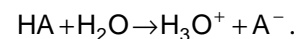


## Dosage acide fort – base forte

**Acide fort**

**HA :**

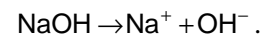
titré, concentration (à déterminer)  $C_a$ , volume  $V_a$  :



**Base forte**

**NaOH**

titrant, concentration  $C_b$ , volume  $V_b$  (à verser à la burette) :



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	$C_a V_a - C_b V_b$		$\epsilon$		

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

▪  $x=1$  ;  $V_b = V_{b,éq}$  ;

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).

