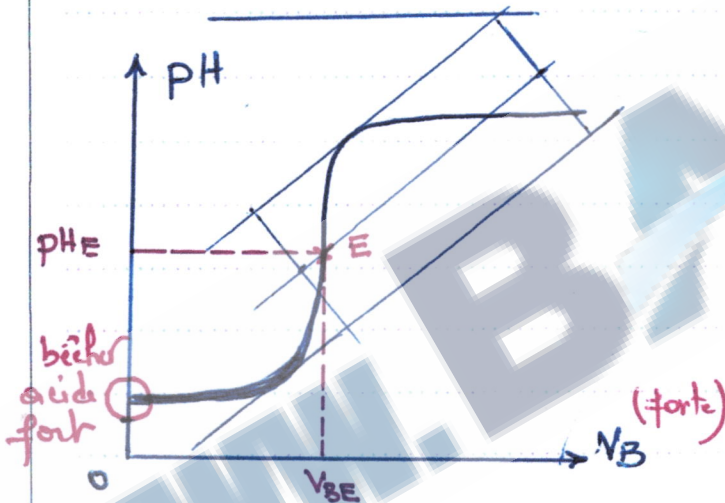
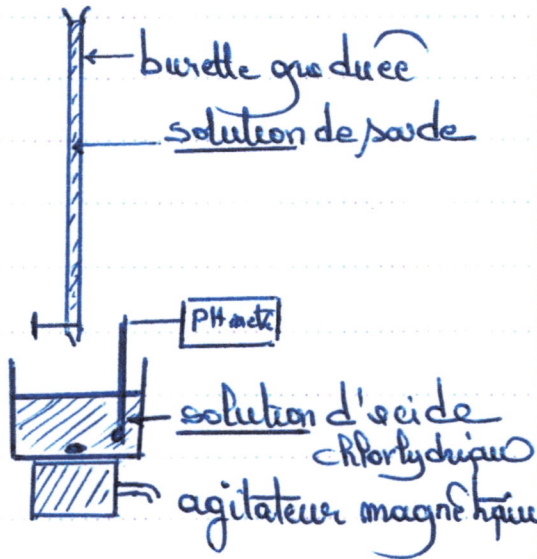


Dosage acido-basique

I/ Dosage d'un acide fort par une base forte

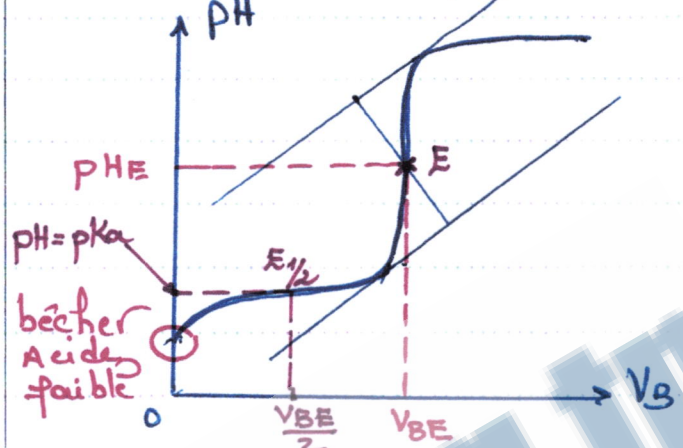


• La courbe $pH = f(V_B)$ présente deux concavités et un seul point d'inflexion et elle est croissante
 ⇒ Dosage d'un acide fort par une base forte

* point d'équivalence

$$E \begin{cases} pH_E = 7 & \text{solution neutre} \\ V_{BE} = \dots \text{ cm}^3 \end{cases}$$

II/ Dosage d'un acide faible par une base forte



• La courbe $pH = f(V_B)$ est croissante, présente 3 concavités et deux points d'inflexion
 ⇒ Dosage d'un acide faible par une base forte

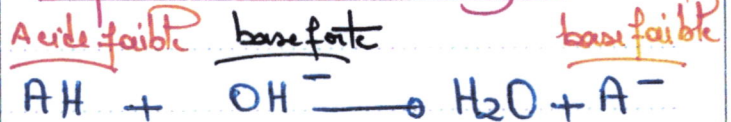
* point d'équivalence

$$E \begin{cases} pH_E > 7 & \text{solution basique} \\ V_{BE} = \dots \text{ cm}^3 \end{cases}$$

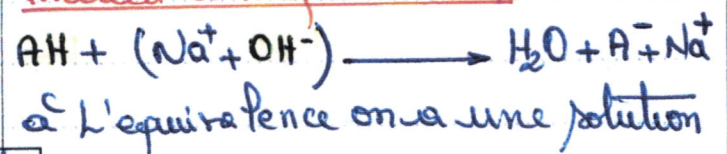
• à l'équivalence

$$C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{BE}$$

• Equation de dosage



• justification de la nature du milieu à l'équivalence



- à l'équivalence
 $\eta(\text{acide}) = \eta(\text{base})$
 $C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_{BE}$

- Equation de dosage:
acide fort base forte



- justification de l'absence du milieu à l'équivalence

$(\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-) + (\text{Na}^+ + \text{OH}^-) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
 à l'équivalence on a une solution de chlorure de sodium formée par les ions Na^+ et Cl^- qui sont inertes
 donc $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eau}} = [\text{OH}^-]_{\text{eau}} = 10^{-7}$
 $\text{pH} = 7$

- Montrons que la réaction est totale

$$K = \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]} = \frac{1}{10^{-14}} = 10^{14}$$

$$K > 10^4$$

donc la réaction est pratiquement totale

Remarque: $\text{pH}_E = 7$ donc l'acide utilisé est fort et la base utilisée est forte.

- choix de l'indicateur coloré
 L'indicateur coloré le mieux utilisé est celui dont la zone de virage

formée par les ions Na^+ inerte et A^- base faible (conjugé de l'acide faible AH) mais plus fort que l'eau.



donc $[\text{OH}^-]_{\text{sol}} > [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eau}}$
 $\Rightarrow \text{pH} > 7$.

- Montrons que la réaction est totale

$$K = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{1}{K_b} = \frac{K_a}{K_e}$$

$$K = \frac{10^{-\text{pK}_a}}{10^{-\text{pK}_e}} = 10^{\text{pK}_e - \text{pK}_a} > 10^4$$

donc la réaction est pratiquement totale

Remarque $\text{pH}_E > 7$ donc l'acide utilisé est faible.

- Le point de demi-équivalence

$$V_B = \frac{V_{BE}}{2}$$

$$[\text{AH}] = [\text{A}^-]$$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = \text{pK}_a$$

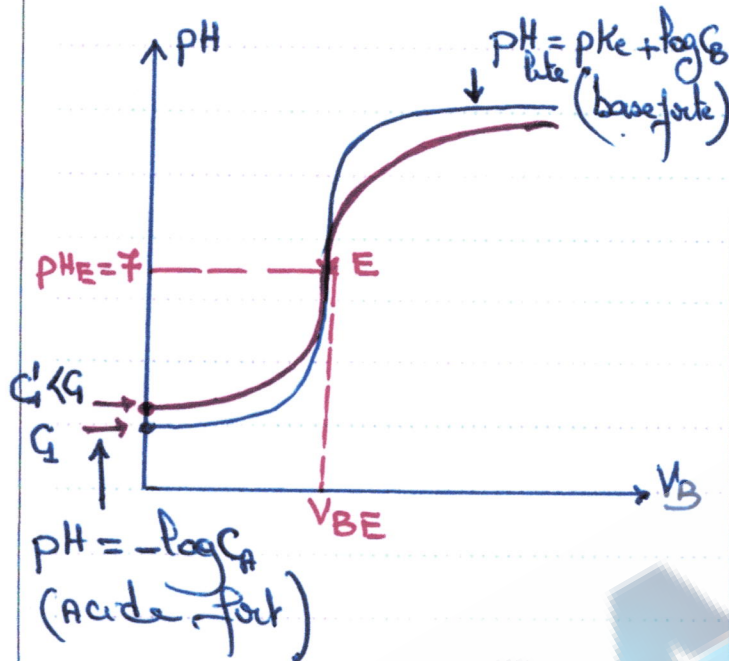
- Solution tampon.

propriétés {
 • le pH varie peu par addition d'une faible quantité d'acide ou de base
 • le pH ne varie pas par dilution modérée

renferme PHE

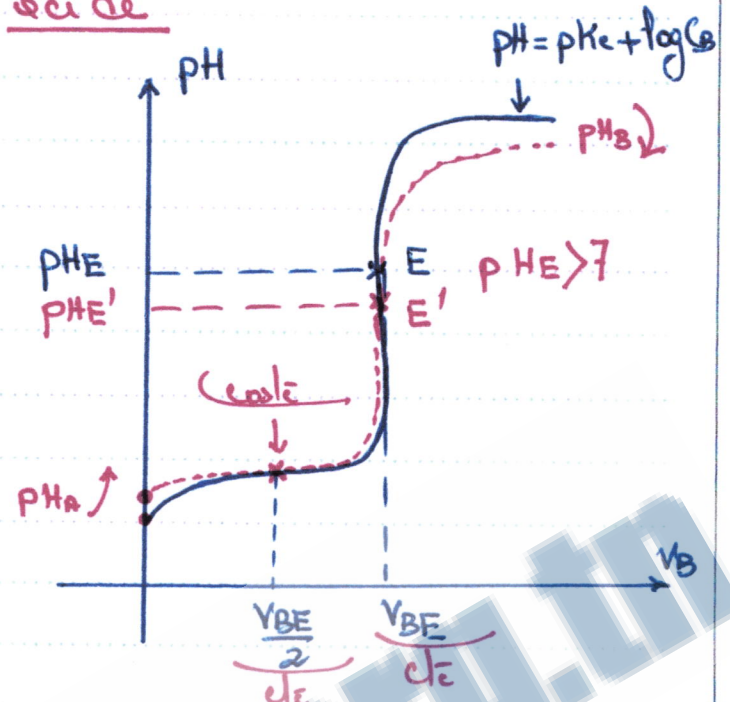
$$PHE = 7 \in [6,3 ; 7,8] \text{ BST}$$

effet de la dilution de la solution acide



Fin

effet de la dilution de la solution acide



Rq :

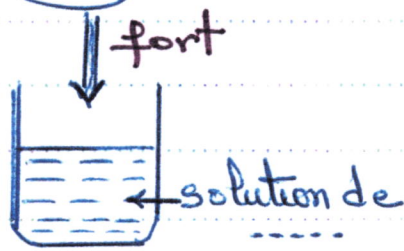
Le pH à l'équivalence est imposé par la base faible A^-

$$[A^-]_{eq} = \frac{n(A^-)}{V_T} = \frac{n(AH)}{V_T} = \frac{n(OH^-)_{res}}{V_T}$$

$$[A^-] = \frac{C_A \cdot V_A}{V_A + V_{BE}} = \frac{C_B \cdot V_{BE}}{V_A + V_{BE}}$$

Fin

Dosage



1^{re}) * solution d'acide fort.
La courbe admet un seul
point d'inflexion :
le point d'équivalence.

* Si $pH_E = 7$: le milieu
est neutre : il s'agit d'un
dosage d'un acide fort par
une base forte
(ou inversement)

2^e) * solution d'acide faible
La courbe admet deux points
d'inflexion
• point d'équivalence
• point de demi-équivalence

* Si $pH_E > 7$ (base faible)
le milieu est basique
 $\Rightarrow$ Dosage d'un acide
faible par une base
forte

3^e) * solution de base faible
La courbe admet deux points
d'inflexion

- point d'équivalence
- point de demi-équivalence

* $pH_E < 7$ (Acide faible)
Le milieu est acide.
 $\Rightarrow$ Dosage d'une base faible
par un acide fort.

Fin

Définition de l'équivalence :
L'équivalence est la base
c'est l'état d'un mélange
obtenu lors que les quantités
de matière d'acide et de base
sont en proportions stœchiométriques

Fin