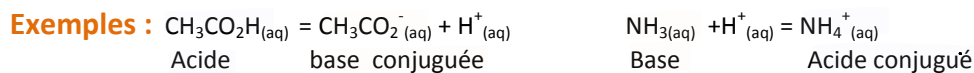
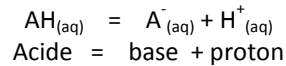


Définition : acide et base selon Brönsted

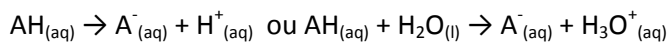
Selon Brönsted, en 1923, un acide AH libère des protons H^+ . Une base A^- (ou B) capte des protons H^+ :



Définition : acide fort et acide faible

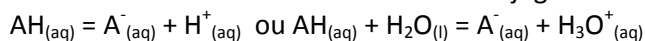
La réaction d'un acide dans l'eau peut être soit totale soit limitée en donnant un équilibre chimique.

Si l'acide est fort : l'acide est entièrement dissocié dans l'eau en A^- et H^+ :



Remarque : l'avancement final atteint x_{max} .

Si l'acide est faible : l'acide n'est pas entièrement dissocié dans l'eau. La réaction est équilibrée. Il reste dans la solution AH avec sa base conjuguée et des protons H^+ (ou H_3O^+).



Remarque : l'avancement final n'atteint pas x_{max} . On obtient à l'état final : $x_f < x_{max}$.

Définition : base forte et base faible

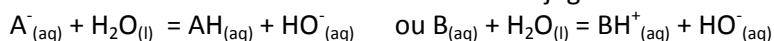
La réaction d'une base dans l'eau peut être soit totale soit limitée en donnant un équilibre chimique.

Si la base est forte : la base est entièrement dissociée dans l'eau en A^- (ou BH^+) et HO^- :



Remarque : l'avancement final atteint x_{max} .

Si la base est faible : la base n'est pas entièrement dissociée dans l'eau. La réaction est équilibrée. Il reste dans la solution A^- avec son acide conjugué et des ions HO^- .



Remarque : l'avancement final n'atteint pas x_{max} . On obtient à l'état final : $x_f < x_{max}$.

Définition : produit ionique de l'eau

Pour toute solution aqueuse : il existe une relation entre $[H^+_{(aq)}]$ et $[HO^-_{(aq)}]$:

$$[H^+_{(aq)}] \times [HO^-_{(aq)}] = K_e \quad K_e \text{ est appelé produit ionique de l'eau}$$

$[H^+_{(aq)}]$ ou $[H_3O^+]$: concentration en ion oxonium ($mol.L^{-1}$)
et $[HO^-_{(aq)}]$: concentration en ion hydroxyde ($mol.L^{-1}$)

pH d'une solution

Pour toute solution, le pH peut être calculé par la relation : $\text{pH} = -\log [\text{H}^+(\text{aq})]$

pH d'une solution d'un acide fort

Pour un acide fort : $\text{AH}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}^+_{(\text{aq})}$ à l'état final : $x_f = x_{\text{max}} = n_{\text{AH}} = c \times V$

il vient $n_{\text{H}^+} = x_{\text{max}}$ donc $[\text{H}^+]_f = x_{\text{max}} / V = c \times V / V = c$ (c : concentration de AH)

Le pH d'un acide fort est donc : $\text{pH} = -\log (c)$

pH d'une solution d'une base forte

Pour une base forte : $\text{A}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightarrow \text{AH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ (c : concentration en HO^-)

On sait que $[\text{H}^+_{(\text{aq})}] = \frac{K_e}{[\text{OH}^-_{(\text{aq})}]} = \frac{K_e}{c}$ donc $\text{pH} = -\log [\text{H}^+_{(\text{aq})}] = -\log \frac{K_e}{c} = -\log K_e + \log c$

Le pH d'une base forte est donc : $\text{pH} = \text{p}K_e + \log (c)$