

Dosage acide fort – base forte

Acide fort HA :
 titré, concentration (à déterminer) C_a , volume V_a : $HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$.

Base forte NaOH
 titrant, concentration C_b , volume V_b (à verser à la burette) : $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$.

L'équation bilan de la réaction de dosage s'écrit : $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$.

L'équivalence est atteinte lorsque : $n_0(H_3O^+) = n(OH^-)_{versé}$ c'est à dire lorsque $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_{b,éq}$.

Pour étudier la variation du pH en fonction de V_b , on utilise : $x = \frac{V_b}{V_{b,éq}} = \frac{C_b V_b}{C_b V_{b,éq}} = \frac{C_b V_b}{C_a V_a}$.

• $x=0$; $V_b=0$; $pH = -\log C_a$.

• $0 < x < 1$; $0 < V_b < V_{b,éq}$;

	H_3O^+	+	OH^-	\rightarrow	$2H_2O$
quantités introduites	$C_a V_a$		$C_b V_b$		
quantités à l'équilibre	$C_a V_a - C_b V_b$		ϵ		

$$[H_3O^+] = \frac{C_a V_a - C_b V_b}{V_a + V_b} = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} (1-x) \quad \text{et} \quad pH = -\log \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} - \log(1-x)$$

▪ $x=1$; $V_b = V_{b,éq}$;

l'électroneutralité s'écrit : $[H_3O^+] + [Na^+] = [OH^-] + [A^-]$;

la conservation de la matière nous donne $[Na^+] = [Cl^-] = \frac{C_a V_a}{V_a + V_b}$.

On obtient donc : $[H_3O^+] = [OH^-] = (K_e)^{1/2}$ et **pH=7**.

▪ $x > 1$; $V_b > V_{b,éq}$; $n_{OH^-,restant} = n_{OH^-,versé} - n_{OH^-,ayant réagi} = C_b (V_b - V_{b,éq})$

$$[OH^-] = \frac{C_b (V_b - V_{b,éq})}{V_a + V_b}$$

$$[H_3O^+] = K_e \frac{V_a + V_b}{C_b (V_b - V_{b,éq})}$$

$$pH = 14 + \log \frac{C_a V_a}{V_a + V_b} + \log(x-1)$$

Etant donné la valeur du pH à l'équivalence, la zone de virage de l'indicateur coloré devra contenir la valeur de pH=7.

La précision du dosage est d'autant plus grande que les solutions sont plus concentrées puisque le saut de pH à l'équivalence est plus important (figure ci-contre).

