

Niveau : T^{le} D	OG 6 : ANALYSER LES PHENOMENES QUI ONT LIEU AU COURS DE REACTIONS ACIDE-BASE.	
TITRE :	REACTIONS ACIDE – BASE SOLUTIONS TAMPONS	Durée : 5 H 30
Objectifs spécifiques :	OS 7 : Interpréter la courbe de variation du pH au cours d'une réaction acide-base. OS 9 : Comprendre les caractéristiques d'une solution tampon.	
Moyens :		
Vocabulaire spécifique :		
Documentation : Livres de Chimie AREX Terminale C et D, Eurin-gié Terminale D. Guide pédagogique et Programme		
Amorce : 		
Plan du cours : I) Réaction entre un acide faible et une base forte en solution aqueuse 1° Réaction exothermique 2° Equation-bilan de la réaction 3° Variation du pH au cours du dosage d'une solution d'acide éthanóique par une solution d'hydroxyde de sodium 3.1° Expérience et résultats 3.2° Tracé de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$ 3.3° Equivalence acido-basique 3.4° pH de la solution à la demi-équivalence II) Réaction entre une base faible et un acide fort en solution aqueuse 1° Equation-bilan de la réaction de dosage	2° Variation du pH au cours du dosage d'une base par un acide fort III) Solutions tampons 1° Définition 2° Propriétés d'une solution tampon 3° Préparation d'une solution tampon 4° Intérêt des solutions tampons	

I) Réaction entre un acide faible et une base forte en solution aqueuse

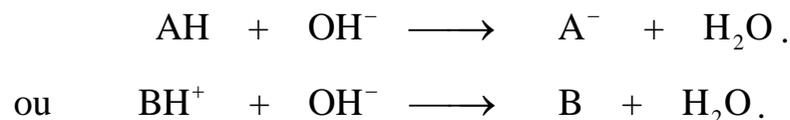
1° Réaction exothermique

Le mélange d'une solution d'acide éthanóique et d'une solution d'hydroxyde de sodium s'accompagne d'une élévation de la température. La réaction qui se produit est donc **exothermique**. Cette élévation de la température est moins importante que dans le cas d'un acide fort.



2° Equation-bilan de la réaction

La réaction entre un acide faible et une base forte est une **réaction totale** entre cet acide et les ions OH^- . L'équation-bilan s'écrit :



Le couple acide/base mis en en jeu est AH / A^- ou BH^+ / B .

3° Variation du pH au cours du dosage d'une solution d'acide éthanóique par une solution d'hydroxyde de sodium

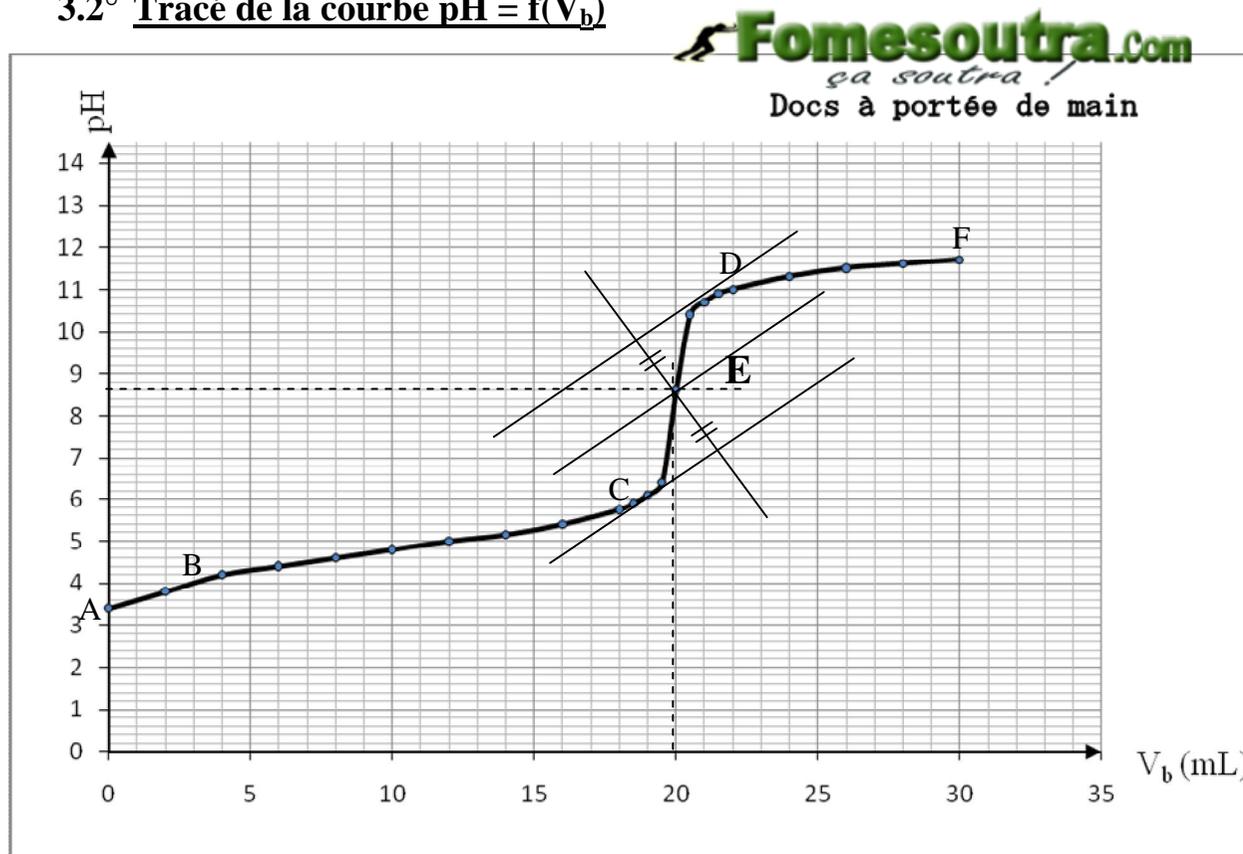
3.1° Expérience et résultats

On verse progressivement une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration $C_b = 10^{-2}$ mol/L dans une solution d'acide éthanóique de volume $V_a = 20$ mL et de concentration $C_a = 10^{-2}$ mol/L. On maintient le mélange sous agitation permanente et on mesure à l'aide d'un pH-mètre et d'une burette graduée, le pH du mélange et le volume V_b de base versée.

Les résultats figurent dans le tableau ci-après :

V_b (mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	18,5
pH	3,4	3,8	4,2	4,4	4,6	4,8	5	5,15	5,4	5,75	5,9
V_b (mL)	19	19,5	20	20,5	21	21,5	22	24	26	28	30
pH	6,1	6,4	8,6	10,4	10,7	10,9	11	11,3	11,5	11,6	11,7

3.2° Tracé de la courbe $\text{pH} = f(V_b)$



La courbe obtenue est croissante et comprend 4 parties :

- * **1^{ère} partie** : AB ($0 < V \leq 3 \text{ cm}^3$) : le pH croît rapidement lorsqu'on ajoute la solution d'hydroxyde de sodium ;
- * **2^{ème} partie** : BC ($3 \text{ cm}^3 < V \leq 18 \text{ cm}^3$) : le pH varie peu, la courbe étant quasiment rectiligne ;

- * **3^{ème} partie** : CD (aux environs de $V_B = 20 \text{ cm}^3$) : on observe une brusque variation de pH moins importante cependant que pour la solution d'acide chlorhydrique ;
- * **4^{ème} partie** : DF ($V_B \geq 22 \text{ cm}^3$) : le pH varie peu, la courbe tendant vers une asymptote horizontale.

On remarque par ailleurs que la courbe $\text{pH} = f(V_B)$ change deux fois de concavité : elle présente donc deux points d'inflexion : le **point d'équivalence E** et le **point de demi-équivalence $\frac{1}{2} E$** .



3.3° Equivalence acido-basique

L'équation-bilan du dosage acido-basique effectué est :



A l'équivalence (ou équilibre) acido-basique, on a :

$$n(\text{CH}_3\text{COOH})_0 = n(\text{OH}^-)_{\text{ajoutés}}$$

or $n(\text{CH}_3\text{COOH})_0 = C_a V_a$ et $n(\text{OH}^-) = C_b V_{bE}$ avec V_{bE} : volume de base versée à l'équivalence (E) ; d'où la relation :

$$C_a V_a = C_b V_{bE}$$

La détermination graphique du point d'équivalence par la méthode des tangentes parallèles nous permet de constater qu'à **l'équivalence le pH est supérieur à 7 ($\text{pH} > 7$)** : la solution est donc **basique à l'équivalence**.

Remarques :

- * D'une façon générale, lors de la réaction entre un acide faible et une base forte, la solution obtenue à l'équivalence est basique. A 25°C , son pH est supérieur à 7.
- * L'allure de la courbe de dosage reste la même quelque soit l'acide faible et la base forte utilisés.

3.4° pH de la solution à la demi-équivalence

La demi-équivalence est obtenue lorsqu'on a versé un volume V_b de base tel que :

$$V_b = \frac{V_{bE}}{2}$$

A la demi-équivalence la moitié des molécules d'acide éthanoïque initialement présentes ont réagi. On a donc :

$$n(\text{CH}_3\text{COOH})_{\text{restant}} = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)_{\text{formé}}$$

D'où à la demi-équivalence : $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$

$$\Rightarrow \lg \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \lg 1 = 0$$

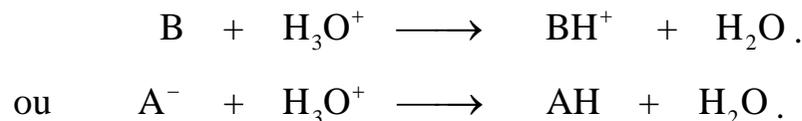
$$\text{Or } \text{pH} = \text{pKa} + \lg \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Rightarrow \text{pH} = \text{pKa}$$

A la demi-équivalence le pH de la solution est égal au pKa du couple acide/base présent dans la solution.

II) Réaction entre une base faible et un acide fort en solution aqueuse

1° Equation-bilan de la réaction de dosage

La réaction entre un acide fort et une base faible est une **réaction totale et exothermique** entre cette base et les ions H_3O^+ . L'équation-bilan s'écrit :



Le couple acide/base mis en jeu est AH / A^- ou BH^+ / B .

2° Variation du pH au cours du dosage d'une base par un acide fort

La courbe de variation du pH qu'on obtient est équivalente à l'inverse de la courbe précédente.

La solution obtenue à l'équivalence est acide. A 25° C, son pH est inférieur à 7.

A la demi-équivalence le pH de la solution est égal au pKa du couple acide/base présent dans la solution.



III) Solutions tampons

1° Définition

On appelle solution tampon toute solution constituée d'un mélange équimolaire d'un acide faible et de sa base conjuguée. Le pH d'une solution tampon est égal au pKa du couple acide/base constitutif.

2° Propriétés d'une solution tampon

Le pH d'une solution tampon :

- varie peu lors d'une dilution,
- diminue peu lors d'une addition modérée d'acide fort,
- augmente peu lors d'une addition modérée de base forte.

3° Préparation d'une solution tampon

On obtient une solution tampon soit :

- * en ajoutant à une solution d'acide faible, une solution de base forte jusqu'à la demi-équivalence ($n_b = \frac{1}{2} n_a$).
- * en ajoutant à une solution de base faible, une solution d'acide forte jusqu'à la demi-équivalence ($n_a = \frac{1}{2} n_b$).
- * en préparant un mélange équimolaire d'une solution d'acide faible avec une solution de sa base conjuguée ($n_a = n_b$).

4° Intérêt des solutions tampons

Les mélanges tampons jouent un rôle important en chimie et en biologie.

En chimie on les utilise pour l'étalonnage de pH-mètres et le contrôle strict de pH en oxydo-réduction.

En biologie, la plupart des réactions biochimiques font intervenir des enzymes dont l'activité de pH. Les milieux biologiques sont donc généralement tamponnés.

Exemple : Le pH du sang est d'environ 7,4 chez l'homme. Une variation de cette valeur de $\pm 0,4$ entraîne la mort.

