I - Réaction d'auto protolyse de l'eau et produit Ionique

1) Autoprotolyse de l'eau

le pH de l'eau pure vaut 7,0  
Elle contient des ions oxonium H3O+:  
  
pH=-log([H3O+])  
Donc [H3O+]=10-7mol/L  
  
L'eau pure subit une ionisation partielle:  
  
http://www.mescours.info/tex.php?2H_2O%20=%20H_3O%5e+%20+%20OH%5e-   
Cette ionisation fournit autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde. A 25°, On prend V=1L d'eau pure. On a donc m=1kg=103g  
  
http://www.mescours.info/tex.php?n=\frac%7bm%7d%7bM%7d=\frac%7b1000%7d%7b18%7d=55,5%20mol

2) Avancement final

Si on regarde l'équation, on peut en déduire que l'avancemetn final est donné par H3O+(pour une mole d'eau on a une mole d'ions oxonium et une mole d'ions hydroxyde.)  
  
http://www.mescours.info/tex.php?X_f=10%5e%7b-7%7d%20mol   
Cette réaction est donc limitée. A 25°C, dans l'eau pure, [H3O+]=[OH-]=10-7mol/L

3) Produit ionique de l'eau

La constante d'équilibre associée à l'équation d'autoprotolyse:  
  
http://www.mescours.info/tex.php?K=Qr,eq=\frac%7b%5bH_3O%5e+%5d_f%20*%20%5bOH%5e-%5d_f%7d%7b1%7d

On met ici un 1 au dénominateur en rapport avec la formule de calcul du quotient d'avancement (produit des concentrations des produits sur le produit des concentrations des réactifs) et parce qu'on ne compte par le solvant ou les quantités en excès.

Ici Ke=10-14  
Ke dépends de la température de l'eau.  
Ce calcul s'effectue pour toute solution aqueuse  
  
Pour des raisons de commodité d'écriture on utilise souvent le cologarithme qui est en fait une fonction notée p et définie par:  
  
http://www.mescours.info/tex.php?p(x)%20=%20-log(x)   
http://www.mescours.info/tex.php?pKe=-log(Ke)=-log(10%5e%7b-14%7d)=14   
Pour voir un exemple d'applications vous pouvez cliquer ici:

**Afficher/Masquer le contenu**

4) Solutions neutres, acides et basiques

Solutions neutres ([H3O+]f=[OH-]f)

Ke=[H3O+]² donc log Ke=log([H3O+]²)=2log([H3O+])  
  
http://www.mescours.info/tex.php?log(H_3O%5e+)=\frac%7blog(Ke)%7d%7b2%7d   
http://www.mescours.info/tex.php?pH=-log(%5bH%5e3O%5e+%5d)=-\frac%7b1%7d%7b2%7d%20log(Ke)=\frac%7bpKe%7d%7b2%7d   
http://www.mescours.info/tex.php?pH=\frac%7bpKe%7d%7b2%7d%20(=7.0\%20a\%2025%B0C)

Solutions acides ([H3O+]f > [OH-]f)

Ke=[H3O+]f x [OH-]f  
Donc  
[H3O+]f ² > Ke  
  
http://www.mescours.info/tex.php?log(%5bH%5e3O%5e+%5d)%20%3E%20\frac%7blog(Ke)%7d%7b2%7d   
http://www.mescours.info/tex.php?pH=-log(%5bH%5e3O%5e+%5d)%20%3C%20\frac%7bpKe%7d%7b2%7d%20(%3C7\%20a\%2025%B0C) 

Solutions Basiquess ([H3O+]f < [OH-]f)

Ke=[H3O+]f x [OH-]f  
Donc  
[H3O+]f ² > Ke  
  
http://www.mescours.info/tex.php?log(%5bH%5e3O%5e+%5d)%20%3E%20\frac%7blog(Ke)%7d%7b2%7d   
http://www.mescours.info/tex.php?pH=-log(%5bH%5e3O%5e+%5d)%20%3E%20\frac%7bpKe%7d%7b2%7d%20(%3E7\%20a\%2025%B0C)

II - Constante d'acidité Ka

1) Définition

On met dans de l'eau l'acide HA. La constante d'équilibre associée à l'équation de cette réaction est apellée constante d'acidité Ka:  
  
http://www.mescours.info/tex.php?Ka=\frac%7b%5bA%5e-%5df%20*%20%5bH_3O%5e+%5df%7d%7b%5bHA%5df%7d

pkA=-log(Ka) et Ka=10-pKa

http://www.mescours.info/tex.php?log(Ka)=log(\frac%7b%5bA%5e-%5df%20*%20%5bH_3O%5e+%5df%7d%7b%5bHA%5df%7d)   
http://www.mescours.info/tex.php?-pKa=log(%5bH_3O%5e+%5df)%20+%20log(\frac%7b%5bA%5e-%5df%7d%7b%5bHA%5df%7d)   
http://www.mescours.info/tex.php?-pKa=-pH%20+%20log(\frac%7b%5bA%5e-%5df%7d%7b%5bHA%5df%7d)   
http://www.mescours.info/tex.php?pH=pKa%20+%20log(\frac%7b%5bA%5e-%5df%7d%7b%5bHA%5df%7d)

2) Réactions dans l'eau

H3O+/H2O

La reaction s'écrit:  
H3O+ + H2O -> H2O + H3O+  
On en déduit:  
  
http://www.mescours.info/tex.php?Ka_1=\frac%7b%5bH_3O%5e+%5df%7d%7b%5bH_3O%5e+%5df%7d=1\to%20pKa(H_3O%5e+/H_2O)%20=%20-log(Ka_1)=0\%20a\%2025%B0C

H2O/OH-

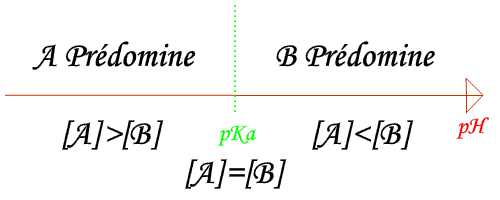
Il s'agit en fait ici de l'autoprotolyse de l'eau:  
H2O+H2O -> OH- + H3O+http://www.mescours.info/tex.php?Ka_2=%5bH_3O%5e+%5df%20*%20%5bOH%5e-%5d=Ke   
pKa(H2O/OH-)=-log(Ka2)=pKe=14 à 25°C

III - Diagrammes de prédominances

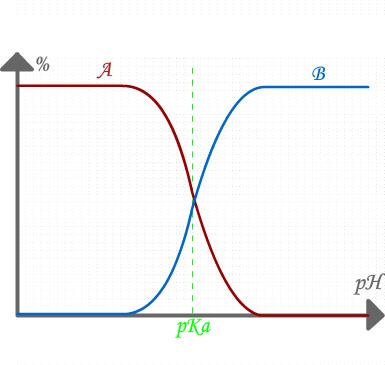
1) Cas général

Les espèces acides A et basiques B d'un couple A/B possèdent des domaines de prédominance différents:

* Lorsque pH=pKa
* Lorsque pH>pKa  
  http://www.mescours.info/tex.php?log(\frac%7b%5bB%5d%7d%7b%5bA%5d%7d)%3E0%20\%20\Leftrightarrow\%20\frac%7b%5bB%5d%7d%7b%5bA%5d%7d%3E1\%20\Leftrightarrow\%20%5bA%5d%3C%5bB%5d
* Lorsque pH<pKa  
  http://www.mescours.info/tex.php?log(\frac%7b%5bB%5d%7d%7b%5bA%5d%7d)%3C0%20\%20\Leftrightarrow\%20\frac%7b%5bB%5d%7d%7b%5bA%5d%7d%3C1\%20\Leftrightarrow\%20%5bA%5d%3E%5bB%5d

Voici donc une représentation des domaines de dominance:  
  


Le diagramme (ci-dessous) représentant le pourcentage d'un acide A en solution et celui de sa base conjuguée B est appelé **diagramme de prédominance**



2) Applications des indicateurs colorés

Les indicateurs colorés acido-basiques sont constitués par des couples acide/base dont les espèces acide et base conjuguée ont des teintes différentes.  
On considère le couple: HIn/In-Dont la constante est généralement appellée Kai  
La teinte de l'indicateur dépend de l'espèce qui prédomine et donc du pH !  
  
http://www.mescours.info/tex.php?pH=pK_%7ba_i%7d%20+%20log(\frac%7b%5bIn%5e-%5d_f%7d%7b%5bHin%5d_f%7d)   
La zone de pH correspondant au changement de prédominance s'apelle zone de virage d'un indicateur coloré.