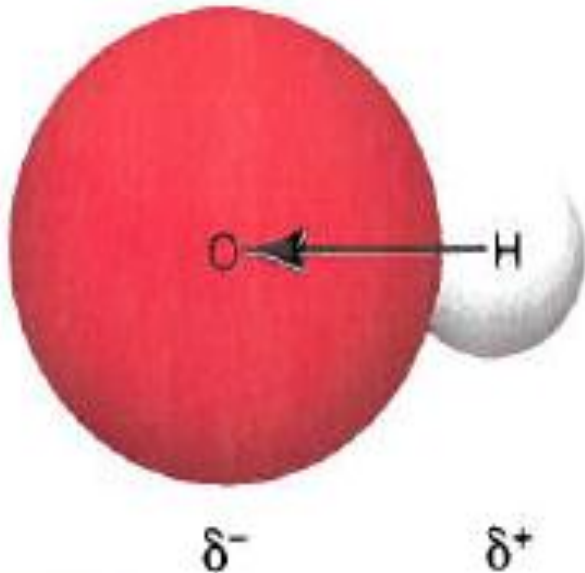
$$\Delta EN = 3,16 - 2,20 = 0,96$$

Donc la liaison entre H et Cl est covalent polaire.



# L'électronégativité

- Note : - Une molécule avec des liaisons covalentes polaires créent des dipôles dans la molécule. Ceci veut dire que la molécule a un pôle positif et un pôle négatif.





# Exercice de pratique en classe



- **p.59, #1, 2, 4**
- **p.63, #4, 6, 7, 10, 11 abcd**

## 2.2 – Les noms et les formules des composés ioniques et moléculaires

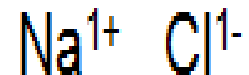
- En 1919, l'Union internationale de chimie pure et appliquée (IUPAC) a été fondée pour standardiser la nomenclature des noms des composés chimiques.
- La formule chimique d'un composé fournit deux éléments :
  - Les éléments dans le composé
  - Le nombre d'atome de chaque élément

# Les noms des composés ioniques binaires

- On écrit:
  - ▣ l'élément le moins électronégatif en premier
  - ▣ suit de l'élément le plus électronégatif.
- Le nombre de valence aide à trouver le rapport entre les atomes. Donc les éléments du groupe 1, tel que le sodium et le lithium, ont une valence de +1.

# Les noms des composés ioniques binaires

Ex.



- Si deux atomes forment des liaisons ioniques, la valence te renseigne sur les charges portées par les ions formés.

# Valences courantes

**Tableau 3.3** Les valences courantes de quelques éléments

| 1      | 2      | 3 | 4 | 5 | 6      | 7 | 8      | 9      | 10     | 11     | 12     | 13     | 14     | 15    | 16    | 17     |
|--------|--------|---|---|---|--------|---|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|-------|-------|--------|
| H(+1)  |        |   |   |   |        |   |        |        |        |        |        |        |        |       |       |        |
| Li(+1) | Be(+2) |   |   |   |        |   |        |        |        |        |        |        |        | N(±3) | O(-2) | F(-1)  |
| Na(+1) | Mg(+2) |   |   |   |        |   |        |        |        |        |        |        |        | P(+3) | S(-2) | Cl(-1) |
| K(+1)  | Ca(+2) |   |   |   | Cr(+3) |   | Fe(+3) | Co(+2) | Ni(+2) | Cu(+2) |        |        |        |       |       |        |
|        |        |   |   |   | Cr(+2) |   | Fe(+2) | Co(+3) | Ni(+3) | Cu(+1) | Zn(+2) | Ga(+3) |        |       |       | Br(-1) |
|        |        |   |   |   | Cr(+6) |   |        |        |        |        |        |        |        |       |       |        |
| Rb(+1) | Sr(+2) |   |   |   |        |   |        |        |        | Ag(+1) | Cd(+2) |        | Sn(+4) |       |       |        |
|        |        |   |   |   |        |   |        |        |        |        |        |        | Sn(+2) |       |       | I(-1)  |
| Cs(+1) | Ba(+2) |   |   |   |        |   |        |        |        | Au(+3) | Hg(+2) |        | Pb(+2) |       |       |        |
|        |        |   |   |   |        |   |        |        |        | Au(+1) | Hg(+1) |        | Pb(+4) |       |       |        |

# Les noms des ions polyatomiques

- Les règles pour les ions polyatomiques sont les mêmes que les composés binaires. Ils fonctionnent comme une unité distincte.

## L'écriture des formules chimiques

- Pour nommer des composés, on utilise la *règle de la somme nulle*. Pour les formules chimiques neutres contenant des ions, la somme des valences positives et négatives des atomes dans un composé doit être égale à zéro.

# Les noms des ions polyatomiques

□ Voici les étapes à suivre :

□ Étape 1: Écris la formule non équilibré

Ex.      Mg Cl

□ Étape 2: Place la valence de chaque élément au dessus du symbole chimique

+2   -1

Ex.      Mg Cl



# Les noms des ions polyatomiques

- Étape 3: Abaisse les nombres sans les signes en effectuant un croisement

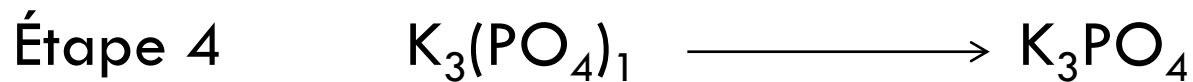
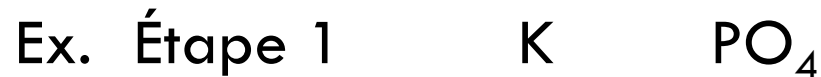


- Étape 4: Vérifie les indices, enlève tous les indices 1



# Les noms des ions polyatomiques

- Pour les formules avec des ions polyatomiques, on suit les mêmes étapes.



# Les noms des ions polyatomiques

|     |         |                              |                   |
|-----|---------|------------------------------|-------------------|
| Ex. | Étape 1 | $\text{NH}_4$                | $\text{PO}_4$     |
|     |         | +1                           | -3                |
|     | Étape 2 | $\text{NH}_4$                | $\text{PO}_4$     |
|     | Étape 3 | $(\text{NH}_4)_3$            | $(\text{PO}_4)_1$ |
|     | Étape 4 | $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ |                   |

# La nomenclature des composés chimiques

- Quand on écrit une formule chimique, l'anion vient en premier et le cation en second. Ceci est la *règle de la nomenclature chimique*.
- Un composé binaire est un composé inorganique formé de deux éléments. Il peut contenir un métal et un non-métal ou deux non-métaux. Ce sont souvent des composés ioniques.

Ex.

NaCl

chlorure de sodium

NaOH

hydroxyde de sodium

# Nom commun de composés chimiques

| Nom UICPA              | Formule chimique           | Nom commun        | Usage ou propriété              |
|------------------------|----------------------------|-------------------|---------------------------------|
| Oxyde d'aluminium      | $\text{Al}_2\text{O}_3$    | Alumine           | Abrasif                         |
| Carbonate de calcium   | $\text{CaCO}_3$            | Calcaire, marbre  | Construction, sculpture         |
| Oxyde de calcium       | $\text{CaO}$               | Chaux             | Neutralisation de lacs acides   |
| Acide chlorhydrique    | $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ | Acide muriatique  | Nettoyage de métaux et du béton |
| Hydroxyde de magnésium | $\text{Mg}(\text{OH})_2$   | Lait de magnésie  | Antiacide                       |
| Monoxyde de diazote    | $\text{N}_2\text{O}$       | Gaz hilarant      | Anesthésiant en dentisterie     |
| Bioxyde de silicium    | $\text{SiO}_2$             | Sable             | Fabrication du verre            |
| Carbonate de sodium    | $\text{Na}_2\text{CO}_3$   | Cristaux de soude | Nettoyeur tout usage            |
| Chlorure de sodium     | $\text{NaCl}$              | Sel de table      | Renforcement de goût            |
| Bicarbonate de sodium  | $\text{NaHCO}_3$           | Poudre à pâte     | Agent de levage en pâtisserie   |
| Hydroxyde de sodium    | $\text{NaOH}$              | Lessive           | Neutralisation des acides       |
| Thiosulfate de sodium  | $\text{NaS}_2\text{O}_3$   | Fixateur          | Fixateur en photographie        |

# La nomenclature des métaux dans les composés

- Plusieurs métaux ont plus d'une valence
- On utilise alors le nom des éléments suivi, entre parenthèse, sa valeur de valence en chiffre romain
- Ceci est la Notation de Stock
- Exemple

| Élément | Ion              | Notation de stock |
|---------|------------------|-------------------|
| Cuivre  | $\text{Cu}^+$    | Cuivre(I)         |
|         | $\text{Cu}^{2+}$ | Cuivre(II)        |
| Mercure | $\text{Hg}^+$    | Mercure(I)        |
|         | $\text{Hg}^{2+}$ | Mercure(II)       |
| Plomb   | $\text{Pb}^{2+}$ | Plomb(II)         |
|         | $\text{Pb}^{4+}$ | Plomb(IV)         |

# La nomenclature des métaux dans les composés

- La méthode classique utilise une différente terminaison pour faire la distinction

**Tableau 3.6** Deux façons de nommer les cations à deux valences

| Élément | Ion              | Notation de stock | Autre système |
|---------|------------------|-------------------|---------------|
| Cuivre  | $\text{Cu}^+$    | Cuivre(I)         | Cuivreux      |
|         | $\text{Cu}^{2+}$ | Cuivre(II)        | Cuivrique     |
| Mercure | $\text{Hg}^+$    | Mercure(I)        | Mercureux     |
|         | $\text{Hg}^{2+}$ | Mercure(II)       | Mercurique    |
| Plomb   | $\text{Pb}^{2+}$ | Plomb(II)         | Plombeux      |
|         | $\text{Pb}^{4+}$ | Plomb(IV)         | Plombique     |

- Le nombre de valence plus petit -eux
- Le nombre de valence plus grande valence -ique

# La dénomination et les formules des acides et des bases

- Les acides se décomposent dans l'eau et libèrent des ions de  $H^+$
- Les bases sont des composés qui produisent un ion hydroxyde,  $OH^-$  lorsqu'ils se dissolvent dans l'eau



# Nomenclature des acides

- À l'état pur, les acides sont des composés moléculaires mais pour les nommer, on utilise les mêmes règles que ceux des composés ioniques
- Exemple,  
HCl – chlorure d'hydrogène

# Nomenclature des acides

- Lorsque un acide est dissout dans l'eau son nom change
- Donc le nom classique pour les acides qui ne contiennent pas d'atome d'oxygène,
  - ▣ Acide + nom de l'élément + hydrique
- Exemple, HCl
  - Acide + chlor + hydrique
  - Acide chlorhydrique

# Nomenclature des acides

- Les acides qui contiennent de l'oxygène - *les oxyacides* – se composent de H, O et un autre élément
  
- Voir p.70, Tableau 2.8

# Nomenclature des bases

- Les règles pour nommer les bases sont les mêmes que les composés ioniques

- Exemple, NaOH

Hydroxyde de sodium

# La nomenclature des non-métaux dans les composés chimiques

- On écrit toujours le non-métal le premier. Sa terminaison est changée en -ure.

Ex.

- |                             |         |
|-----------------------------|---------|
| □ hydrogène                 | hydrure |
| □ carbone                   | carbure |
| □ soufre                    | sulfure |
| □ oxygène est une exception | oxyde   |

# La nomenclature des non-métaux dans les composés chimiques

- Pour nommer un composé binaire contenant un métal et un non-métal : - *écris le nom du non-métal suivi du nom du métal*

Ex.            K et Br            bromure de potassium

Indique la valence si nécessaire, à l'aide de la notation de Stock

Ex.            Pb et O            oxyde de plomb (II)

# La nomenclature des composés qui contiennent de l'hydrogène

- Si un composé binaire contient de l'hydrogène comme cation, le nom se termine par 'd'hydrogène'.

Ex.            HCl            chlorure d'hydrogène

- Si l'hydrogène est l'anion, sa terminaison est -ure.

Ex.            NaH            hydrure de sodium

# La nomenclature des composés qui contiennent des ions polyatomiques

- Le genre de composé contient souvent trois éléments et on les appelle des composés ternaires.
- Les mêmes règles de nomenclature s'appliquent ici que dans les composés binaires. Anion - premier et cation – deuxième

|     |                          |                     |
|-----|--------------------------|---------------------|
| Ex. | $\text{NH}_4\text{Cl}$   | chlorure d'ammonium |
|     | $\text{Na}_2\text{SO}_4$ | sulfate de sodium   |



# La nomenclature des composés binaires contenant deux non-métaux

- Pour un composé binaire de deux non-métaux, on ajoute un préfixe aux deux non-métaux dans le composé.
- Nomme d'abord l'anion, puis le cation et ajoute le préfixe.

Ex.             $P_2O_5$             pentoxyde de biphosphore

# La nomenclature des composés binaires contenant deux non-métaux

| Nombre | Préfixe    |
|--------|------------|
| 1      | mono-      |
| 2      | di- ou bi- |
| 3      | tri-       |
| 4      | tétra-     |
| 5      | penta-     |
| 6      | hexa-      |
| 7      | hepta-     |
| 8      | octa-      |
| 9      | nona-      |
| 10     | déca-      |

*Note* : Le préfix mono- est souvent omis quand il y a seulement un seul atome du premier élément dans la formule.



- - **p.70, #7, 8, 9, 12**

- - **p.73, #1 à 10**

## 2.3 - Une comparaison des propriétés des composés ioniques et covalentes

- Tous les composés ont un point de fusion et d'ébullition mais ces températures varient en fonction du type de substance.
- Les points de fusion et d'ébullition des composés
  - ▣ Les points de fusion et d'ébullition sont des propriétés propres à chaque composé à l'état pur. Ils fournissent des renseignements sur les caractéristiques du composé.

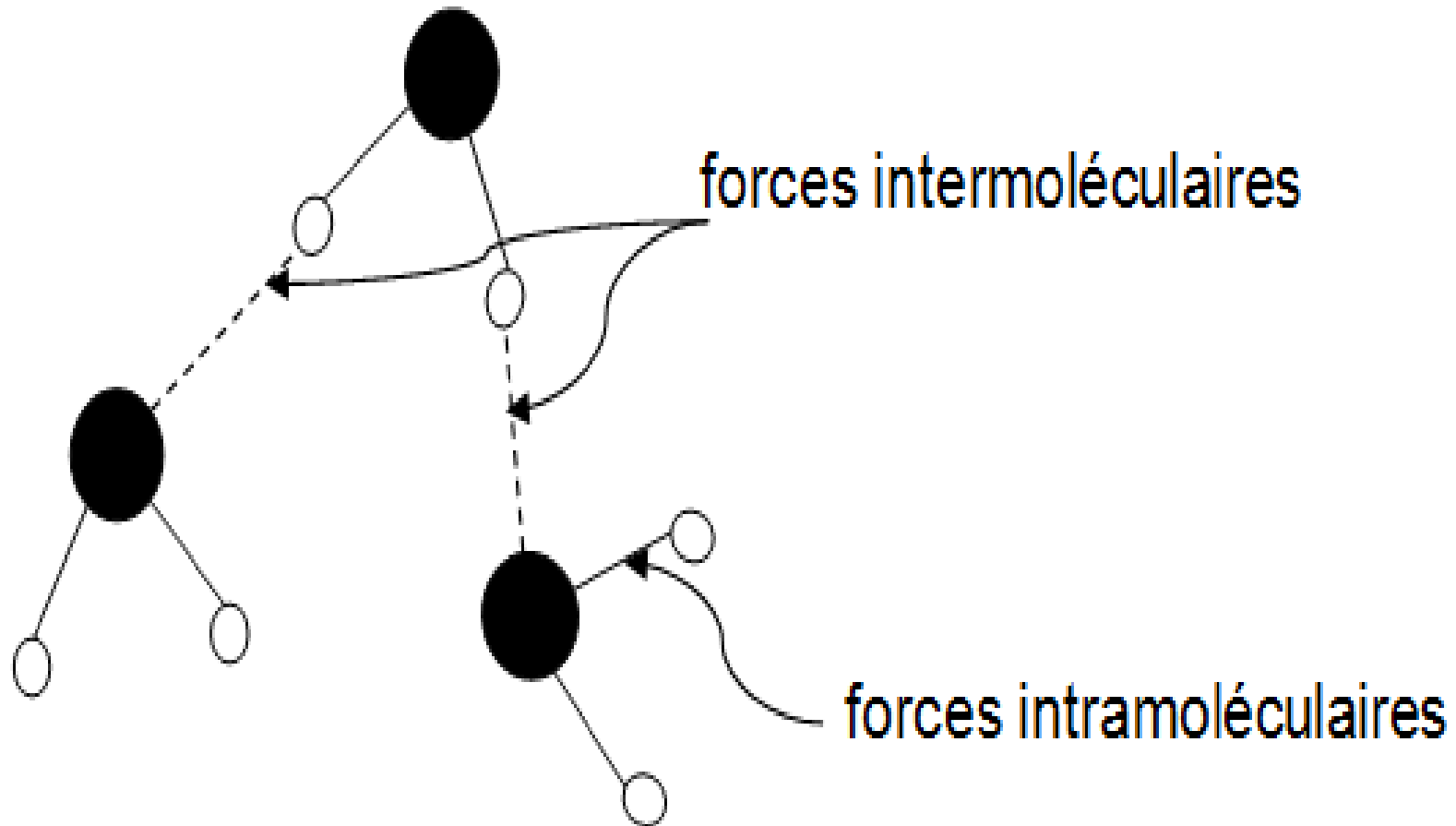
# Rappel

- *Le point de fusion d'un composé*
  - ▣ C'est la température à laquelle il passe de l'état solide à l'état liquide, à la pression atmosphérique standard.
  
- *Le point d'ébullition d'un composé*
  - ▣ C'est la température à laquelle il passe de l'état liquide à l'état gazeux, à la pression atmosphérique standard.

# Les forces qui agissent entre les particules dans un composé

- Les forces intramoléculaires : - les forces qui lient ensemble les atomes l'un à l'autre dans une molécule (faible en comparaison des liaisons covalentes).
- Les forces intermoléculaires : - les forces qui lient ensemble les molécules l'un à l'autre (liaisons covalentes fortes).

# Les forces qui agissent entre les particules dans un composé



# Les forces qui agissent entre les particules dans un composé

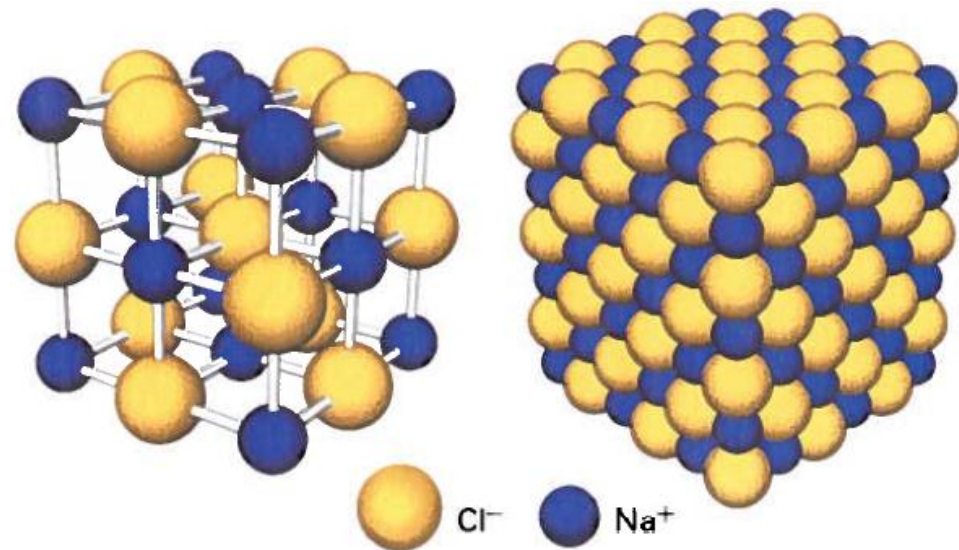
- *Que se passe-t-il lorsqu'un composé fond ou bout?*
  - ▣ Afin de faire fondre un solide ou faire évaporer un liquide, les forces intermoléculaires doivent être vaincues.
  
- **Résultat :**
  - ▣ Un composé avec un point de fusion et d'ébullition peu élevés signifie que les forces d'attraction entre les particules sont faibles, donc peu d'énergie est requise
  - ▣ Un composé avec un point de fusion et d'ébullition très élevés signifie que les forces d'attraction entre les particules sont fortes, donc beaucoup d'énergie est requise.
  - ▣ p. 77 tableau 2.12 et 2.13



# Les composés ayant des points de fusion et d'ébullition élevés

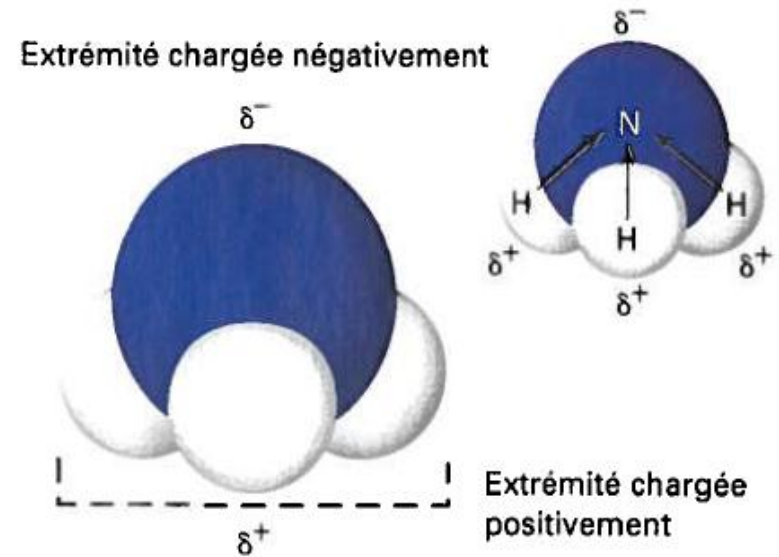
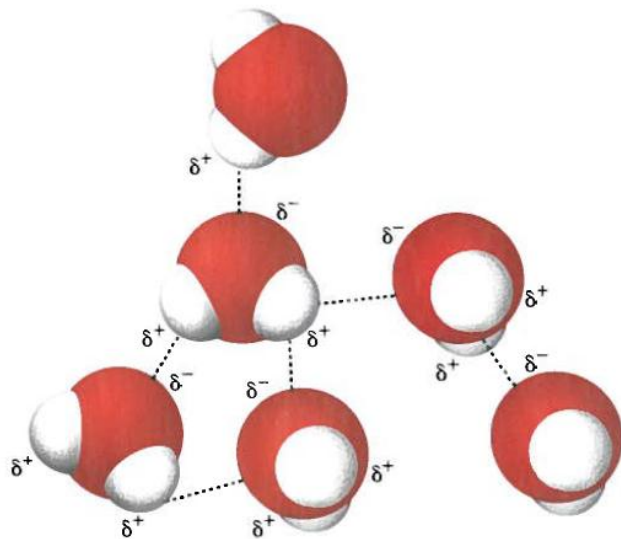
## □ Exemple – NaCl

- Dans le chlorure de sodium solide, NaCl, le sodium et le chlore sont arrangés sous la forme d'un réseau rigide, soit une forme cristalline.
- Ces types de composés forment des liaisons ioniques et sont des composés ioniques.



# Les composés ayant des points de fusion et d'ébullition moyennement élevés

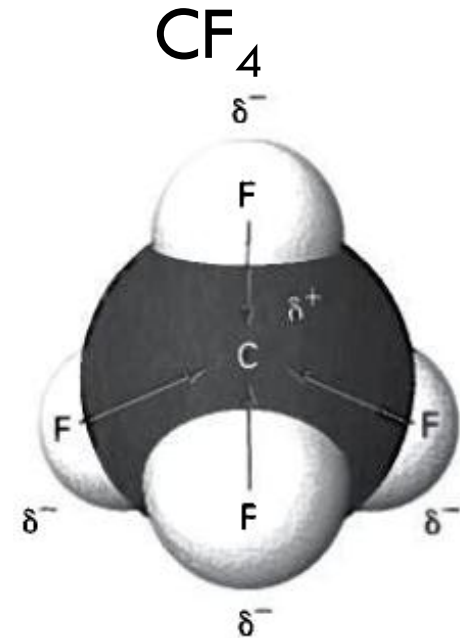
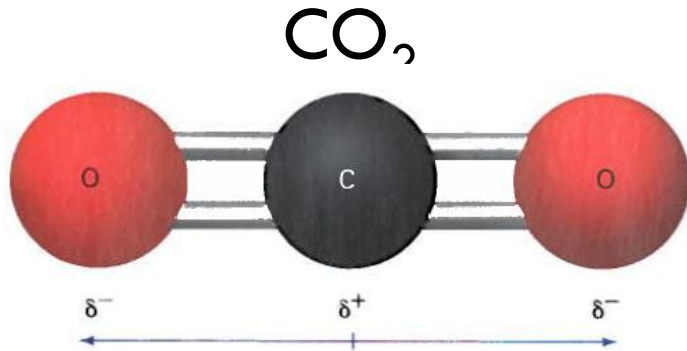
Exemple – l'eau et l'ammoniac



Ce sont des composés moléculaires polaires. Les dipôles créent une attraction entre deux molécules et les forces intermoléculaires sont plus difficiles à briser.

# Les composés ayant des points de fusion et d'ébullition peu élevés

- Exemple –  $\text{CO}_2$ , bioxyde de carbone et  $\text{CF}_4$ , tétrafluorure de carbone



Ce sont des molécules non polaires.

Les forces d'attraction entre les molécules sont faibles et relativement facile à briser.

# D'autres propriétés des composés ioniques et moléculaires

- La solubilité et la conductivité électrique sont d'autres propriétés des composés chimiques.
  1. La solubilité d'une substance joue un grand rôle dans plusieurs processus chimique et d'organisme.  
Exemple – Vitamines dans les aliments
  2. Tous les composés ioniques et tous les composés moléculaires polaires sont solubles dans l'eau.

# La conductivité dans les composés

- *Composés ioniques* : se séparent en ions + et ions – lorsqu'on les fait fondre ou bouillir. Les ions sont libres à circuler pour donner une bonne conductivité
- *Composés covalents* : ne se séparent pas en ions. Quel que soit l'état dans lequel ce composé se trouve (solide, liquide ou gazeux) les liaisons ne se brisent. Les atomes restent liés ensemble sous forme de molécules. Ils ne sont pas de bon conducteur d'électricité

# Synthèse

**Tableau 3.1** La comparaison entre les composés ioniques et les composés covalents

| Propriété  | Composé ionique               | Composé covalent                    |
|--|-------------------------------|-------------------------------------|
| État à la température ambiante                   | Solide cristallin             | Liquide, gazeux, solide             |
| Point de fusion                                  | Élevé                         | Peu élevé                           |
| Conductivité électrique à l'état liquide         | Oui                           | Non                                 |
| Solubilité dans l'eau                            | La plupart sont très solubles | La plupart sont faiblement solubles |
| Conduit l'électricité lorsque dissout dans l'eau | Oui                           | Généralement non                    |



# Exercice de pratique en classe

- **p.82, #2, 4, 5, 12**