

## Cours S2 A.6 : Quelques réactions de dosage acide/base simples

### Convention de notation

- Espèce dosée (ou titrée) prélevée à la pipette jaugée et placée dans le bécher :  $C_0, V_0$
- Espèce dosante (ou titrante) placée dans la burette graduée :  $C_1, V$

### Réaction acide FORT/base FORTE

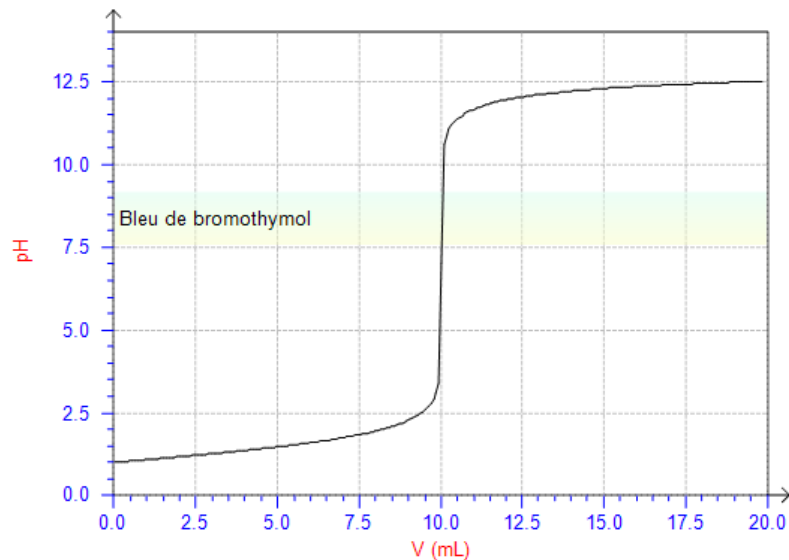
**Espèce dosée :** solution d'acide chlorhydrique :  $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$

**Espèce dosante :** solution de soude :  $\text{NaOH} \rightarrow \text{HO}^-_{(\text{aq})} + \text{Na}^+_{(\text{aq})}$

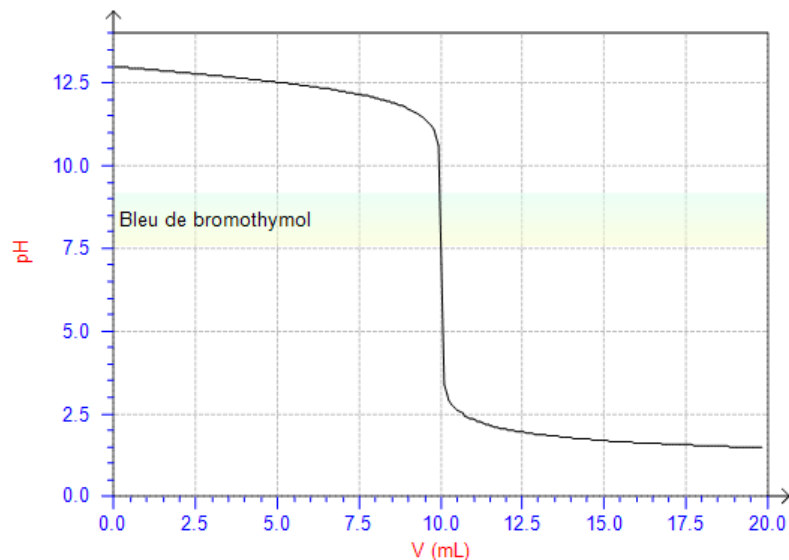
**Réaction de dosage :**  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} = 2 \text{H}_2\text{O}$   $K^\circ = 1/K_e = 10^{14} > 10^3$

**Relation à l'équivalence  $V_e$  :**  $C_0 V_0 = n_a = n_b = C_1 V_e$

**Évolution du pH :** le pH augmente au cours du dosage, on part d'une solution très acide (excès de  $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ ), le pH à l'équivalence vaut 7,0 (eau neutre) et ensuite la solution devient très basique (excès de  $\text{HO}^-_{(\text{aq})}$ ). L'indicateur coloré à utiliser est le **bleu de bromothymol (BBT)**.



**N.B. :** on peut inverser les deux solutions, seul le sens d'évolution du pH changera.



### Réaction acide faible/base FORTE

**Espèce dosée :** solution d'acide faible  $HA_{(aq)}$

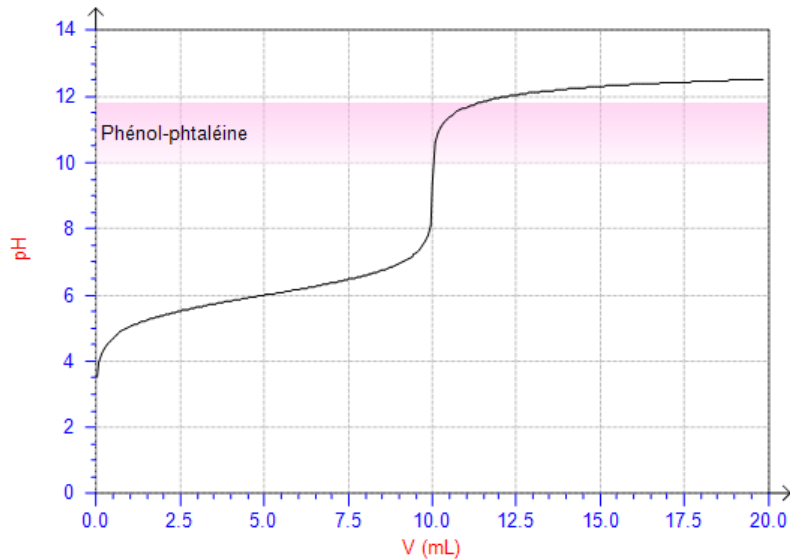
**Espèce dosante :** solution de soude :  $NaOH \rightarrow HO^-_{(aq)} + Na^+_{(aq)}$

**Réaction de dosage :**  $HA_{(aq)} + HO^-_{(aq)} = A^-_{(aq)} + H_2O$  ;  $K^\circ = K_a/K_e > 10^3$  si  $K_a > 10^{-11} \Leftrightarrow pK_a < 11$

**Relation à l'équivalence  $V_e$  :**  $C_0 V_0 = n_a = n_b = C_1 V_e$

**Évolution du pH :** le pH augmente au cours du dosage on part d'une solution acide (solution d'acide faible  $HA_{(aq)}$ ), le pH à l'équivalence est basique (solution de base faible  $A^-_{(aq)}$ ) et ensuite la solution devient très basique (excès de  $HO^-_{(aq)}$ ). L'indicateur coloré à utiliser peut être la **phénolphtaléine** (PPH).

À  $V_e/2$ , dans la plupart des cas, il y a autant d'acide faible  $HA$  que de base faible  $A^- \Rightarrow pH = pK_a$ .



### Réaction acide FORT/base faible

**Espèce dosée :** solution de base faible  $A^-_{(aq)}$

**Espèce dosante :** solution d'acide chlorhydrique :  $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

**Réaction de dosage :**  $A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} = HA_{(aq)} + H_2O$  ;  $K^\circ = 1/K_a > 10^3$  si  $K_a < 10^{-3} \Leftrightarrow pK_a > 3$

**Relation à l'équivalence  $V_e$  :**  $C_0 V_0 = n_b = n_a = C_1 V_e$

**Évolution du pH :** le pH diminue au cours du dosage on part d'une solution basique (solution de base faible  $A^-_{(aq)}$ ), le pH à l'équivalence est acide (solution d'acide faible  $HA_{(aq)}$ ) et ensuite la solution devient très acide (excès de  $H_3O^+_{(aq)}$ ). L'indicateur coloré à utiliser peut être l'**hélianthine**.

À  $V_e/2$ , dans la plupart des cas, il y a autant d'acide faible  $HA$  que de base faible  $A^- \Rightarrow pH = pK_a$ .

