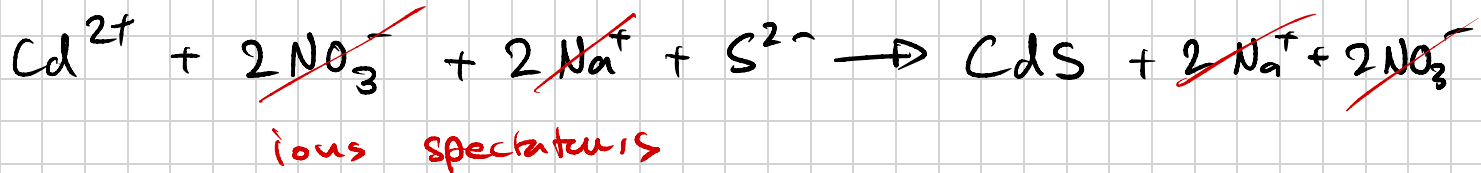


→ forme ionique complet



→ forme ionique réduite



Solubilité :

- taille des ions.
- stabilité du solide

composés solubles dans l'eau	comp. <u>insolubles</u> dans l'eau
composés : - éléments groupe I - ammonium NH_4^+ - les halogénures Cl^-, Br^-, I^- sauf : avec Mg^{2+}, Ag^+, Pb^{2+} - NO_3^-, CH_3CO_2^-, ClO_3^-, ClO_4^- - SO_4^{2-} sauf : Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+} ... → Hg^{2+}, Ag^+, Pb^{2+}	composés de : CO_3^{2-}, CrO_4^{2-} PO_4^{3-}, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ → sauf : éléments de groupe I → NH_4^+ - Sulfures S^{2-} sauf éléments group I, NH_4^+ - OH^-, O^{2-} sauf élément group I, II

Acides et bases

Arrhenius

Definition acide: dissout dans l'eau et produit ion H^+
associé à $H_2O \rightarrow$ ion hydronium
 H_3O^+
ion hydronium

Exemple



Definition base: produit ion OH^- dans l'eau

Exemple



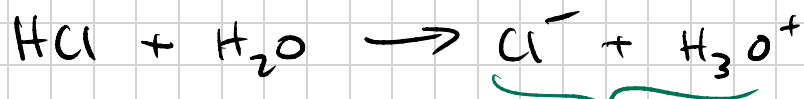
ne contient pas OH^-

$\rightarrow$ capte un proton de l'eau

$\rightarrow NH_4^+ \text{ eau} \rightarrow OH^-$

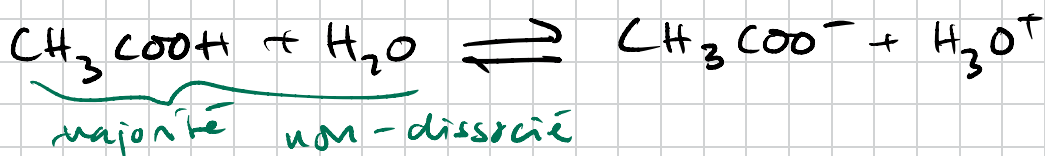
Acides / bases fort / faible

Acide fort: entièrement ionisé dans l'eau

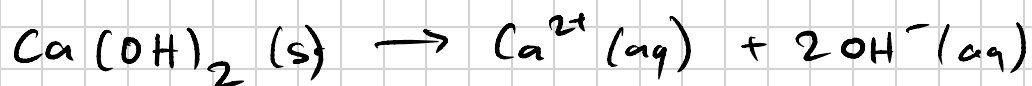


pratiquement pas
de HCl non-dissocié

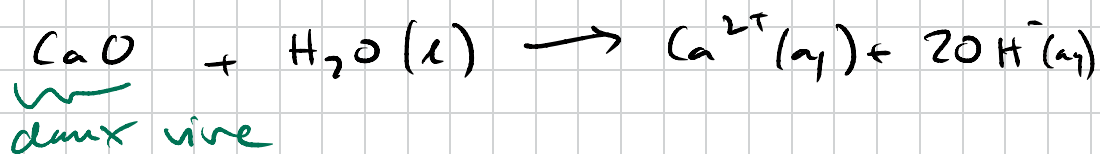
un-acide faible



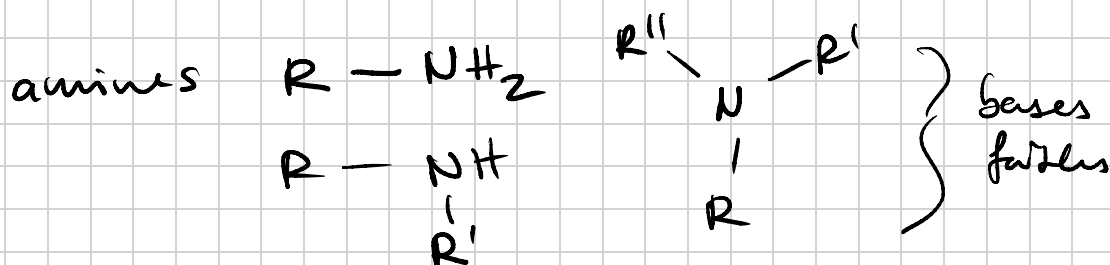
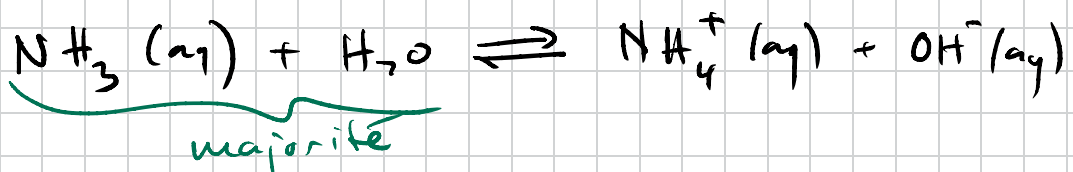
base forte:



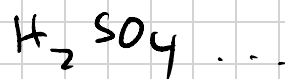
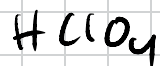
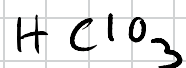
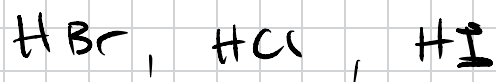
hydroxydes
oxydes } du groupe I/II



base faible:

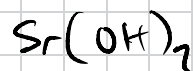
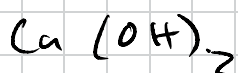


acides forts

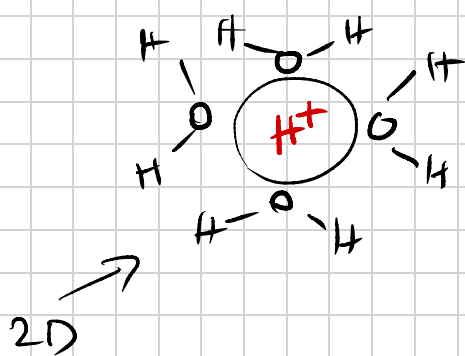
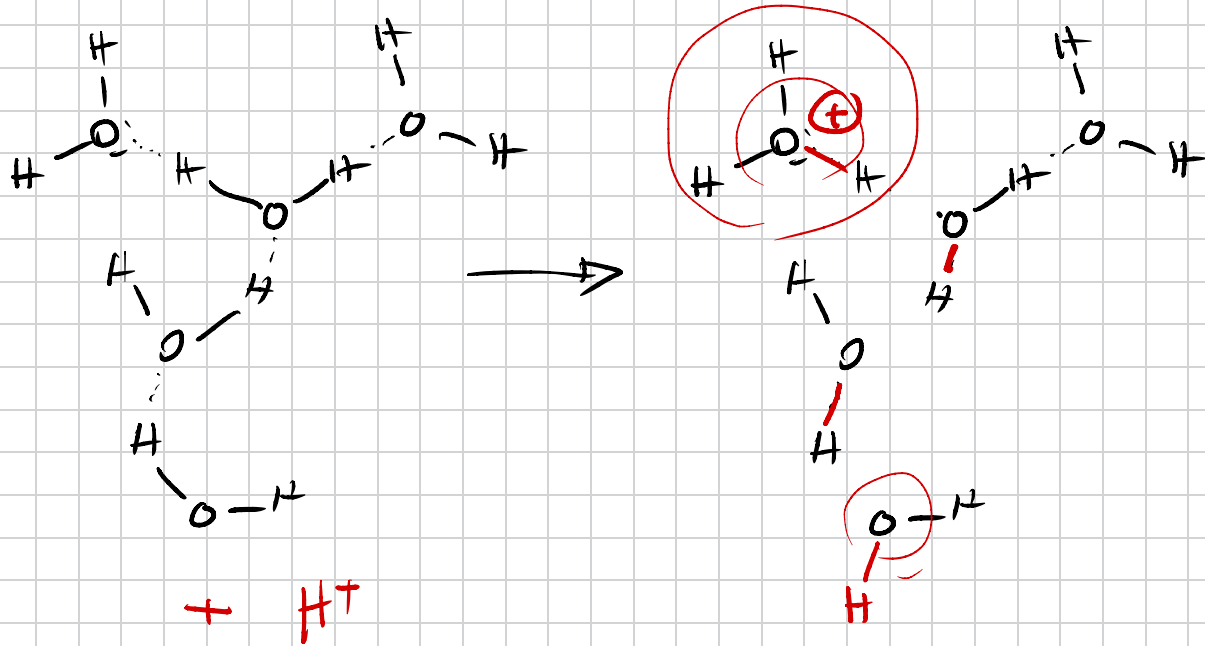


bases fortes

Hydroxydes groupe I/II



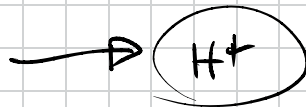
Solvatation de H^+



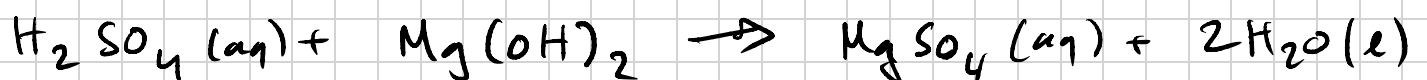
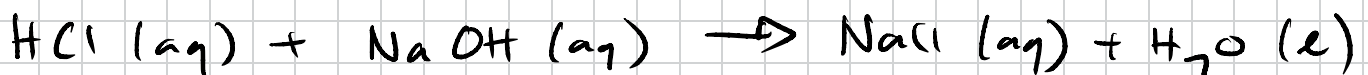
3D ~ 12 H_2O dans 1^{er} couche

H_3O^+ ?

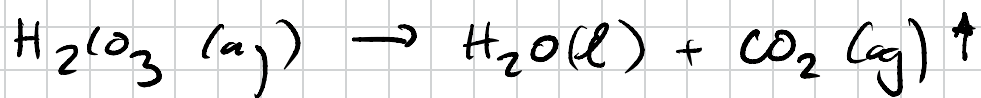
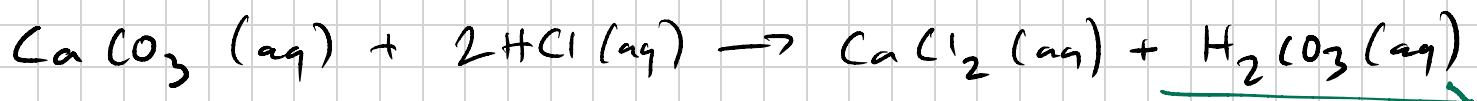
$H_{25}O_{12}^+$?



Réaction de neutralisation



cas spécial $\rightarrow$ formation de gaz

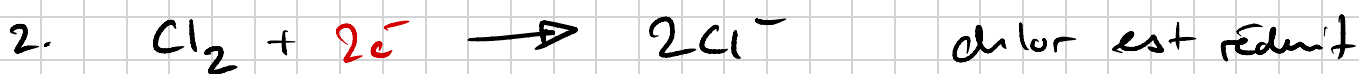
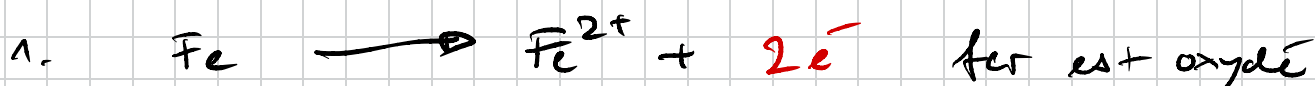


Réactions redox

oxydation : molécule/ion perds électrons

réduction : molécule/ion gagne électrons

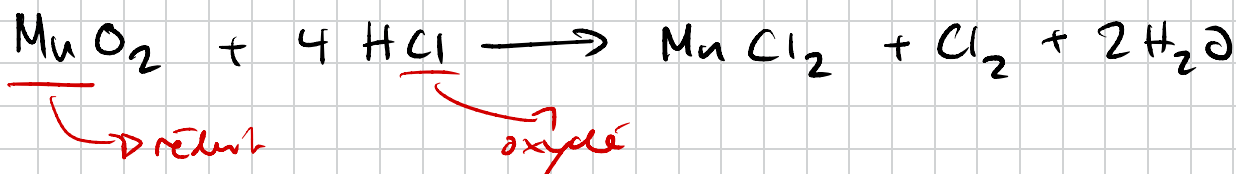
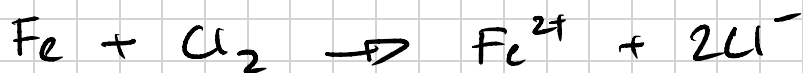
Exemple



Réaction redox

no. e^- gagnés = no. e^- perdus

réactions ① + ②



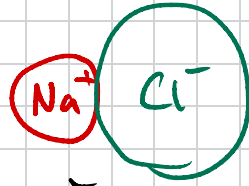
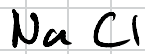
Degré d'oxydation

(nombre d'oxydation)

charge arbitraire

Règles :

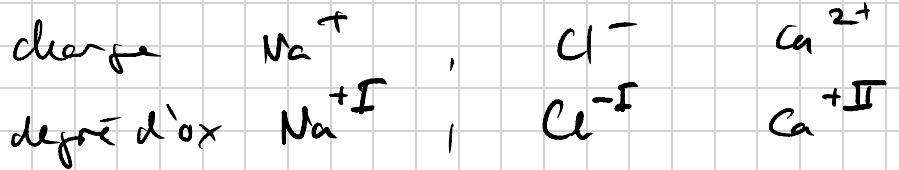
1) Composés ioniques : même que la charge



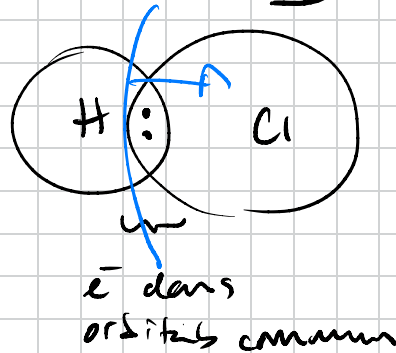
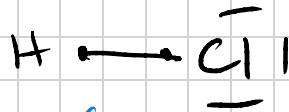
liaison
ionique

→ fortament polarisé

→ attaché électrostatique



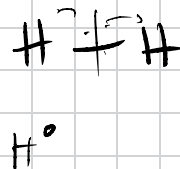
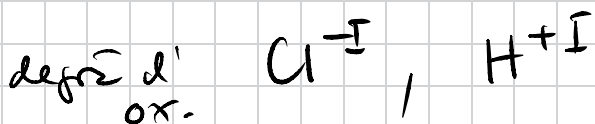
2) Composés covalents : partage e^- entre atomes



liaison covalent

degré de polarisation
→ électro négativité

- différents atomes : tous les e^- attribués à l'atome > électronég.
- même atomes : chacun moitié d'électrons



en Général :

1) degré d'ox. 0
pour élément pas lié à un autre

2) $\sum$ deg. d'ox. dans composé
→ charge

3) en général : H^{+I}

sauf H_2 (H^0)
hydrures métalliques
↳ NaH (H^{-I})

en général $O \rightarrow O^{-II}$

sauf O_2 (O^0)

peroxydes $R-O-O-R$
↑
 O^{-I}
composé fluorés

augmentation degré d'oxydation → oxydation

diminution degré d'ox → réduction

