

lundi 13 septembre 2004

CHIMIE

Partie 2 : la mesure en chimie

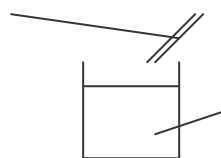
Chapitre 5 : LES REACTIONS ACIDO-BASIQUES

On détermine ici des quantités de matière en solution.

I. Exemple de réactions acido-basiques

1) Réaction entre une solution de chlorure d'ammoniac et d'hydroxyde de sodium

Agitateur + acide
chlorhydrique concentré
($H^+ + Cl^-$)



($NH_4^+ + Cl^-$) saturé +
($Na^+ + HO^-$)
concentrée

Les fumées blanches prouvent le dégagement du gaz ammoniac (NH_3)

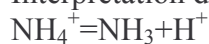
Il y a 4 espèces ioniques dans la solution. Deux espèces réagissent entre elles. Le dégagement de NH_3 prouve que l'ion ammonium a réagi. Le Cl^- est un ion spectateur.

Donc le 2^{ème} ion qui a réagi est l'ion qui a réagi est l'ion hydroxyde HO^- , et l'ion Na^+ est l'ion spectateur.

On peut écrire l'équation bilan :



Interprétation de la réaction : On voit que NH_4^+ a permis la formation de NH_3 .



NH_4^+ a perdu un proton H^+ .

On utilise ici une notation nouvelle.

Pour indiquer que la réaction peut avoir lieu dans les 2 sens, on utilise le signe « = » au lieu de « → ».

Si on met du gaz NH_3 dans l'eau, on obtient de nouveau de l'ion oxonium.

- L'ion hydroxyde a permis la formation de la molécule d'eau.



HO^- a pris un proton H^+ . La réaction pourrait avoir dans l'autre sens. C'est ce qu'on appelle l'autoprotolyse de l'eau.

Conclusion :

L'ion NH_4^+ est un acide car il fournit un proton H^+ .

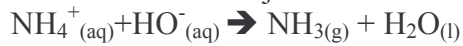
L'ion HO^- est une base, car il capte un proton H^+ .

Une réaction acido-basique correspond à un transfert de proton de l'acide vers la base.

Chaque petite équation s'appelle : demi équation acido-basique.

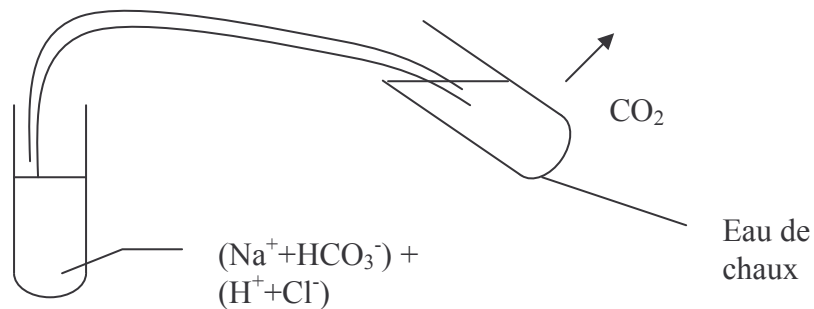
Bilan :

On fait le bilan en ajoutant les 2 demi équations

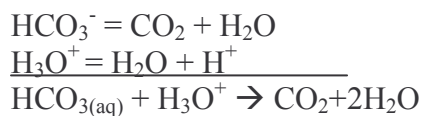
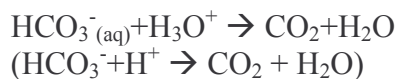


Il faut faire disparaître les protons H^+ . On utilise la flèche pour montrer que la réaction a effectivement lieu dans ce sens.

2) Réaction entre une solution d'hydrogénocarbonate et une solution d'acide chlorhydrique



L'ion hydrogénocarbonate a réagit avec H_3O^+ . Les ions Na^+ et Cl^- sont spectateurs.



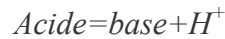
L'acide est H_3O^+ , la base HCO_3^-

II. Acide et base au sens de Brønsted

1) Définition :

Un acide est une espèce chimique capable de céder un proton H^+ .
Une base est une espèce chimique capable de capter un proton H^+ .

- Selon cette définition, un acide et une base sont reliés par une demi équation protonique.



La réaction peut avoir lieu dans les 2 sens. Les 2 entités sont appelées acides et bases conjugués. Cela forme un couple acide-base. Il y a autant d'acide que de bases, on écrit toujours l'acide en premier.

2) 4 exemples de couples acide/base à retenir

○ $NH_4^+_{(aq)}/NH_3_{(aq)}$
(ion ammonium / gaz ammoniac)
 $NH_4^+_{(aq)} = NH_3_{(aq)} + H^+$

○ H_3O^+/H_2O
(ion oxonium/eau)
 $H_3O^+ = H_2O + H^+$

○ H_2O/HO^-
(eau/ ion hydroxyde)
 $H_2O = HO^- + H^+$

○ $CH_3-COOH_{(aq)} / CH_3-COO^-_{(aq)}$
(acide acétique/acétate)
 $CH_3-COOH_{(aq)} = CH_3-COO^-_{(aq)} + H^+$

3) Cas de l'eau

On a vu que 2 couples concernaient l'eau. On voit que l'eau peut-être soit une base ou un acide. Tout corps qui peut être acide ou base est appelé ampholytes, ils ont un caractère amphotère. D'autres composés chimiques peuvent avoir ce caractère.

4) Les indicateurs colorés :

Certains couples acides bases ont une forme acide et une forme basique de couleur différentes. Ce sont les indicateurs colorés.

Bleu de bronothymol
Jaune (acide) ----- bleu (base)
Ph7

Hélianthine :
Rouge-----jaune
Ph 4

Phénophtaléine :
Incolore ----- rose fushia
Ph=9

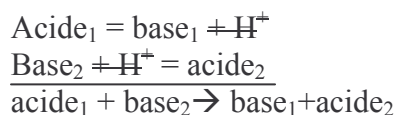
III. Les réactions acido-basiques

1) *Définition :*

Une réaction chimique est du type acido-basique si l'un des réactifs est un acide et l'autre est une base.

Une telle réaction met en jeu 2 couples acide-base. Il s'agit du transfert de protons H^+ de l'acide vers la base des 2 différents couples. Les produits de la réaction sont les acides et bases conjugués.

Ecriture de l'équation d'une réaction acido-basique



½ équation du 1^{er} couple.