



Thème : Équilibre chimique et évolution d'un système chimique ; Acidobasicité

Fiche 2 : Équilibres acidobasiques

Plan de la fiche

I - Définitions

II - Méthodologie

I - Définitions

• **Echelle de pH** : une solution aqueuse dont $\text{pH} = 7$ est dite neutre car son pH correspond à celui de l'eau pure ; une solution aqueuse dont $\text{pH} < 7$ est dite acide ; une solution aqueuse dont $\text{pH} > 7$ est dite basique.

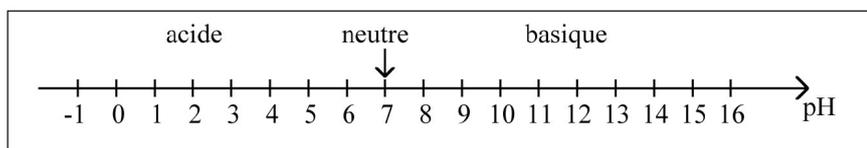
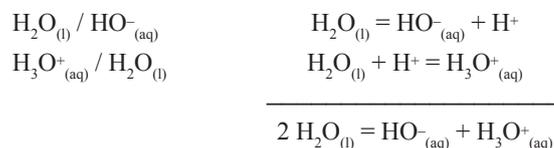


Fig. 1.1

• **Autoprotolyse de l'eau** : dans toute solution aqueuse, il existe au moins un équilibre appelé autoprotolyse de l'eau qui résulte de la réaction acide base entre les couples de l'eau.



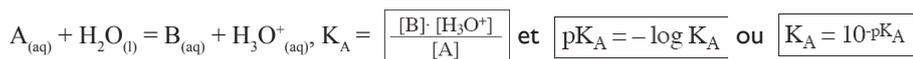
↻ Écrit dans l'autre sens, $\text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)} = 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$, on parle de neutralisation.

• **Produit ionique de l'eau** : constante d'équilibre de l'autoprotolyse de l'eau, notée exclusivement K_e .

$$\text{Alors } K_e = [\text{HO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{p}K_e = -\log K_e \quad \text{ou } K_e = 10^{-\text{p}K_e}$$

A 298 K (25°C) $K_e = 1,00 \cdot 10^{-14}$ et $\text{p}K_e = 14,0$.

• **Constante d'acidité d'un couple acide base A/B, K_A** : constante d'équilibre de la réaction entre l'acide A et l'eau :



• **Diagramme de prédominance** : à partir de la définition précédente, on écrit :

$$\text{p}K_A = -\log \left(\frac{[\text{B}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}]} \right) = -\log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} - \log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{donc } \boxed{\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]}}$$

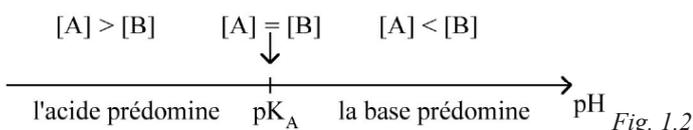
si $\text{pH} = \text{p}K_A$ alors $\log \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = 0$ et $[\text{A}] = [\text{B}]$

si $\text{pH} < \text{pK}_A$ alors $\log \frac{[B]}{[A]} < 0$ donc $[A] > [B]$

Si $\text{pH} < \text{pK}_A$ on dit que l'acide du couple prédomine en solution

Si $\text{pH} > \text{pK}_A$ alors $\log \frac{[B]}{[A]} > 0$ donc $[A] < [B]$

Si $\text{pH} > \text{pK}_A$ on dit que la base du couple prédomine en solution



• **Constante d'équilibre de la réaction A/B entre deux couples** : soient deux couples A_1/B_1 et A_2/B_2 , dont les constantes d'acidité sont respectivement K_{A1} et K_{A2} , alors on peut écrire une réaction acide base entre ces deux

couples comme $A_1 + B_2 = B_1 + A_2$ dont la constante d'équilibre est $K = \frac{[B_1] \cdot [A_2]}{[A_1] \cdot [B_2]}$. Si on multiplie au numérateur et dénominateur par $[H_3O^+]$, cela ne modifie pas l'égalité,

$$K = \frac{[B_1] \cdot [A_2] \cdot [H_3O^+]}{[A_1] \cdot [B_2] \cdot [H_3O^+]} = \frac{[B_1] \cdot [H_3O^+]}{[A_1]} \cdot \frac{[A_2]}{[B_2] \cdot [H_3O^+]}$$

$$K = \frac{[B_1] \cdot [H_3O^+]}{[A_1]} \cdot \frac{1}{\frac{[B_2] \cdot [H_3O^+]}{[A_2]}}$$

d'où l'on déduit que pour $A_1 + B_2 = B_1 + A_2$, $K = \frac{K_{A1}}{K_{A2}}$. **Ce résultat n'est pas à connaître par cœur, il faut savoir le retrouver.**

II - Méthodologie

• **Connaissant l'un des trois parmi pH, $[H_3O^+]$, $[HO^-]$, retrouver les deux autres**

L'autoprotolyse de l'eau existe quelle que soit la solution, qu'elle soit acide, neutre ou basique. Ainsi dans toute solution, on peut écrire, $[H_3O^+] \cdot [HO^-] = K_e$.

$$\text{Alors } [H_3O^+] = \frac{K_e}{[HO^-]} \text{ ou } [HO^-] = \frac{K_e}{[H_3O^+]}$$

$$\text{Et } \text{pH} = -\log [H_3O^+] \text{ ou } [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Dans une solution d'ammoniac de concentration en soluté apporté $c = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, on trouve que $[HO^-] = 1,78 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ à 298 K.

$$\text{Alors } [H_3O^+] = \frac{K_e}{[HO^-]} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{1,78 \cdot 10^{-4}} = 5,62 \cdot 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{et } \text{pH} = -\log 5,62 \cdot 10^{-11} = 10,3$$

• **Connaissant le pH et la concentration d'une solution d'acide, calculer x_f et τ pour la réaction de cet acide avec l'eau**

Soit un couple acide base ; une solution de A de concentration en soluté apporté c_0 à un certain pH connu. La quantité d'acide dissoute est $n_0 = c_0 \cdot V$ où V est le volume de la solution.

N° : 37002

CHIMIE

Série S

Etat	A	H ₂ O	B	H ₃ O ⁺	Avancement
initial	n ₀	solvant	0	0	0
final	n ₀ - x _f	solvant	x _f	x _f	x _f
de réaction totale	n ₀ - x _{max} = 0	solvant	x _{max}	x _{max}	x _{max} = n ₀

On en déduit que $[H_3O^+] = \frac{x_f}{V}$ et comme $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ et que pH est connu, alors $x_f = V \cdot 10^{-pH}$. Et puisque $x_{max} = n_0 = c_0 \cdot V$ et $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$ alors $\tau = \frac{10^{-pH}}{c_0}$. Ce résultat doit toujours être redémontré avant d'être utilisé car il ne s'applique que dans le cas d'un acide dans l'eau.

Dans une solution de chlorure d'ammonium, de concentration en soluté apporté $c_0 = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, $pH = 5,95$. Le volume de solution est $V = 150 \text{ mL}$. Alors $x_f = 150 \cdot 10^{-3} \times 10^{-5,95} = 1,68 \cdot 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

et $\tau = \frac{10^{-5,95}}{2,00 \cdot 10^{-3}} = 5,61 \cdot 10^{-4} = 5,61 \cdot 10^{-2} \%$