



Taki Academy
www.takiacademy.com

Sciences physiques

Classes : 4^{ème} Math

Résumé pH des solutions aqueuses

Nom du prof : Mr HADJ SALAH WAJIH



📍 Sousse (Khezama - Sahloul) Nabeul / Sfax / Bardo / Menzah El Aouina
Ezzahra / CUN / Bizerte / Gafsa / Kairouan / Medenine / Kébili / Monastir
Gabes / Djerba

www.takiacademy.com

73.832.000



ACIDE-BASE

pH DES SOLUTIONS AQUEUSES

FICHE DE REVISION

I

Cas d'un acide fort

Le taux d'avancement final d'un acide fort est $\tau_f = 1$ or $\tau_f = \frac{10^{-\text{pH}}}{C}$ donc
 $C = 10^{-\text{pH}}$ d'où $\log C = \log(10^{-\text{pH}})$ or $\log x$ et 10^x sont réciproques
 $\log C = -\text{pH}$, on obtient alors :

$$\text{pH} = -\log C$$

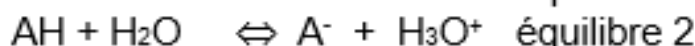
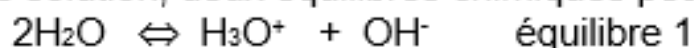
pH d'une solution aqueuse d'acide fort de concentration molaire C. ($C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$)

II

Cas d'un acide faible

On considère une solution aqueuse d'acide faible AH de concentration molaire C (avec $C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$), l'acide est considéré faiblement ionisé son taux d'avancement final $\tau_f < 0,05$.

Dans ce type de solution, deux équilibres chimiques peuvent s'établir :



Essayons d'établir l'expression de son pH :

Etat de la réaction	Avancement volumique	$\text{AH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \square\square\square \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$			
Etat initial (t=0)	y=0	C		0	$10^{\frac{-\text{pK}_a}{2}}$
Etat final	y _f	C - y _f		y _f	$10^{-\text{pH}}$

On a vu que dans l'eau $[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_e} = (K_e)^{1/2} = (10^{-\text{pK}_e})^{1/2} = 10^{\frac{-\text{pK}_e}{2}}$.

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+]_1 + [\text{H}_3\text{O}^+]_2$ avec :

$[H_3O^+]_1$: concentration des ions H_3O^+ provenant de la réaction 1

$[H_3O^+]_2$: concentration des ions H_3O^+ provenant de la réaction 2

$$[H_3O^+]_1 = [OH^-]_1 = [OH^-] \quad \text{d'où} \quad [H_3O^+] = [OH^-] + [H_3O^+]_2$$

La solution est acide $[OH^-] \ll [H_3O^+]$ d'où $[H_3O^+] = [H_3O^+]_2 = y_f$.

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{y_f \cdot y_f}{C - y_f} = \frac{y_f^2}{C - y_f} \quad \text{avec } y_f = C \cdot \tau_f \quad \text{d'où}$$

$$K_a = \frac{(C \cdot \tau_f)^2}{C - C \cdot \tau_f} = \frac{C^2 \cdot \tau_f^2}{C(1 - \tau_f)} = \frac{C \cdot \tau_f^2}{1 - \tau_f}$$

l'acide est faiblement ionisé $\tau_f \ll 1$ d'où $1 - \tau_f \approx 1$

$$K_a = C \cdot \tau_f^2 \quad (\clubsuit)$$

Remarque importante :

Si on considère deux acides A_1H et A_2H ayant la même concentration C avec $\tau_{1f}(A_1H) > \tau_{2f}(A_2H)$, d'après (\clubsuit) on aura donc $K_{a1}(A_1H) > K_{a2}(A_2H)$ d'où A_1H est plus fort que A_2H on trouve le résultat énoncé précédemment : **A même concentration, l'acide le plus fort est celui a le τ_f le plus grand.**

Continuons notre démonstration : on a $\tau_f = \frac{10^{-pH}}{C}$ d'où $K_a = C \left(\frac{10^{-pH}}{C} \right)^2$

$$K_a = \frac{10^{-2pH}}{C} \quad \text{donc} \quad C \cdot K_a = 10^{-2pH} \quad \text{appliquons la fonction log à cette égalité}$$

$$\text{Log}(C \cdot K_a) = \text{log}(10^{-2pH}) \quad \text{ce qui donne :} \quad \text{log } C + \text{log } K_a = -2pH$$

$$2pH = -\text{log } K_a - \text{log } C$$

$$2pH = pK_a - \text{log } C$$

Pour un acide faible, faiblement ionisé, de concentration molaire C ($C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$) :

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \text{log } C)$$

III

Cas d'une base forte

Le taux d'avancement final d'une acide forte est $\tau_f = 1$ or $\tau_f = \frac{K_e 10^{pH}}{C}$

donc $C = K_e \cdot 10^{pH}$ d'où $\log C = \log(K_e 10^{pH})$

$\log C = \log K_e + pH$, on obtient alors :

$$pH = \log C - \log K_e$$

$$pH = \log C + pK_e$$

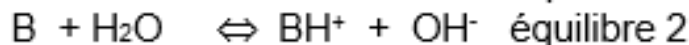
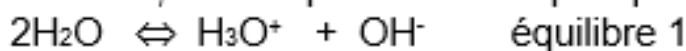
pH d'une solution aqueuse de base forte de concentration molaire C. ($C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$)

I

Cas d'un base faible

On considère une solution aqueuse de base faible B de concentration molaire C (avec $C > 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1}$), la base est considérée faiblement ionisée son taux d'avancement final $\tau_f < 0,05$.

Dans ce type de solution, deux équilibres chimiques peuvent s'établir :



Essayons d'établir l'expression de son pH :

Etat de la réaction	Avancement volumique	B + H ₂ O \rightleftharpoons BH ⁺ + OH ⁻			
Etat initial (t=0)	y=0	C		0	$10^{\frac{-pK_e}{2}}$
Etat final	y _f	C - y _f		y _f	$K_e 10^{pH}$

On a vu que dans l'eau $[OH^-] = \sqrt{K_e} = (K_e)^{1/2} = (10^{-pK_e})^{1/2} = 10^{\frac{-pK_e}{2}}$.

$[OH^-] = [OH^-]_1 + [OH^-]_2$ avec :

$[OH^-]_1$: concentration des ions OH^- provenant de la réaction 1

$[OH^-]_2$: concentration des ions OH^- provenant de la réaction 2

$[OH^-]_1 = [H_3O^+]_1 = [H_3O^+]$ d'où $[OH^-] = [H_3O^+] + [OH^-]_2$

La solution est acide $[H_3O^+] \ll [OH^-]$ d'où $[OH^-] = [OH^-]_2 = y_f$.

$$K_a = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]} = \frac{(C - y_f) \cdot \frac{K_e}{y_f}}{y_f} = \frac{(C - y_f) \cdot K_e}{y_f^2} \text{ avec } y_f = C \cdot \tau_f \text{ d'où}$$

$$K_a = \frac{(C - C \cdot \tau_f) \cdot K_e}{(C \cdot \tau_f)^2} = \frac{C(1 - \tau_f) \cdot K_e}{C^2 \cdot \tau_f^2} = \frac{(1 - \tau_f) K_e}{C \cdot \tau_f^2}$$

l'acide est faiblement ionisé $\tau_f \ll 1$ d'où $1 - \tau_f \approx 1$

$$K_a = \frac{K_e}{C \cdot \tau_f^2} \quad \text{ou} \quad \tau_f^2 = \frac{K_e}{C \cdot K_a} = \frac{K_b}{C} \text{ d'où } K_b = C \cdot \tau_f^2 (\clubsuit)$$

Remarque importante :

Si on considère deux bases B_1 et B_2 ayant la même concentration C avec $\tau_{1f}(B_1) > \tau_{2f}(B_2)$, d'après (\clubsuit) on aura donc $K_{b1}(B_1) > K_{b2}(B_2)$ d'où B_1 est plus forte que B_2 on trouve le résultat énoncé précédemment : **A même concentration, la base la plus forte est celle qui a le τ_f le plus grand.**

Continuons notre démonstration : on a

$$\tau_f = \frac{K_e \cdot 10^{pH}}{C} \text{ d'où } K_a = \frac{K_e}{C \cdot \left(\frac{K_e \cdot 10^{pH}}{C}\right)^2} = \frac{K_e}{C \cdot \frac{K_e^2 \cdot 10^{2pH}}{C^2}} = \frac{1}{\frac{K_e \cdot 10^{2pH}}{C}}$$

$$K_a = \frac{C \cdot 10^{-2pH}}{K_e} \text{ donc } K_e \cdot K_a = C \cdot 10^{-2pH} \text{ appliquons la fonction log à cette}$$

égalité

$$\log(K_e \cdot K_a) = \log(C \cdot 10^{-2pH}) \text{ ce qui donne : } \log K_e + \log K_a = \log C - 2pH$$

$$2pH = \log C - \log K_a - \log K_e$$

$$2pH = \log C + pK_a + pK_e$$

Pour une base faible, faiblement ionisée, :

$$pH = \frac{1}{2}(pK_a + pK_e + \log C)$$

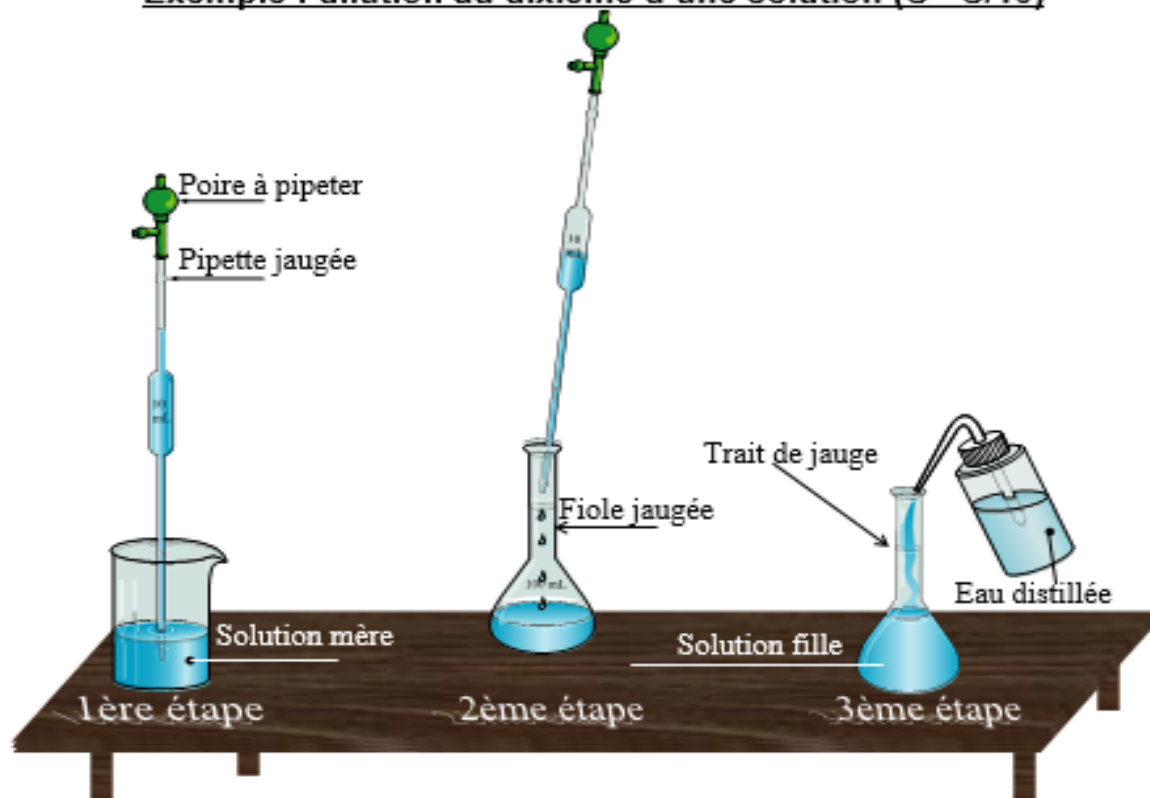
I

Effet de la diution sur le pH d'une solution

1

La dilution

Exemple : dilution au dixième d'une solution ($C'=C/10$)



1 ^{ère} étape	2 ^{ème} étape	3 ^{ème} étape
A l'aide d'une pipette On prélève un volume $V_p=10$ mL d'une solution S de concentration C.	On la verse dans une fiole jaugée de $V=100$ mL	On ajoute l'eau distillée jusqu'au trait de jauge on obtient ainsi une solution S' de concentration $C' = C/10$
Au cours d'une dilution, la quantité de matière de la substance dissoute ne varie pas : $n_{\text{avant dilution}} = n_{\text{après dilution}}$ donc $CV_p=C'V$ avec $V=V_p+V_{\text{eau}}$		
Remarque : le volume de la fiole est égale au volume de la solution à préparer.		

2 Effet de la dilution sur le pH d'une solution

On va traiter un exemple : on va déterminer l'expression de la variation de pH au cours d'une dilution N fois ($C'=C/N$) d'un acide faible :

$$\text{pH}' = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C') = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log \frac{C}{N}) = \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C + \log N)$$

$$\text{pH}' = \underbrace{\frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log C)}_{\text{pH}} + \frac{1}{2} \log N$$

$$\text{D'où } \left| \text{pH}' = \text{pH} + \frac{1}{2} \log N \right|$$