

Cours de Chimie
Mme N Dlih Boudiaf
boudiafmm@yahoo.fr

Chapitre 8 Dosage Acide - Base

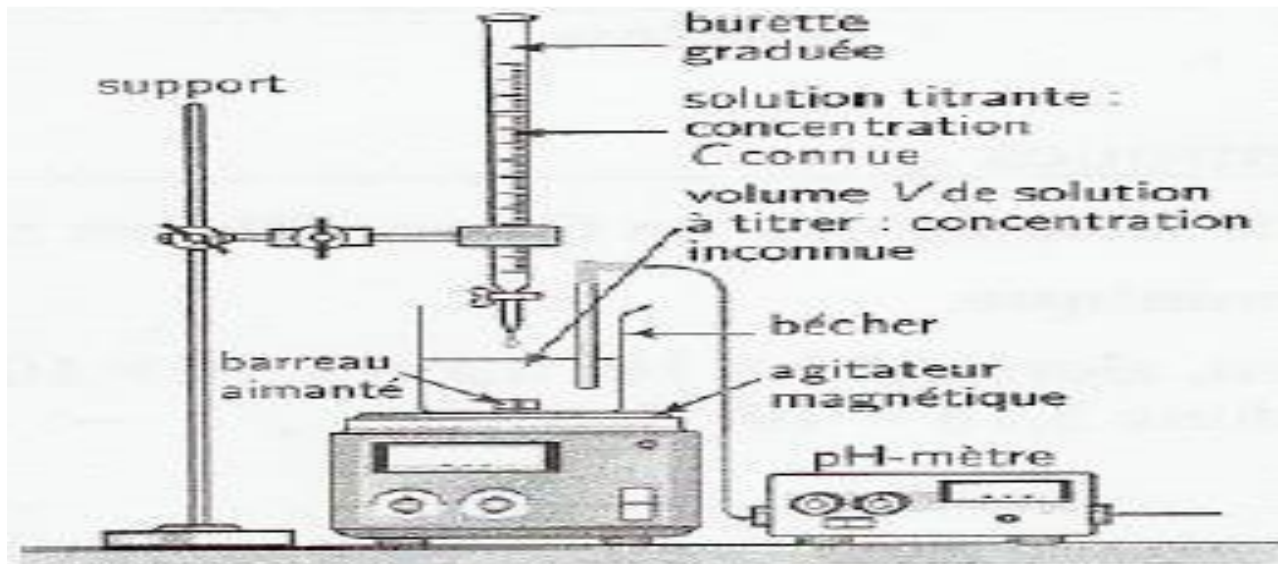
Introduction

Ces dosages sont très utilisés, en particulier dans le contrôle de qualité des aliments et médicaments, car ils constituent une méthode simple, rapide et fiable pour mesurer ou vérifier la concentration d'une espèce acide (ou basique), comme l'acide lactique dans le lait ou l'acide acétylsalicylique dans l'aspirine.

I) Réactions de dosage acide fort / base forte 1) Dispositif expérimental

Définition: doser une espèce chimique en solution, c'est déterminer sa concentration molaire dans la solution étudiée.

Pour réaliser un dosage (ou titrage) pH-métrique, on utilise le dispositif représenté ci-contre



Les réactions de dosages acido-basiques sont rapides et considérées comme totales.

2) Exploitation d'une courbe de dosage d'un acide fort par une base forte

Rappels:

Un acide fort, par exemple l'acide chlorhydrique, est totalement dissocié en solution en ions H_3O^+ et en ions spectateurs (Cl^- pour l'acide chlorhydrique).

Une base forte, par exemple la soude, est totalement dissociée en ions HO^- et en ions spectateurs (Na^+ pour la soude).

Equation de la réaction de dosage:

La réaction entre un acide fort et une base forte est la réaction entre les ions H_3O^+ et HO^- . Elle a pour équation:

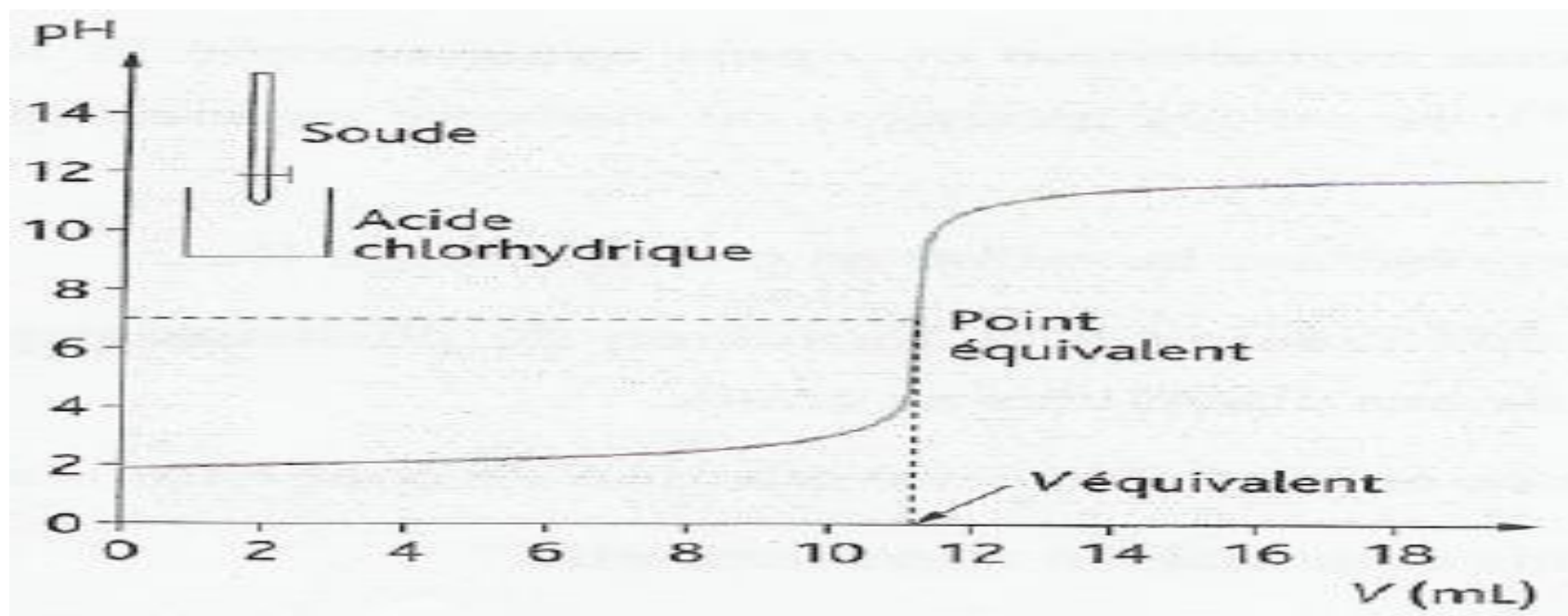


Suivi de la réaction par le tracé d'une courbe de dosage:

Lorsqu'on verse progressivement la solution de soude dans l'acide chlorhydrique, on observe la courbe

On remarque alors, une augmentation du pH d'abord très lente puis très rapide (saut de pH) puis à nouveau très lente.

La courbe pH en fonction de V_b (volume de base versé) présente **point équivalent** Equi correspond à l'équivalence acido-basique.

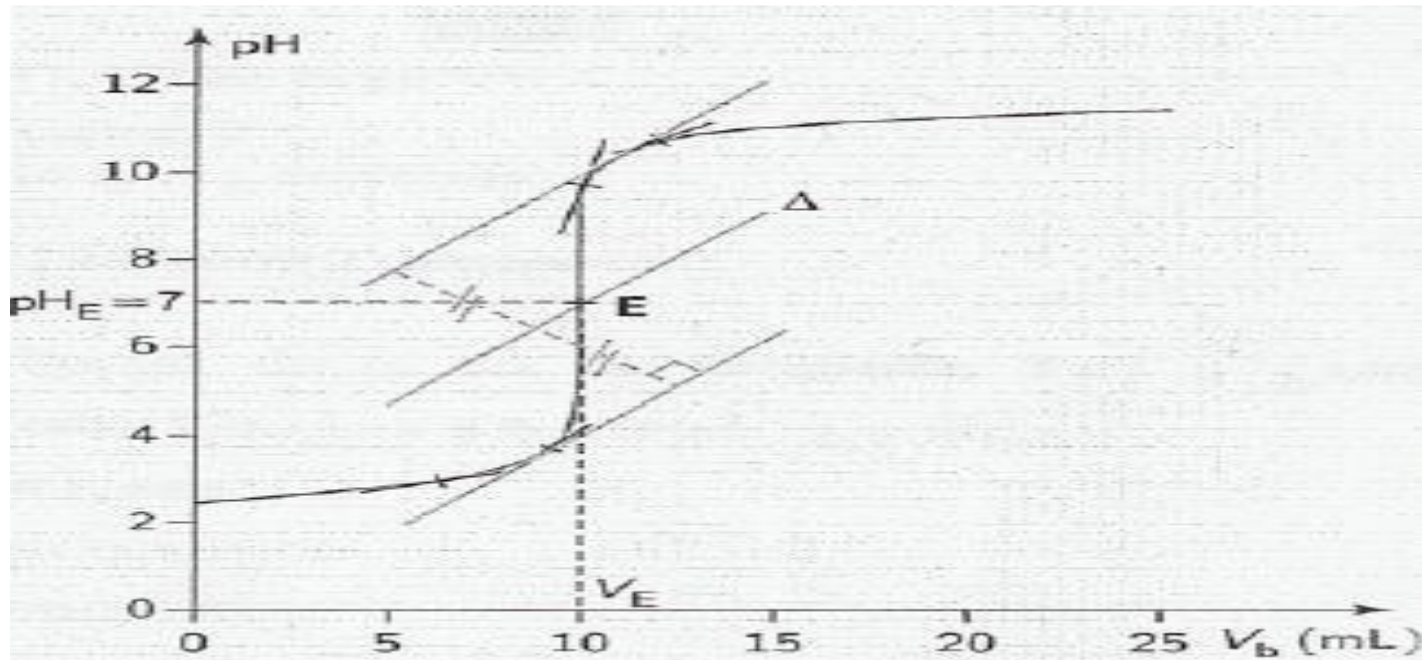


Recherche du point équivalent E:

Sa position exacte peut être déterminée grâce à la méthode des tangentes parallèles exposée ci-contre:

Remarque: c'est le point d'équivalence E qui permet de déterminer la concentration inconnue de l'acide fort connaissant celle de la base forte.

À l'équivalence d'un dosage acide fort/ base forte, le pH vaut toujours 7.



Définition: L'équivalence acido-basique correspond au moment où la quantité de matière d'ions HO^- (nb) de la solution basique ajoutée est égale à la quantité de matière initiale d'ions H_3O^+ (na) de la solution acide.

Soit à l'équivalence: **na = nb**

Si on note C_a la concentration molaire de l'acide, C_b la concentration molaire de la base, V_a le volume de solution acide dosé et V_b le volume de base versé à l'équivalence, on peut écrire : $C_a \times V_a = C_b \times V_b$

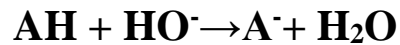
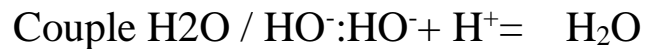
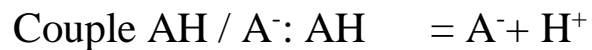
Remarque: Pour dosage d'une base forte par un acide fort, l'allure du graphique sera inversée.

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

1) Réaction

Equation générale de la réaction de dosage d'un acide faible par une base forte:

La réaction entre un acide faible AH et une base forte HO⁻ a pour équation:



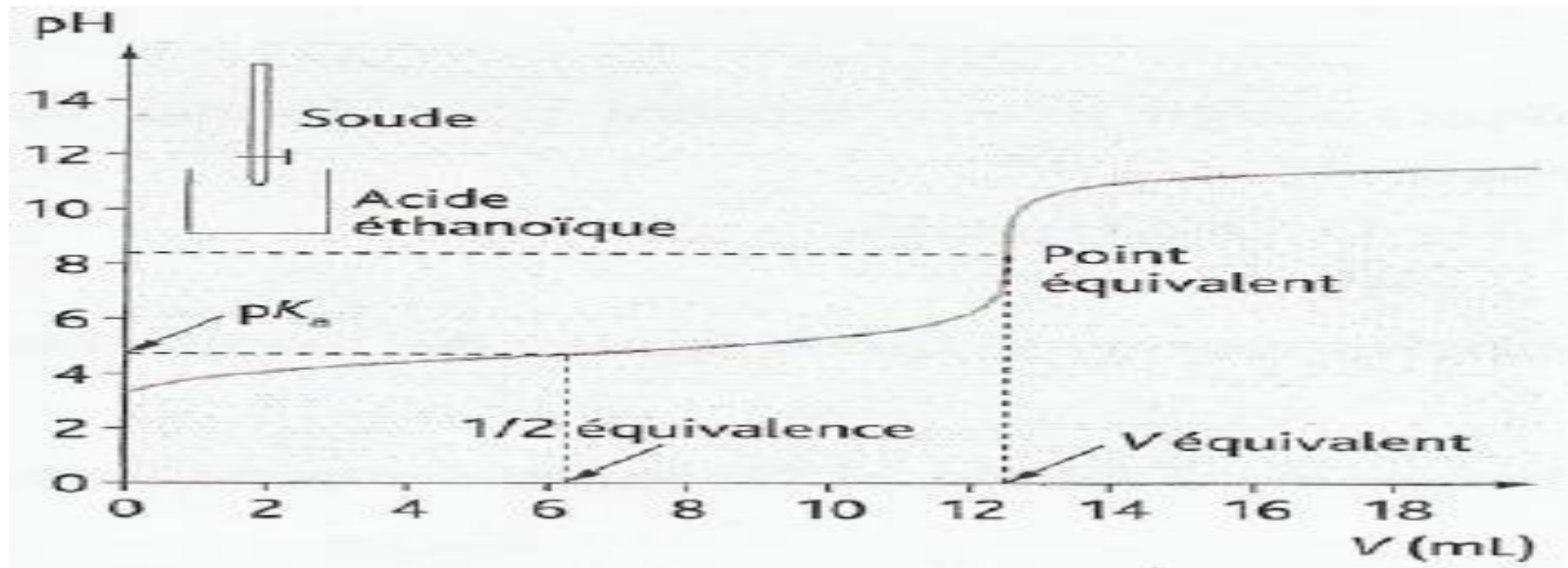
2) Exploitation de la courbe de dosage

La courbe obtenue présente quelques différences avec celle d'un acide fort dosé par une base forte:

À l'équivalence, La valeur du pH est supérieure à 7. La quantité de matière d'ions HO⁻ ajoutée est égale à la quantité de matière initiale de molécules d'acide CH₃COOH.

La courbe possède une **demi-équivalence** (pour $V_b = V_{\text{eq}}/2$) où le **pH correspondant est égal au pKa** du couple acide/base utilisé. (ici 4,8)

Au niveau de l'équivalence, le saut de pH est beaucoup moins important que dans le cas du dosage d'un acide fort de même concentration.

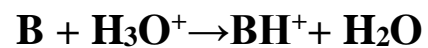
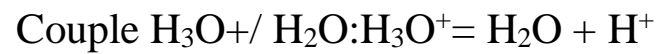


III) Dosage d'une base faible par un acide fort

1) Réaction :

Equation générale de la réaction de dosage d'une base faible par un acide fort:

La réaction entre une base faible B et un acide fort H₃O⁺ a pour équation:



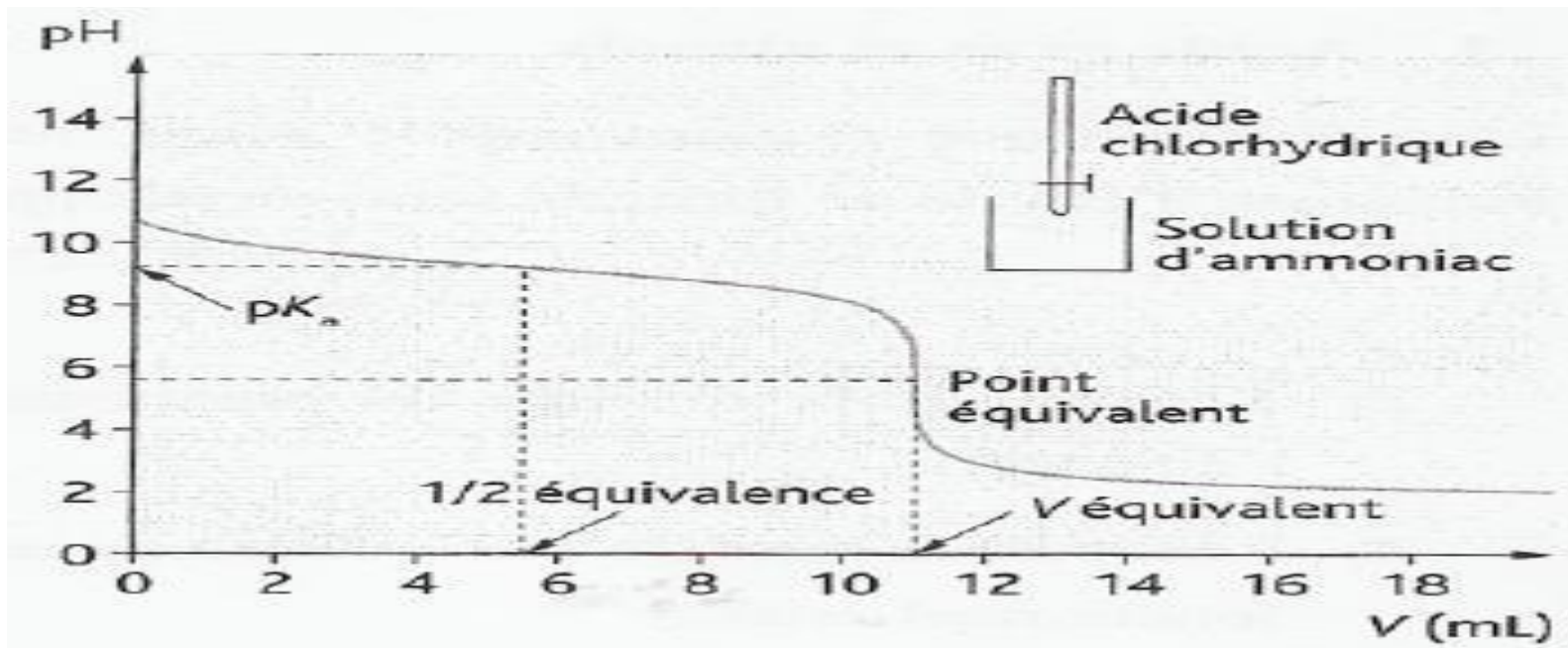
2) Exploitation de la courbe de dosage :

La courbe obtenue présente quelques différences avec celle d'une base forte dosée par un acide fort :

À l'équivalence, la valeur du pH est inférieure à 7. La quantité de matière d'ions H_3O^+ ajoutée est égale à la quantité de matière initiale de molécules de base NH_3 .

La courbe possède une **demi-équivalence** (pour $V_a = V_{\text{éq}}/2$) où le **pH correspondant est égal au pKa** du couple acide/base utilisé. (ici 9,2)

Au niveau de l'équivalence, le saut de pH est beaucoup moins important que dans le cas du dosage d'une base forte de même concentration.



IV) Solutions tampons

1) Propriétés et élaboration d'une solution tampon

Les solutions tampons possèdent des propriétés caractéristiques:

Leur pH ne varie pas lors d'une faible dilution.

Leur pH varie peu lors de l'addition d'une quantité modérée d'acide fort ou de base forte.

Il existe plusieurs méthodes permettant de créer une solution tampon:

En faisant réagir une solution d'acide faible avec une solution de base forte jusqu'à la demi-équivalence. La solution correspondante est constituée d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée. Son pH est égal au pKa.

De même, en faisant réagir une solution de base faible avec une solution d'acide fort jusqu'à la demi-équivalence.

En réalisant un mélange équimolaire d'un acide et de sa base conjuguée.

2) Utilité des solutions tampons en biologie

Les solutions tampons jouent un rôle fondamental en biologie. Les liquides physiologiques sont tamponnés, par exemple :

Le pH du sang est de 7,4. Cette valeur est imposée par des espèces carbonées (dérivées de l'acide carbonique) et phosphorées (dérivées de l'acide phosphorique). Une faible variation de pH de ce milieu entraîne des troubles (acidose, alcalose)

Le pH du liquide lacrymal est de 7,4. Il humidifie et protège la cornée de l'œil. C'est la raison pour laquelle on préconise des eaux de piscine à pH = 7,4 afin d'éviter l'irritation des yeux.

De nombreux médicaments, comme l'aspirine, sont tamponnés pour favoriser leur assimilation.

