

## **Titrage acido-basique**

### **1) Objectif :**

#### **Titration d'un monoacide fort ou faible par une monobase forte :**

Etant donnée une solution d'un monoacide faible ou fort dont on ignore la concentration, le but est de mesurer cette dernière en faisant réagir l'acide avec une base forte, généralement  $HO^-$  fourni par une solution dite **titrante** d'hydroxyde de sodium.

#### **Titration d'une monobase forte ou faible par un monoacide fort :**

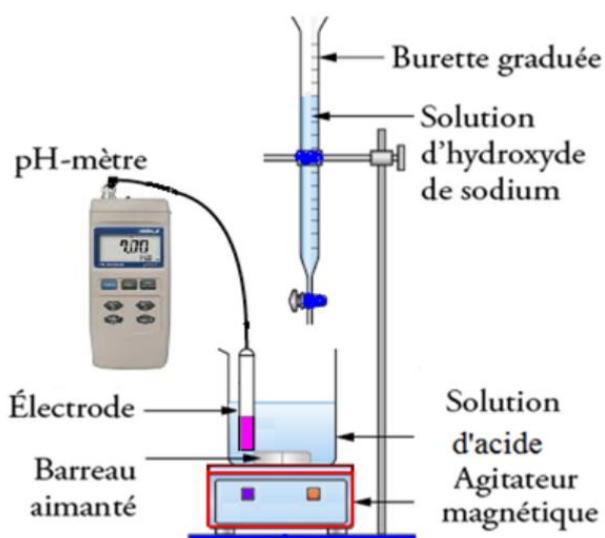
Etant donnée une solution d'une monobase faible ou forte dont on ignore la concentration, le but est de mesurer cette dernière en faisant réagir la base avec un acide fort, généralement  $H_3O^+$  fourni par une solution dite **titrante** d'acide chlorhydrique.

### **2) Protocole de mise en œuvre**

Matériel :

- Un bécher
- Un agitateur magnétique
- Une potence
- Une burette graduée
- Un pHmètre étalonné
- Solution à titrer
- Solution titrante de concentration connue

Exemple de dispositif pour le titrage d'un acide par une base forte :



On verse d'abord mL par mL la solution titrante dans le bécher et on relève les valeurs de  $pH$ . Si les valeurs commencent à varier plus fortement, on verse au goutte à goutte. On trace alors une courbe  $pH = f(V_B)$  où  $V_B$  est le volume de solution titrante versé. Si  $C_A$  est la concentration de la solution d'acide à titrer et  $V_A$  son volume, alors l'équivalence se traduit par un volume de solution titrante noté  $V_{B,E}$  tel que la quantité d'ions  $HO^-$  apportée par la solution titrante est égale à la quantité de l'espèce acide dans la solution à titrer, ce qui se traduit par l'équation :

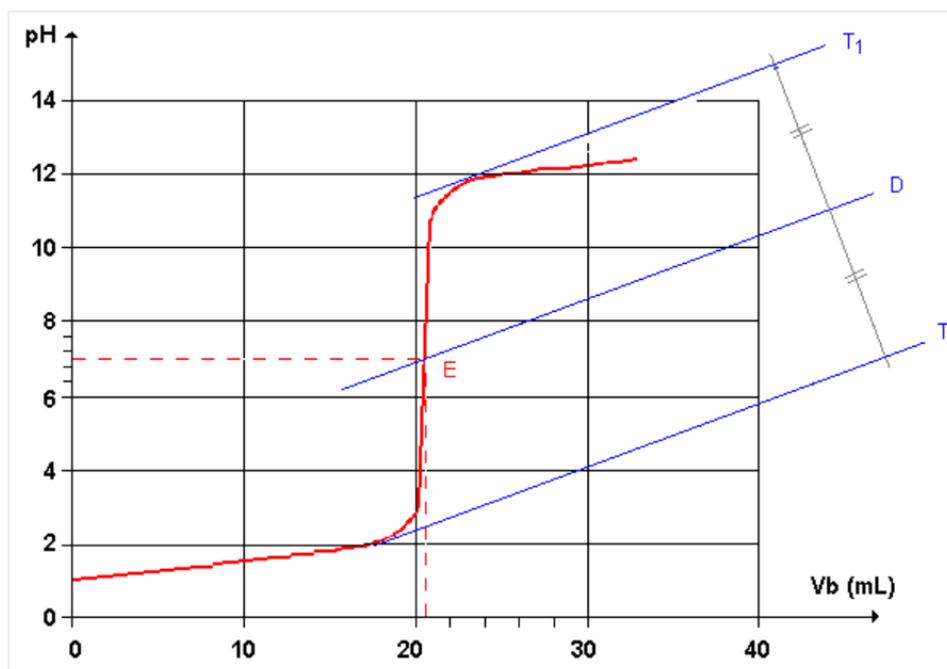
$$C_A V_A = C_B V_{B,E}$$

Ce qui donne la mesure de la concentration en acide :

$$C_A = \frac{C_B V_{B,E}}{V_A}$$

Allure des courbes de titrage :

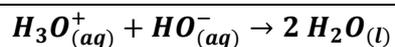
a) **Pour un acide fort par une base forte :**



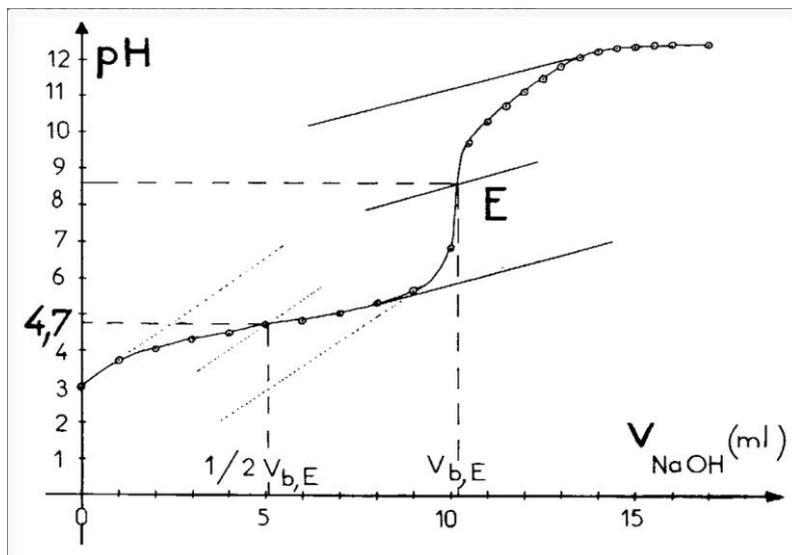
On a représenté la méthode graphique pour déterminer le point d'équivalence, appelée **méthode des tangentes**. On trace deux tangentes parallèles  $T_1$  et  $T_2$  puis la parallèle  $D$  à ces deux droites située à même distance. Le point d'équivalence  $E$  est le point d'intersection de  $D$  avec la courbe. Son abscisse est le volume équivalent  $V_{B,E}$  et son ordonnée, le  $pH$  d'une solution contenant autant d'ions oxonium que d'ions hydroxyde donc neutre de  $pH$  égal 7 à 25°C, 1 atm.

L'indicateur coloré le mieux adapté est le **bleu de bromothymol** car le  $pH$  de l'équivalence est dans sa zone de virage qui est de 6 à 7,6.

Equation du titrage :



**b) Pour un acide faible AH par une base forte :**

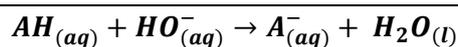


La méthode graphique pour déterminer le point d'équivalence est la même que pour le titrage d'un acide fort.

Si l'acide titré est un acide carboxylique de base conjugué un ion carboxylate, alors à l'équivalence, le  $pH$  est celui d'une solution de carboxylate de sodium. Comme cette dernière espèce est une base faible qui réagit partiellement avec l'eau pour donner des ions hydroxyde, le  $pH$  est légèrement supérieur à 7.

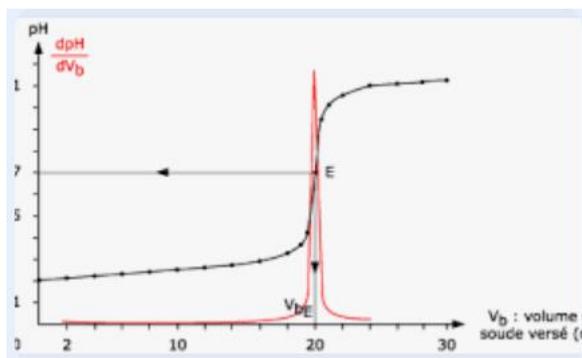
A la demi-équivalence, il y a autant d'acide carboxylique que d'ions carboxylate. La formule d'Henderson indique alors que le  $pH$  est égal au  $pK_A$  du couple. Un titrage permet donc de mesurer un  $pK_A$ .

Equation du titrage :



Le **bleu de Thymol** qui a une zone de virage entre 8,2 et 9,6 peut être bien adapté

**Remarques :** Des logiciels peuvent tracer la courbe dérivée du  $pH$  en fonction du volume  $V_B$  versé. Auquel cas, le point d'équivalence correspond au point où la valeur de cette dérivée atteint un maximum.



**c) Pour une base forte ou faible par un acide fort :**

La courbe de titrage du  $pOH$  en fonction du volume de solution acide versé a la même allure que celle du titrage d'un acide fort ou faible par une base forte. On en déduit celle du  $pH$  sachant que du  $pH = 14 - pOH$ .

**Résumé de l'allure des courbes de titrage :**

### Courbes de titrages pH-métriques

