

Leçon 4 - Réactions / Stoechiométrie cart

composés solubles dans l'eau

composés de :

- éléments groupe I
- ammonium NH_4^+
- Cl^- , Br^- , I^-

saut avec Hg^{2+}
 Ag^+
 Pb^{2+}

- NO_3^- , CH_3CO_2^-
 ClO_3^- , ClO_4^-

- SO_4^{2-}

saut avec Ca^{2+}
 Sr^{2+}
 Ba^{2+}
 Pb^{2+}
 Hg^{2+}
 Ag^+

n insolubles dans l'eau

composés de :

- CO_3^{2-} , CrO_4^{2-}
 $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, PO_4^{3-}

saut : éléments de groupe I & NH_4^+

- sulfures S^{2-}

saut : éléments groupe I & NH_4^+

- OH^- et O^{2-}

saut éléments de groupe I & II

Acides et bases

Définition Arrhenius (~obsolete; restrictif)

↳ définition Brønsted, Lewis

Acide : dissout dans l'eau produit un ion H^+ associé à H_2O
→ ion hydronium H_3O^+ (n'existe pas)

Exemple



Base : produit ion OH^- dans l'eau

Exemple:

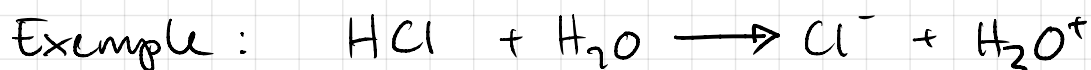


no contient pas de OH^- !

↳ capte un proton de l'eau → NH_4^+
l'eau devient OH^-

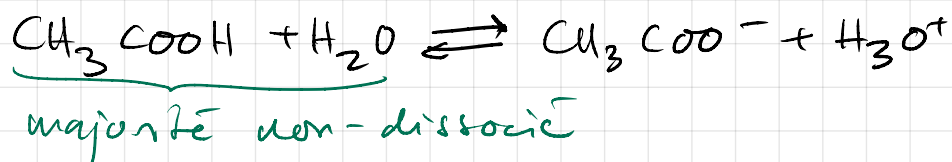
Acides/bases forts & faibles:

Acide fort : entièrement ionisé dans l'eau

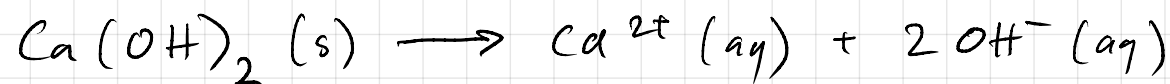


pratiquement pas de HCl non-dissocié

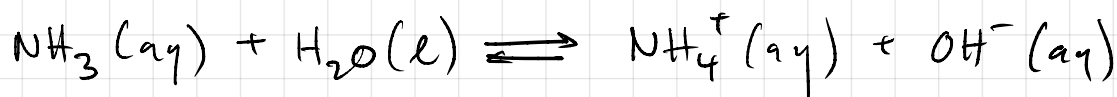
Acide faible :



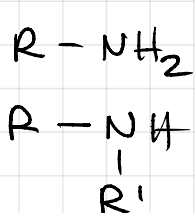
base forte : hydroxydes } de groupe I & II
 oxydes



base faible :



amines



} bases faibles

acides forts

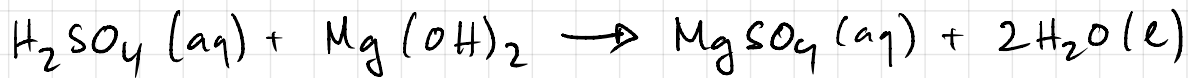
HBr, HCl, HI, HNO₃,
HClO₃, HClO₄
H₂SO₄ ...

bases forts

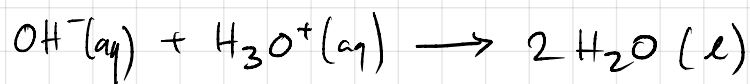
Hydroxydes du groupes I/II
Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂

Reaction de neutralisation :

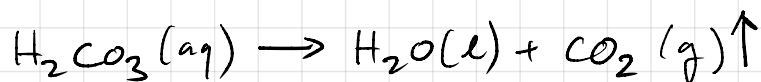
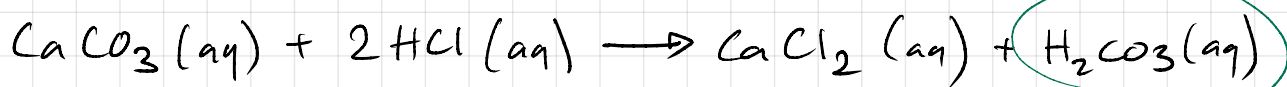
acide + base $\rightarrow$ sel + eau.



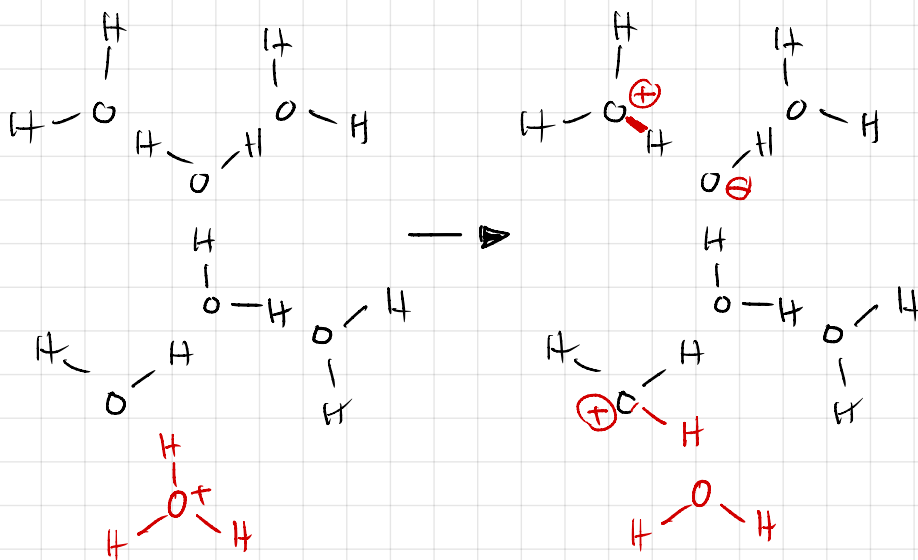
$\rightarrow$ OH^- réagit avec H_3O^+



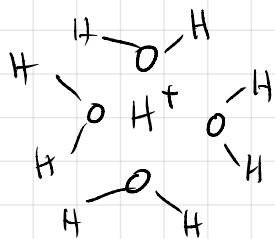
cas spécial $\rightarrow$ formation de gaz



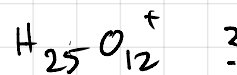
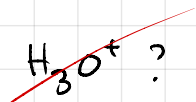
Solvatation de H^+



2D:



3D: ~ 12 H_2O dans 1^{er} couche

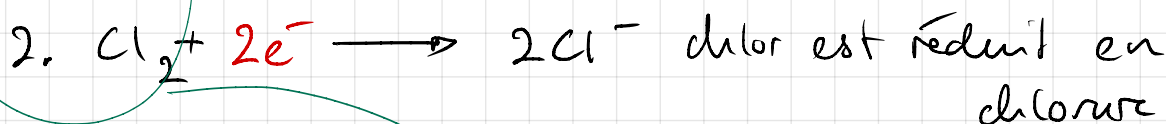
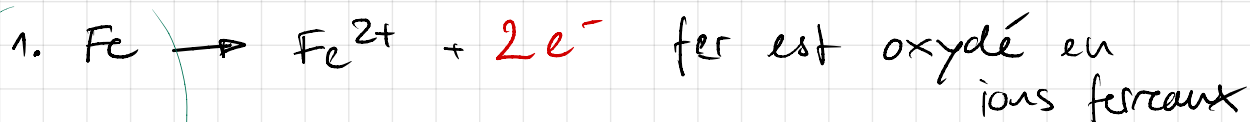


Réactions rédox

oxydation : molécule/ion perds électrons

réduction : molécule/ion gagne électrons

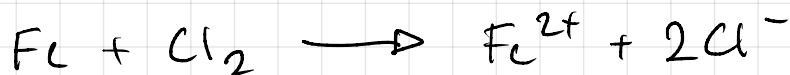
Exemple :



réaction oxydo-réduction (rédox)

no. e^- gagnés = no. e^- perdus

Exemple réactions 1 + 2



Quiz :

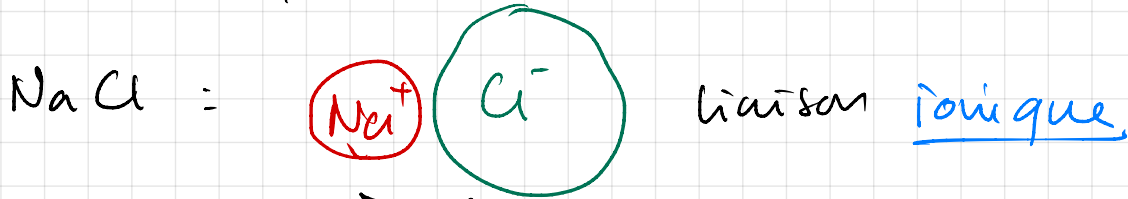


Degré d'oxydation ou nombre d'oxydation

charge arbitraire $\rightarrow$ atome dans composé

Règles :

1. Comp. ioniques : même que charge



attr. électro-
statique $\rightarrow$ fortement
polarisée

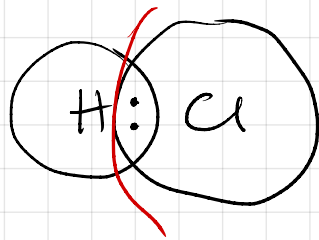
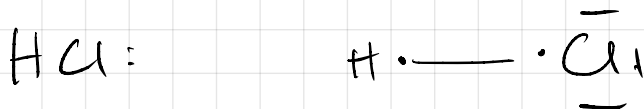
charge $\text{Na}^{1+} \quad \text{Cl}^{1-}$

degré d'ox. : $\text{Na}^{+I} \quad \text{Cl}^{-I}$

2. Comp. covalents : partagent les e^- entre les
atomes

- même atomes : chacun moitié des atomes

- diff. atomes : tous e^- attribuée à atome
avec $>$ électroneg.



liaison covalent

e^- dans orbital
commun.

degré de polarisation
 $\rightarrow$ électro-négativité

degré d'ox. : $\text{H}^{+I} \quad \text{Cl}^{-I}$

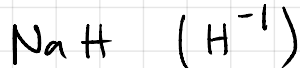
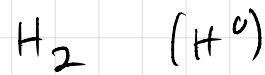
Alors on voit que:

1) Deg. d'ox. d'un élément pas lié à un autre
 $\rightarrow 0$

2) $\sum$ des ox. dans composé $\rightarrow$ charge

3) En général $\rightarrow H^{+1}$

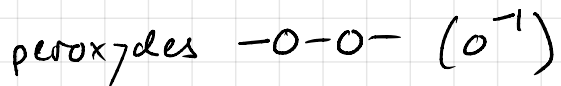
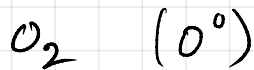
sauf



hydrures métalliques

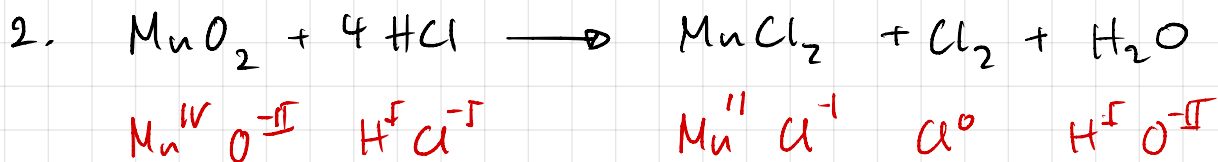
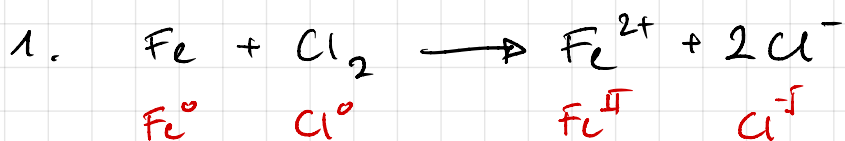
En général $\rightarrow O^{-II}$

sauf

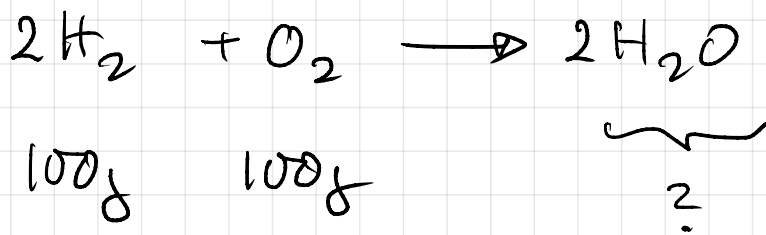


comp. fluorés

Exemples



Exercise B.6.



$$\begin{aligned} n(\text{H}_2) &= m(\text{H}_2) / M(\text{H}_2) = 100\text{g} / 2.02\text{ g/mol} \\ &= 49.5\text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\text{O}_2) &= m(\text{O}_2) / M(\text{O}_2) = 100\text{g} / 32\text{ g/mol} \\ &= 3.125\text{ mol} \end{aligned}$$

→ H_2 is in large excess!

$$n(\text{H}_2\text{O}) = 2n(\text{O}_2) = 6.25\text{ mol}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 18.02\text{ g/mol} \cdot 6.25\text{ mol} = \underline{112.6\text{ g}}$$