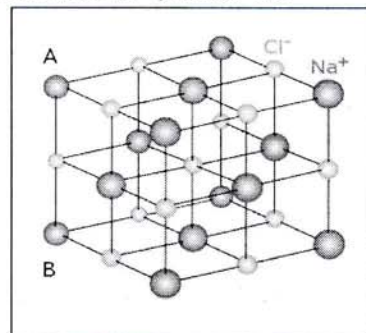


### 3 - Quantité de matière d'une espèce en solution

#### 3 - 1 Solide ionique cristallin

Le chlorure de sodium  $NaCl$ , le sel de cuisine, est un **solide ionique**. Sa structure microscopique fait apparaître un arrangement particulier entre les ions chlorure  $Cl^-$  et les ions sodium  $Na^+$ , selon une structure cristalline. Le cube que l'on voit sur la figure :



De manière générale, un solide ionique est constitué d'une disposition Régulière entre des cations (ions positifs) et des anions (ions négatifs). Ces deux ions vont interagir par une force électrostatique (loi de Coulomb) Cette interaction constitue une **liaison ionique**. Un solide ionique comporte autant de charges négatives que de charges Positives : **il est neutre électriquement**.

#### 3 - 2 La polarité des molécules :

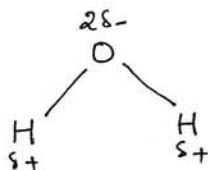
L'**électronégativité** d'un élément est une grandeur qui caractérise sa capacité à attirer les électrons, Lorsque les **atomes** de part et d'**autre** de la liaison covalente ont des électronégativités différentes, l'**atome le plus électronégatif** attire davantage les électrons.

Exemples : la molécule de chlorure d'hydrogène :



Des molécules polaires

La molécule d'eau :



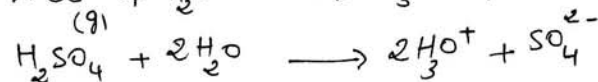
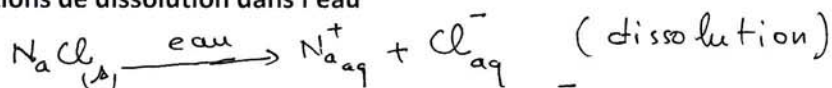
#### 3 - 3 Dissolution d'un solide ionique

Lorsqu'un solide ionique est mis en contact avec un solvant polaire comme l'eau, il se produit deux choses :

- **Une dissociation** : les ions se séparent

- **une solvatation** : les molécules d'eau entourent les ions (hydratation dans le cas de l'eau)

Exemples d'équations de dissolution dans l'eau



#### 3 - 4 concentration molaire

- La **concentration molaire apportée** en soluté est la quantité de matière de soluté **A** dissoute par unité de volume de solution.

$$mol \cdot l^{-1} \quad \left[ C(A) = \frac{n(A)}{V} \right] \quad \begin{array}{l} mol \\ l \end{array}$$

- Pour un ion **X** effectivement présent dans la solution, sa concentration effective est :

$$\boxed{[X] = \frac{n(X)}{V}}$$

Exp: on dissout 5,85 mg de  $NaCl$  dans l'eau pour préparer 100 ml de solution (S).

- Calculer la concentration de la solution.

- Calculer  $[Na^+]$  et  $[Cl^-]$  on donne  $M(NaCl) = 58,5 g/mol$

**Remarque:**

la concentration massique :

$$c_m = \frac{m}{v}$$

$\begin{matrix} g \cdot l^{-1} \\ \swarrow \quad \searrow \\ \boxed{c_m = \frac{m}{v}} \\ \swarrow \quad \searrow \\ g \quad \quad l \end{matrix}$

La relation entre concentration molaire et massique est :

$$C = \frac{C_m}{M}$$

où M est la masse molaire du soluté.

**Exercice 1**

On dissout une masse  $m=305\text{mg}$  de l'acide benzoïque ( $C_6H_5COOH$ ) dans l'eau pour obtenir une solution aqueuse S de volume  $V=250\text{ml}$ . on donne  $M(C_6H_5COOH)=122\text{g/mol}$ .

1 – calculer la concentration molaire de la solution S

2 – on prend  $V_1=10\text{ml}$  de la solution S et lui ajoute  $90\text{ml}$  d'eau on obtient une solution S'

Déterminer la concentration de S'.

**4 – suivi d'une réaction chimique**

Soit l'équation de la réaction :  $aA + bB \rightarrow cC + dD$  (A, B : réactifs ; C, D : produits)

Posons x (mol) : avancement de la réaction

Tableau d'avancement ou tableau d'évolution de la réaction :

équation chimique		a A	+ b B	c C	+ d D
état du système	avancement	quantité de matière (mol)			
état initial	0	$n(A)_0$	$n(B)_0$	0	0
en cours de transformation	x	$n(A)_0 - ax$	$n(B)_0 - bx$	$cx$	$dx$
état final	$X_{max}$	$n(A)_0 - aX_{max}$	$n(B)_0 - bX_{max}$	$cX_{max}$	$dX_{max}$

La valeur de  $X_{max}$  dépend du réactif limitant :

Hypothèse :1 A est limitant  $n(A)_0 - aX_{1m} = 0 \Rightarrow X_{1m} = \frac{n(A)_0}{a}$

Hypothèse :2 B est limitant  $n(B)_0 - bX_{2m} = 0 \Rightarrow X_{2m} = \frac{n(B)_0}{b}$

- Si  $X_{1max} > X_{2max}$  Le réactif limitant est A
- Si  $X_{1max} < X_{2max}$  Le " " est B
- Si  $X_{1max} = X_{2max}$  Les deux sont limitants le mélange est stoechiométrique

**Exercice** On considère la combustion complète de l'éthanol  $C_2H_6O$  dans le dioxygène. Les seuls produits sont le dioxyde de carbone et l'eau.

1. Ecrire l'équation de cette réaction en utilisant les nombres stoechiométriques entiers les plus petits possibles
2. Dans une première expérience on fait brûler  $n=0,2\text{ mol}$  d'éthanol. **Déterminer:**
  - la quantité minimale de dioxygène correspondant à cette combustion complète.
  - les quantités de matière puis la masse de chacun des produits obtenus ( $C=12$  ;  $H=1$  ;  $O=16\text{ g/mol}$ )
  - le volume de dioxygène consommé ( volume molaire =  $25\text{ L/mol}$ )
3. Une nouvelle expérience met en jeu une masse  $m=2,3\text{ g}$  d'éthanol et un volume  $V=1,5\text{ L}$  de dioxygène. Après avoir déterminé les quantités de matière (mol) des réactifs présents initialement. **Déterminer:**
  - l'avancement maximal de la réaction et le réactif limitant
  - la composition en mol de l'état final du système.