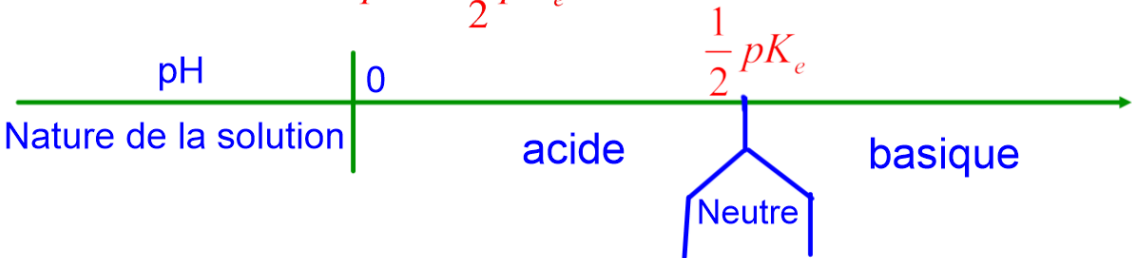


pH des solutions aqueuses

Titre	Description	Remarques
	<p>I-Définition du pH :</p> <p>1-Définition du pH :</p> <p>Le pH d'une solution aqueuse de concentration molaire C tel que $C \leq 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ est donné par la relation</p> $pH = -\log[H_3O^+] \Leftrightarrow -pH = \log[H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-pH}$ <p>2-Valeur de pH et nature de la solution :</p> <p>a- Pour une solution neutre :</p> <p>Pour une solution neutre, on a $[H_3O^+] = [OH^-]$ or on a $[H_3O^+].[OH^-] = K_e$ On remplace $[OH^-]$ par $[H_3O^+]$ dans l'expression de $K_e = [H_3O^+].[OH^-]$ $[H_3O^+]^2 = K_e \Leftrightarrow [H_3O^+] = (K_e)^{1/2}$ or $K_e = 10^{-pK_e}$</p> $[H_3O^+] = (10^{-pK_e})^{1/2} = 10^{-pK_e/2}$ $\log[H_3O^+] = -\frac{pK_e}{2}$ $pH = \frac{1}{2} pK_e$ <p>b- Pour une solution acide :</p> <p>Pour une solution acide, on a $[H_3O^+] > [OH^-]$ or on a $[H_3O^+].[OH^-] = K_e$ On remplace $[OH^-]$ par $[H_3O^+]$ dans l'expression de $K_e = [H_3O^+].[OH^-]$ $[H_3O^+]^2 > K_e$, on trouve : $pH < \frac{1}{2} pK_e$</p> <p>c- Pour une solution basique :</p> <p>Pour une solution basique, on a $[H_3O^+] < [OH^-]$ or on a $[H_3O^+].[OH^-] = K_e$ On remplace $[OH^-]$ par $[H_3O^+]$ dans l'expression de $K_e = [H_3O^+].[OH^-]$ $[H_3O^+]^2 < K_e$, on trouve : $pH > \frac{1}{2} pK_e$</p> 	

Titre	Description	Remarques																		
	<p>II- pH d'une solution de monoacide fort :</p> <p>On considère une solution aqueuse d'acide fort de concentration molaire C tel que : $10^{-6} < C < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.</p> <p>Pour un acide fort $\tau_f = 1$ or $\tau_{f\text{acide}} = \frac{10^{-pH}}{C}$</p> <p>donc : $\frac{10^{-pH}}{C} = 1$</p> <p>$\frac{10^{-pH}}{C} = 1 \Leftrightarrow 10^{-pH} = C \Leftrightarrow \log(10^{-pH}) = \log C \Leftrightarrow -pH = \log C$</p> <p style="text-align: center;">$pH = -\log C$</p>																			
	<p>III- pH d'une solution de monoacide faiblement ionisé :</p> <p>On considère une solution aqueuse d'acide faible AH, faiblement ionisé, de concentration molaire C tel que : $10^{-6} < C \leq 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.</p> <p>- Un acide faiblement ionisé $\tau_f < 0,05$ on peut considérer que $1 - \tau_f \approx 1$</p> <p>- Dans cette solution d'acide faible, on a deux équilibres chimiques :</p> <p style="margin-left: 40px;">- $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+ \quad (1)$</p> <p style="margin-left: 40px;">- $2H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+ \quad (2)$</p> <table border="1" style="margin-left: 40px; margin-top: 10px;"> <tr> <td></td> <td></td> <td colspan="4" style="text-align: center;">$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$</td> </tr> <tr> <td style="background-color: #e0f2f1;">t=0</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">y=0</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">C</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">excès</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">0</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">$10^{\frac{-pK_e}{2}}$</td> </tr> <tr> <td style="background-color: #e0f2f1;">t_f</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">y_f</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">C-y_f</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">"</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">y_f</td> <td style="background-color: #e0f2f1;">$10^{-pH} = y_f + 10^{\frac{-pK_e}{2}}$</td> </tr> </table> <p>$[H_3O^+] = [H_3O^+]_1 + [H_3O^+]_2$ avec :</p> <p>$[H_3O^+]_1$: concentration des ions H_3O^+ provenant de la réaction 1</p> <p>$[H_3O^+]_2$: concentration des ions H_3O^+ provenant de la réaction 2</p> <p>1^{ère} approximation : $[H_3O^+]_2 = [OH^-]$ d'où $[H_3O^+] = [H_3O^+]_1 + [OH^-]$</p>			$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$				t=0	y=0	C	excès	0	$10^{\frac{-pK_e}{2}}$	t _f	y _f	C-y _f	"	y _f	$10^{-pH} = y_f + 10^{\frac{-pK_e}{2}}$	
		$AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$																		
t=0	y=0	C	excès	0	$10^{\frac{-pK_e}{2}}$															
t _f	y _f	C-y _f	"	y _f	$10^{-pH} = y_f + 10^{\frac{-pK_e}{2}}$															

Titre	Description	Remarques
	<p>- La solution est acide donc $[OH^-] \ll [H_3O^+]$ d'où $[H_3O^+] = [H_3O^+]_1 = [A^-] = y_f = 10^{-pH}$.</p> <p>$[AH] = C - y_f$ et $y_f = C \cdot \tau_f$ $= C - C \cdot \tau_f = C(1 - \tau_f)$</p> <p>- 2^{ème} approximation : l'acide est faiblement ionisé $\tau_f \ll 1$ d'où $1 - \tau_f \approx 1$ donc $[AH] = C$</p> $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{10^{-pH} \cdot 10^{-pH}}{C}$ $K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]} = \frac{10^{-pH} \cdot 10^{-pH}}{C}$ $= \frac{10^{-2pH}}{C} \text{ donc :}$ <p>$C \cdot K_a = 10^{-2pH}$ on applique la fonction log:</p> $\log C + \log K_a = -2pH \Leftrightarrow 2pH = -\log C - \log K_a$ $2pH = -\log C + pK_a \Leftrightarrow pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C)$	
	<p>IV- pH d'une solution de monobase forte :</p> <p>- On considère une solution aqueuse de base forte de concentration molaire C tel que : $10^{-6} < C < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.</p> <p>- Pour une base forte $\tau_f = 1$ or $\tau_{f_{base}} = \frac{10^{pH - pK_e}}{C}$</p> <p>- donc : $\frac{10^{pH - pK_e}}{C} = 1$</p> <p>- $\Leftrightarrow 10^{pH - pK_e} = C \Leftrightarrow \log(10^{pH - pK_e}) = \log C \Leftrightarrow pH - pK_e = \log C$ $pH = \log C + pK_e$</p>	

Titre	Description	Remarques																		
	<p>V- pH d'une solution de monobase faiblement ionisée :</p> <p>On considère une solution aqueuse de base faible B, faiblement ionisée, de concentration molaire C tel que : $10^{-6} < C \leq 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.</p> <p>- Une base faiblement ionisée : $\tau_f < 0,05$ on peut considérer que $1 - \tau_f \approx 1$</p> <p>- Dans cette solution de base faible, on a deux équilibres chimiques :</p> <p style="margin-left: 40px;"> $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^- \quad (1)$ $2H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_3O^+ \quad (2)$ </p> <table border="1" style="margin-left: 40px; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr> <td></td> <td></td> <td colspan="4">$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$</td> </tr> <tr> <td>t=0</td> <td>y=0</td> <td>C</td> <td>excès</td> <td>0</td> <td>$10^{\frac{-pK_e}{2}}$</td> </tr> <tr> <td>t_f</td> <td>y_f</td> <td>C-y_f</td> <td>"</td> <td>y_f</td> <td>$10^{pH-pK_e} = y_f + 10^{\frac{-pK_e}{2}}$</td> </tr> </table> <p>$[OH^-] = [OH^-]_1 + [OH^-]_2$ avec :</p> <p>- $[OH^-]_1$: concentration des ions OH^- provenant de la réaction 1</p> <p>- $[OH^-]_2$: concentration des ions OH^- provenant de la réaction 2</p> <p>- 1^{ère} approximation : $[OH^-]_2 = [H_3O^+]$ d'où $[OH^-] = [OH^-]_1 + [H_3O^+]$</p> <p>- La solution est basique donc $[H_3O^+] \ll [OH^-]$ d'où $[OH^-] = [OH^-]_1 = [BH^+] = y_f = 10^{pH-pK_e}$.</p> <p>- $[B] = C - y_f$ et $y_f = C \cdot \tau_f$</p> <p style="margin-left: 40px;">$= C - C \cdot \tau_f = C(1 - \tau_f)$</p> <p>- 2^{ème} approximation : la base est faiblement ionisée $\tau_f \ll 1$ d'où $1 - \tau_f \approx 1$</p> <p>donc $[B] = C$</p> <p>- $K_a = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]} = \frac{C \cdot K_e}{[BH^+][OH^-]} = \frac{C \cdot K_e}{10^{pH-pK_e} \cdot 10^{pH-pK_e}}$ $= \frac{C \cdot K_e}{(10^{pH-pK_e})^2} = \frac{C \cdot K_e}{10^{2pH-2pK_e}} \text{ donc } : K_a \cdot 10^{2pH-2pK_e} = C \cdot K_e$ </p> <p>on applique la fonction log:</p>			$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$				t=0	y=0	C	excès	0	$10^{\frac{-pK_e}{2}}$	t _f	y _f	C-y _f	"	y _f	$10^{pH-pK_e} = y_f + 10^{\frac{-pK_e}{2}}$	
		$B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$																		
t=0	y=0	C	excès	0	$10^{\frac{-pK_e}{2}}$															
t _f	y _f	C-y _f	"	y _f	$10^{pH-pK_e} = y_f + 10^{\frac{-pK_e}{2}}$															

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

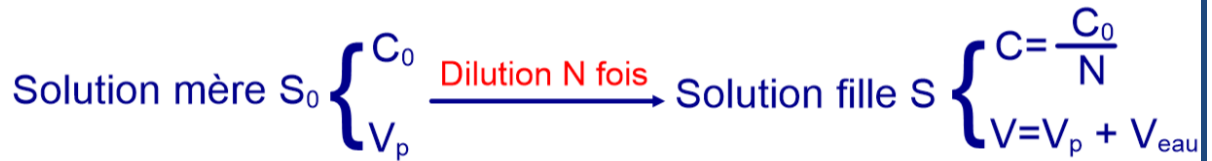
$$-pK_a + 2pH - 2pK_e = \log C - pK_e$$

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

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

VI-Effet de la dilution sur le pH d'une solution aqueuse :

1- La dilution N fois :

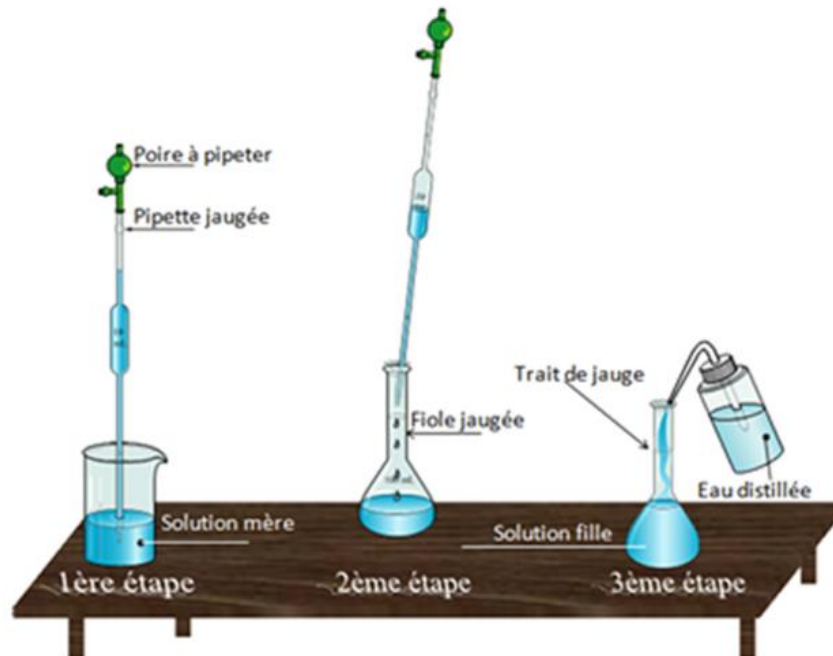


Au cours d'une dilution le nombre de mole de la substance ne varie pas : $n_{\text{avant dilution}} = n_{\text{après dilution}}$

$$C_0 V_0 = CV \Leftrightarrow C_0 V_0 = \frac{C_0}{N} V \Leftrightarrow V_0 = \frac{V}{N}$$

$$\Leftrightarrow N V_0 = V \Leftrightarrow N V_0 = V_0 + V_{\text{eau}}$$

Les étapes de la dilution :



Exemple : Dilution 10 fois		
On veut préparer une solution de volume $V=100$ mL à partir d'une solution S_0 de concentration molaire C_0 .		
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_0 de concentration C_0 .	On la verse dans une fiole jaugée de volume $V=100$ mL	On ajoute l'eau distillée jusqu'au trait de jauge on obtient ainsi une solution S de concentration $C = C_0/10$. Enfin on agite.

VI-Effet de la dilution sur le pH d'une solution aqueuse :

1- Effet de la dilution sur :

a- le pH d'un acide fort :

Avant la dilution :

Le pH d'une solution d'acide fort de concentration molaire C :

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

Après la dilution :

$$\text{pH}' = -\log C' \quad \text{avec } C' = \frac{C}{N}$$

$$= -\log \frac{C}{N} = -\log C + \log N = \text{pH} + \log N$$

$$\Delta \text{pH} = \text{pH}' - \text{pH} = \log N$$

b- le pH d'un acide faible :

Avant la dilution :

Le pH d'une solution d'acide faible de concentration molaire C :

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

Après la dilution :

$$\text{pH}' = \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \log C') \quad \text{avec } C' = \frac{C}{N}$$

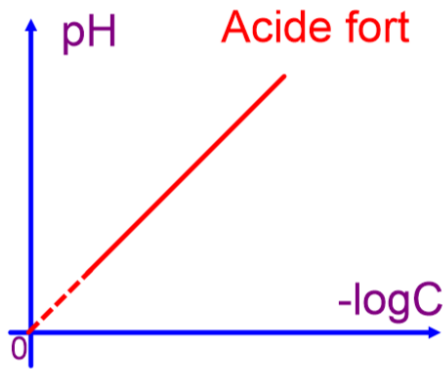
$$= \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \log \frac{C}{N}) = \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \log C + \log N)$$

$$= \frac{1}{2}(\text{pK}_a - \log C) + \frac{1}{2} \log N$$

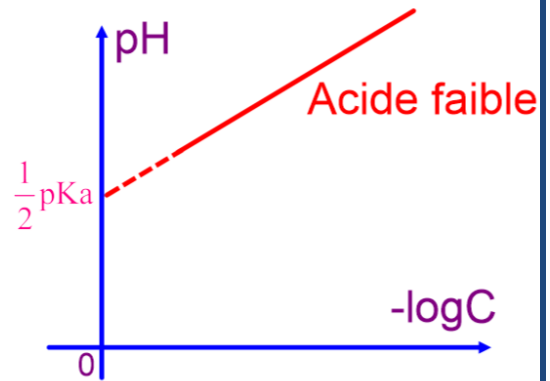
$$= \text{pH} + \frac{1}{2} \log N \quad \Delta \text{pH} = \text{pH}' - \text{pH} = \frac{1}{2} \log N$$

Courbe d'évolution de pH en fonction de $-\log C$:

Cas des solutions acides



D'après le graphe : $pH = a(-\log C)$
 or pour un acide fort $pH = -\log C$
 donc $a = 1$

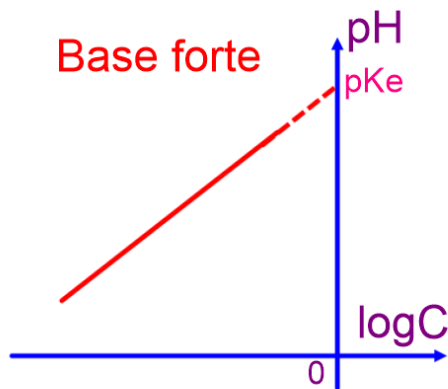


D'après le graphe : $pH = a(-\log C) + b$
 or pour un acide faible :

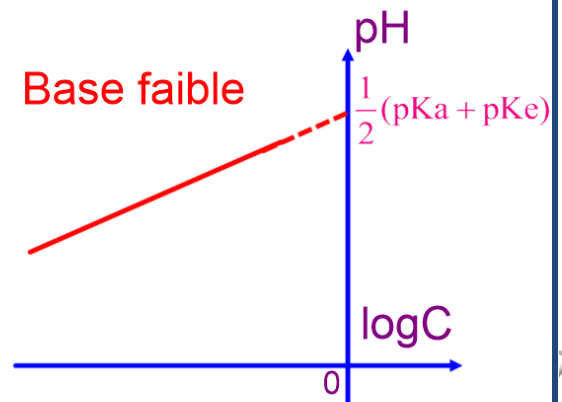
$$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log C) = \frac{1}{2}(-\log C) + \frac{1}{2}pK_a$$

$$\begin{cases} a = \frac{1}{2} \\ b = \frac{1}{2}pK_a \end{cases}$$

Cas des solutions basiques



D'après le graphe : $pH = a \cdot \log C + b$
 or pour un acide fort $pH = \log C + pK_e$
 donc $a = 1$ et $b = pK_e$



D'après le graphe : $pH = a \cdot \log C + b$
 or pour un acide faible :

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

$$a = \frac{1}{2} \quad \text{et} \quad b = \frac{1}{2}(pK_a + pK_e)$$