

Les réactions acide-base

	Acide fort – Base forte	Acide faible – Base forte	Acide fort – Base faible
Courbe			
Observations	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Faible variation de pH avant et après l'équivalence.</li> <li>• Saut brusque de pH au voisinage du point d'équivalence.</li> <li>• La courbe admet un point d'inflexion, c'est le point d'équivalence E.</li> <li>• <math>pH_E = 7</math> la solution est neutre à l'équivalence.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Faible variation de pH avant et après l'équivalence.</li> <li>• Saut brusque de pH au voisinage du point d'équivalence.</li> <li>• La courbe admet deux points d'inflexion, le point d'équivalence E et le point de demi-équivalence <math>E_{1/2}</math>.</li> <li>• <math>pH_E &gt; 7</math> la solution est basique à l'équivalence.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Faible variation de pH avant et après l'équivalence.</li> <li>• Chute brusque de pH au voisinage du point d'équivalence.</li> <li>• La courbe admet deux points d'inflexion, le point d'équivalence E et le point de demi-équivalence <math>E_{1/2}</math>.</li> <li>• <math>pH_E &lt; 7</math> la solution est acide à l'équivalence.</li> </ul>
Equation de la réaction	$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$ <p>Cette réaction est totale car :</p> $K = \frac{1}{[H_3O^+].[OH^-]} = 10^{14} \text{ à } 25^\circ C \text{ donc } K \gg 1.$	$AH + OH^- \rightarrow A^- + H_2O$ <p>Cette réaction est totale car :</p> $K = \frac{[A^-]}{[AH].[OH^-]} = \frac{[A^-].[H_3O^+]}{[AH].[OH^-].[H_3O^+]} = \frac{K_a}{K_e}$ $\frac{K_a}{K_e} = 10^{pK_e - pK_a} = 10^{14 - 4,8} = 1,58 \cdot 10^9 \text{ à } 25^\circ C$ <p>donc <math>K \gg 1</math>. (dans notre cas le <math>pK_a = 4,8</math>)</p>	$B + H_3O^+ \rightarrow BH^+ + H_2O$ <p>Cette réaction est totale car :</p> $K = \frac{[BH^+]}{[B].[H_3O^+]} = \frac{1}{K_a} = 10^{pK_a} = 10^{9,2}$ <p><math>= 1,58 \cdot 10^9</math> à <math>25^\circ C</math> donc <math>K \gg 1</math> (dans notre cas le <math>pK_a = 9,2</math>)</p>

point d' équiv	$C_a V_a = C_b V_{bE}$	$C_a V_a = C_b V_{bE}$	$C_a V_{aE} = C_b V_b$
-------------------	------------------------	------------------------	------------------------

Au point d' équivalence E	<p style="text-align: center;"><b>Au point d'équivalence : <math>n_a = n_b</math></b></p> <p>La réaction est totale et la quantité d'ions <math>H_3O^+</math> provenant de l'acide est égale à la quantité d'ions <math>OH^-</math> provenant de la base versée à l'équivalence, on alors disparition totale de ces ions.</p> <p>Si l'acide utilisé est l'acide chlorhydrique (<math>H_3O^+ + Cl^-</math>) et la base utilisée est la soude (<math>Na^+ + OH^-</math>), les concentrations des espèces chimiques présentes au point d'équivalence :</p> <p>**/ <math>[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}</math> car ces ions proviennent de l'autoprotolyse de l'eau (ou ionisation propre de l'eau).</p> <p>**/ <math>[Na^+] = n(Na^+) / (V_a + V_{bE})</math>  <math>= C_b V_{bE} / (V_a + V_{bE})</math></p> <p>**/ <math>[Cl^-] = n(Cl^-) / (V_a + V_{bE})</math>  <math>= C_a V_a / (V_a + V_{bE}) = [Na^+]</math></p>	<p style="text-align: center;"><b>Au point d'équivalence : <math>n_a = n_b</math></b></p> <p>La réaction est totale et la quantité d'acide AH est égale à la quantité d'ions <math>OH^-</math> provenant de la base versée à l'équivalence, on alors disparition totale de AH et de <math>OH^-</math> d'où</p> <p><math>y_f = C_a V_a / (V_a + V_{bE}) = C_b V_{bE} / (V_a + V_{bE}) = [A^-]</math></p> <p>Si la base utilisée est la soude (<math>Na^+ + OH^-</math>), la concentration des ions <math>Na^+</math> au point d'équivalence :</p> <p>**/ <math>[Na^+] = n(Na^+) / (V_a + V_{bE})</math>  <math>= C_b V_{bE} / (V_a + V_{bE})</math>  <math>= [A^-]</math>  <math>= C_a V_a / (V_a + V_{bE})</math></p> <p>donc au point d'équivalence on a un sel (<math>Na^+ + A^-</math>) à caractère basique de concentration molaire <math>c = C_a V_a / (V_a + V_{bE})</math> et de</p> <p style="text-align: center;"><b><math>pH_E = 1/2(pK_a + pK_e + \log c)</math></b></p>	<p style="text-align: center;"><b>Au point d'équivalence : <math>n_a = n_b</math></b></p> <p>La réaction est totale et la quantité de base B est égale à la quantité d'ions <math>H_3O^+</math> provenant de l'acide versé à l'équivalence, on alors disparition totale de B et de <math>H_3O^+</math> d'où</p> <p><math>y_f = \frac{C_a V_{aE}}{V_b + V_{aE}} = \frac{C_b V_b}{V_b + V_{aE}} = [BH^+]</math></p> <p>Si l'acide utilisé est (<math>H_3O^+ + Cl^-</math>), la concentration des ions <math>Cl^-</math> au point d'équivalence :</p> <p>**/ <math>[Cl^-] = n(Cl^-) / (V_b + V_{aE})</math>  <math>= C_a V_{aE} / (V_b + V_{aE})</math>  <math>= [BH^+]</math>  <math>= C_b V_b / (V_b + V_{aE})</math></p> <p>donc au point d'équivalence on a un sel (<math>BH^+ + Cl^-</math>) à caractère acide de concentration molaire <math>c = C_a V_{aE} / (V_{aE} + V_b)</math> et de</p> <p style="text-align: center;"><b><math>pH_E = 1/2(pK_a - \log c)</math></b></p>
---------------------------	--	---	---

Au point de demi-équivalence  $E_{1/2}$

Il n'y a pas de point de demi-équivalence

**Au point de demi équivalence, le volume du mélange est  $V_a + V_{bE}/2$  et le nombre de mole : d'acide est  $n_a = C_a V_a$ . de base versée est  $n_b = C_b V_{bE}/2$**

équation de la réaction		$AH + OH^- \longrightarrow A^- + H_2O$			
état du système	Avancement y				
état initial	y=0	$\frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}/2}$	$\frac{C_b V_{bE}/2}{V_a + V_{bE}/2}$	0	excès
état final	yf	$\frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}/2} - yf$	$\frac{C_b V_{bE}/2}{V_a + V_{bE}/2} - yf$	yf	excès

$n(OH^-) < n(AH)$ , la réaction est totale donc  $OH^-$  est le réactif limitant d'où :

$$\frac{C_b V_{bE}/2}{V_a + V_{bE}/2} - yf = 0 \text{ donc } yf = \frac{C_b V_{bE}/2}{V_a + V_{bE}/2} = [A^-]$$

Or

$$[AH] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}/2} - yf$$

$$= \frac{C_a V_a}{V_a + V_{bE}/2} - \frac{C_b V_{bE}/2}{V_a + V_{bE}/2} \text{ et comme } C_a V_a = C_b V_{bE}$$

on aura :

$$[AH] = \frac{C_b V_{bE}}{V_a + V_{bE}/2} - \frac{C_b V_{bE}/2}{V_a + V_{bE}/2}$$

$$= \frac{C_b V_{bE}/2}{V_a + V_{bE}/2} = [A^-] \text{ et on a } K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[AH]}$$

$$= [H_3O^+]$$

$$-\log K_a = -\log [H_3O^+] \text{ donc } pH_{E1/2} = pK_a$$

**Au point de demi équivalence, le volume du mélange est  $V_b + V_{aE}/2$  et le nombre de mole : de base est  $n_b = C_b V_b$  d'acide versée est  $n_a = C_a V_{aE}/2$ .**

équation de la réaction		$B + H_3O^+ \longrightarrow BH^+ + H_2O$			
état du système	Avancement y				
état initial	y=0	$\frac{C_b V_b}{V_b + V_{aE}/2}$	$\frac{C_a V_{aE}/2}{V_b + V_{aE}/2}$	0	excès
état final	yf	$\frac{C_b V_b}{V_b + V_{aE}/2} - yf$	$\frac{C_a V_{aE}/2}{V_b + V_{aE}/2} - yf$	yf	excès

$n(H_3O^+) < n(B)$ , la réaction est totale donc  $H_3O^+$  est le réactif limitant d'où :

$$\frac{C_a V_{aE}/2}{V_b + V_{aE}/2} - yf = 0 \text{ donc } yf = \frac{C_a V_{aE}/2}{V_b + V_{aE}/2} = [BH^+]$$

Or

$$[B] = \frac{C_b V_b}{V_b + V_{aE}/2} - yf$$

$$= \frac{C_b V_b}{V_b + V_{aE}/2} - \frac{C_a V_{aE}/2}{V_b + V_{aE}/2} \text{ et comme } C_a V_{aE} = C_b V_b$$

on a aura :

$$[B] = \frac{C_a V_{aE}/2}{V_b + V_{aE}/2} = [BH^+]$$

$$K_a = \frac{[B][H_3O^+]}{[BH^+]}$$

$$-\log K_a = -\log [H_3O^+] \text{ donc } pH_{E1/2} = pK_a$$

$$pH_{E1/2} = pK_a$$