

ÉCOLE NORMALE SUPÉRIEURE

DEPARTEMENT DE LA FORMATION INITIALE SCIENTIFIQUE

C.E.R : PHYSIQUE-CHIMIE

MEMOIRE DE FIN D'ETUDES EN VUE DE L'OBTENTION DU
CERTIFICAT D'APTITUDE PEDAGOGIQUE DE L'ÉCOLE NORMALE
(C.A.P.E.N)

N^o d'ordre : 408 /PC

**« PLACE DE L'EXPERIENCE DANS
L'ENSEIGNEMENT-APPRENTISSAGE DE LA
REACTION ACIDE-BASE :
cas d'un de dosage pH-métrie »**

Soutenu le : 22 Décembre 2016

Présenté par : RAMORANDROSON Joëlin Philippe

Président du Jury : Monsieur ANDRIANARIMANANA Jean Claude Omer

Professeur Titulaire

Juges : - Monsieur RAJAOMANANA Hery. **Maître de conférences.**

- Monsieur RAZAFINDRAKOTO Bako. **Assistant de l'Enseignement Supérieur
et de Recherche**

Rapporteur : Dr RATOMPOMALALA Harinosy Hanitriniala. **Maître de conférences.**

Année Universitaire : 2015-2016

Remerciements

Avant tout, nous rendons grâce à Dieu le créateur Tout-puissant, qui nous a donné le temps, la force et les moyens pour mener à terme ce mémoire.

Nous adressons également nos remerciements les plus sincères à toutes les personnes qui ont contribué à l'élaboration de ce mémoire :

- A Monsieur ANDRIANARIMANANA Jean Claude Omer. Professeur Titulaire
- qui a l'amabilité de présider la soutenance de ce mémoire.
- A
 - Monsieur RAJAOMANANA Hery. Maître de conférences.
 - Monsieur RAZAFINDRAKOTO Bako. Assistant de l'Enseignement Supérieur et de Recherche, qui ont accepté de juger notre mémoire et de proposer des remarques afin de l'améliorer.

Notre profonde reconnaissance s'adresse particulièrement à Madame Harinosy RATOMPOMALALA. Maître de conférences pour son soutien durant notre travail. Sa direction avisée, sa fidélité et son exigence nous ont permis de mener à bien de ce mémoire.

Nous tenons aussi à remercier :

- Tous les enseignants de la filière Physique-chimie qui nous ont formés tout au long de notre cursus à l'Ecole Normale Supérieure.
- Tous les enseignants et personnel administratif de l'Ecole Normale Supérieure d'Antananarivo.
- Tous les enseignants, personnels administratifs, et élèves de la classe de terminale C et D du lycée Andohalo, du lycée Vatomandry et du lycée Mahanoro, qui ont accepté de collaborer avec nous.
- Nos chers parents, qui ont été toujours là, avec les soutiens moraux, matériels et financiers qu'ils nous ont apportés.
- Toute la famille, les proches et les ami(e)s, promotion TARATRA qui n'ont pas cessé de nous encourager tout au long des épreuves que nous avons traversées.
- Tous ceux qui ont contribué de près ou de loin à l'élaboration de ce mémoire.

SOMMAIRE

REMERCIEMENT	I
SOMMAIRE.....	II
LISTE DES TABLEAUX	VI
LISTE DES FIGURES.....	VII
INTRODUCTION GÉNÉRALE	1
PREMIÈRE PARTIE : NOTIONS THEORIQUES.....	3
I. MÉTHODES ET TECHNIQUES UTILISÉES DANS L'ENSEIGNEMENT.....	4
1. Les méthodes.....	4
1.1. Définition.....	4
1.2. Typologie des méthodes d'enseignement.....	4
1.3. Méthodes inductives – méthodes déductives.....	4
1.3.1. La méthode inductive.....	4
1.3.2. La méthode déductive.....	5
1.4. Méthodes d'enseignements traditionnelles (passives) –méthodes d'enseignements nouvelles (actives).....	5
1.4.1. Méthodes d'enseignements traditionnelles (passive).....	5
1.4.2. Méthodes d'enseignement nouvelles (actives).....	6
1.4.3. Tableau comparatif.....	7
2. Démarches utilisées dans l'enseignement	7
2.1. Définition.....	7
2.2. Quelques démarches utilisées dans l'enseignement.....	8
2.2.1. La démarche dialectique.....	8
2.2.2. La démarche expérimentale.....	8
3. Les techniques pédagogiques.....	9
3.1. Définition.....	9
3.2. Techniques utilisant l'expérimentation.....	9
4. Différentes manières d'enseigner les sciences physiques	10
4.1. Enseignement des sciences physiques d'une manière théorique.....	10
4.2. Enseignement des sciences physiques en se basant sur des expériences.....	10
4.2.1. Rôle de l'enseignant.....	11
4.2.2. Rôle de l'apprenant.....	11

5. La représentation	11
5.1. Définition.....	11
5.2. La transposition didactique.....	12
6. Évaluation	12
6.1. Qu'est-ce qu'une évaluation ?	12
6.2. Mode et système d'évaluation.....	13
6.2.1. Évaluation normative - évaluation critériée.....	13
6.2.2. Évaluation sommative - évaluation formative	14
6.2.3. Tableau récapitulatif de l'évaluation formative et sommative.....	14
7. Objectif	15
II. RÉACTIONS ACIDO - BASIQUES EN SOLUTION AQUEUSE.....	15
1. Théorie de brönsted	15
2. Constante du couple acide-base	16
3. Domaines de prédominance	16
3.1. Relation entre pH et pK_a	16
3.2. Définition.....	16
4. Dosage acido-basique.....	17
4.1. Généralités	17
4.2. Dosage acido-basique	18
4.2.1. Principe d'un dosage par titrage acido-basique.....	18
4.2.2. Équivalence d'un dosage acido-basique.....	18
4.2.3. Dosage potentiométrique	18
DEUXIÈME PARTIE : RESULTATS DES ETUDES SUR TERRAIN ET DISCUSSION.	20
1. Méthodologie	20
1.1. Etude préliminaire.....	20
1.1.1. Constats au lycée Andohalo durant le stage en responsabilité	20
1.1.2. Constats dans les lycées de la région Atsinanana	22
1.1.3. Questionnaires	22
1.2. Expérimentation.....	23
1. 2.1. Choix du public cible.....	23
1.2.2. Déroulement de l'expérimentation.....	23
1.2.3. Choix des chapitres traités	24

IV

1.2.4. Les grilles d'observation	25
1.2.5. Les questionnaires	25
1.2.6. Les évaluations	25
2. Résultats et interprétations	26
2.1. Résultats et interprétations de l'étude préliminaire	26
2.1.1. Résultats des questionnaires de l'étude préliminaire	26
2.1.3. Exploitation de l'évaluation 0	28
2.2. Résultats et interprétations des évaluations pendant l'expérimentation.....	33
2.2.1. Evaluation 1 (à la fin de la séance 1)	33
2.2.2. Evaluation 2 (à la fin de la séance 2)	35
2.2.3. Evaluation 3 (à la fin de la séance 3)	38
2.2.4. Interprétation des résultats des évaluations	40
2.3. Résultats et interprétations des questionnaires après l'expérimentation....	41
2.3.1. Pour l'enseignant	41
2.3.2. Pour les élèves	42
2.3.3. Avantages et inconvénients des expériences réelles.....	42
CONCLUSION ET PERSPECTIVES	44
BIBLIOGRAPHIE ET WEBOGRAPHIE	46
ANNEXES.....	48
ANNEXE 1: Evaluation 0 (étude préliminaire)	48
ANNEXE 2 : Questionnaire Q1 destinés aux enseignants pendant l'étude préliminaire.	49
ANNEXE 3: Questionnaire Q2 pour les élèves pendant l'étude préliminaire	50
ANNEXE 4 : Fiches des préparations de l'enseignement avec expérience	51
Séance 1 : Dosage pH-métrique d'un acide fort par une base forte	51
Séance 2 : Titration d'un vinaigre	58
Séance 3 : Etude d'un mélange à la demi-équivalence.....	66
ANNEXE 5 : Fiches des préparations de l'enseignement théorique	71
Séance 1 : Dosage pH-métrique d'un acide fort par une base forte	71
Séance 2 : Titration d'un vinaigre du commerce	77
Séance 3 : Etude d'un mélange à la demi-équivalence.....	84
ANNEXE/6: Grille d'observation pour les enseignants titulaires de classe	89
ANNEXE 7 : Evaluations données pendant l'expérimentation.....	92

Evaluation 1 : titrage d'une solution d'acide nitrique dans un engrais	92
Évaluation 2 : étude de la fraîcheur d'un lait	92
Évaluation 3 : Solution tampon	93
ANNEXE 9 ; Questionnaire Q4 adressé aux élèves après expérimentation.....	95

LISTE DES TABLEAUX

TABLEAU 1 : TABLEAU COMPARATIF DE LA METHODE D'ENSEIGNEMENT TRADITIONNELLE ET DE LA METHODE D'ENSEIGNEMENT NOUVELLE	11
TABLEAU 2 : TABLEAU RECAPITULATIF DE L'EVALUATION FORMATIVE ET SOMMATIVE	18
TABLEAU 3 : LES ELEVES AYANT PARTICIPE A L'EXPERIMENTATION	27
TABLEAU 4 : CORRIGE DE L'EVALUATION 0.....	32
TABLEAU 5 : POURCENTAGE DES ELEVES AYANT TROUVE DES REPONSES CORRECTES (N=124 ELEVES)	34
TABLEAU 6 : LES ERREURS DES ELEVES AVEC L'EVALUATION 0 (N=142 ELEVES)	34
TABLEAU 7 : CORRIGE DE L'EVALUATION 1	38
TABLEAU 8 : POURCENTAGE D'ELEVES AYANT TROUVE LES REPONSES CORRECTES AVEC L'EVALUATION 1 (N=85 ELEVES).....	39
TABLEAU 9 : LES ERREURS DES ELEVES AVEC L'EVALUATION 1 (N=85 ELEVES)	39
TABLEAU 10 : CORRIGE DE L'EVALUATION 2	40
TABLEAU 11 : POURCENTAGE D'ELEVES AYANT TROUVE LES REPONSES CORRECTES AVEC L'EVALUATION 2 (N=85 ELEVES).....	41
TABLEAU 12 : LES ERREURS DES ELEVES AVEC L'EVALUATION 2 (N=85 ELEVES)	42
TABLEAU 13 : CORRIGE DE L'EVALUATION 3	43
TABLEAU 14 : POURCENTAGE D'ELEVES AYANT TROUVE LES REPONSES CORRECTES AVEC L'EVALUATION 3 (N=85 ELEVES).....	44
TABLEAU 15 : LES ERREURS DES ELEVES AVEC L'EVALUATION 3 (N=85 ELEVES)	44
TABLEAU 16 : EVOLUTION DU PH DE LA SOLUTION DE L'ETHYLAMINE	53

LISTE DES FIGURES

Figure 1: La transformation du savoir savant en savoir enseigne. 22

Figure 2: Diagramme de predominance des especes A et B d'un couple A/B..... 26

INTRODUCTION GÉNÉRALE

Les sciences physiques et chimiques sont une discipline scientifique expérimentale, ils doivent être enseignés comme tels. En effet, dans leur enseignement, chaque leçon doit être bâtie sur des expériences ou sur des observations rattachées à l'environnement naturel ou technique des élèves, ou d'une activité pratique comportant une manipulation des dispositifs expérimentaux par les élèves.

Des enquêtes menées auprès des enseignants ont prouvé qu'en réalité, l'enseignement de cette discipline se déroule de façon théorique, à cause des contraintes matérielles, et du manque de temps. Certains enseignants accordent de moins en moins d'importance à l'activité expérimentale pour enseigner la physique chimie. D'autres affirment que l'expérience est inutile pour enseigner cette discipline.

Lors d'un stage en responsabilité qui a été effectué au lycée d'Andohalo, nous avons constaté que l'enseignement de la réaction acide-base en classe de terminale C était théorique. Les résultats des évaluations ont montré que les élèves de cette classe ont des difficultés à comprendre, à traiter la réaction acide-base, surtout la notion d'équivalence acido-basique. Nous avons également évalué des élèves des classes de terminale C et D dans les lycées de Mahanoro et de Vatmandry, où l'enseignement de la physique et de la chimie sont aussi théoriques. Nous avons observé à peu près les mêmes résultats qu'avec le lycée d'Andohalo.

Nous avons voulu identifier les causes de ces échecs, et avons pensé qu'ils étaient dus au fait que l'enseignement était théorique. Cette constatation nous a conduit à formuler la problématique suivante : « L'utilisation des expériences est-elle vraiment utile dans l'apprentissage d'un concept en chimie ? ». Plus précisément notre étude a donc eu pour but de répondre aux questions suivantes :

- Quelle est la place de l'expérience dans l'enseignement de la chimie ?
- Le fait de faire des expériences aide-t-il les élèves de la classe de terminale scientifique à apprendre la notion d'équivalence acido-basique dans la réaction acide-base ?

Pour répondre à ces questions, nous avons divisé ce travail en deux grandes parties : La première partie est une étude bibliographique qui est constituée d'une part par quelques

généralités sur les méthodes d'enseignement et les méthodes d'enseignement adaptés à la physique chimie, et d'autre part par des généralités sur la réaction acide-base.

La deuxième partie présente les travaux sur le terrain dont la réalisation s'est fait en deux temps :

La première descente sur terrain est réservée à l'enquête préliminaire, au cours duquel nous avons réalisé des entretiens avec les personnes ressources, un état des lieux de chaque établissement, un remplissage des questionnaires par les enseignants. Ces questionnaires sont basés sur l'enseignement de la physique chimie, et l'enseignement de la réaction acide-base. Enfin, nous avons pu dès cette première descente évaluer les élèves de la classe de terminale C et D après l'achèvement du programme sur la réaction acide-base.

Au cours de la deuxième descente, nous avons enseigné la réaction acido-basique à deux groupes d'élèves dans chaque lycée cible. Le premier groupe a bénéficié d'un enseignement basé sur une expérience, tandis que dans le deuxième groupe, l'enseignement de la réaction acide-base a été faite de manière théorique. Après l'enseignement, nous avons donné les mêmes évaluations sommatives pour les deux groupes.

Les résultats des évaluations seront par la suite analysés et interprétés.

PREMIÈRE PARTIE : NOTIONS THEORIQUES

Cette partie est la synthèse des études bibliographiques que nous avons réalisé sur la généralité des méthodes et techniques d'enseignement et de la réaction acide-base. Nous présenterons en premier lieu quelques notions théoriques sur la méthodologie d'enseignement. Puis en deuxième lieu, nous présenterons quelques notions théoriques sur la réaction acide-base.

I. MÉTHODES ET TECHNIQUES UTILISÉES DANS L'ENSEIGNEMENT

La méthodologie est l'ensemble des méthodes, des techniques, des procédés (démarches) qui permettent d'atteindre les objectifs de l'enseignement.

1. Les méthodes

1.1. Définition

En général, au sens étymologique, la méthode est un chemin, une voie, une route, un cheminement à suivre pour atteindre un but, un objectif, une destination¹.

Parlant de l'enseignement, la méthode est l'ensemble des principes, des moyens, des démarches, des règles de l'action éducative ou pédagogique, en vue d'atteindre les buts, les objectifs, les fins qu'elle se fixe » J. LEIF.

De son cote ROUSSELOT Paul (1998) dit de la méthode qu'elle est « le chemin le plus droit et le plus sûr pour arriver à découvrir la vérité ou à la communiquer lorsqu'elle est découverte ».

La méthode est donc la manière ou la façon de procéder, d'organiser une activité d'enseignement pour instruire les élèves dans les conditions meilleures et les plus efficaces.

1.2. Typologie des méthodes d'enseignement

On distingue deux grands types de classement des méthodes :

- Le premier type qui les classe en fonction du raisonnement utilisé distingue les méthodes inductives des méthodes déductives.

- Le deuxième type qui prend en considération les interrelations qui s'établissent entre les apprenants, l'enseignant et l'objet de connaissance enseigné distingue les méthodes actives (ou nouvelles) des méthodes passives dites traditionnelles.

1.3. Méthodes inductives – méthodes déductives

1.3.1. La méthode inductive

La méthode inductive part du connu pour arriver à l'inconnu, du cas particulier pour aller au cas général, du concret pour aller vers l'abstrait.

¹Purent, C. (1988) : Histoires des méthodologies de l'enseignement des langues, Paris, Nathan-Clé International, Col. DLE.

L'enseignant propose d'étudier des exemples particuliers, à partir desquels les élèves vont « reconstituer » une loi.

L'expérience est prise comme point de départ de toute recherche en physique. Elle est une méthode de recherche qui vise à conduire l'apprenant à une vérité à laquelle on voulait aboutir. Il s'agit de l'habituer à réfléchir, à juger la vérité et l'erreur. Cette démarche favorise l'apprentissage de l'autonomie et la responsabilité par l'apprenant.

1.3.2. La méthode déductive

La méthode déductive part de l'inconnu pour s'appliquer au connu, du cas général pour aller au cas particulier, de l'abstrait (ou des principes) pour s'appliquer au concret, contrairement à la méthode précédente. C'est un moyen de démonstration. Cette méthode vise à faire assimiler, connaître la règle, le principe ou la loi à l'apprenant. Ainsi, il lui suffira ensuite de les appliquer devant toute situation concrète pour le résoudre. L'enseignant présente d'abord une loi, puis propose des exercices d'application de cette loi, pour renforcer la mémorisation des élèves et la compréhension de la leçon.

1.4. Méthodes d'enseignements traditionnelles (passives) –méthodes d'enseignements nouvelles (actives)

Selon Compaore (2008), il existe cinq méthodes d'enseignement :

- La méthode magistrale ou expositive
- La méthode analogique
- La méthode démonstrative
- La méthode interrogative
- La méthode par découverte

1.4.1. Méthodes d'enseignements traditionnelles (passive)

Dans cette méthode, les élèves écoutent, répètent et se rappellent (mémoire). Ils suivent le trajet de l'enseignant. L'intégration de la connaissance se fait par réception.

a. La méthode expositive ou magistrale

C'est la méthode la plus ancienne. Il suffit d'enseigner pour que l'élève apprenne. Pendant la séance d'apprentissage, les élèves écoutent, suivent le cours, prennent des notes et essaient de les comprendre. L'enseignant quant à lui prend toute la parole le long du processus d'apprentissage. L'interaction élèves-professeurs n'est pas privilégiée. Elle est caractérisée par son autoritarisme, et centrée sur l'enseignant.

b. La méthode démonstrative

La méthode démonstrative consiste à assurer l'acquisition d'un savoir-faire technique et procédural de l'apprenant. L'enseignant détermine un chemin pédagogique : il fait une démonstration, demande aux apprenants de reformuler ou de reproduire ce qu'il avait fait, pour déterminer leurs degrés de compréhension. Dans ce sens, c'est donc aussi un apprentissage par imitation. (Grégoire.2008).

1.4.2. Méthodes d'enseignement nouvelles (actives)

Dans la méthode d'enseignement nouvelle, les élèves apprennent en accomplissant des actions, ils entrent en contact avec l'objet de la connaissance.

a. La méthode interrogative ou maïeutique

C'est une méthode basée sur le fait que les apprenants construisent leur savoir à l'aide des questionnements appropriés posés par les enseignants (Compaore, 2008).

Ce processus sollicite l'effort de l'élève, excite sa curiosité, fait appel à son intelligence. Dans cette méthode, l'élève « forcé d'apprendre de lui-même use de sa raison et non de celle d'autrui » comme le fait remarquer J.J. Rousseau. Les connaissances ne sont plus versées dans les têtes comme dans un entonnoir mais l'enseignant le fait surgir de l'esprit de ses élèves où elles sommeillaient.

b. La méthode par la découverte

Dans cette méthode l'enseignant tient compte des représentations des élèves, et considère que toutes les connaissances sont le résultat de l'activité des élèves.

L'enseignant utilise les essais, les erreurs et le tâtonnement des élèves au cours de leurs apprentissages. L'apprentissage par les pairs et le travail par groupe sont favorisés.

L'enseignant peut aussi organiser un voyage d'étude ou une visite d'usine, à partir duquel les élèves observent, découvrent des connaissances nouvelles et discutent entre eux surtout lors d'élaboration d'un compte rendu.

c. La méthode par analogie

L'analogie permet de poser un contexte familier aux apprenants à partir duquel ils peuvent transposer à un nouveau contexte, une solution déjà donnée. Le principe est de remplacer une idée ou un concept complexe et inconnu par un fait connu et simple qui l'illustre.⁴ Par exemple, lorsqu'un enseignant en physique chimie souhaite faire comprendre à ses élèves le concept de « solution » (cible), il transpose point par point

une connaissance de la vie quotidienne (source). Exemple le 'thé sucré' pour la dissolution et le 'jus' pour la dilution. Les élèves comprennent que l'eau est un solvant.

1.4.3. Tableau comparatif

Tableau 1: Tableau comparatif de la méthode d'enseignement traditionnelle et de la méthode d'enseignement nouvelle

Méthode d'enseignement traditionnelle	Méthode d'enseignement nouvelle
<ul style="list-style-type: none"> • Les élèves écoutent, répètent et se rappellent (mémoire). Ils suivent le trajet de l'enseignant. L'intégration de la connaissance se fait par réception. • L'enseignant apporte les connaissances. Il ne fait pas nécessairement appel à l'expérience des élèves, ils n'ont pas à réagir. Ils utilisent de préférence une approche déductive. • Les élèves ne sont pas nécessairement appelés à contribuer et à participer. Ils sont dépendants de l'enseignant qui contrôle la démarche d'enseignement. • Le cours, la démarche est difficile à suivre. Les élèves sont souvent distraits et rêveurs avec un enseignant qui n'a pas l'art de rendre le cours vivant. 	<ul style="list-style-type: none"> • les élèves apprennent en accomplissant des actions, ils entrent en contact avec l'objet de la connaissance. • Les élèves apprennent en partageant leurs connaissances et leurs expériences entre eux et avec l'enseignant. Ils utilisent d'avantage l'approche inductive. • L'enseignant facilite l'appropriation de la démarche par les élèves qui sont invités à prendre des initiatives, à mener des idées nouvelles. • Les élèves sont motivés et s'intègrent au processus d'enseignement-apprentissage.

2. Démarches utilisées dans l'enseignement

Pour atteindre son but, l'enseignant doit utiliser certaines démarches, et méthodes.

2.1. Définition

Une démarche d'enseignement est un chemin que les enseignants doivent suivre pour atteindre leurs objectifs. Selon Gaie et Scheffer (1995), démarche «...veut dire de partant à un point pour aller à un autre en modifiant ».

2.2. Quelques démarches utilisées dans l'enseignement

Il existe plusieurs manières de conduire une action et de progresser vers un but:

- La démarche dialectique
- La démarche expérimentale

2.2.1. La démarche dialectique

La démarche dialectique consiste à mettre des connaissances en contradiction les unes par rapport aux autres, en comparant différents systèmes, en analysant, pour formuler finalement des principes, des lois et des règles générales.

Prenons l'exemple du thème «Indicateur coloré acido-basique» étudié en chimie. Le professeur demande aux élèves de comparer la couleur de l'hélianthine avec une solution d'acide éthanoïque de pH=2,1 (Rouge) et de pH=3,4 (Jaune). Les élèves trouvent que ces couleurs sont différentes. Le professeur demande alors aux élèves d'identifier le facteur qui modifie la couleur de l'hélianthine qui est le pH de la solution.

2.2.2. La démarche expérimentale

Il existe une démarche spécifique pour l'enseignement de sciences physiques qui est la démarche expérimentale, qui découle de la démarche scientifique.

a. Démarches scientifiques

Le chercheur, le simple individu est face à quelque chose qui l'intrigue, qui l'interpelle ou le préoccupe. Il constate un décalage entre le réel, du moins tel qu'il le perçoit, et l'idée qu'il s'en fait. La situation devient insatisfaisante, il a envie de savoir. Trois principaux moments forts sont présents en permanence quand on réalise une démarche scientifique pour répondre à un besoin :

- une question,
- une hypothèse,
- une argumentation.

C'est dans ce dernier cadre qu'interviennent les expériences. L'une de ces démarches scientifiques est la démarche expérimentale. Les démarches scientifiques sont souvent associées avec la méthode déductive et la démarche dialectique.

b. Démarche expérimentale

Selon Claude Bernard (1865) « La démarche expérimentale, considérée en elle-même, n'est rien d'autre qu'un raisonnement à l'aide duquel nous soumettons

méthodiquement nos idées à l'expérience des faits ». C'est une tentative de réponse à une question.

- On Observe, O,
- On émet une Hypothèse, H,
- On fait une Expérience, E,
- On donne un ou plusieurs Résultats, R,
- On Interprète, I,
- On Conclut, C,

Observations, mesures, enregistrements de données, modélisations font partie de la démarche expérimentale. L'important est de pouvoir faire émerger des éléments observables ou quantifiables, de les confronter à des hypothèses, et de discuter les résultats. C'est une démarche scientifique : l'argumentation se fait pendant l'expérimentation de résultats, l'interprétation, et la conclusion.

La démarche expérimentale n'est pas la seule démarche dite « scientifique ».

3. Les techniques pédagogiques

3.1. Définition

Au sens pédagogique, la technique désigne un outil, un support matériel, un artifice auquel l'enseignant fait recours pour déployer une méthode de façon à la rendre plus efficace dans son enseignement et dans l'apprentissage de ses élèves. Les techniques sont donc les manières de procéder par lesquelles on met en œuvre une méthode.

3.2. Techniques utilisant l'expérimentation

C'est une technique qui met l'apprenant soit devant la réalité concrète soit suscite sa participation intellectuelle. De cela, deux principales manières de procéder se dégagent : les expériences de cours et les travaux pratiques.

a. Les expériences de cours

On distingue deux (2) possibilités :

➤ Les expériences de démonstration : A ce niveau, c'est le professeur qui manipule pour illustrer les leçons et les élèves observent et exploitent les résultats. Cette technique contribue à développer chez l'apprenant de nombreuses aptitudes et lui font acquérir des connaissances solides et durables. Cette technique est associée la méthode interrogative.

➤ Les travaux pratiques-cours ou T.P-cours : Au cours desquels les élèves manipulent et exploitent immédiatement les résultats pour la leçon du jour. Ils permettent de construire la leçon à base des expériences et avec la participation accrue des élèves.

b. Les travaux pratiques

Concernant les travaux pratiques, ce sont les élèves qui manipulent et recueillent les résultats qu'ils exploiteront plus tard. Ils rassemblent les résultats et les conclusions dans un compte-rendu de travaux pratiques. Cette technique a l'avantage de permettre à l'élève de maîtriser un certain nombre de techniques de manipulation. Elle est à la base d'une découverte personnelle, d'une construction de savoir par l'apprenant lui-même.

4. Différentes manières d'enseigner les sciences physiques

L'enseignement de la Physique Chimie ne doit pas être que de la théorie mais nécessite de faire des expériences réelles. Cependant, la réalité oblige les enseignants de le faire autrement.

4.1. Enseignement des sciences physiques d'une manière théorique

Une théorie est un ensemble cohérent et structuré de concepts, de règles, de principes et de lois construits par les scientifiques pour rendre compte de la réalité empirique. Elle est par nature hypothétique, révisable et tend à l'universalité (Robardet & Guillaud, 1997). Même si les sciences physiques sont des sciences expérimentales (Nicole, 1992), des enseignants ici à Madagascar les enseignent d'une manière théorique étant donné l'insuffisance ou l'absence des matériels ainsi que des produits, ...

Même si l'enseignant enseigne les sciences expérimentales, les élèves doivent « croire » la théorie.

4.2. Enseignement des sciences physiques en se basant sur des expériences

Selon l'Encyclopédie universelle (1968), l'expérience en sciences est « une observation ou un essai ayant pour but d'établir ou de vérifier une loi, un principe ».

Partant de cette définition, en physique on fait des expériences pour vérifier une loi ou pour remplacer une démonstration, pour découvrir un phénomène (mise en évidence), ou pour élaborer une formule. L'enseignement des sciences physiques, comme l'indiquent les principes généraux de l'enseignement de la physique et de la chimie au collège et au lycée, repose sur la conduite d'expériences : « au travers de la démarche expérimentale, il doit former les esprits à la rigueur, à la méthode scientifique, à la

critique, à l'honnêteté intellectuelle ». Ceci montre l'intérêt de réaliser des expériences dans le cadre des travaux pratiques, pour que les élèves puissent effectivement manipuler eux-mêmes. Les élèves peuvent alors construire leur propre savoir. La réalisation d'expériences favorise l'utilisation d'une méthode active.

4.2.1. Rôle de l'enseignant

L'enseignant tient le rôle de stimulus, et incite les élèves à s'impliquer dans les activités réalisées en classe. Ces activités proposées ne doivent pas amener l'apprenant au découragement, mais à évoluer dans son cheminement de connaissances.

De plus, l'enseignant doit vérifier la compréhension de ses élèves et diriger l'expérience.

L'enseignant doit savoir comment il peut transformer son savoir en savoir à enseigner.

4.2.2. Rôle de l'apprenant

Il est un être actif, libre et responsable qui construit son propre apprentissage. L'expérience vis à développer l'esprit critique, et, par le fait même, stimule le développement cognitif tout en insistant sur la quête de connaissances. L'apprenant doit être capable d'analyser des situations réelles, d'anticiper les conséquences de ses actions, et d'évaluer leur efficacité (Gerney, 1993).

La réalisation d'expériences apprend à l'étudiant à interpréter de façon autonome les résultats, à les communiquer et à en tirer une conclusion.

5. La représentation

Les apprenants arrivent souvent en classe avec des explications et des théories personnelles sur les phénomènes qu'ils observent dans leur vie de tous les jours.

5.1. Définition

Selon Meirieu, la représentation désigne la conception que le sujet a, à un moment donné, d'un objet ou d'un phénomène. Les conceptions se présentent comme un ensemble d'informations, d'attitudes et d'opinions, formant un système explicatif personnel, structuré et organisé ayant comme fonction principale l'appréhension du monde physique (Astolfi, Sanner et Giordan, 1994).

La représentation est aussi un ensemble d'images, qui sert de modèle explicatif sous-jacent qui est l'origine de ce que pensent, ce que disent, ce qu'écrivent, ce que dessinent les apprenants (Giordan .A, 1994). Elle n'est qu'une virtualité (Lavelle, 1992).

La représentation a pour origine l'environnement. Cet environnement intègre l'école, la famille, les pairs et les moyens d'informations audiovisuels.

5.2. La transposition didactique

La transposition didactique est un cadre général introduit par Chevallard, en 1991, pour étudier la transformation d'un « savoir savant » en un « savoir enseigner ».

Ce concept est utilisé pour analyser la prise en compte du concept dans les choix du savoir à enseigner pour contrôler l'élaboration du savoir enseigné sur des « choix épistémologiques » affirmés (Tiberghien, 1989).

La désignation d'un savoir à enseigner est le choix d'une « noosphère »², et la transformation de ce savoir à enseigner ainsi désigner, en un « objet d'enseignement » résulte d'un travail de construction didactique. On retrouve, dans le schéma ci-dessous, les deux étapes qui caractérisent la transposition d'un savoir enseigné.



Figure 1: La transformation du savoir savant en savoir enseigné.

6. Évaluation

L'évaluation peut porter sur plusieurs éléments de la réalité éducative. Elle touche autant de secteur de l'apprentissage que celui de l'enseignement ou des programmes.

6.1. Qu'est-ce qu'une évaluation ?

- L'évaluation est l'action d'évaluer, c'est-à-dire attribuer une valeur à quelque chose : événement, situation, individu, produit...

²La « noosphère » se compose de l'organe politique qui rédige les programmes officiels, des enseignants, des universitaires, des auteurs de manuels, des inspecteurs, des didacticiens, des d'élèves... La noosphère cherche à rétablir l'équilibre, la compatibilité entre l'école et la société avec une double contrainte : le savoir enseigné doit être suffisamment proche du savoir savant et suffisamment éloigné du savoir des parents.

- De Ketele J.M. (1974) définit l'évaluation comme étant « une mesure, une appréciation, à l'aide de critères, de l'atteinte de l'objectif ou du degré de proximité d'une production par rapport à une norme.

Plus qu'une note ou une sanction, l'évaluation est avant tout un moyen qui permet au maître de juger de l'efficacité des moyens mis en œuvre pour la réalisation des objectifs. Par conséquent, pas d'évaluation objective sans objectifs clairement définis.

6.2. Mode et système d'évaluation

Les formateurs (enseignants) remplissent deux grands rôles sociaux : celui de pédagogue et celui de sélectionneur. À chacun de ces rôles sociaux correspond un type d'évaluation. Nous évaluons dans le but de prendre une décision, c'est la nature de la décision à prendre qui nous permet de distinguer deux types (systèmes) d'évaluation, à savoir : l'évaluation sommative et l'évaluation formative.

Nous distinguons aussi deux modes d'évaluation, à savoir : l'évaluation normative et l'évaluation critériée.

6.2.1. Évaluation normative - évaluation critériée

a. L'évaluation normative

Une évaluation est dite normative quand elle réfère les performances d'un élève aux performances des autres élèves. Dans ce mode d'évaluation on établit un barème et on se réfère à une norme statistique. Ce mode d'évaluation ne nous renseigne guère sur la compétence de cet élève.

b. L'évaluation critère

Dans ce cas, contrairement à la précédente, la performance d'un élève est évaluée par rapport à l'objectif fixé. L'évaluation critériée nous indique si un élève est compétent dans l'atteinte d'un objectif. C'est dans ce sens que DE LANDSHEERE G. (1979) dit : « Pour aider un élève, il importe bien moins de lui indiquer quelle place il occupe, par rapport aux autres, dans la course au savoir, que de lui apprendre jusqu'où ses efforts l'ont conduit sur le chemin qui mène à la maîtrise désirée d'un apprentissage ».

6.2.2. Évaluation sommative - évaluation formative

a. L'évaluation sommative

C'est une évaluation ayant pour but de sanctionner (positivement ou négativement) une activité d'apprentissage, afin de comptabiliser ce résultat en vue d'un classement ou d'une sélection. Par exemple, les enseignants mettent des notes sur 20 font des sommes (d'où le nom de sommative) et des moyennes, afin de certifier que l'élève X est bien compétent dans telle ou telle discipline.

b. L'évaluation formative

C'est une évaluation ayant pour but d'informer l'apprenant, puis l'enseignant, du degré d'atteinte des objectifs. Cette évaluation ne doit jamais donner lieu à l'attribution d'une note sur 20, ou à quelque sanction que ce soit .

6.2.3. Tableau récapitulatif de l'évaluation formative et sommative

Tableau 2: Tableau récapitulatif de l'évaluation formative et sommative

Évaluation formative	Évaluation sommative
Fonction de formation (permanente, dynamique, transparente).	Fonction de certification, de sélection (non transparente).
Intermédiaire	Terminale d'une séquence pédagogique (simple constat).
Suivie d'approfondissement, de remédiation (travail des lacunes).	Suivie d'un changement de thème ou de cycle.
Non notée, mais très annotée.	Notée et comptant pour la moyenne et passage (porte sur le produit).
Critérielle (relative uniquement à l'élève lui-même).	Normative, donc comparant les élèves entre eux.
Permet un diagnostic.	Permet un pronostic.

De ce tableau, nous pouvons en tirer que l'évaluation formative est correctrice, continue et critérée; tandis que l'évaluation sommative est sélective, finale et normative.

7. Objectif

L'objectif est l'énoncé d'intention décrivant le résultat attendu à la suite d'une action. En pédagogie, un objectif est un énoncé d'intention décrivant ce que l'apprenant saura (ou saura faire) après apprentissage. Les objectifs sont normalement dérivés des finalités de l'Éducation et des objectifs généraux ou de formation (énoncé d'intention relativement large), lesquels se décomposent en objectifs intermédiaires de différents niveaux (intermédiaire entre l'objectif général et les objectifs spécifiques), puis en objectifs spécifiques (énoncé d'intention relatif à la modification du comportement de l'apprenant après une activité d'apprentissage limité dans le temps « 1 à 2 heures »).

II. RÉACTIONS ACIDO - BASIQUES EN SOLUTION AQUEUSE

1. Théorie de brönsted

Selon la théorie de Johannes Bronsted (1923) :

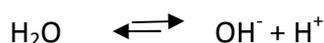
- Un acide est une espèce chimique capable de donner un ou plusieurs protons H^+ .
- Une base est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs protons H^+ .
- A chaque acide correspond sa base conjuguée et inversement. L'acide et sa base conjuguée forment un couple acide-base, telle que :

Acide \rightleftharpoons Base + H^+

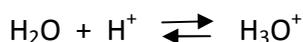
Par convention, on écrit : Acide/Base

- Un ampholyte est une espèce chimique qui peut être à la fois acide et base.

L'eau en est un exemple. En effet, d'une part, elle peut être l'acide du couple eau/ion hydroxyde H_2O/OH^- :



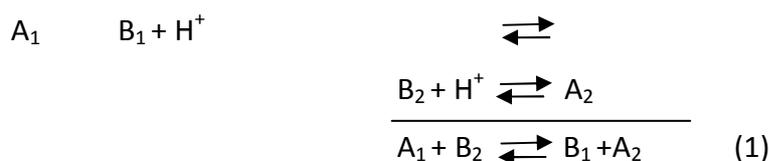
D'autre part, elle peut être la base du couple ion hydronium/eau H_3O^+/H_2O



- Le proton cédé par un acide n'existe pas à l'état libre dans une solution. Il est capté par une base lors de sa libération.

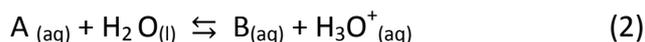
La réaction acido-basique est une réaction de transfert de protons entre l'acide d'un couple acide-base et la base d'un autre couple acide-base.

Soit les deux couples acide-base : A_1/B_1 et A_2/B_2



2. Constante du couple acide-base

En solution aqueuse, l'acide A du couple A/B réagit avec l'eau du couple H_3O^+/H_2O selon l'équation :



En solution aqueuse, la base B du couple A/B réagit avec l'eau du couple H_2O/OH^- selon l'équation :



A l'équilibre (2) est associée une constante d'équilibre: $K_a = \frac{[B][H_3O^+]}{[A]}$ (4)

K_a ainsi définie est appelé constante d'acidité du couple acide-base A/B.

On définit aussi $pK_a = -\log K_a$ soit $K_a = 10^{-pK_a}$. Elle dépend de la température.

Plus l'acide est fort, plus l'équilibre (2) est déplacé vers la droite, en d'autres termes la constante K_a est d'autant plus grand que l'acide est fort. Il en résulte que pK_a est d'autant plus petit que l'acide est fort (Mesplède & Queyrel, 1996).

La base est d'autant plus forte qu'elle fixe énergiquement les protons, donc l'équilibre (2) est plus déplacé vers la gauche.

La constante K_a définit bien la force du couple acide-base. Plus l'acide est fort, plus la base faible.

3. Domaines de prédominance

3.1. Relation entre pH ET pK_a

Le pH d'une solution aqueuse est défini par : $pH = -\log[H_3O^+]$

A partir de l'expression (4) de K_a , on peut écrire : $-\log K_a = -\log \frac{[B]}{[A]} - \log [H_3O^+]$

Soit $-\log[H_3O^+] = -\log K_a + \log \frac{[B]}{[A]}$ D'où $pH = pK_a + \log \frac{[B]}{[A]}$ (5)

3.2. Définition

On peut ainsi définir des domaines de prédominance de l'acide A et de sa base conjuguée B.

Domaine de prédominance de l'acide : $[A] > [B] \Rightarrow \log \frac{[B]}{[A]} < 0$ d'où $pH < pK_a$

Domaine de prédominance de la base : $[B] > [A] \Rightarrow \log \frac{[B]}{[A]} > 0$ d'où $pH > pK_a$

Les deux espèces A et B sont à la même concentration : $[A] = [B] \Rightarrow \log \frac{[B]}{[A]} = 0$ d'où $\text{pH} = \text{pK}_a$

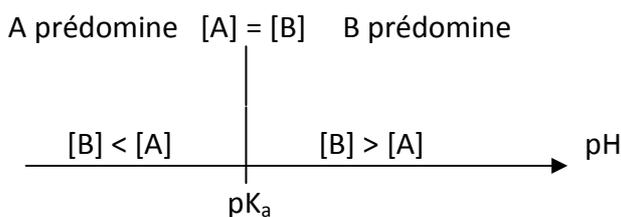


Figure 2: Diagramme de prédominance des espèces A et B d'un couple A/B

4. Dosage acido-basique

4.1. Généralités

Habituellement, le dosage d'une espèce chimique présente dans une solution consiste à déterminer la quantité de cette espèce dans la solution.

David & Benoît (1978) définissent le dosage d'un élément comme étant la détermination de la masse de cet élément contenu dans une certaine masse d'un mélange.

Il existe plusieurs méthodes de dosage parmi lesquelles les méthodes chimiques qui sont en particulier la gravimétrie et la volumétrie. La gravimétrie repose sur la pesée d'un composé séparé par précipitation sélective. (Mendham et *al.*, 2006)

La volumétrie, appelé aussi titrage, consiste à déterminer le volume d'une solution de titre connu nécessaire pour réagir avec un volume donné de la solution de la substance à doser. La réaction mise en jeu est appelée « réaction de titrage ».

Le point d'équivalence d'un titrage est le point où les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage. (Mesplède & Queyrel, 1996)

Pour qu'une réaction, soit utilisable pour un titrage, elle doit être : (Mesplède & Queyrel, 1996)

- totale, pour que l'équivalence puisse être observée ;
- rapide, elle doit provoquer un changement brutal de l'une des propriétés physico-chimiques de la solution au point d'équivalence ;
- unique, la réaction ne doit pas être perturbée par une autre réaction faisant intervenir l'un des réactifs.

4.2. Dosage acido-basique

4.2.1. Principe d'un dosage par titrage acido-basique

Réaliser un dosage acido-basique, c'est déterminer la concentration de l'acide ou de la base contenu(e) dans une solution, en utilisant une réaction acido-basique.

Pour cela, on dispose d'une solution d'acide de concentration inconnue ; en y rajoutant progressivement une solution de base de concentration connue, il se produit une réaction de neutralisation entre l'acide et la base. Sachant quelle quantité de base a été versée pour consommer la totalité d'acide, on en déduit la concentration inconnue.

4.2.2. Équivalence d'un dosage acido-basique

Lorsque tout l'acide (ou la base) a été neutralisé(e) par la base (ou l'acide), la réaction de dosage est terminée. On dit qu'on a atteint l'équivalence.

A l'équivalence, les réactifs titré et titrant sont introduits dans les proportions stœchiométriques selon l'équation-bilan de la réaction de dosage.

La détermination expérimentale de l'équivalence peut être réalisée :

- Soit en suivant en continu le pH de la solution : méthode potentiométrique
- Soit en utilisant un indicateur coloré judicieusement choisi : méthode colorimétrique
- Soit en mesurant la conductivité de la solution : méthode conductimétrique.

4.2.3. Dosage potentiométrique

La potentiométrie à intensité nulle consiste à déterminer le potentiel d'une électrode, dite « électrode indicatrice », plongée dans une solution dont la concentration en substance électro-active³ varie ; le potentiel pris par cette électrode est fonction de la concentration de cette substance. (Guernel & Hamon, 1990).

Pour déterminer le potentiel pris par cette électrode, il suffit de la coupler avec une électrode dite « électrode de référence » plongeant dans la solution étudiée : il s'établit entre les deux électrodes une différence de potentiel.

³Substance susceptible de participer à une réaction électrochimique (échange d'électrons entre la substance et une électrode).

Les deux électrodes sont reliées entre elles par un voltmètre de grande impédance. La différence de potentiel indiquée par celui-ci est la différence de potentiels de chacune des électrodes.

Au cours d'un dosage acido-basique, le pH de la solution contenant le réactif titré varie en réaction du volume versé de la solution contenant le réactif titrant. Il subit une brusque variation au voisinage de l'équivalence.

La méthode potentiométrique, dans le cas d'un dosage acido-basique, consiste à suivre l'évolution du pH par potentiométrie à l'aide d'un pH-mètre.

DEUXIÈME PARTIE : RESULTATS DES ETUDES SUR TERRAIN ET DISCUSSION.

Nous présenterons dans cette partie notre méthodologie, puis les résultats de notre étude sur terrain et leur interprétation. Nous rappelons que notre problématique est la suivante : La réalisation d'expériences aide-t-elle les élèves des classes terminales scientifiques dans l'apprentissage de la notion d'équivalence acido-basique dans la réaction acide-base?

Pour ce faire, nous avons adopté la méthodologie suivante afin de vérifier l'hypothèse que nous avons proposé.

1. Méthodologie

Le travail réalisé au cours de ce mémoire s'est fait en deux temps :

- Une étude préliminaire, réalisée durant l'année scolaire 2012-2013 au lycée Andohalo, puis aux lycées Mahanoro et Vatohary, qui a permis d'une part de mettre en évidence les méthodes et techniques utilisés par les enseignants de physique chimie pour enseigner la réaction acide-base, et d'autre part d'identifier les difficultés rencontrées par les élèves de la classe de terminale C et D enseignés de façon théorique (sans expérience) dans cette partie du programme. Cette partie nous a permis de choisir notre sujet.
- Une étude expérimentale, réalisée durant l'année scolaire 2014-2015, au lycée Vatohary et Mahanoro. Au cours de cette étude, nous avons enseigné à deux groupes d'élèves dans chaque lycée. Avec le premier groupe, l'enseignement a été fait avec des expériences et avec le deuxième groupe, l'enseignement est théorique (sans expérience). La partie du programme enseigné est « la réaction acide-base ». Après l'enseignement, nous avons fait des évaluations sommatives pour les deux groupes. Les résultats des évaluations seront par la suite analysés et interprétés.

1.1. Etude préliminaire

1.1.1. Constats au lycée Andohalo durant le stage en responsabilité

Nous avons réalisé notre stage en responsabilité durant l'année scolaire 2012-2013 au lycée Andohalo d'Antananarivo, en tenant quatre classes : deux classes de première D (première D₁ et D₂) une classe de première A (première A₃) et une classe de terminale C.

Pendant le stage en responsabilité, les étudiants vont par paires (binôme) et sont encadrés par un enseignant titulaire, appelé « maître de stage » avec lequel ils discutent le contenu de la leçon, des exercices, et la stratégie d'enseignement bien avant la séance.

Les deux stagiaires enseignent la classe du maître de stage à tour de rôle. L'un prend la place d'un enseignant, tandis que l'autre observe la classe avec le maître de stage en prenant note des événements les plus intéressants durant l'enseignement. A la prochaine séance, les deux stagiaires vont intervertir leur rôle.

L'observation de la classe vise à critiquer constructivement la méthode et la stratégie utilisées au cours de la séance et amène les stagiaires à faire de réflexion sur le comment améliorer leur enseignement. Ainsi, à la fin de chaque séance, les stagiaires et le maître de stage mettent en commun leurs remarques, puis discutent afin d'améliorer les prestations des stagiaires et d'élaborer une nouvelle stratégie d'enseignement. Les discussions ont pour objet d'étude la discipline, le contenu de l'enseignement, l'attitude et le comportement de l'enseignement, l'attitude et le comportement des élèves pendant les activités et aussi les résultats des évaluations formatives.

a) **L'infrastructure du lycée :**

Nous avons pu constater lors de ce stage que sur le plan infrastructure, le lycée d'Andohalo possède des salles de classe assez spacieuses et présente relativement une bonne capacité d'accueil pour les élèves (environ quarante-cinq élèves par classe).

Nous avons constaté également que ce lycée possède un laboratoire de physique et de chimie équipés de quelques matériels d'expérience comme par exemple, pendule (simple, de torsion, électrique), aimant en U, barreau aimanté, aiguille aimantée, balance, dynamomètre, verrerie (bécher, tube à essai, burette, récipient, éprouvette gradué, ...). Mais le manque de produit chimique ne favorise pas un enseignement basée sur des expériences, et pousse ainsi les enseignants à réaliser leurs cours de façon théorique.

b) **Les résultats de l'évaluation 0 :**

Après l'enseignement de la partie réaction acide base, nous avons évalué les élèves (voir annexe 1), le résultat montre que les élèves ont des difficultés à traiter la réaction de dosage. Ils n'ont pas bien compris, surtout la notion d'équivalence acido-basique.

L'analyse de la méthode d'enseignement utilisée et du résultat des évaluations effectuées auprès des élèves nous conduit à penser que la cause de l'échec peut être le fait que l'enseignement était théorique.

1.1.2. Constats dans les lycées de la région Atsinanana

Nous nous ne nous sommes pas contentés de ce qui a été identifié durant le stage en responsabilité, mais nous avons étudié pendant cette même année scolaire le cas de deux autres lycées publics de la région d'Atsinanana, qui sont le lycée de Mahanoro et le lycée de Vatomandry, où l'enseignement se déroulait de façon théorique aussi.

Nous avons enquêté au total cent-vingt-quatre (124) élèves, issus d'établissements différents dont 41 élèves classe de terminale C au lycée d'Andohalo ; 43 élèves classe de terminale D au lycée de Mahanoro ; 40 élèves classe de terminale D au lycée de Vatomandry

L'âge de ces élèves varie entre 16 et 23 ans, dont la moyenne d'âge est 19 ans. Ils sont intéressés par des activités autres que ce qu'ils voient et ce qu'ils font ordinairement.

a) L'infrastructure

Ces deux lycées possèdent des salles de classe assez spacieuses et présentent relativement une bonne capacité d'accueil pour les élèves (environ quarante élèves par classe). Ils possèdent aussi de laboratoire de physique et de chimie mais ces laboratoires ne sont pas fonctionnels (matériels d'expérience endommagés et produits chimiques périmés). En effet, l'enseignement-apprentissage de la physique et de la chimie y sont théoriques.

b) Les résultats de l'évaluation 0 :

Nous avons évalué également les élèves après l'enseignement de la partie concernée (la réaction acide base), le sujet est le même que précédemment, dénommé évaluation 0. Les résultats des évaluations montrent aussi que les élèves ont des difficultés à traiter la réaction acide base. Ils n'ont pas bien compris, surtout la notion d'équivalence acido-basique.

1.1.3. Questionnaires

Nous avons préparé deux questionnaires pendant l'étude préliminaire.

a) Questionnaire Q1 destiné aux enseignants

Ce questionnaire Q1 a pour objectif de recueillir des informations sur la réalisation ou non des expériences par l'enseignant pendant son enseignement (Voir annexe 2). Le même questionnaire a été adressé aux enseignants du lycée Andohalo et des deux lycées de la région Atsinanana.

b) Questionnaire Q2 destiné aux élèves

Ce questionnaire Q2 a été complété par les 41 élèves de la classe de terminale C du lycée d'Andohalo, et par les 83 élèves des classes de terminale D du lycée de Vatomandry et du lycée de Mahanoro. Il a pour objectif de savoir si les élèves ont déjà fait ou non des expériences en physique ou en chimie dans les classes antérieures (voir annexe 3).

1.2. Expérimentation

L'expérimentation a été réalisée au lycée Vatomandry et au lycée Mahanoro pendant l'année scolaire 2014 – 2015.

1. 2.1. Choix du public cible.

Nous avons choisi de faire l'étude dans deux lycées de la région Atsinanana qui sont le lycée de Mahanoro et le lycée de Vatomandry, car nous sommes originaires de Mahanoro. Nous avons une bonne relation avec les enseignants de physique chimie et l'administration dans ces lycées, de sorte que nous avons pu négocier avec les responsables des établissements. Cela a facilité notre recherche.

Quatre (04) enseignants ont accepté de collaborer avec nous ; deux enseignants de lycée de Mahanoro et deux enseignants de lycée de Vatomandry.

Nous avons aussi pu travailler avec une classe de terminale D dans chaque lycée. Chaque classe a été divisée en 2 groupes, comme l'indique le tableau suivant :

Tableau 3 : Les élèves ayant **participé** à l'expérimentation

Lycée	Mahanoro	Vatomandry	Total
Effectif	43	42	85
Elèves ayant eu un cours sans expérience	21	21	42
Elèves ayant eu un cours avec expérience	22	21	43

1.2.2. Déroulement de l'expérimentation

Pendant l'expérimentation, nous avons enseigné à deux groupes d'élèves de chacune des classes de terminale D du lycée de Mahanoro, dénommés MEXP et MTH, et du lycée de Vatomandry, dénommés VEXP et VTH, au cours de l'année scolaire 2014-2015.

La seule différence entre les deux groupes d'enseignement est que les groupes MEXP et VEXP ont bénéficié d'un enseignement basé sur des expériences réelles (Voir fiche de préparation en annexe 4), tandis que les groupes MTH et VTH ont été enseignés de manière théorique (Voir fiche de préparation en annexe 5).

Pendant l'expérimentation, l'enseignant titulaire observe le déroulement de l'enseignement et remplit en même temps une grille d'observations (voir annexe 6)

Après, nous avons fait une évaluation sur le chapitre traité pour comparer les acquis des élèves des deux groupes (voir annexe 7) , puis nous avons distribué un questionnaire aux élèves, dans lequel nous avons demandé leur avis sur l'enseignement réalisé (Voir annexe 8).

1.2.3. Choix des chapitres traités

Nous avons choisi le chapitre la réaction acide base car, nous sommes partis du constat préliminaire au cours de notre stage en responsabilité dans laquelle l'enseignement ce chapitre était fait de façon théorique (sans expérience). Les séances se sont déroulées comme suit :

Première séance : Dosage pH-métrique d'un acide fort avec une base forte

Dans cette partie, avec les élèves, nous allons :

- définir expérimentalement l'équivalence acido-basique
- établir expérimentalement la relation entre les quantités de matière à l'équivalence acido-basique. Pour un monoacide et une monobase, cela revient à établir la relation : $n_A = n_B$ c'est à dire $C_A \times V_A = C_B \times V_B$.
- Réaliser un titrage pH-métrique
- En déduire le pH à l'équivalence lors du dosage d'un acide fort avec une base forte.

La fiche de préparation est en annexe 4 partie 1.

Deuxième séance: Dosage d'un vinaigre par la soude

Dans cette partie, nous allons doser un vinaigre, afin de vérifier l'indication portée par l'étiquette de sa bouteille (7°). Nous avons choisi le dosage d'un vinaigre par la soude pour étudier le dosage d'un acide faible avec une base forte dans le but de faire la correspondance entre le quotidien des élèves et ce qu'on étudie en classe.

Nous avons pensé que cela pourrait motiver les élèves, car ils utilisent le vinaigre dans leur vie quotidienne.

La fiche de préparation est en annexe 4 partie 2

Troisième séance : Étude du mélange à la demi-équivalence

Dans cette partie, nous allons dégager expérimentalement avec les élèves les propriétés d'une solution tampon, et en tirer une définition.

La fiche de préparation est en annexe 4 partie 3.

1.2.4. Les grilles d'observation

Pendant que nous enseignons, des grilles d'observation ont été données à l'enseignant titulaire de classe qui nous a observé (voir Annexe 6). Ces grilles d'observation ont pour objectifs d'étudier le contenu de l'enseignement, l'attitude et le comportement de l'enseignant (pédagogie, didactique), l'attitude et le comportement des élèves pendant les activités.

1.2.5. Les questionnaires

Nous avons administré des questionnaires après l'expérimentation.

a) Pour les enseignants

Le questionnaire 2 (voir annexe 8 partie 1) nous a permis d'avoir l'avis de l'enseignant sur les avantages et les inconvénients des expériences pour l'enseignement des sciences physiques et chimie ; Ce questionnaire permet aussi de comparer l'enseignement théorique et l'enseignement avec expérience réelle.

b) Pour les élèves

Nous avons réalisé deux (02) questionnaires pour les élèves :

- le questionnaire Q3 (voir annexe 3) à remplir avant l'enseignement est composé par des questions à choix multiples et des questions ouvertes, qui permettent d'une part d'identifier l'élève et d'autre part de savoir s'ils ont déjà fait ou non des expériences en physique ou en chimie dans les classes antérieures.
- le questionnaire Q4 (voir annexe 9) est à remplir après l'enseignement. Ce questionnaire a pour objectif de demander l'avis des élèves, demander leur point de vue sur les expériences réalisés, ses avantages et ses inconvénients.

1.2.6. Les évaluations

Les évaluations sont effectuées après chaque fin de séance d'enseignement pendant l'expérimentation (année scolaire 2014-2015). Elles ont pour objectifs de comparer les

acquis des élèves qui ont eu un enseignement théorique et les acquis de ceux qui ont eu un enseignement avec une expérience réel.

Les sujets sont en annexe 7.

2. Résultats et interprétations

2.1. Résultats et interprétations de l'étude préliminaire

Nous rappelons que la première descente qui s'est déroulée durant l'année scolaire 2012-2013, était réservée aux études préliminaires.

L'objectif était d'identifier les méthodes et techniques utilisés par quelques enseignants de physique chimie pour enseigner la partie réaction acide base. Pour cela, nous avons observé quelques séquences d'enseignements, puis les enseignants complètent une fiche d'enquête, et d'analyser les difficultés qu'éprouvent les élèves de la classe de terminale C et D enseignés de façon théorique (sans expérience).

2.1.1. Résultats des questionnaires de l'étude préliminaire

a) Pour les élèves

Le résultat des enquêtes dans la région Atsinanana montre qu'aucun élève n'a jamais manipulé des dispositifs des expériences, ni assisté à des manipulations réalisé par des enseignants de physique chimie.

b) Pour les enseignants

Les enseignants des sciences physiques enquêtés ont l'habitude d'enseigner de façon théorique, c'est-à-dire sans expérience réelle. Nous pouvons dire qu'ils utilisent la méthode d'enseignement dogmatique et magistral car durant leurs enseignements, ils visent la transmission maximale de connaissances. Pendant la séance d'apprentissage, les élèves écoutent, suivent le cours, prennent des notes, mémorisent, et essaient de les comprendre, et parfois posent des questions.

Presque la totalité des enseignants de physique chimie enquêtés savent que Les sciences physiques et chimiques sont des disciplines scientifiques expérimentales, et doivent être enseignées comme telle. Mais selon les enseignants, la réalité ne le leur permet pas, et favorise un enseignement théorique. Voici quelques obstacles cités par les enseignants :

- Insuffisance de laboratoires existant et en bon état de fonctionnement.

Par exemple parmi les vingt-six établissements de la région Atsinanana

enquêtés, trois (12%) seulement possèdent un laboratoire, et aucun d'eux n'est fonctionnel.

- Matériels d'expérience et produits chimiques manquants et maintenance insuffisante quand ils existent.
- Faiblesses de moyens financiers disponibles pour le développement des pratiques expérimentales (pour l'établissement ainsi que pour l'enseignant).
- Effectifs des classes secondaires souvent élevés (surtout classe de sixième à troisième souvent plus de 60) obligeant l'enseignant à inventer des méthodes de travail, des organisations adaptés à cette situation.
- Insuffisance des enseignants de physique chimie spécialistes en la matière (presque 33% des enseignants de physique chimie sont des gestionnaires et des économistes.
- Certains enseignants ne sont pas convaincus que réaliser une expérience est nécessaire pour enseigner la physique chimie. Leur formation a donné une priorité aux exposés théoriques.

2.1.2. Résultats des évaluations pour l'étude préliminaire

L'évaluation pour l'étude préliminaire a été donnée également aux 124 élèves précédents. Essentiellement, elle a pour objectif d'identifier et d'analyser les difficultés qu'éprouvent les élèves de la classe de terminale C et D enseignés de façon théorique (sans expérience) sur la réaction acide base, surtout sur le dosage acido-basique.

L'enseignement théorique réalisé avant de faire cette évaluation pour l'étude pré-expérimentale a pour objectifs : l'élève doit d'être capable de (d') :

- Définir l'équivalence acido-basique
- Réaliser un dosage pH-métrique d'un acide fort avec une base forte, et d'une base forte avec un acide fort.
- Réaliser un dosage d'un acide faible avec une base forte.
- Réaliser un dosage d'une base faible avec un acide fort.
- Écrire correctement les réactions lors de ces dosages
- Caractériser un mélange à la demi-équivalence
- Définir et réaliser une solution tampon.

2.1.3. Exploitation de l'évaluation 0

a) Corrigé de l'évaluation 0

Nous présentons ci-dessous les corrigés des deux exercices de l'évaluation 0

Tableau 4 : Corrigé de l'évaluation 0

	Nº	Question	Réponse attendue
EXERCICE 1	1	Écrire l'équation bilan de la réaction entre la solution de l'éthylamine et la solution de l'acide chlorhydrique	Écriture d'une équation bilan d'une réaction chimique entre une base faible et un acide fort. $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2(\text{l}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
	2	Quel volume d'acide doit-on mélanger avec 10ml de la solution de l'éthylamine pour avoir une solution tampon ?	Détermination d'un volume à mélanger pour obtenir une solution tampon. Solution tampon donc le pH du mélange est égal au pK_A du couple $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{N}_2$ qui est égal à 10,8. Ainsi, $V_A = 4,15$ ml
	3	Quelles sont les propriétés d'une telle solution?	Propriété d'une solution tampon. Le pH d'une solution tampon est insensible à la dilution, varie peu par addition modérée d'acide ou de base, est voisin du pK_a du couple $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+/\text{C}_2\text{H}_5\text{N}_2$
	4	Déterminer la concentration molaire de la solution de l'éthylamine.	Détermination d'une concentration molaire inconnue. A l'équivalence : $C_A \times V_A = C_B \times V_B, \Rightarrow C_B = \frac{C_A \times V_A}{V_B}$; D'où, $C_B = 8,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
Exercice 2	5	Écrire l'équation bilan de la réaction qui a eu lieu entre solution d'hydroxyde de sodium et la solution S d'acide chloropropanoïque.	Écriture d'une équation bilan d'une réaction entre une solution de base forte et acide faible : $\text{CH}_3\text{CHClCOOH}(\text{l}) + \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CHClCOO}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
	6	Calculer le volume V de la solution d'hydroxyde de sodium à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ qu'il faut mélanger avec la solution S pour atteindre l'équivalence acido-basique.	Calcul d'un volume V. Soit C la concentration molaire de la solution de soude. A l'équivalence, $C \times V = C_A \times V_A, \Rightarrow V = \frac{C_A \times V_A}{C}$ d'où $V = 10 \text{ ml}$
	7	Une autre opération consiste à verser dans 20ml de S un volume	pH du mélange avec Justification brève. Le volume $V' = 5 \text{ ml}$ correspond à la moitié V qui est le volume de la solution d'hydroxyde

		V' = 5ml de la solution d'hydroxyde de sodium. Donner le pH du mélange ainsi obtenu. Justifier brièvement.	de sodium versé à la demi-équivalence. Donc, le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé à la demi-équivalence. Ainsi pH= 4,2.
	8	A partir de 500ml de S, on veut préparer une solution tampon de pH= 4,2 par la méthode suivante: on dissout une masse m d'hydroxyde de sodium (NaOH) solide dans la solution S. On néglige la variation de volume. Déterminer m.	<p>Détermination d'une masse m d'hydroxyde de sodium qu'on doit dissoudre dans 500ml de la solution S pour avoir une solution tampon de pH= 4,2.</p> <p>Solution tampon de pH =4,2 ; c'est une mélange qui correspondre à la demi équivalence.</p> <p>A l'équivalence, $n_B = n_A$, or $n_A = C_A \times V_A$ et $n_B = \frac{2 \times m}{M(NaOH)}$, d'où $\frac{2 \times m}{M(NaOH)} = C_A \times V_A \Rightarrow$ $m = \frac{C_A \times V_A \times M(NaOH)}{2}$, ainsi</p> <p>m = 0,5 g</p>

b) Pourcentage des élèves ayant trouvé les réponses correctes

Nous Présentons ici le pourcentage des élèves qui ont trouvé les réponses correctes

Tableau 5 : Pourcentage des élèves ayant trouvé des réponses correctes (N=124 élèves)

N° des questions	Lycée Andohalo	Lycée Vatomandry et lycée Mahanoro
1	40 %	35%
2	27%	17%
3	42%	40%
4	21%	19%
5	47%	41%
6	49%	45%
7	22%	20%
8	19%	19%

Nous constatons ici une similitude des tendances des résultats des élèves dans les lycées ciblées.

c) Les erreurs des élèves.

Dans ce qui suit nous allons interpréter les résultats des évaluations, pour pouvoir faire de diagnostic des difficultés et des réussites, car l'évaluation ne doit pas s'arrêter aux relevés quantitatifs des résultats de nos élèves (pourcentages, notes, moyennes).

Tableau 6 : Les erreurs des élèves avec l'évaluation 0 (N=142 élèves)

N°	Réponse attendue	Erreurs au lycée d'Andohalo	Erreurs dans les lycées de Vatomandry et au lycée Mahanoro	Interprétations
1	Équation bilan d'une réaction chimique entre une base faible et un acide fort. $C_2H_5NH_2(l) + H_3O^+_{(aq)} > C_2H_5NH_3^+_{(aq)} + H_2O(l)$	$C_2H_5NH_2 + HCl \rightarrow C_2H_5NH_3^+ + H_3O^+ + Cl^-$ (25%) $C_2H_5NH_2 + HCl \rightarrow C_2H_5NH_3^+ + H_3O^+ + Cl^-$ (24%) $C_2H_5NH_2 + H_2O \rightarrow C_2H_5NH_3^+ + H_2O$ (4%) Aucune réponse pour les autres (7%)	$C_2H_5NH_2 + HCl \rightarrow C_2H_5NH_3^+ + H_3O^+ + Cl^-$ (26%) $C_2H_5NH_2 + HCl \rightarrow C_2H_5NH_3^+ + OH^- + Cl^-$ (20%) $C_2H_5NH_2 + HCl \rightarrow C_2H_5NH_3^+ + H_3O^+ + Cl^-$ (12%) $C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+ + H_2O$ (7%)	ces élèves n'ont pas compris: - qu'en solution, il n'y a plus d' HCL (acide fort) - la réaction chimique entre une solution d'acide fort et celle d'une base faible. Ces élèves aussi ne savent pas appliquer le cours pour écrire une équation de la réaction chimique entre une solution d'acide fort et celle d'une base faible.
2	Fabrication d'une solution tampon. pH du mélange est égal au pK _A du couple $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5N_2$ qui est égal à 10,8. Ainsi, V _A = 4,15 ml	V _A =10ml (26%) : V _A =5ml (40%) : 7%: aucune réponse.	V _A =10ml (28%) : V _A =5ml (41%) V _A =8,3ml (5%) 9%: aucune réponse.	Ces élèves ont de problème d'une part sur la compréhension de la leçon sur la solution tampon et d'autre part sur la compréhension et analyse du sujet.
3	Le pH d'une solution tampon est insensible à la dilution, varie peu par addition modérée d'acide ou de base, est voisin du pK _a du couple $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5N_2$	23% n'ont trouvé que deux réponses exactes. 26% n'ont trouvé qu'une réponse exacte. 9% aucune réponse exacte.	25% n'ont trouvé que deux réponses exactes. 27% n'ont trouvé qu'une réponse exacte. 8% aucune réponse exacte.	Leçon sur la solution tampon non sue
4	Détermination d'une concentration molaire inconnue. A l'équivalence : $C_A \times V_A = C_B \times V_B$	42% ont répondu qu'à l'équivalence : $C_A \times V_A = C_B \times V_B$ Mais ils n'ont pas trouvé qu'à l'équivalence V _A = 8,3	48% ont répondu qu'à l'équivalence : $C_A \times V_A = C_B \times V_B$ Mais ils n'ont pas trouvé qu'à l'équivalence V _A = 8,3	Sujet mal compris, leçon sur l'équivalence mal compris et ou mal sue.

	$V_B, \Rightarrow C_B = \frac{C_A \times V_A}{V_B}$; D'où, $C_B = 8,3.10^{-2}$ mol.L ⁻¹	ml ou n'ont pas fait d'application numérique. 35% ont répondu autrement : $[C_2H_5NH_2] = \frac{n(C_2H_5NH_2)}{V}$ ou $C = \frac{n}{V}$ (sans préciser n, ni V) Ou encore $[C_2H_5NH_2] = C_A$ 2% aucune réponse.	ml ou n'ont pas fait d'application. 31% ont répondu autrement : $[C_2H_5NH_2] = \frac{n(C_2H_5NH_2)}{V}$ ou $C = \frac{n}{V}$ (sans préciser n, ni V) Ou encore $[C_2H_5NH_2] = C_A$ 2% aucune réponse.	
5	Écriture d'une équation bilan d'une réaction entre une solution de base forte et acide faible $CH_3CHClCOOH_{(l)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow CH_3CHClCOO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	$CH_3CHClCOOH + NaOH \rightarrow CH_3CHClCOO^- + H_3O^+ + Na^+$ (28%) Pour les autres (25%), les erreurs sont très variées.	$CH_3CHClCOOH + NaOH \rightarrow CH_3CHClCOO^- + Na^+ + OH^-$ (27%) $CH_3CHClCOOH + NaOH \rightarrow CH_3CHClCOO^- + H_3O^+ + Na^+$ (18%) $CH_3CHClCOOH_{(l)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3CHClCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ (08%) Pour les autres (06%), les erreurs sont très variées.	La majorité des élèves ne sont pas capable d'appliquer le cours pour écrire une équation de la réaction chimique entre une solution d'acide fort et celle d'une base faible.
6	Calcul d'un volume V. Soit C la concentration molaire de la solution de soude. A l'équivalence, $C \times V = C_A \times V_A, \Rightarrow V = \frac{C_A \times V_A}{C}$ d'où V= 10ml	28% ont répondu qu'à l'équivalence $V=V_A = 20ml$. 16% ont répondu directement que V=20ml 07% aucune réponse.	23% ont répondu qu'à l'équivalence $V=V_A = 20ml$. 18% ont répondu directement que V=20ml 14% aucune réponse.	Ces élèves n'ont pas pu appliquer l'équivalence acido-basique pour répondre à cette question
7	Le volume V'=5ml correspond à la moitié V qui est le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé à la demi-équivalence. Donc, le volume de la solution d'hydroxyde de sodium versé à la demi-équivalence. Ainsi pH= 4,2.	31 % ont trouvé pH = 4,2 mais n'ont pas justifié. 35% ont répondu $pH = pK_A + \frac{\log[A^-]}{[AH]}$ sans faire une application numérique ni une justification. 4% ont répondu pH=5 (pH=V') 8% aucune réponse.	16 % ont trouvé pH = 4,2 mais n'ont pas justifié. 26% ont répondu que $pH = -\log C_A \Rightarrow pH = 1.3$ (sans justification.) 24% ont répondu $pH = pK_A + \frac{\log[A^-]}{[AH]}$ sans faire une application numérique ni une justification. 7% ont répondu pH=5 (pH=V')	Ces élèves ont de problème d'analyse, d'utiliser leur savoir pour résoudre un problème sur l'équivalence et la demi-équivalence acido-basique.

			7% aucune réponse.	
8	<p>Solution tampon de pH =4,2 ; c'est une mélange qui correspond à la demi équivalence.</p> <p>A l'équivalence, $n_B = n_A$, or $n_A = C_A \times V_A$ et $n_B = \frac{2 \times m}{M(NaOH)}$, d'où $\frac{2 \times m}{M(NaOH)} = C_A \times V_A \Rightarrow m = \frac{C_A \times V_A \times M(NaOH)}{2}$, ainsi $m = 0,5 \text{ g}$</p>	<p>19% ont répondu : $m = \frac{n}{V}$, (sans faire une application numérique)</p> <p>48% ont répondu : $m = n \times M$, sans précisé n ni M</p> <p>14% : aucune réponse.</p>	<p>47% ont répondu : $m = n \times M$, $M = M(NaOH)$ et $n = C_B \times V_B$, $m = C_B \times V_B \times M$</p> <p>13% ont répondu : demi-équivalence, $m = \frac{pH}{2}$, $m = 2,1 \text{ g}$</p> <p>21% : aucune réponse.</p>	<p>Les élèves ont des difficultés à résoudre le problème concernant surtout la demi-équivalence.</p>

En résumé, 54% des élèves à peu près ne sont pas capables d'écrire correctement l'équation bilan de la réaction d'un acide fort avec une base faible et la réaction d'un acide faible avec une base forte (question 01 et 05) A partir des erreurs observées dans les tableaux № 4, 5, 6, et 7 ; nous pouvons dire que :

- Les questions 02, 03, 04, 06, 07, 08 Concernent :
 - La notion d'équivalence et demi-équivalence acido-basique
 - La solution tampon
- Pour les questions 03 et 06, 55% des élèves n'ont pas trouvé la réponse correcte. Il s'agit dans la question 03 (propriété d'une solution tampon) de restituer avec justesse des connaissances préalablement acquises (connaissance). Dans la question 06, (détermination d'un volume à mélanger pour avoir l'équivalence acido-basique), il s'agit d'utiliser une connaissance antérieure acquise (équivalence acido-basique) pour résoudre le problème (Application).
- Pour les questions 02, 04, 07, 08, à peu près, 81% des élèves n'ont pas trouvé des réponses correctes. Ce pourcentage est élevé par rapport au précédent. Ces questions nécessitent une analyse. C'est à dire, morceler, découper, les informations selon ses parties, et les examiner pour les comprendre, dans le but de les résoudre (Analyse).
- Les questions 07 et 08 nécessitent également une analyse.

Au fur et à mesure que le niveau taxonomique, le niveau de difficulté des questions augmentent, les élèves enseignés de façon théorique (sans expérience) éprouvent beaucoup de difficulté à les traiter. Cette constatation est comparable pour les trois lycées avec lesquels nous avons fait des évaluations pour l'étude préliminaire.

La question que nous avons posé est : pouvons-nous surmonter les difficultés qu'éprouvent les élèves à traiter la réaction acide-base surtout la notion d'équivalence acido-basique si l'enseignement de cette partie est basée sur des expériences ?

Nous voulons ainsi démontrer la place, l'impact et l'intérêt de l'expérience dans l'enseignement de la réaction acide-base, surtout le dosage pH-métrique acido-basique.

2.2. Résultats et interprétations des évaluations pendant l'expérimentation

Rappelons que pendant cette expérimentation, nous avons enseigné deux groupes d'élèves. Avec le premier groupe, enseignement avec expérience réelle et avec le deuxième groupe, enseignement théorique (sans expérience) de la partie de la réaction acide base.

Après, nous avons fait des évaluations sommatives pour les deux groupes. Nous avons effectué trois séances d'enseignement pour chaque groupe.

Nous allons présenter dans cette partie les résultats comparatifs des évaluations et leurs interprétations

2.2.1. Evaluation 1 (à la fin de la séance 1)

Dans ce qui suit, nous allons présenter les résultats de la même évaluation à l'issue de la séance 1, et comparer les acquis des élèves qui ont eu un enseignement théorique et ceux qui ont eu un enseignement avec expérience réelle.

a) Corrigé

Tableau 7 : Corrigé de l'évaluation 1

Nº	Question	Réponse attendue
A	Dosage d'un acide nitrique par la soude. Quel type de dosage de dosage s'agit-il ?	Type d'un dosage : dosage d'un acide fort par une base fort
B	Tracer la courbe donnant la variation du pH en fonction du volume de la soude versé.	Traçage d'une courbe de variation d'un pH en fonction d'un volume : (courbe)

C	Déterminer graphiquement la coordonnée du point d'équivalence E	Utilisation de la méthode des tangentes parallèles : E(20 mL, 7)
D	En déduire la concentration molaire de l'acide nitrique	<p>Déduction de la concentration C_A inconnue:</p> <p>A l'équivalence, $C_A V_A = C_B V_B$</p> <p>$C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}$; alors $C_A = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$</p>

b) Pourcentage d'élèves ayant trouvé les réponses correctes

Nous Présentons ici le pourcentage des élèves qui ont trouvé les réponses correctes

Tableau 8 : Pourcentage d'élèves ayant trouvé les réponses correctes avec l'évaluation 1 (N=85 élèves)

N° des questions	Elèves ayant eu un cours avec expérience	Elèves ayant eu un cours sans expérience
A	66 %	61%
B	59%	57%
C	53%	48%
D	45%	35%

c) Les erreurs des élèves

Tableau 9 : Les erreurs des élèves avec l'évaluation 1 (N=85 élèves)

N°	Réponse attendue	Elèves ayant eu un cours avec expérience (N=43 élèves)	Elèves ayant eu un cours sans expérience (N=42 élèves)	Interprétations
a	Type de dosage : dosage d'un acide fort par une base forte.	<p>10% : dosage d'une soude</p> <p>20% : dosage d'un acide nitrique</p> <p>4 % : aucune réponse.</p>	<p>9% : acide</p> <p>20% : dosage d'un acide nitrique par une soude ;</p> <p>10% : aucune réponse.</p>	Les résultats sont à peu près les mêmes : cette question demande uniquement une mémorisation.
b	Courbe de dosage	41% : Erreur de construction.	43% : Erreur de construction	Les résultats sont à peu près les mêmes : des lacunes en

				mathématiques semblent être un obstacle pour la construction des courbes
c	Coordonnée du point d'équivalence	6% : Erreur de lecture de la courbe. 41% : dépendance de cette question avec la question b.	9% : Erreur de construction des tangentes et lecture de la courbe. 43% : dépendance de cette question avec la question b.	A peu près même résultats, pour les mêmes raisons.
d	Déduction de la concentration inconnue	47% : dépendance de cette question avec la question b et c. 5% : insuffisance de temps 3% : aucune réponse.	52% : dépendance de cette question avec la question b et c. 7% : aucune réponse	Pas d'écart notable, les élèves font des calculs. De plus, les questions sont dépendantes

2.2.2. Evaluation 2 (à la fin de la séance 2)

Dans ce qui suit, nous allons présenter les résultats de la même évaluation à l'issue de l'expérimentation II, et comparer les acquis des élèves qui ont eu un enseignement théorique et ceux qui ont eu un enseignement avec expérience réelle.

a) Corrigé

Tableau 10 : Corrigé de l'évaluation 2

N°	Question	Réponse attendue
1	Étude de la fraîcheur d'un lait Tracer la courbe donnant la variation du pH du mélange en fonction du volume de la soude versé.	Traçage d'une courbe de dosage d'un acide faible (lait) par une base forte (soude) : <u>Courbe</u>
2	Écrire l'équation bilan de la réaction acido-basique.	Écriture d'une équation bilan : $\text{C}_2\text{H}_5\text{O-COOH}_{(l)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{O-COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

3	<p>Déterminer à partir de la courbe</p> <p>a. Les coordonnées du point d'équivalence et la concentration molaire C_A de l'acide lactique.</p> <p>b. le pK_a du couple ($C_2H_5O-COOH/C_2H_5O-COO^-$).</p>	<p>Détermination graphique :</p> <p>a. Des coordonnées du point d'équivalence et de la concentration molaire C_A de l'acide lactique.</p> <p>b. du pK_a du couple ($C_2H_5O-COOH/C_2H_5O-COO^-$).</p> <p>a. E(12.0mL ; 8,0) et à l'équivalence $C_A V_A = C_B V_{B(eq)}$, ainsi $C_A = 3.10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$</p> <p>b. $pK_a(C_2H_5O-COOH/C_2H_5O-COO^-) = 3,9$</p>
4	Le lait est-il frais ? Justifier.	<p>Etude de la fraîcheur du lait :</p> <p>$C_m = C_A \cdot M$, d'où $C_m = 2,7 \text{ g.L}^{-1}$. Donc l'acidité du lait est de 27° Dornic, supérieur à 18° Dornic, donc le lait n'est pas frais.</p>

b) Pourcentage d'élèves ayant trouvé les réponses correctes

Nous Présentons ici le pourcentage des élèves qui ont trouvé les réponses correctes

Tableau 11 : Pourcentage d'élèves ayant trouvé les réponses correctes avec l'évaluation 2 (N=85 élèves)

N° des questions	Elèves ayant eu un cours avec expérience (N=43 élèves)	Elèves ayant eu un cours sans expérience (N=42 élèves)
1	74 %	72%
2	71%	64%
3. a.1.	68%	59%
3. a.2	66%	54%
3. b.	53%	42%
4	51%	25%

c) Les erreurs des élèves

Tableau 12 : Les erreurs des élèves avec l'évaluation 2 (N=85 élèves)

N°	Réponse attendue	Elèves ayant eu un cours avec expérience (N=43 élèves)	Elèves ayant eu un cours sans expérience (N=42 élèves)	Interprétations
1	Courbe de dosage du lait	26 % : Erreur de construction	28 % : Erreur de construction	Les résultats sont à peu près les mêmes : problèmes de base en mathématiques
2	Equation bilan d'une réaction	29% : des élèves ne sont pas capables d'écrire correctement l'équation bilan d'une réaction de dosage.	36 % : des élèves ne sont pas capables d'écrire correctement l'équation bilan d'une réaction de dosage.	Les résultats sont à peu près les mêmes : les élèves n'ont pas encore assimilé la différence entre réaction totale et limitée.
3. a.1.	Coordonnée du point d'équivalence	26 % dépendance avec la question 1 6% Erreur de construction des tangentes parallèles et lecture de la courbe	28% dépendance avec la question 1. 13% Erreur de construction des tangentes parallèles et lecture de la courbe.	Les résultats sont à peu près les mêmes : problèmes de construction de courbes
3. a.2	Concentration molaire du lait	30% ont écrit $C_A V_A = C_B V_B$ mais l'application numérique est fausse car les questions sont dépendantes. 4% aucune réponse.	40%. Ont écrit $C_A V_A = C_B V_B$ mais l'application numérique est fausse car les questions sont dépendantes. 6% aucune réponse.	Les résultats sont à peu près les mêmes : problème d'application numérique
3. b .		40% Erreur dépendance de sujet 7% Aucune réponse	50% Erreur dépendance de sujet 8% Aucune réponse	Les résultats sont à peu près les mêmes : problème d'application numérique
4		40% Erreur dépendance de sujet mais ils répondent que le lait est frais sans justification. 5% : le lait n'est pas frais sans justifier	30% : le lait est frais sans justification 25% : le lait est frais sans justification 20% : Aucune réponse .	L'écart est très important (26%), en faveur des élèves ayant expérimenté Cette question demande un peu plus de raisonnement.

		2% : Aucune réponse		
--	--	---------------------	--	--

2.2.3. Evaluation 3 (à la fin de la séance 3)

Nous allons présenter dans ce qui suit, les résultats de la même évaluation à l'issue de l'expérimentation III, et comparer les acquis des élèves qui ont eu un enseignement théorique et ceux qui ont eu un enseignement avec expérience réelle.

a) Corrigé

Tableau 13 : Corrigé de l'évaluation 3

Nº	Question	Réponse attendue
1. a.	Quelle masse de formiate de sodium faut-il ajouter à 1L d'une solution d'acide formique de concentration molaire $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ pour préparer une solution tampon de pH=3,8.	Préparation d'une solution tampon de pH connu en faisant un mélange équimolaire d'un acide faible et sa base conjuguée : $n(\text{HCOO}^-) = n(\text{HCOOH})$, ainsi, $m = [\text{HCOOH}] \cdot V \cdot M(\text{HCOO}^-)$ Alors $m = 4,5\text{g}$
1. b	Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut-il ajouter à un litre de la solution d'acide formique pour préparer une solution tampon de pH =3,8.	Préparation d'une solution tampon : (à la demi-équivalence) $m = [\text{HCOOH}] \cdot V \cdot 2 \cdot M(\text{NaOH})$ D'où $m = 4\text{g}$
2. a	A l'aide d'un autre couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ de $\text{pK}_a = 4,8$ on veut réaliser une solution tampon de pH=5. Quel volume d'acétate de sodium de concentration molaire $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il mélanger à 100 cm^3 d'acide acétique de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.	Préparation d'une solution tampon : (mélange équimolaire) $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ Donc $V(\text{acetate}) = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot V(\text{acide})}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$ $V = 10^{-1} \text{ L}$
2. b	Quel volume de soude de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ faut-il ajouter à 100 cm^3 d'acide acétique de concentration $10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ pour obtenir une solution tampon de pH=5.	Préparation d'une solution tampon : (demi-équivalence) $V_B = \frac{2C_A V_A}{C_B}$ $V_B = 2 \cdot 10^{-1} \text{ L}$

b) Pourcentage d'élèves ayant trouvé les réponses correctes

Nous Présentons ici le pourcentage des élèves qui ont trouvé les réponses correctes

Tableau 14 : Pourcentage d'élèves ayant trouvé les réponses correctes avec l'évaluation 3 (N=85 élèves)

N° des questions	Elèves ayant eu un cours avec expérience (N=43 élèves)	Elèves ayant eu un cours sans expérience (N=42 élèves)
1. a.	60%	38%
1. b.	62%	33%
2. a.	61%	37%
2. b.	60%	35%

c) Les erreurs des élèves

Tableau 15 : Les erreurs des élèves avec l'évaluation 3 (N=85 élèves)

N°	Réponse attendue	Elèves ayant eu un cours avec expérience (N=43 élèves)	Elèves ayant eu un cours sans expérience (N=42 élèves)	Interprétations
1.a.	Détermination d'une masse pour obtenir une solution tampon	40% (erreur)	62% (erreur)	Ecart des résultats très importants (22%)
1.b.	Détermination d'une masse pour obtenir une solution tampon	38% (erreur)	67% (erreur)	Ecart des résultats très importants (29%)
2.a.	Détermination d'un volume pour obtenir une solution tampon	39% (erreur)	62% (erreur)	Ecart des résultats très importants (24%)
2.b.	Détermination d'un volume pour obtenir une solution tampon	40% (erreur)	65% (erreur)	Ecart des résultats très importants (25%)

Cet exercice nécessite un raisonnement, et les élèves qui ont fait des expériences ont un meilleur taux de réussite.

2.2.4. Interprétation des résultats des évaluations

Ces tableaux montrent que les élèves ayant été enseignés avec l'expérience réelle trouvent une réponse correcte avec un pourcentage supérieur aux élèves ayant été enseigné de manière théorique.

a) Sur le plan niveau taxonomique des apprentissages

La taxonomie des apprentissages de type cognitif de Bloom (1956) montre 6 niveaux : les 3 premiers niveaux (connaissance, compréhension, application) constituent le niveau inférieur les 3 niveaux suivants (analyse, synthèse, évaluation) appartiennent au niveau supérieur.

Pour le niveau taxonomique inférieur :

L'écart entre les résultats des deux groupes est aux alentours de 10 %. Il n'y a donc pas de différence significative entre les acquis des élèves ayant eu un enseignement théorique et un enseignement avec expérience réelle, si on ne leur demande que de mémoriser, comprendre et appliquer des formules.

Cependant, les élèves ayant bénéficié un enseignement avec expérience sont plus avantageux, car ils ont pu fournir un plus de réponses exactes que ceux qui ont seulement eu l'enseignement théorique.

Ceci peut s'expliquer par l'existence d'une manipulation des dispositifs par les élèves, l'observation lors de l'enseignement avec expérience réelle faciliteraient la mémorisation, la compréhension et l'application de la leçon.

Nous avons remarqué que lorsque les questions nécessitent une application directe des formules du cours, l'écart de pourcentage est compris entre 2% à 5% (relativement faible), parce qu'il suffit de les apprendre par cœur et de les appliquer.

Par contre, l'application nécessitant un peu de raisonnement présente un écart moyen de 9,02 % en faveur de ceux qui ont bénéficié de l'expérience réelle. Cela signifie que l'expérience réelle du cours aide aussi les élèves à raisonner.

Pour le niveau taxonomique supérieur :

Pour les questions de niveau taxonomique supérieur analyse, synthèse et évaluation, la différence des résultats est remarquable. Ceux qui ont bénéficié d'une expérience réelle ont été plus avantagés, car ils ont eu un plus grand pourcentage de réponses justes, par rapport à ceux qui ont eu un enseignement théorique.

L'écart de pourcentage est significatif, environ 26%. Le pourcentage des réponses justes a chuté pour les élèves ayant eu un enseignement théorique. Cela signifie que la manipulation des dispositifs, l'observation, aide les élèves à faire un approfondissement sur un thème de tel sorte qu'ils puissent traiter les questions d'analyse, de synthèse et de jugement.

b) Sur le plan construction de savoir

Certaines solutions comme le lait, le vinaigre est familier aux élèves mais la réaction de dosage acido-basique ne se rencontre pas souvent dans la vie quotidienne. Les élèves ne peuvent pas avoir une représentation de ce qu'une équivalence acido-basique et d'un dosage. Donc, il est difficile de construire des savoirs. Car les élèves n'ont jamais eu l'occasion de se confronter à ces thèmes. L'expérience réelle aide les élèves à avoir, ou à rectifier une représentation sur une notion en chimie en rendant un contenu d'un enseignement plus pratique et plus concret.

c) Sur le plan relationnel et psychologique

Pendant l'enseignement avec expérience réelle, nous avons constaté qu'il a eu beaucoup de volontaire pour faire l'expérience (manipulation) avec l'enseignant. Il semble que l'expérience réelle stimule l'envie de participer pendant la cour. Nous avons observé une participation active des élèves, et une interaction (élève-élève et élève-maître) surtout verbale. Les élèves posent beaucoup des questions sur l'expérience réelle réalisée. Cela signifie que par rapport à l'enseignement théorique, la réalisation des travaux pratique de cour stimule l'envie d'apprendre et l'esprit critique chez les élèves.

2.3. Résultats et interprétations des questionnaires après l'expérimentation.

Nous allons présenter ci-après les résultats des questionnaires administrés aux enseignants titulaires et aux élèves après l'expérimentation, dans lesquelles ils donnent leurs points de vue sur les expérimentations réalisés, surtout sur les avantages et les inconvénients de la réalisation des expériences.

2.3.1. Pour l'enseignant

Les enseignants titulaires enquêtés ont affirmé qu'ils ont constaté la participation active des élèves pendant l'enseignement avec expérience réelle par rapport à l'enseignement théorique. Les élèves posent beaucoup des questions durant

l'enseignement avec expérience réelle, ils sont intéressés. En outre, les enseignants ont constaté également que pour le pourcentage des élèves qui ont trouvé des réponses correctes, ceux qui ont eu un enseignement avec expérience réelle est toujours supérieur à ceux qui ont eu un enseignement théorique.

2.3.2. Pour les élèves

Presque la totalité des élèves (91%) se sont dits intéressés par la réalisation des expériences réelles du cours.

Quatre cinquième des élèves affirme que la réalisation des expériences concernant le cours leurs aide à comprendre et à apprendre le contenu de l'enseignement, de façon qu'elle rend plus concret la leçon. Par exemples :

- La notion d'équivalence acido-basique
- Le principe d'un dosage pH-métrique.
- L'étude d'une solution tampon.
- La manipulation d'un pH-mètre, d'une burette.

2.3.3. Avantages et inconvénients des expériences réelles.

Dans cette partie, nous avons essayé de rassembler les avantages, les inconvénients de la réalisation des expériences de cour selon quelques enseignants de physique chimie et quelques élèves (publique cible).

a) Avantages

La réalisation des expériences de cours :

- Attire et retient l'attention des élèves. Ils sont intéressés, et motivés pendant l'enseignement, même les élèves qui sont un peu perturbateurs ou absentéistes de la classe.
- Favorise l'application de la méthode d'enseignement active, dans laquelle les élèves apprennent en accomplissant des actions (manipulent, observent, réfléchissent, dégagent des idées, posent des questions, jugent).
- Stimule l'envie d'apprendre et l'esprit critique chez les élèves. Favorise l'apprentissage de l'autonomie et la responsabilité par les élèves.
- Aide l'enseignant et l'élèves à atteindre les objectifs pédagogiques. Elle conduit l'élève à une vérité à laquelle on voulait aboutir.

b) Inconvénients

La réalisation des expériences de cours :

- Nécessite beaucoup de temps. Par exemple, la préparation des travaux pratiques de cours (solution à utiliser, dispositif expérimental, étalonnage d'un pH-mètre), l'essai que l'enseignant doit faire au préalable, le choix des travaux pratiques mieux adaptés à un chapitre et aux matériels didactiques disponibles. Il y a aussi l'effectif des élèves d'une classe qui est souvent élevé (40 à 60 environ)
- Peut entraîner un risque de danger pour les élèves. Il y a par exemple la manipulation des produits corrosifs et toxiques comme la soude, l'acide chlorhydrique. Il y a aussi la manipulation des matériels didactiques fragiles et couteux comme les verreries, alors que parfois il est difficile de maîtriser le comportement de certains élèves.

CONCLUSION ET PERSPECTIVES

Les textes officiels concernant l'enseignement de la physique et la chimie dans les livres programme réitèrent sa dimension expérimentale et confirment que chaque leçon doit être bâtie sur des expériences simples ou sur des observations rattachées à l'environnement naturel ou technique des élèves.

Cependant les observations des pratiques dans les classes et les résultats des entretiens effectués auprès de quelques établissements à la fin de notre stage en responsabilité a montré que l'enseignement de la chimie demeure théorique et traditionnel à cause des plusieurs facteurs. Nous observé également que les élèves enseignés de façon théorique ont beaucoup des difficultés à comprendre les contenus de l'enseignement. Ces difficultés ont été identifiées lors des évaluations formatives. Nous avons pensé que l'enseignement théorique de cette discipline est à l'origine des difficultés de compréhension que les élèves éprouvent.

Pour analyser la place d'une expérience réelle dans l'enseignement-apprentissage de la réaction de dosage pH-métrique acido-basique, nous avons réalisé les études de cas dans le lycée de Mahanoro et le lycée de Vatomandry

Cette étude a montré que l'expérience peut améliorer les résultats des élèves pour les questions qui demandent un raisonnement de la part de l'élève. Mais pour les questions demandant une simple mémorisation ou une application, les résultats des élèves ne présentent pas de différences notables. D'autres facteurs doivent donc être pris en compte et nous laissons à nos cadets le soin de les analyser.

Par ailleurs, en plus de leur côté attractif pour les élèves, la réalisation d'une expérience pendant le cours présente un moment privilégié permettant aux élèves de s'exercer à la démarche expérimentale, à la critique, à l'émission des hypothèses et à l'interprétation des résultats.

L'expérience aide les élèves à s'approprier des notions, suscite leur réflexion, améliore les relations pédagogiques entre élèves, et entre enseignant-élèves. Dans ce processus, l'enseignant est un facilitateur en faisant surgir de l'esprit des élèves les connaissances tandis que les élèves apprennent en accomplissant des actions, qui favorisent leur autonomie, et contribue à la construction de leur propre savoir. Donc, la réalisation des expériences dans le cadre de l'enseignement de la physique et de la chimie

est une nécessité qu'il faut prendre en considération quand on veut faire réussir un enseignement.

Certes les conditions existantes rendent souvent difficile la réalisation d'une expérience, mais étant donné que c'est une nécessité pour améliorer la qualité de l'enseignement, tous les acteurs du système éducatif doivent faire en sorte que l'enseignement de la physique et de la chimie soit avec expérience réelle.

BIBLIOGRAPHIE ET WEBOGRAPHIE

1. Adolph, T. & Henri, S. (1995). *Chimie Term S*. France: Nathan.
2. Altel, M. (1997). *Les pédagogues de l'apprentissage*. Paris: PUF.
3. Charlot, G. (1983). *Les réactions chimiques en solutions aqueuse et caractérisation des ions*. Paris : Masson.
4. Chevallard, Y. (1991). *La transposition didactique-du savoir savant au savoir enseigné*. Grenoble : La pensée sauvage.
5. David, R. & Benoît, J. (1978). *Chimie Analytique*. Paris: Vuibert.
6. De Vecchi, G. (1992). *Aider les élèves à apprendre*. Paris : hachette Education.
7. Develay, M. (1992). *Collection pédagogique de l'apprentissage à l'enseignement*. Paris : ESF
8. DURIF, D. (1989). *Concevoir sa classe, une aide aux apprentissages*. Paris: Armand Colin.
9. Durupthy, A., Durupthy, O. Giacino, M. & Jaubert, A. (1995). *Chimie T^mS*. Paris: Hachette.
10. Giordan, A. (2011). *La démarche expérimentale et l'enseignement des sciences*. Librairie l'UNESCO sur les sciences : <http://lewebpédagogique.com/compgreg/2008/12/27/méthodes-et-techniques-pour-l'enseignement-des-sciences-physiques/>
11. Giordan, A. (1978). *Une pédagogie pour les sciences expérimentales*. Paris : Le centurion.
12. Guernet, M. & Hamon, M. (1990). *Abrégé de Chimie Analytique, tome 1, Chimie des solutions*. Paris : Masson.
13. Guy, F. & Frederic, G. (1989). *Chimie Terminal S*. Paris: Nathan.
14. Lasnier, F. (2000). *Réussir la formation par compétences*. Montréal: Guérin éditeur
iitée, p.406 à 437.
15. Mager, R.F. (1990). *Pour éveiller les désirs d'apprendre* 120p. Paris : Bordas.
16. Mager, R.F. (1991). *Comment définir les objectifs pédagogiques* 144p. Paris : Bordas.
17. Meirieu, P. (1987). *apprendre oui... mais comment ?* Paris : ESF
18. Mesplède, J. & Queyrel, J.L. (1996). *Précis de solution aqueuse*. Rome : Bréal.

19. Ndong, D. (2013). *Réaction entre un acide fort et une base forte – dosage* <http://physiquechimie.sharepoint>.consulté le 08 novembre 2015.
20. Nicole. (1999). *Le caractère expérimental de l'enseignement de la physique XIX^{ème}-XX^{ème} siècle*». Paris.
21. Olivier, B. , Gristelle, D.L., Anne, J.C. , Nicolas, L., Elisabeth, P., Patrick, P. & Valéry, P. (2007). *Chimie T^mS Obligatoire*. Paris: Nathan.
22. Puren, C. (1988). *Histoire des méthodologies de l'enseignement des langues*. Paris : Nathan Clé International, Col. DLE.
23. Raherimiarantsoa, M. (2002). *Dosages conductimétriques et potentiométriques de quelques solutions acides, basiques et salines*. Mémoire de CAPEN N° d'ordre 204/PC. Ecole Normale Supérieure d'Antananarivo.
24. Rakotonirina, N. (2014). *Caractérisation et utilisation des indicateurs colorés naturels dans quelques dosages acido-basiques étudiés dans les classes secondaires : cas des extraits de beta vulgaris, variété metallica (Chenopodiaceae) et de bougainvillea glabra, variété sanderiana (Nyctagianaceae)*. Mémoire de CAPEN N° d'ordre 336/PC. Ecole Normale Supérieure d'Antananarivo.
25. Robardet, G. & Guillaud, J.C. (1997). *Elément de didactique des sciences Physiques, De la recherche à la pratique: théories, modèles, conceptions et raisonnement Spontané*. Pédagogie d'aujourd'hui. Paris: PUF.
26. Robardet, G. (1995). *Didactique des sciences physiques et formation des maitres; contribution à l'analyse d'un objet naissant* 417p, Thèse: didactique des sciences, Grenoble.
27. Vander Maren, J.M. (1996). *Méthodes de recherche pour l'éducation*. Paris: DeBoeck.

ANNEXES

ANNEXE 1: Evaluation 0 (étude préliminaire)

EXERCICE I : La température des liquides est 25 °C. On dose 10ml d'une solution de l'éthylamine $C_2H_5NH_2$ par une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A=10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$. Le pK_a du couple $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$ vaut 10,8. On a remarqué les points suivants lors du dosage:

Tableau 16 : Evolution du pH de la solution de l'éthylamine

V_A (ml)	0	4,15	8,3
pH	11,8	10,8	6,6

- 1) Écrire l'équation bilan de la réaction acide base
- 2) Quel volume d'acide qu'on doit mélanger avec 10mL de la solution de l'éthylamine pour avoir une solution tampon ?
- 3) Quelles sont les propriétés d'une telle solution
- 4) Déterminer la concentration molaire de la solution de l'éthylamine.

EXERCICE II :

On étudiera dans cet exercice une solution S d'acide chloropropanoïque $CH_3CHClCOOH$ de concentration molaire $C_A= 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$. A 25 °C, le pK_a du couple $CH_3CHClCOOH/CH_3CHClCOO^-$ vaut 4,2. On verse dans 20ml de S un volume V d'une solution d'hydroxyde de sodium à $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$.

- 5) Écrire l'équation bilan de la réaction qui a eu lieu
- 6) Calculer V pour atteindre l'équivalence acido-basique
- 7) Une autre opération consiste à verser dans 20 ml de S un volume $V'=5 \text{ ml}$ de la solution d'hydroxyde de sodium. Donner le pH du mélange ainsi obtenu. Justifier brièvement.
- 8) A partir de 500mL de S, on veut préparer une solution tampon de $pH = 4,2$ par la méthode suivante : on dissout une masse m d'hydroxyde de sodium (NaOH) solide dans la solution S. On néglige la variation de volume. Déterminer m.

On donne : $M(C)= 12 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(O)= 16 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(Na)= 23 \text{ g.mol}^{-1}$; $M(H)= 1 \text{ g.mol}^{-1}$

ANNEXE 2 : Questionnaire Q1 destinés aux enseignants pendant l'étude préliminaire.

UNIVERSITÉ D'ANTANANARIVO

ÉCOLE NORMALE SUPÉRIEURE

AMPEFILOHA

MPAMPIANATRA PHYSIQUE CHIMIE LYCÉE :

1. NY MOMBA ILAY MPAMPIANATRA

- Anarana:
- Fanampiny:
- Kilasy ampianarina:
- Fonenana:

2. FANONTANIANA MANODIDINA NY FAMPANARANA PHYSIQUE CHIMIE

Mampiasa expérience ve ianao rehefa mpampianatra ?

ENY

TSIA

▪ Raha ENY :

- Amin'ny kilasy fahafiry ?

SECONDE

PREMIÈRE

TERMINALE

- Amin'ny PHYSIQUE sa amin'ny CHIMIE ?

PHYSIQUE

CHIMIE

- Lazao ny lohatenin'ny lesona

- Inona no tsapanao fa lafitsarany?

- Inona kosa ny olana hitanao eo amin'ny fanatanterahana azy ?

▪ Raha TSIA : Inona no Antony ?

MISAOTRA INDRINDRA AMIN'NY FIARAHA-MIASA.

ANNEXE 3: Questionnaire Q2 pour les élèves pendant l'étude préliminaire

1) Renseignements sur l'élève.

a) Age :

c) Classe :

b) Sexe :

d) Lieu de résidence :

e) Établissement fréquenté :

2) A propos de l'expérience de cours.

a) As-tu déjà assisté à des expériences de cours ?

Oui

Non

b) Si oui, peux-tu en rappeler quelques unes ?

c) A quoi sert une expérience de cours selon toi

ANNEXE 4 : Fiches des préparations de l'enseignement avec expérience

Séance 1 : Dosage pH-métrique d'un acide fort par une base forte

Matière : Chimie générale

Durée : 2 Heures

Titre : Dosage pH-métrique d'un acide fort par une base forte

Objectifs spécifiques : A la fin de cette séance, l'élève doit être capable de :

- Définir l'équivalence acido-basique
- Réaliser un dosage pH-métrique d'un acide fort avec une base forte, et d'une base forte avec un acide fort.

Prés-requis :

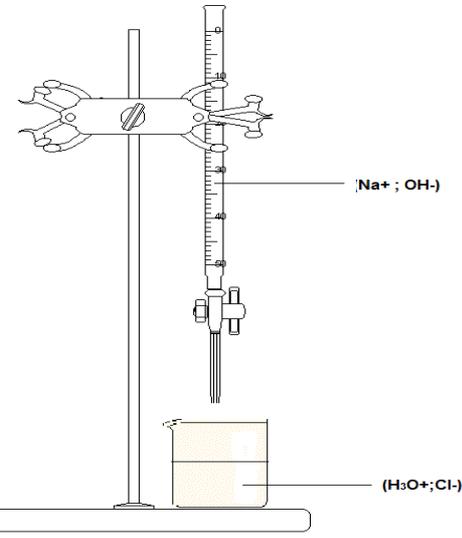
- ✓ Définir un acide fort et écrire sa réaction de dissolution avec l'eau
- ✓ Définir une base forte et écrire sa réaction de dissolution avec l'eau

Matériels : bécher, burette, pH-mètre.

Solutions :

- Hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Acide Chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Tableau 17 : Fiche de préparation de l'enseignement avec expérience première séance

Timing	Trace écrite	Stratégies
7mn		<p><u>Test de pré-requis :</u></p> <p>Q₁ : Donner la définition d'un acide fort</p> <p>R₁ : C'est une espèce chimique capable de libérer un (ou plusieurs) proton(s) dont la réaction avec l'eau est totale.</p> <p>Q₂ : l'acide chlorhydrique est un acide fort, écrire l'équation bilan de sa réaction avec l'eau.</p> <p>R₂ : $\text{HCl}_{(g)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$</p> <p>Q₃ : Définir une base forte.</p> <p>R₃ : C'est une espèce chimique capable de capter un (ou plusieurs) proton(s) dont la réaction avec l'eau est totale.</p> <p>Q₄ : La soude est une base forte, écrire l'équation bilan de sa réaction avec l'eau.</p> <p>R₄ : $\text{NaOH}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$</p> <p>(Les élèves répondent Q₁ et Q₃ oralement. Pour Q₂ et Q₄, deux volontaires les répondent au tableau).</p>
30 mn	<p>1- <u>Dosage pH-métrique d'un acide fort avec une base forte</u></p> <p>a) <u>Expérience :</u></p> 	<p>Maintenant, nous allons réaliser le dosage pH-métrique d'une solution d'acide Chlorhydrique (acide fort) avec une solution d'hydroxyde de Sodium (base forte).</p> <p>(L'enseignant montre aux élèves le dispositif expérimental et explique le mode opératoire)</p> <p>Nous avons dans ce bécher une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ et de volume $V_A = 20 \text{ ml}$, et dans la burette gradué, c'est une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.</p>

Voici comment nous allons procéder :

Nous allons d'abord verser quelques gouttes de B.B.T. dans la solution d'acide Chlorhydrique.

Ensuite, nous allons verser progressivement dans le bécher contenant de l'acide chlorhydrique la solution d'hydroxyde de sodium selon les volumes donnés dans le tableau.

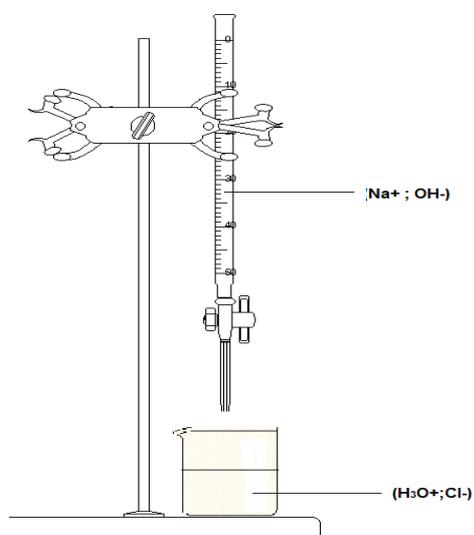
A chaque volume d'hydroxyde de sodium versé, on agite doucement le bécher pour mélanger la solution. Nous allons noter dans le tableau le pH du mélange. (Trois élèves volontaires manipulent avec l'enseignant :

Un(e) manipule le robinet de la burette

Un(e) mesure le pH-mètre à chaque volume d'hydroxyde versé

Un(e) au tableau complète le tableau des valeurs donnant la variation du pH et de la couleur du mélange en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé. Les autres observent bien la variation du Ph du mélange.)

Faire le schéma du dispositif (sur le kraft au tableau) dans votre cahier.



Dans un bécher contenant un volume $V_A=20\text{ml}$ de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A=10^{-1}\text{mol/L}$, versons progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B=10^{-1}\text{mol/L}$.

Relevons dans un tableau la valeur du pH du mélange pour chaque volume d'hydroxyde de sodium versé.

b) Résultats

V_B (ml)	0,0	4,0	8,0	12,0	16,0
pH	1,0	2,1	1,4	1,6	1,9

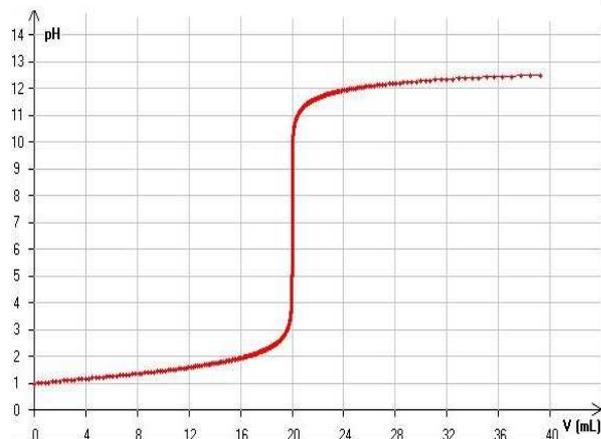
V_B (ml)	18,0	19,0	19,2	19,4	19,6
pH	2,3	2,6	2,7	2,8	3,0

V_B (ml)	19,8	20,0	20,2	20,4	20,6
pH	3,3	7,0	10,7	11,0	11,2

V_B (ml)	21,0	22,0	24,0	28,0	32,0
pH	11,4	11,7	11,9	12,2	12,3

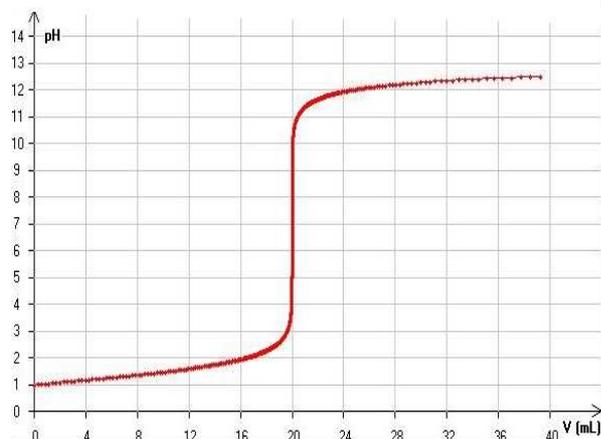
V_B (ml)	36,0	38,0	40,0
pH	12,4	12,5	12,6

10mn

courbe

A partir de ce résultat, tracer soigneusement sur un papier millimétré la courbe de variation du pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé. (L'enseignant trace la courbe du tableau).

30mn

c) Interprétation

Q₅: Quelle est la forme de la courbe obtenue ?

R₅: Courbe en forme de S

Q₆: En combien de partie peut-on diviser cette courbe ?

R₆: En trois parties distinctes :

Q₇: Décrire dans chaque partie, la variation du pH du mélange.

R₇: Première partie :

La partie où $0 < V_B < 18\text{ml}$, le pH varie de 1,0 à 2,3.

Deuxième partie :

La partie où $18\text{ml} < V_B < 22\text{ml}$, le pH varie de 2,4 à 11,7.

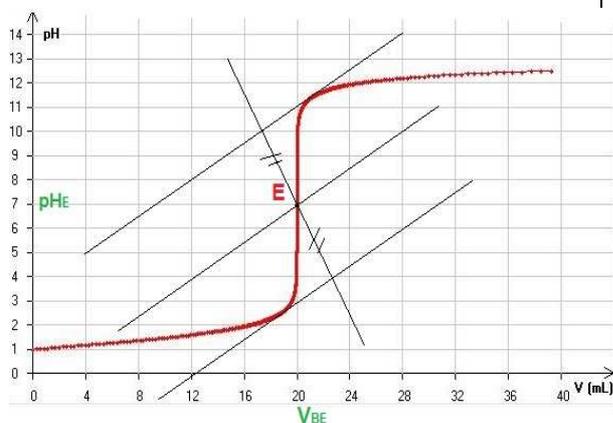
Troisième partie :

La partie où $V_B > 22\text{ml}$, le pH varie de 11,7 à 12,6.

Q₈: Interpréter chaque partie

R₈: Dans la première partie, l'ajout d'hydroxyde de sodium a entraîné une augmentation lentement du pH du mélange (1,0 à 2, 3).

	<p>Nous avons obtenu une courbe en S, présentant trois parties distinctes :</p> <p><u>Première partie :</u> La partie où $0 < V_B < 1,8\text{ml}$, le pH varie de 1,0 à 2,3 ; Cela signifie que dans cette partie le pH du mélange augmente lentement lors de l'ajout d'hydroxyde de sodium</p> <p><u>Deuxième partie :</u> La partie où $18\text{ml} < V_B < 22\text{ml}$, le pH varie de 2, 4 à 11,7 (saut important de pH). Cela signifie que dans cette partie, l'ajout d'hydroxyde de sodium a changé la nature du mélange (acide en base).</p> <p><u>Troisième partie :</u> La partie où $22\text{ml} < V_B < 40\text{ml}$, le pH du mélange varie relativement peu de 11,7 à 12,6. La nature du mélange reste basique.</p> <p><u>Equation bilan de la réaction :</u></p> <p>L'équation bilan de la réaction responsable de la variation du pH s'écrit :</p> <p>$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ car les ions $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ n'interviennent pas dans la réaction acide-base.</p>	<p>Dans la deuxième partie, ($18\text{ml} < V_B < 22\text{ml}$), l'ajout d'hydroxyde de sodium a entraîné un saut important du pH du mélange (2,4 à 11,7) ; le mélange a changé de nature (acide en base).</p> <p>Dans la troisième partie ($V_B > 22\text{ml}$), l'ajout d'hydroxyde de sodium a entraîné une augmentation lentement du pH du mélange (11,7 à 12,6).</p> <p>Q₉ : Écrire l'équation bilan de la réaction responsable de la variation du pH</p> <p>R₉ : $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$</p>
--	---	--

Point d'équivalence :

Nous allons déterminer la coordonnée du point d'équivalence E par la méthode des tangentes parallèles. Voici comment nous procéderons :

Traçons deux tangentes parallèles

Traçons également la parallèle équidistante aux deux premières tangentes

Cette dernière tangente coupe la courbe la courbe au point d'équivalence E.

Q₁₀ : Quelle est la coordonnée du point d'équivalence E que vous avez trouvé ?

R₁₀ : E (20ml ; 7)

Q₁₁ : Que représentent les termes $C_A V_A$ et $C_B V_B$?

R₁₁ : $C_A V_A$: représente la quantité de la matière de la matière n_A pour l'acide

$C_B V_B$: représente la quantité de la matière n_B pour la base

Q₁₂ : calculer n_A et n_B à l'équivalence E et conclure

R₁₂ : à l'équivalence E :

$$C_A V_A = 10^{-1} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$C_B V_B = 10^{-1} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Donc à l'équivalence $n_A = n_B$ c'est-à-dire

$$C_A V_A = C_B V_B$$

R₁₂ : à l'équivalence E :

$$C_A V_A = 10^{-1} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$C_B V_B = 10^{-1} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Donc à l'équivalence $n_A = n_B$ c'est-à-dire

$$C_A V_A = C_B V_B$$

Le point d'équivalence acido-basique peut être déterminé par la méthode dite méthode des tangentes parallèles à l'équivalence E, $n_A = n_B$, $C_A V_A = C_B V_B$.

	<p>d) Conclusion</p> <p>Dans toute réaction acide base</p> <p>L'acide fort est représenté par l'ion oxonium H_3O^+.</p> <p>La base forte est représentée par l'ion hydroxyde HO^-</p> <p>Ainsi, l'équation bilan de la réaction d'un acide fort avec une base forte s'écrit :</p> $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ <p>Pour la réaction d'un acide fort avec une base forte, à l'équivalence, le mélange est neutre ($\text{pH} = 7$)</p> <p>A l'équivalence, la quantité de l'acide n_A est égale à la quantité de base n_B ; $n_A = n_B$, $C_A V_A = C_B V_B$.</p> <p>Définition :</p> <p>Point d'équivalence E :</p> <p>Un mélange est dit à l'équivalence quand les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques.</p> $n_A = n_B \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_B$ <p>L'équivalence est utilisée pour réaliser le dosage ou titrage.</p>	
--	--	--

Séance 2 : Titrage d'un vinaigre

Classe : Terminale C et D

Matière : Chimie générale

Durée : 2 Heures

Titre : Titrage d'un vinaigre

Objectifs spécifiques : A la fin de cette séance, l'élève doit être capable de :

- Vérifier l'indication portée par l'étiquette d'une bouteille de vinaigre.
- Réaliser un dosage d'un acide faible avec une base forte.
- Réaliser un dosage d'une base faible avec un acide fort.
- Écrire correctement les réactions lors de ces dosages.

Prés-requis :

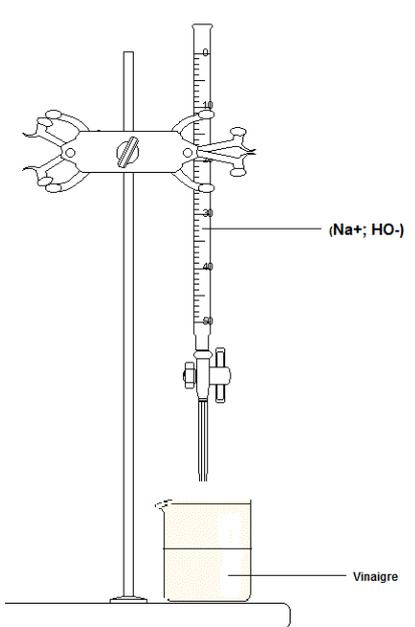
- ✓ Écrire l'équation de la réaction d'un acide éthanóique avec l'eau
- ✓ Définir l'équivalence acido-basique

Matériels didactiques: bécher, burette, pH-mètre.

Solutions :

- Hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Vinaigre à 7° diluée 10 fois.

Tableau 18 : Fiche de préparation de l'enseignement avec expérience deuxième séance

Timing	Trace écrite	Stratégies
7 mn		<p>Test de pré requis</p> <p>Q₁ : Écrire l'équation bilan de la réaction d'acide éthanöique avec l'eau.</p> <p>R₁ : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$</p> <p>Q₂: Lors d'un dosage acido-basique, quand est ce qu'on dit qu'une mélange est à l'équivalence ?</p> <p>R₂ : Un mélange est à l'équivalence quand les réactifs ont réagi, dans les proportions stöchiométriques.</p>
30min	<p><u>2- Dosage d'un vinaigre avec la soude :</u></p> <p>a) <u>Expérience :</u></p> 	<p>Maintenant, nous allons réaliser un dosage pH-métrique d'un vinaigre avec une solution de soude, afin de vérifier l'indication portée par l'étiquette de la bouteille du vinaigre « 7° ».</p> <p>(L'enseignant montre aux élèves le dispositif expérimental, et explique le mode opératoire)</p> <p>Nous avons dans le bécher un volume, $V_A = 10\text{ml}$ du vinaigre de 7°, et dans la burette une solution de soude de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.</p> <p>Voici comment nous procéderons :</p>

Nous allons verser progressivement dans le bécher contenant le vinaigre, la solution d'hydroxyde de sodium, selon le volume donné dans le tableau.

Nous noterons dans le tableau la valeur du pH du mélange en fonction du volume de la base versé.

(Trois volontaires manipulent avec l'enseignant :

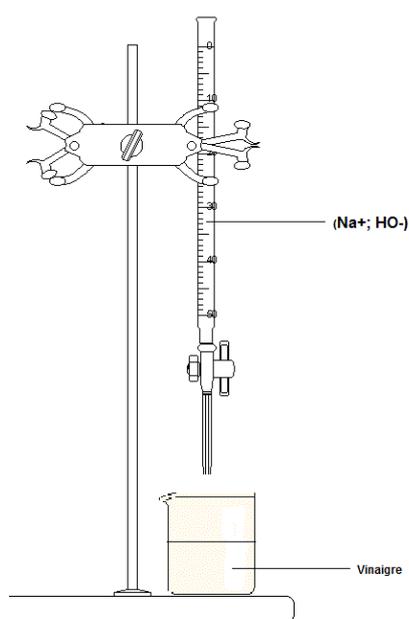
Un(e) manipule le robinet de la burette.

Un(e) note au tableau les valeurs donnant la variation du pH du mélange en fonction du volume de la base versé.

Les autres observent bien, l'évolution du pH du mélange en fonction du volume de la base versé.)

Faire le schéma du dispositif qui est au tableau (sur le Kraft) dans votre cahier.

Schéma



versons progressivement dans un volume $V_A = 10$ ml d'un vinaigre à 7° dilué dix fois une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

Relevons dans un tableau la valeur du pH du mélange pour chaque volume d'hydroxyde de sodium versé.

b) Résultats :

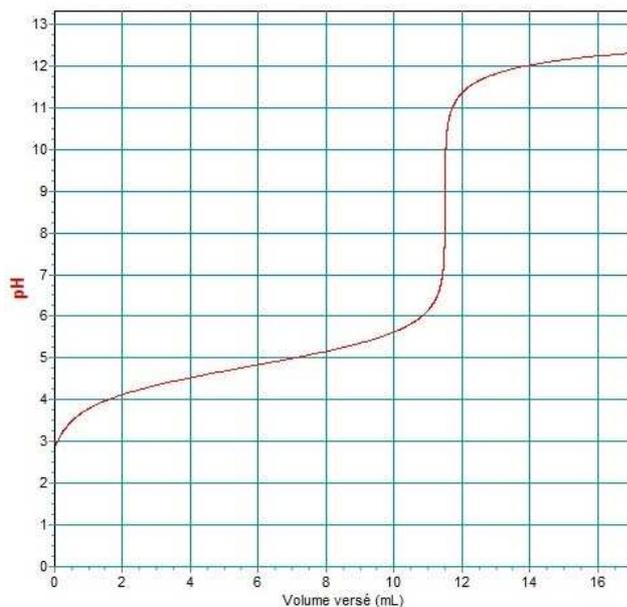
V_B (ml)	0,0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0
pH	3,4	3,7	4,0	4,2	4,3	4,5	4,7

V_B (ml)	7,0	8,0	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0
pH	4,8	5,0	5,3	5,4	5,5	5,7	6,2

V_B (ml)	11,3	11,5	11,8	12,0	12,5	13,0
pH	7,0	8,0	9,0	9,9	10,6	10,8

V_B (mL)	14,0	15,0	16,0	17,0
pH	11,0	11,2	11,3	11,4

Courbe :



10mn

Tracer soigneusement sur un papier millimétré la courbe de variation du pH en fonction du volume de la base V_B versé.

(L'enseignant trace la courbe au tableau)

30mn	c) <u>Interprétation :</u>	<p>Q₃ : Quelle est la forme de cette courbe ?</p> <p>R₃ : Courbe en S</p> <p>Q₄ : En combien de partie pouvons-nous diviser cette courbe ?</p> <p>R₄ : En quatre parties distinctes.</p> <p>Q₅ : Interpréter chaque partie</p> <p>R₅ : 1^{ère} partie : La partie où $0 < V_B < 4 \text{ ml}$; le pH varie de 3,4 à 4,3, cela signifie que l'ajout de soude dans cette partie a entraîné une variation remarquable du pH du mélange.</p> <p>2^e partie : La partie où $4 \text{ ml} < V_B < 8 \text{ ml}$; le pH varie de 4,3 à 5,0 ; cela signifie que dans cette partie, le pH du mélange augmente lentement lors de l'ajout de la soude par rapport à la première partie.</p> <p>3^e partie : La partie où $8 \text{ ml} < V_B < 14 \text{ ml}$; le pH varie de 5,0 à 11,0, cela signifie que l'ajout de base dans cette partie a entraîné un saut de pH ; et le mélange a changé de nature (acide en base).</p> <p>4^e partie : La partie où $14 \text{ ml} < V_B < 17 \text{ ml}$; le pH varie de 11,0 à 11,4 ; cela signifie que dans cette partie, l'ajout de soude a entraîné une variation très peu de pH.</p>
------	----------------------------	--

	<p>La courbe est en S croissante, présentant quatre parties distinctes :</p> <p>La partie où $0 < V_B < 4 \text{ ml}$, le pH varie de 3,4 à 4,3. Cela signifie que l'ajout de soude dans cette partie a entraîné une variation remarquable du pH du mélange.</p> <p>La partie où $4 \text{ ml} < V_B < 8 \text{ ml}$, le pH varie de 4,3 à 5,0. Cela signifie que dans cette partie, le pH du mélange augmente lentement lors de l'ajout de soude par rapport à la première partie.</p> <p>La partie où $8 \text{ ml} < V_B < 14 \text{ ml}$, le pH varie de 5,0 à 11,0. Cela signifie que l'ajout de base dans cette partie a entraîné un saut de pH. Le mélange a changé de nature (acide en base).</p> <p>La partie où $14 \text{ ml} < V_B < 17 \text{ ml}$, le pH varie de 11,0 à 11,4. Cela signifie que dans cette partie, l'ajout de soude a entraîné une variation très peu de pH.</p> <p><u>Point d'équivalence E :</u></p>	<p>Q₆ : Déterminer graphiquement la coordonnée du point d'équivalence E</p> <p>R₆ : D'après la courbe, le point d'équivalence E a pour coordonnée E (11,5 ; 8,1)</p> <p>Q₇ : Déterminer la concentration molaire initiale de la solution utilisée.</p> <p>R₇ : A l'équivalence,</p> $C_A V_A = C_B V_B,$ $C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}$ <p>$C_A = 11,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$</p> <p>Q₈ : En déduire la concentration molaire et massique du vinaigre</p> <p>R₈ : $C = 10$. $C_A = 11,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.</p> <p>Concentration massique :</p> $C_m = C \cdot M = 11,5 \cdot 10^{-1} \cdot 60 = 69$ $C_m = 69 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$
--	---	---

20mn	<p>Graphiquement (par la méthode de tangentes parallèles, le point d'équivalence E a pour coordonnées</p> $E \left(\begin{array}{l} V_{B(E)} = 11,5 \text{ ml} \\ pH_E = 8,1 \end{array} \right)$ <p>A l'équivalence :</p> $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{HO}^-)_{\text{versé}}$ $\Rightarrow C_A V_A = C_B V_{B(E)} \quad \Rightarrow \quad C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}$ <p>d'où $C_A = 11,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ pour le vinaigre dilué dix fois donc pour le vinaigre initiale (solution mère)</p> $C_A = 11,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ $\Rightarrow \boxed{C_A = 11,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$ <p><u>Concentration massique:</u></p> $C_m = C_A \cdot M = 11,5 \cdot 10^{-1} \cdot 60$ $\boxed{C_m = 69 \text{ g.L}^{-1}}$ <p>La concentration trouvée expérimentalement est inférieure à la concentration portée par l'indication. Donc l'indication portée par l'étiquette du vinaigre n'est pas exacte.</p> <p><u>Équation bilan de la réaction responsable la variation du pH du mélange :</u></p> <p>L'équation bilan de la réaction s'écrit :</p> $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ <p>d) <u>Conclusion:</u></p> <p>Pour la réaction de dosage d'un acide faible avec une base forte :</p> <p>L'équation bilan de la réaction s'écrit :</p> $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	<p>Q₉ : Comparer ce résultat avec l'indication porté par l'étiquette et conclure.</p> <p>R₉ : L'étiquette : vinaigre à 7° 70g d'acide éthanoïque dans 1L d'où $C_m = 70 \text{ g.L}^{-1}$</p> <p>La concentration trouvée expérimentalement est inférieure à la concentration portée par l'étiquette. Donc l'indication portée par l'étiquette n'est pas exact.</p>
------	---	--

	<p>ou plus généralement</p> $\text{AH}_{(l)} + \text{HO}^{-}_{(aq)} \rightarrow \text{A}^{-}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ <p>A l'équivalence, $\text{pH}_E > 7$, le mélange est basique.</p> <p>La concentration molaire inconnue d'une solution Peut être déterminée expérimentalement.</p> <p><u>Dosage :</u></p> <p><u>Définition :</u> Le dosage ou titrage d'une espèce chimique en solution est la détermination de la concentration molaire de cette espèce. Cela revient à déterminer expérimentalement la quantité de matière de cette espèce chimique présente dans un volume donné de cette solution. La solution qu'on utilise pour doser ou titrer une autre solution de concentration inconnue s'appelle « <i>Solution titrant</i> ».</p> <p>La solution de concentration inconnue c'est la solution à titrer ou à doser ou solution titrée.</p> <p><u>Principe et mode opératoire d'un dosage acido-basique :</u></p> <p>Le dosage acido-basique consiste à faire réagir la solution à doser (solution de concentration inconnue) avec une solution contenant la solution titrant (solution de concentration inconnue).</p> <p>La réaction de dosage doit être :</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ Unique (non parasitée par des réactions autres) ▪ Total ▪ Rapide. <p><u>Intérêt de la réaction de dosage :</u></p> <p>C'est une réaction très utilisée en chimie et en biochimie. Le dosage est utilisé par exemple :</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Pour vérifier qu'un comprimé d'aspirine contient vraiment 500mg d'acide acétylsalicylique. ➤ Pour vérifier si le lait est frais ou non. <p>Pour vérifier l'indication portée par l'étiquette d'une bouteille de vinaigre.</p>	
--	--	--

Séance 3 : Etude d'un mélange à la demi-équivalence

Classe : Terminale C et D

Matière : Chimie générale

Durée : 2 Heures

Titre : Étude du mélange à la demi-équivalence

Objectifs spécifiques : A la fin de cette séance, l'élève doit être capable de :

- Caractériser un mélange à la demi-équivalence
- Définir et réaliser une solution tampon

Prés-requis :

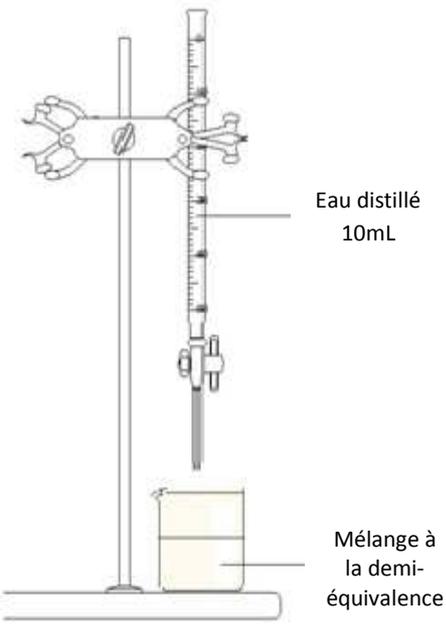
- Écrire le pK_A du couple CH_3COOH/CH_3COO^- en fonction du pH de la solution.

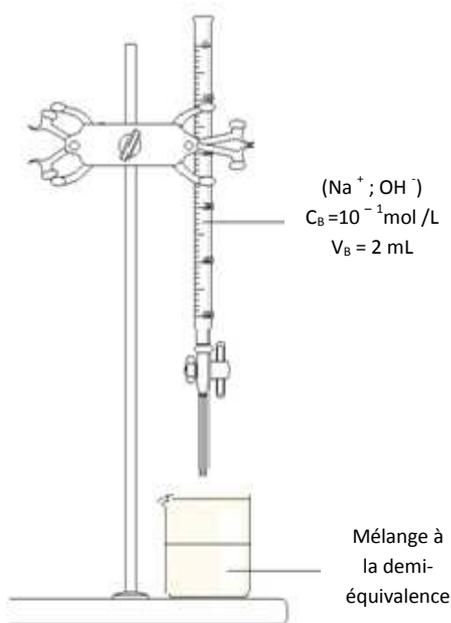
Matériels : bécher, burette, pH-mètre, Indicateur coloré (B.B.T.)

Solutions :

- Hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Acide Chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$
- Mélange d'hydroxyde de sodium + vinaigre à 7° dilué 10 fois, correspondant à la demi-équivalence.

Tableau 19 : Fiche de préparation de l'enseignement avec expérience troisième séance

Timing	Trace écrite	Stratégies
5 mn		<p>Test de pré-requis :</p> <p>Q₁ : Établir l'expression du pK_A du couple CH_3COOH/CH_3COO^- en fonction du pH de la solution.</p> <p>R₁ : $pK_A = -\log K_A$</p> $K_A = \frac{[H_3O^+].[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ <p>D'où, $pK_A = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$</p> <p>Donc,</p> $pK_A = pH - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ <p>(Un volontaire répond cette question au tableau).</p>
30 mn	<p>3- Etude du mélange à la demi-équivalence :</p> <p>a) Expérience :</p> 	<p>Maintenant, nous allons étudier le mélange à la demi-équivalence lors du dosage pH-métrique d'un vinaigre à 7° avec l'hydroxyde de sodium. (L'enseignant explique le mode opératoire).</p> <p>Voici comment nous allons procéder :</p> <ul style="list-style-type: none"> -Nous allons refaire l'expérience précédente en prenant le mélange à la demi-équivalence. -Nous avons déjà vu qu'à l'équivalence : $V_B = 11,5$ ml d'hydroxyde de sodium. <p>$V_A = 10$ ml de vinaigre à 7° dilué 10 fois.</p> <p>Nous avons donc à la demi-équivalence,</p> $V_B = \frac{V_{BE}}{2} = 5,75 \text{ ml}$ <p>En somme, le volume du mélange est $V = 15,75$ ml.</p> <p>Nous allons mesurer le pH du mélange.</p> <p>Nous allons ensuite verser 10 ml d'eau distillée dans le mélange puis nous allons mesurer le pH de la nouvelle solution.</p> <p>Nous allons verser 2 ml d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ dans le mélange et nous mesurons le pH de la nouvelle solution.</p>



b) Résultats :

- A la demi-équivalence, le pH du mélange est 4,7. Après l'ajout de 10 ml d'eau distillé, le pH du mélange est 4,7.

-Enfin nous allons verser 2 ml d'acide Chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ dans le mélange et nous mesurons le pH de la nouvelle solution.

Nous noterons les résultats.

Les autres élèves qui n'ont pas manipulé avant manipulent avec l'enseignant :

-Quatre élèves différents mesurent les pH du :

- ❖ mélange à la demi-équivalence
- ❖ mélange après l'ajout d'eau distillée.
- ❖ mélange après l'ajout d'hydroxyde de sodium
- ❖ mélange après l'ajout d'acide chlorhydrique

Un élève note au tableau les résultats.

les autres observent bien

Faire le schéma des expériences qui est au tableau (Kraft) dans votre cahier.

Q₂ : Quel est le pH du mélange à la demi-équivalence ?

R₂ : pH = 4,7

Q₃ : Quel est le pH du mélange après l'ajout de 10 ml d'eau distillé

R₃ : pH = 4,7

Q₄ : Quel est le pH du mélange après l'ajout de $V_B = 2 \text{ ml}$ d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

R₄ : pH = 4,9

Q₅ : Quel est le pH du mélange après l'ajout de $V_A = 2 \text{ ml}$ d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.

R₅ : pH = 4,6

30mn	<ul style="list-style-type: none"> Après l'ajout de 2 ml d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,9. Après l'ajout de 2 ml d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,6. <p>c) <u>Interprétation :</u></p>	<p>Q₆ : Interpréter la variation du pH du mélange pour chaque ajout.</p> <p>R₆ :</p> <ul style="list-style-type: none"> A la demi-équivalence, le pH du mélange est égal à 4,7 Après l'ajout de 10 ml d'eau distillée, le pH du mélange est 4,7. Cela signifie que l'ajout d'eau distillée est sans effet sur le pH du mélange à la demi-équivalence. Après l'ajout de 2 ml d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,9. Cela signifie que l'ajout d'un volume modéré de base au mélange à la demi-équivalence entraîne une petite variation de son pH. Après l'ajout de 2 ml d'acide Chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,6. Cela signifie que l'ajout d'acide en volume modéré au mélange à la demi-équivalence entraîne une petite variation de son pH. <p>Q₇ : Réécrire l'équation bilan de la réaction chimique responsable de la variation du pH du mélange lors du dosage du vinaigre avec la solution de soude.</p> <p>R₇ : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.</p>
------	---	---

	<p>A la demi-équivalence, le pH du mélange est 4,7.</p> <p>Après l'ajout de 10 ml d'eau distillée, le pH du mélange n'a pas changé (4,7). Cela signifie que la dilution est sans effet sur le pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>Après l'ajout de 2 ml d'une solution de soude de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,9.</p> <p>Après l'ajout de 2 ml d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,6. Cela signifie que l'ajout d'une quantité modérée d'une solution acide ou basique entraîne une petite variation du pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>L'équation bilan de la réaction chimique responsable de la variation du pH du mélange lors du dosage du vinaigre par la soude est :</p> $\text{CH}_3\text{COOH}_{(aq)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ <p>A la demi-équivalence, la moitié de la molécule de l'acide éthanóique CH_3COOH</p>	<p>Q₈: Exprimer le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ en fonction du pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>R₈: $pK_a = pH - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$</p> <p>A la demi-équivalence, la moitié de la molécule d'acide éthanóique CH_3COOH est transformé en ion éthanóate $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$.</p> <p>Cela signifie que :</p> $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 0 \quad \text{Ainsi} \quad pK_a = pH$
--	---	---

10mn	<p>initialement présente est transformé en ion éthanoate CH_3COO^-.</p> <p>C'est-à-dire, à la demi-équivalence,</p> $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 0$ $\text{pK}_a(\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = \text{pH}$ <p>d) Conclusion:</p> <p><u>Propriété d'un mélange à la demi-équivalence:</u></p> <p>Lors du dosage du vinaigre avec l'hydroxyde de sodium, à la demi-équivalence,</p> $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ <p>Le pH du mélange est égal au pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$</p> <p>La dilution est sans effet sur le pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>L'ajout d'une quantité modérée d'une solution acide ou basique entraîne une petite variation du pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>-Un tel mélange (mélange à la demi-équivalence) s'appelle « solution tampon ».</p> <p><u>Remarque:</u> la plupart des milieux biologiques sont tamponnés.</p> <p><u>Exemple:</u> sang ; salive, suc gastrique, suc pancréatique.</p>	
------	--	--

ANNEXE 5 : Fiches des préparations de l'enseignement théorique

Séance 1 : Dosage pH-métrique d'un acide fort par une base forte

Matière : Chimie générale

Durée : 2 Heures

Titre : Réaction de dosage acido-basique

Objectifs spécifiques : A la fin de cette séance, l'élève doit être capable de :

- Définir l'équivalence acido-basique
- Réaliser un dosage pH-métrique d'un acide fort avec une base forte, et d'une base forte avec un acide fort.

Prés-requis :

- ✓ Définir un acide fort et écrire sa réaction de dissolution avec l'eau
- ✓ Définir une base forte et écrire sa réaction de dissolution avec l'eau.

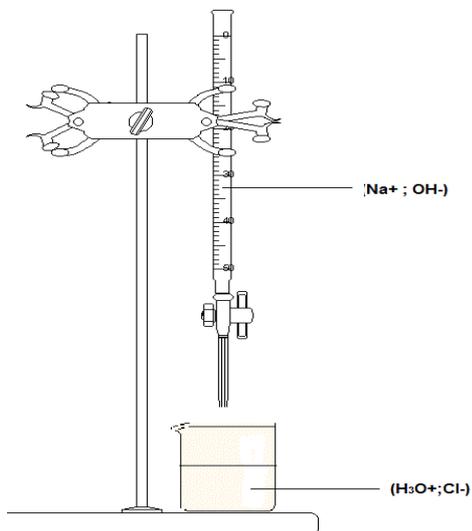
Tableau 20 : Fiche de préparation de l'enseignement théorique première séance

Timing	Trace écrite	Stratégies
7mn		<p><u>Test de prés-requis</u> :</p> <p>Q₁ : Donner la définition d'un acide fort</p> <p>R₁ : C'est une espèce chimique capable de libérer un (ou plusieurs) proton(s) dont la réaction avec l'eau est totale.</p> <p>Q₂ : l'acide chlorhydrique est un acide fort, écrire l'équation bilan de sa réaction avec l'eau.</p> <p>R₂ : $\text{HCl}_{(g)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$</p> <p>Q₃ : Définir une base forte.</p> <p>R₃ : C'est une espèce chimique capable de capter un (ou plusieurs) proton(s) dont la réaction avec l'eau est totale.</p> <p>Q₄ : La soude est une base forte, écrire l'équation bilan de sa réaction avec l'eau.</p> <p>R₄ : $\text{NaOH}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{OH}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$</p> <p>(Les élèves répondent Q₁ et Q₃ oralement. Pour Q₂ et Q₄, deux volontaires les répondent au tableau).</p> <p>Maintenant, nous allons étudier le dosage pH-métrique d'une solution d'acide Chlorhydrique (acide fort) avec une solution d'hydroxyde de Sodium (base forte).</p>

10 mn

2- Dosage pH-métrique d'un acide fort avec une base forte

a) Expérience :



Dans un bécher contenant un volume $V_A=20\text{ml}$ de solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A=10^{-1}\text{mol/L}$, versons progressivement une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B=10^{-1}\text{mol/L}$. Relevons dans un tableau la valeur du pH du mélange pour chaque volume d'hydroxyde de sodium versé.

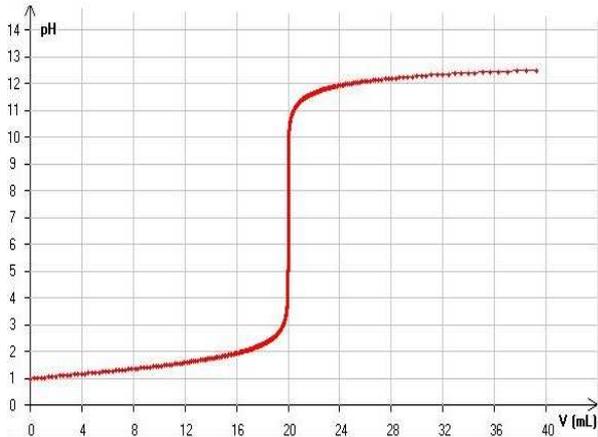
b) Résultats

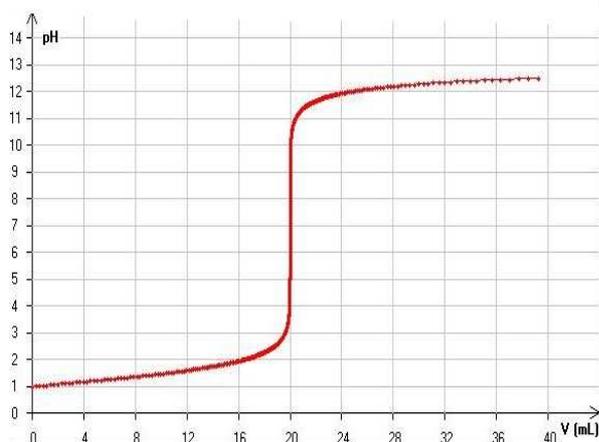
V_B (ml)	0,0	4,0	8,0	12,0	16,0
pH	1,0	2,1	1,4	1,6	1,9

V_B (ml)	18,0	19,0	19,2	19,4	19,6
pH	2,3	2,6	2,7	2,8	3,0

(L'enseignant montre et explique aux élèves le schéma du dispositif expérimental.)

Faire le schéma du dispositif (sur le kraft au tableau) dans votre cahier.

10min	<table border="1"> <tr> <td>V_B (ml)</td> <td>19,8</td> <td>20,0</td> <td>20,2</td> <td>20,4</td> <td>20,6</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>3,3</td> <td>7,0</td> <td>10,7</td> <td>11,0</td> <td>11,2</td> </tr> </table>	V_B (ml)	19,8	20,0	20,2	20,4	20,6	pH	3,3	7,0	10,7	11,0	11,2	
	V_B (ml)	19,8	20,0	20,2	20,4	20,6								
	pH	3,3	7,0	10,7	11,0	11,2								
<table border="1"> <tr> <td>V_B (ml)</td> <td>21,0</td> <td>22,0</td> <td>24,0</td> <td>28,0</td> <td>32,0</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>11,4</td> <td>11,7</td> <td>11,9</td> <td>12,2</td> <td>12,3</td> </tr> </table>	V_B (ml)	21,0	22,0	24,0	28,0	32,0	pH	11,4	11,7	11,9	12,2	12,3		
V_B (ml)	21,0	22,0	24,0	28,0	32,0									
pH	11,4	11,7	11,9	12,2	12,3									
<table border="1"> <tr> <td>V_B (ml)</td> <td>36,0</td> <td>38,0</td> <td>40,0</td> </tr> <tr> <td>pH</td> <td>12,4</td> <td>12,5</td> <td>12,6</td> </tr> </table>	V_B (ml)	36,0	38,0	40,0	pH	12,4	12,5	12,6						
V_B (ml)	36,0	38,0	40,0											
pH	12,4	12,5	12,6											
	<p>Courbe</p> 	<p>A partir de ce résultat, tracer soigneusement sur un papier millimétré la courbe de variation du pH en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé. (L'enseignant trace la courbe du tableau).</p>												
30min	<p>c) <u>Interprétation</u></p>	<p>Q₅: Quelle est la forme de la courbe obtenue ?</p> <p>R₅: Courbe en forme de S</p> <p>Q₆: En combien de partie peut-on diviser cette courbe ?</p> <p>R₆: En trois parties distinctes :</p> <p>Q₇: Décrire dans chaque partie, la variation du pH du mélange.</p>												



Nous avons obtenu une courbe en S, présentant trois parties distinctes :

Première partie :

La partie où $0 < V_B < 1,8\text{ml}$, le pH varie de 1,0 à 2,3.

Cela signifie que dans cette partie le pH du mélange augmente lentement lors de l'ajout d'hydroxyde de sodium

Deuxième partie :

La partie où $18\text{ml} < V_B < 22\text{ml}$, le pH varie de 2, 4 à 11,7 (saut important de pH). Cela signifie que dans cette partie, l'ajout d'hydroxyde de sodium a changé la nature du mélange (acide en base).

R₇ : Première partie :

La partie où $0 < V_B < 18\text{ml}$, le pH varie de 1,0 à 2,3.

Deuxième partie :

La partie où $18\text{ml} < V_B < 22\text{ml}$, le pH varie de 2,4 à 11,7.

Troisième partie :

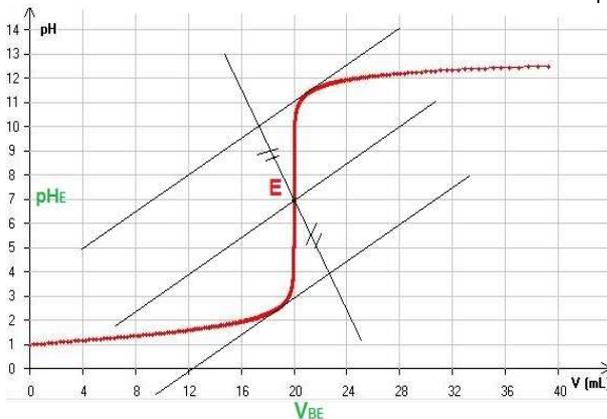
La partie où $V_B > 22\text{ml}$, le pH varie de 11,7 à 12,6.

Q₈ : Interpréter chaque partie

R₈ : Dans la première partie, l'ajout d'hydroxyde de sodium a entraîné une augmentation lentement du pH du mélange (1,0 à 2, 3)

Dans la deuxième partie, ($18\text{ml} < V_B < 22\text{ml}$), l'ajout d'hydroxyde de sodium a entraîné un saut important du pH du mélange (2,4 à 11,7); le mélange a changé de nature (acide en base).

Dans la troisième partie ($V_B > 22\text{ml}$), l'ajout d'hydroxyde de sodium a entraîné une augmentation lentement du pH du mélange (11,7 à 12,6).

10mn	<p>Troisième partie :</p> <p>La partie où $22\text{ml} < V_B < 40\text{ml}$, le pH du mélange varie relativement peu de 11,7 à 12,6. La nature du mélange reste basique.</p> <p>Equation bilan de la réaction :</p> <p>L'équation bilan de la réaction responsable de la variation du pH s'écrit :</p> <p>$\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$</p> <p>car les ions $\text{Cl}^-_{(\text{aq})}$ et $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$ n'interviennent pas dans la réaction acide-base.</p> <p>Point d'équivalence :</p> 	<p>Q₉ : Écrire l'équation bilan de la réaction responsable de la variation du pH</p> <p>R₉ : $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$</p> <p>Nous allons déterminer la coordonnée du point d'équivalence E par la méthode des tangentes parallèles. Voici comment nous procéderons :</p> <p>Traçons deux tangentes parallèles</p> <p>Traçons également la parallèle équidistante aux deux premières tangentes</p> <p>Cette dernière tangente coupe la courbe la courbe au point d'équivalence E.</p> <p>Q₁₀ : Quelle est la coordonnée du point d'équivalence E que vous avez trouvé ?</p> <p>R₁₀ : E (20ml ; 7)</p> <p>Q₁₁ : Que représentent les termes $C_A V_A$ et $C_B V_B$?</p> <p>R₁₁ : $C_A V_A$: représente la quantité de la matière de la matière n_A pour l'acide</p> <p>$C_B V_B$: représente la quantité de la matière n_B pour la base</p> <p>Q₁₂ : calculer n_A et n_B à l'équivalence E et conclure</p> <p>R₁₂ : à l'équivalence E :</p>
------	---	--

	<p>Le point d'équivalence acido-basique peut être déterminé par la méthode dite méthode des tangentes parallèles à l'équivalence E, $n_A = n_B$, $C_A V_A = C_B V_B$.</p> <p>d) Conclusion</p> <p>Dans toute réaction acide base</p> <p>L'acide fort est représenté par l'ion oxonium H_3O^+.</p> <p>La base forte est représentée par l'ion hydroxyde HO^-</p> <p>Ainsi, l'équation bilan de la réaction d'un acide fort avec une base forte s'écrit :</p> $H_3O^+_{(aq)} + HO^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(l)}$ <p>Pour la réaction d'un acide fort avec une base forte, à l'équivalence, le mélange est neutre (pH = 7)</p> <p>A l'équivalence, la quantité de l'acide n_A est égale à la quantité de base n_B ; $n_A = n_B$, $C_A V_A = C_B V_B$.</p> <p>Définition :</p> <p>Point d'équivalence E :</p> <p>Un mélange est dit à l'équivalence quand les réactifs ont réagi dans les proportions stœchiométriques.</p> $n_A = n_B \Leftrightarrow C_A V_A = C_B V_B.$ <p>L'équivalence est utilisée pour réaliser le dosage ou titrage.</p>	$C_A V_A = 10^{-1} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $C_B V_B = 10^{-1} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ <p>Donc à l'équivalence $n_A = n_B$ c'est-à-dire</p> $C_A V_A = C_B V_B$ <p>R₁₂ : à l'équivalence E :</p> $C_A V_A = 10^{-1} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ $C_B V_B = 10^{-1} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ <p>Donc à l'équivalence $n_A = n_B$ c'est-à-dire</p> $C_A V_A = C_B V_B$
--	--	--

Séance 2 : Titrage d'un vinaigre du commerce

Classe : Terminale C et D

Matière : Chimie générale

Durée : 2 Heures

Titre : Réaction de dosage acido-basique

Objectifs spécifiques : A la fin de cette séance, l'élève doit être capable de :

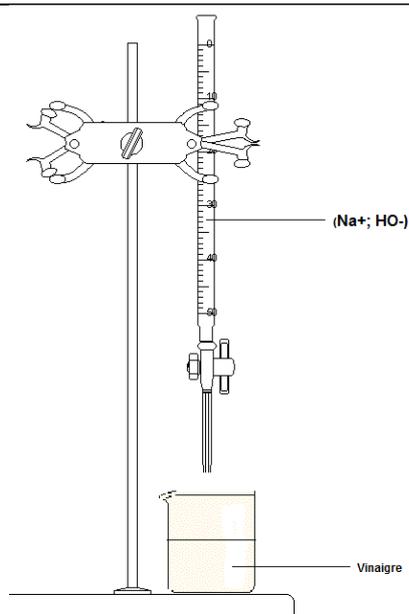
- Vérifier l'indication portée par l'étiquette d'une bouteille de vinaigre.
- Réaliser un dosage d'un acide faible avec une base forte.
- Réaliser un dosage d'une base faible avec un acide fort.
- Écrire correctement les réactions lors de ces dosages.

Prés-requis :

- ✓ Écrire l'équation de la réaction d'un acide éthanoïque avec l'eau.
- ✓ Définir l'équivalence acido-basique.

Tableau 21 : Fiche de préparation de l'enseignement théorique deuxième séance

Timing	Trace écrite	Stratégies
7 mn		<p>Test de pré requis</p> <p>Q₁ : Écrire l'équation bilan de la réaction d'acide éthanoïque avec l'eau.</p> <p>R₁ : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)}$</p> <p>Q₂ : Lors d'un dosage acido-basique, quand est ce qu'on dit qu'une mélange est à l'équivalence ?</p> <p>R₂ : Un mélange est à l'équivalence quand les réactifs ont réagi, dans les proportions stœchiométriques.</p>
10min	<p><u>2- Dosage d'un vinaigre avec la soude :</u></p> <p>a) <u>Expérience</u></p> <p><u>Schéma</u></p>	<p>Maintenant, nous allons étudier le dosage pH-métrique d'un vinaigre avec une solution de soude, afin de vérifier l'indication portée par l'étiquette de la bouteille du vinaigre « 7° ».</p> <p>(L'enseignant montre et explique aux élèves le schéma</p>



versons progressivement dans un volume $V_A = 10$ ml d'un vinaigre à 7° dilué dix fois + quelques gouttes de phénolphthaléine une solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1}$ mol.L⁻¹.

Relevons dans un tableau la valeur du pH du mélange ainsi que sa couleur pour chaque volume d'hydroxyde de sodium versé.

b) Résultats :

V_B (ml)	0,0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0
pH	3,4	3,7	4,0	4,2	4,3	4,5	4,7

V_B (ml)	7,0	8,0	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0
pH	4,8	5,0	5,3	5,4	5,5	5,7	6,2

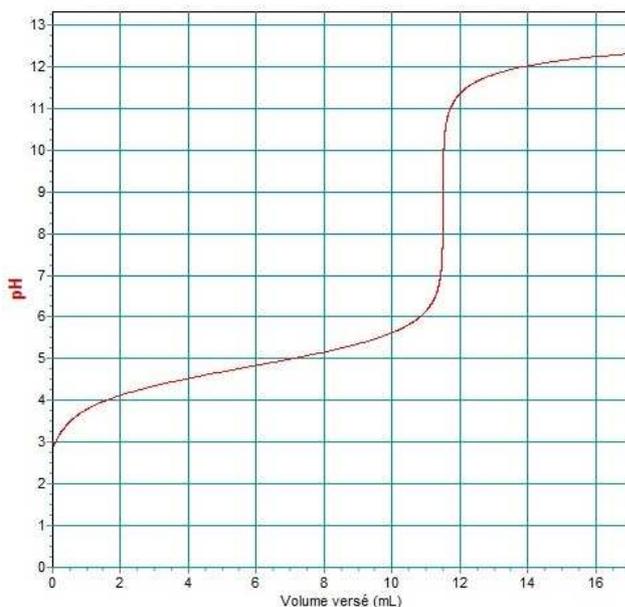
V_B (ml)	11,3	11,5	11,8	12,0	12,5	13,0
pH	7,0	8,0	9,0	9,9	10,6	10,8

V_B (mL)	14,0	15,0	16,0	17,0
pH	11,0	11,2	11,3	11,4

du dispositif expérimental,)

Faire le schéma du dispositif qui est au tableau (sur le Kraft) dans votre cahier.

10min

Courbe :

30mn

c) Interprétation :

Tracer soigneusement sur un papier millimétré la courbe de variation du pH en fonction du volume de la base V_B versé.

(L'enseignant trace la courbe au tableau)

Q₃ : Quelle est la forme de cette courbe ?

R₃ : Courbe en S

Q₄ : En combien de partie pouvons-nous diviser cette courbe ?

R₄ : En quatre parties distinctes.

Q₅ : Interpréter chaque partie

R₅ : 1^{ère} partie : La partie où $0 < V_B < 4$ ml ; le pH varie de 3,4 à 4,3, cela signifie que l'ajout de soude dans cette partie a entraîné une variation remarquable du pH du mélange.

2^e partie : La partie où

$4 \text{ ml} < V_B < 8 \text{ ml}$; le pH varie de 4,3 à 5,0 ; cela signifie que dans cette partie, le pH du mélange augmente lentement lors de l'ajout de la soude par rapport à la première partie.

	<p>La courbe est en S croissante, présentant quatre parties distinctes :</p> <p>La partie où $0 < V_B < 4 \text{ ml}$, le pH varie de 3,4 à 4,3. Cela signifie que l'ajout de soude dans cette partie a entraîné une variation remarquable du pH du mélange.</p> <p>La partie où $4 \text{ ml} < V_B < 8 \text{ ml}$, le pH varie de 4,3 à 5,0. Cela signifie que dans cette partie, le pH du mélange augmente lentement lors de l'ajout de soude par rapport à la première partie.</p> <p>La partie où $8 \text{ ml} < V_B < 14 \text{ ml}$, le pH varie de 5,0 à 11,0. Cela signifie que l'ajout de base dans cette partie a entraîné un saut de pH. Le mélange a changé de nature (acide en base).</p> <p>La partie où $14 \text{ ml} < V_B < 17 \text{ ml}$, le pH varie de 11,0 à 11,4. Cela signifie que dans cette partie, l'ajout de soude a entraîné une variation très peu de pH.</p> <p><u>Point d'équivalence E :</u></p>	<p><u>3^e partie :</u> La partie où $8 \text{ ml} < V_B < 14 \text{ ml}$; le pH varie de 5,0 à 11,0, cela signifie que l'ajout de base dans cette partie a entraîné un saut de pH ; et le mélange a changé de nature (acide en base).</p> <p><u>4^e partie :</u> La partie où $14 \text{ ml} < V_B < 17 \text{ ml}$; le pH varie de 11,0 à 11,4 ; cela signifie que dans cette partie, l'ajout de soude a entraîné une variation très peu de pH.</p> <p>Q₆ : Déterminer graphiquement la coordonnée du point d'équivalence E</p> <p>R₆ : D'après la courbe, le point d'équivalence E a pour coordonnée E (11,5 ; 8,1)</p> <p>Q₇ : Déterminer la concentration molaire initiale</p>
--	---	--

	<p>Graphiquement (par la méthode de tangentes parallèles, le point d'équivalence E a pour coordonnées</p> $E \left(\begin{array}{l} V_{B(E)} = 11,5ml \\ pH_E = 8,1 \end{array} \right)$ <p>A l'équivalence :</p> $n(H_3O^+) = n(OH^-) \text{ versé}$ $\Rightarrow C_A V_A = C_B V_{B(E)} \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}$ <p>d'où $C_A = 11,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ pour le vinaigre dilué dix fois donc pour le vinaigre initiale (solution mère)</p> $C_A = 11,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ $\Rightarrow \boxed{C_A = 11,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}}$ <p><u>Concentration massique:</u></p> $C_m = C_A \cdot M = 11,5 \cdot 10^{-1} \cdot 60$ $\boxed{C_m = 69 \text{ g.L}^{-1}}$	<p>de la solution utilisée.</p> <p>R₇ : A l'équivalence,</p> $C_A V_A = C_B V_B,$ $C_A = \frac{C_B V_B}{V_A}$ $C_A = 11,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ <p>Q₈ : En déduire la concentration molaire et massique du vinaigre</p> <p>R₈ : $C = 10$. $C_A = 11,5 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$.</p> <p>Concentration massique :</p> $C_m = C \cdot M = 11,5 \cdot 10^{-1} \cdot 60 = 69$ $C_m = 69 \text{ g.L}^{-1}$ <p>Q₉ : Comparer ce résultat avec l'indication porté par l'étiquette et conclure.</p> <p>R₉ : L'étiquette : vinaigre à 7° 70g d'acide éthanoïque dans 1L d'où $C_m = 70 \text{ g.L}^{-1}$</p> <p>La concentration trouvée expérimentalement est inférieure à la concentration portée par l'étiquette. Donc l'indication portée par l'étiquette n'est pas exact.</p>
--	---	--

20mn	<p>La concentration trouvée expérimentalement est inférieure à la concentration portée par l'indication. Donc l'indication portée par l'étiquette du vinaigre n'est pas exacte.</p> <p><u>Équation bilan de la réaction responsable la variation du pH du mélange :</u></p> <p>L'équation bilan de la réaction s'écrit :</p> $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}.$ <p>d) <u>Conclusion:</u></p> <p>Pour la réaction de dosage d'un acide faible avec une base forte :</p> <p>L'équation bilan de la réaction s'écrit :</p> $\text{CH}_3\text{COOH}_{(l)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ <p>ou plus généralement</p> $\text{AH}_{(l)} + \text{HO}^-_{(aq)} \rightarrow \text{A}^-_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ <p>A l'équivalence, $\text{pH}_E > 7$, le mélange est basique.</p> <p>La concentration molaire inconnue d'une solution Peut être déterminée expérimentalement.</p> <p><u>Dosage :</u></p> <p><u>Définition :</u> Le dosage ou titrage d'une espèce chimique en solution est la détermination de la concentration molaire de cette espèce. Cela revient à déterminer expérimentalement la quantité de matière de cette espèce chimique présente dans un volume donné de cette solution. La solution qu'on utilise pour doser ou titrer une autre solution de concentration inconnue s'appelle « <i>Solution titrant</i> ».</p> <p>La solution de concentration inconnue c'est la solution à titrer ou à doser ou solution titrée.</p> <p><u>Principe et mode opératoire d'un dosage acido-basique :</u></p> <p>Le dosage acido-basique consiste à faire réagir la solution à doser (solution de concentration inconnue) avec une solution contenant la solution titrant (solution de concentration inconnue).</p> <p>La réaction de dosage doit être :</p> <ul style="list-style-type: none"> ▪ Unique (non parasitée par des réactions autres) ▪ Total ▪ Rapide. 	
------	---	--

	<p><u>Intérêt de la réaction de dosage :</u></p> <p>C'est une réaction très utilisée en chimie et en biochimie. Le dosage est utilisé par exemple :</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ Pour vérifier qu'un comprimé d'aspirine contient vraiment 500mg d'acide acétylsalicylique. ➤ Pour vérifier si le lait est frais ou non. <p>Pour vérifier l'indication portée par l'étiquette d'une bouteille de vinaigre.</p>	
--	--	--

Séance 3 : Etude d'un mélange à la demi-équivalence

Classe : Terminale C et D

Matière : Chimie générale

Durée : 2 Heures

Titre : Étude du mélange à la demi-équivalence

Objectifs spécifiques : A la fin de cette séance, l'élève doit être capable de :

- Caractériser un mélange à la demi-équivalence
- Définir et réaliser une solution tampon

Prés-requis :

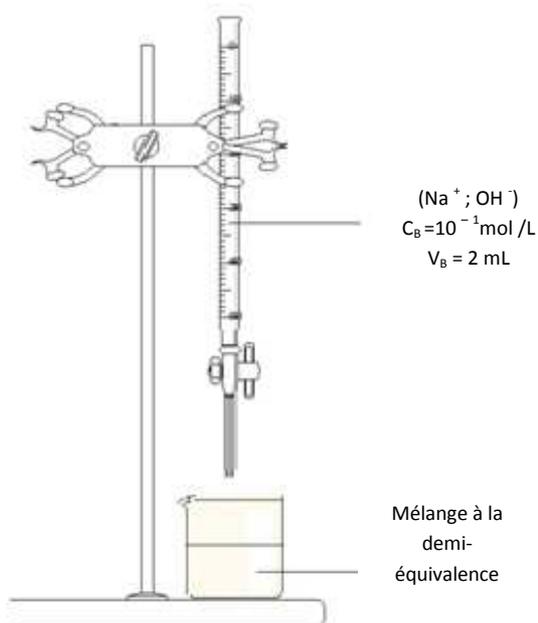
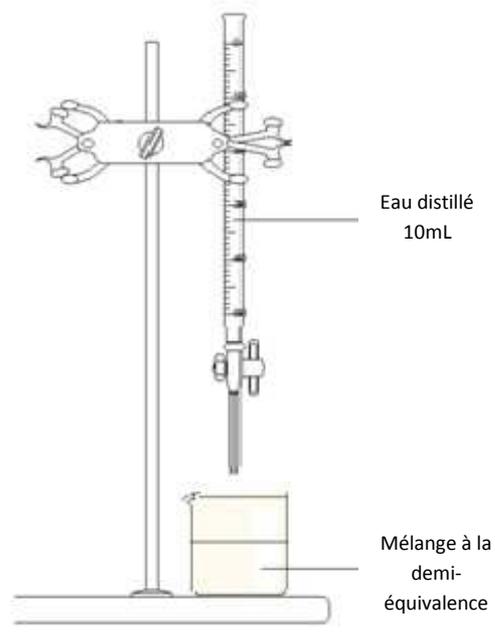
- Écrire le pK_a du couple CH_3COOH/CH_3COO^- en fonction du pH de la solution.

Matériels : bécher, burette, pH-mètre, Indicateur coloré (B.B.T.)

Tableau 22: Fiche de préparation de l'enseignement théorique troisième séance

Timing	Trace écrite	Stratégies
5 mn		<p><u>Test de prés-requis :</u></p> <p>Q₁ : Établir l'expression du pK_A du couple CH_3COOH/CH_3COO^- en fonction du pH de la solution.</p> <p>R₁ : $pK_A = -\log K_A$</p> $K_A = \frac{[H_3O^+].[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ <p>D'où $pK_A = -\log[H_3O^+] - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$</p> <p>Donc,</p> $pK_A = pH - \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$ <p>(Un volontaire répond cette question)</p>

10 mn

3- Etude du mélange à la demi-équivalence :**a) Expérience :**

Reprenons l'expérience précédente, et étudions le mélange à la demi-équivalence : Premièrement, mesurons son pH.

Deuxièmement, versons 10 ml d'eau distillée dans le mélange et mesurons de nouveau le pH du mélange.

Troisièmement, versons 2 mL de soude de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ dans le mélange et

au tableau).

Maintenant, nous allons étudier le mélange à la demi-équivalence lors du dosage pH-métrique d'un vinaigre à 7° avec l'hydroxyde de sodium.

(L'enseignant montre et explique les schémas).

Faire le schéma des expériences qui est au tableau (Kraft) dans votre cahier.

30m	<p>mesurons le pH de la nouvelle solution.</p> <p>Enfin versons 2 ml d'acide Chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ dans le mélange et mesurons le pH de la nouvelle solution.</p> <p>Nous noterons les résultats.</p> <p>b) Résultats :</p> <p>A la demi-équivalence, le pH du mélange est 4,7.</p> <p>Après l'ajout de 10 ml d'eau distillé, le pH du mélange est 4,7.</p> <p>Après l'ajout de 2 ml d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,9.</p> <p>Après l'ajout de 2 ml d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,6.</p> <p>c) Interprétation :</p>	<p>Q₂ : Interpréter la variation du pH du mélange pour chaque ajout.</p> <p>R₂ :</p> <ul style="list-style-type: none"> • A la demi-équivalence, le pH du mélange est égal à 4,7 • Après l'ajout de 10 ml d'eau distillée, le pH du mélange est 4,7. Cela signifie que l'ajout d'eau distillée est sans effet sur le pH du mélange à la demi-équivalence. • Après l'ajout de 2 ml d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,9. Cela signifie que l'ajout d'un volume modéré de base au mélange à la demi-équivalence entraîne une petite variation de son pH. • Après l'ajout de 2 ml d'acide Chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange
-----	---	---

	<p>A la demi-équivalence, le pH du mélange est 4,7.</p> <p>Après l'ajout de 10 ml d'eau distillée, le pH du mélange n'a pas changé (4,7). Cela signifie que la dilution est sans effet sur le pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>Après l'ajout de 2 ml d'une solution de soude de concentration $C_B = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,9.</p> <p>Après l'ajout de 2 ml d'une solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$, le pH du mélange devient 4,6. Cela signifie que l'ajout d'une quantité modérée d'une solution acide ou basique entraîne une petite variation du pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>-L'équation bilan de la réaction chimique responsable</p>	<p>devient 4,6.</p> <p>Cela signifie que l'ajout d'acide en volume modéré au mélange à la demi-équivalence entraîne une petite variation de son pH.</p> <p>Q₃ : Réécrire l'équation bilan de la réaction chimique responsable de la variation du pH du mélange lors du dosage du vinaigre avec la solution de soude.</p> <p>R₃ : $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$.</p> <p>Q₄ : Exprimer le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ en fonction du pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>R₄ : $pK_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$</p> <p>A la demi-équivalence, la moitié de la molécule d'acide éthanoïque CH_3COOH est transformé en ion éthanoate $\text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})}$.</p> <p>Cela signifie que :</p> $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 0 \quad \text{Ainsi} \quad pK_a = \text{pH}$
--	---	--

10mn	<p>de la variation du pH du mélange lors du dosage du vinaigre par la soude est :</p> $\text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}.$ <p>-A la demi-équivalence, la moitié de la molécule de l'acide éthanoïque CH_3COOH initialement présente est transformé en ion éthanoate CH_3COO^-.</p> <p>C'est-à-dire, à la demi-équivalence,</p> $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ $\log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 0$ $\text{pK}_a (\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-) = \text{pH}$ <p>d) Conclusion:</p> <p><u>Propriété d'un mélange à la demi-équivalence:</u></p> <p>Lors du dosage du vinaigre avec l'hydroxyde de sodium, à la demi-équivalence,</p> $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$ <p>Le pH du mélange est égal au pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$</p> <p>La dilution est sans effet sur le pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>L'ajout d'une quantité modérée d'une solution acide ou basique entraîne une petite variation du pH du mélange à la demi-équivalence.</p> <p>-Un tel mélange (mélange à la demi-équivalence) s'appelle « solution tampon ».</p> <p><u>Remarque :</u> la plupart des milieux biologiques sont tamponnés.</p> <p><u>Exemple :</u> sang ; salive, suc gastrique, suc pancréatique.</p>	
------	--	--

ANNEXE 6 : Grille d'observation pour les enseignants titulaires de classe

I. IMPLANTATION

Localisation

Province : Toamasina

DREN : Atsinanana

CISCO :

Commune :

Établissement :

Classe de : Terminale

OBSERVATION D'UNE SÉQUENCE D'ENSEIGNEMENT1°) Du point de vue pédagogiqueVoix : Forte Moyenne Faible Gestion du tableau : 1 2 3 Gestion de l'heure : 1 2 3

1 : très bien ; 2 : bien ; 3 : mauvais

Contenu du savoir enseigné :

	OUI	NON
Conformité au programme scolaire		
Énonciation de l'objectif		

INTERACTION MAITRE/ÉLÈVE

Interaction du maitre :

Type de questions posées par le Professeur	Nombre total	Sollicitation		Opportune	Pertinente
		Individuelle	Collective		
Ouverte					
Fermée					

Interaction de l'élève :

Réponses données

Sollicitation de la question	Nombre de Réponses		
	Correcte	Incorrecte	Insuffisante
Individuelle			
Collective			

ANNEXE 7 : Evaluations données pendant l'expérimentation

Evaluation 1 : titrage d'une solution d'acide nitrique dans un engrais

Objectif : de déterminer la concentration molaire C_A inconnue

Sujet : L'acide nitrique est un acide fort. Sous forme de solution aqueuse, on l'utilise dans la fabrication des produits pharmaceutiques, fabrication d'engrais.

Une solution d'acide nitrique de volume $V_A = 20$ ml et de concentration C_A inconnue est dosée par une solution de soude de concentration $C_B = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

L'évolution du pH du mélange est relevée dans le tableau ci-dessous.

Tableau 23 : Variation du pH de l'acide nitrique.

V_B (ml)	0,0	4,0	8,0	12,0	16,0	18,0	19,0	19,5
pH	2,0	2,2	2,4	2,6	2,9	3,3	3,6	4,2

V_B (ml)	20,0	20,5	21,0	24,0	24,2	28,0	30,0
pH	7,0	9,4	10,1	10,8	10,9	11,1	11,2

- Quel type de dosage s'agit-il ?
- Tracer la courbe donnant la variation du pH du mélange en fonction du volume d'hydroxyde de sodium versé.
- Déterminer la coordonnée du point d'équivalence E
- En déduire la concentration molaire de l'acide nitrique.

Évaluation 2 : étude de la fraîcheur d'un lait

Objectif : Étudier la fraîcheur d'un lait.

Au cours du temps, sous l'action de bactéries, une partie du lactose du lait se transforme en acide lactique de formule $\text{CH}_3\text{CHOCOOR}$. Pour étudier la fraîcheur du lait, on se propose de doser son acide lactique à l'aide d'une solution de soude de concentration $C_B = 5 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

Un lait est considéré comme frais si son degré Doronic ($^{\circ}\text{D}$) est inférieur ou égal à 18°D . Un degré Doronic (1°D) correspond à 0,10g d'acide lactique par litre du lait. Dans un bécher

contenant $V_A=20\text{ml}$ du lait, on verse progressivement à l'aide d'une burette gradué la solution de soude de concentration $C_B=5.10^{-2}\text{ mol.L}^{-1}$. Les mesures du pH du mélange sont données par tableau suivant :

Tableau 24 : Variation du pH du lait

$V_B(\text{ml})$	0.0	2.0	4.0	6.0	8.0	10.0	11.0	11.5	12.0	12.5	13.0	14.0	16
pH	2.9	3.2	3.6	3.9	4.2	4.6	4.9	6.3	8.0	10.7	11.0	11.3	11.5

Les solutions sont à 25°C .

1.) tracer la courbe donnant la variation du pH du mélange en fonction du volume de la soude versé : $\text{pH} = f(V_B)$. (1 point)

Échelles : - 1cm pour 1ml.

- 1cm pour une unité de pH.

2.) Écrire l'équation bilan de la réaction acido-basique. (0.5point)

3.) Déterminer à partir de la courbe :

a.) Les coordonnées du point d'équivalence et la concentration molaire C_A de l'acide lactique. (1.5point)

b.) le $\text{p}K_A$ du couple ($\text{CH}_3\text{CHOCOOH}/ \text{CH}_3\text{CHOCOO}^-$). (0.5point)

4.) Le lait est-il frais ? Justifier. (1.5point)

Évaluation 3 : Solution tampon

1. On dispose d'une solution d'acide formique HCOOH de concentration $10^{-1}\text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{p}K_A=3,8$. On veut préparer une solution tampon de $\text{pH}=3,8$. Quelle masse de formiate de sodium faut-il ajouter à un litre d'acide.

2. On dispose d'une solution d'acide formique HCOOH de concentration $10^{-1}\text{ mol.L}^{-1}$ et de $\text{p}K_a=3,8$. On veut préparer une solution tampon de $\text{pH}=3,8$.

a) Quelle masse de formiate de sodium faut-il ajouter à un litre d'acide.

b) Quelle masse d'hydroxyde de sodium faut-il ajouter à un litre d'acide ?

3. A l'aide du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ de $\text{p}K_a=4,8$ on veut réaliser une solution tampon de $\text{pH}=5$.

- a) Quel volume d'acétate de sodium de concentration molaire $10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$ faut-il ajouter à 100 cm^3 d'acide acétique de concentration molaire $10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$.
- b) Quel volume de soude de concentration $10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$ faut-il ajouter à 100 cm^3 d'acide acétique de concentration $10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$?

ANNEXE 8: Questionnaires Q3 pour les enseignants après l'expérimentation

Établissement :

II) A propos des expériences de cours réalisées

1. Comparez brièvement les comportements des groupes d'élèves pendant l'enseignement avec expérience réelle et pendant l'enseignement théorique.
2. À partir des résultats des évaluations, comparez les acquis et des deux groupes d'élèves.
3. Selon votre avis quel(s) est (ou sont) l'(es) avantage(s) et l(es) inconvénient(s) de l'expérience réelle.

ANNEXE 9 ; Questionnaire Q4 adressé aux élèves après expérimentation

3. Établissement :

II) A propos des expériences de cours.

1) expérience de cours n°1 (première séance) : Dosage d'un acide fort par une base forte.

Cette expérience, que nous avons réalisée t'a-t-elle permis de :

a) Savoir manipuler une burette et un pH-mètre ?

Oui non pas tout à fait

b) Savoir tracer correctement la courbe de variation d'un pH d'un mélange en fonction d'un volume du réactif titrant versé ?

Oui non pas tout à fait

c) Savoir déterminer graphiquement le coordonnée du point d'équivalence E ?

Oui non pas tout à fait

d) Définir l'équivalence acido-basique?

Oui non pas tout à fait

e) Savoir la relation d'équivalence acido-basique : $n_A = n_B (C_A \cdot V_A = C_B \cdot V_B)$?

Oui non pas tout à fait

f) Réaliser un dosage pH-métrique?

Oui non pas tout à fait

2) expérience de cours n°2 (deuxième séance) : Dosage d'un vinaigre;

Cette expérience, que nous avons réalisée t'a-t-elle permis de (d') :

a) Savoir réaliser un dosage d'un acide faible avec une base forte (ou d'une base faible par un acide fort) ?

Oui non pas tout à fait

b) Écrire correctement les réactions chimiques qui eu lieu lors de ces dosages.

Oui non pas tout à fait

c) Savoir que lors d'un dosage d'un acide faible par une base forte, à l'équivalence, le mélange est basique ?

Oui non pas tout à fait

d) Vérifier l'indication portée par l'étiquette d'une bouteille de vinaigre.

Oui non pas tout à fait

3) expérience de cours n°3 (troisième séance) : Étude d'un mélange à la demi-équivalence

Cette expérience, que nous avons réalisée t'a-t-elle permis de (d') :

a) Caractériser un mélange à la demi-équivalence lors d'un dosage d'un acide faible par une base forte et d'une base faible par un acide fort ?

Oui non pas tout à fait

b) Dégager les propriétés d'une solution tampon ?

Oui non pas tout à fait

c) Réaliser une solution tampon ?

Oui non pas tout à fait

d) Selon ton avis quel(s) est (ou sont) les avantages et les inconvénients de l'expérience réelle.

RÉSUMÉ

TITRE: PLACE DE L'EXPÉRIENCE DANS L'ENSEIGNEMENT-APPRENTISSAGE DE LA RÉACTION ACIDE-BASE : cas de la réaction de dosage pH-métrique

Mots-clés: Enseignement, expérience réelle, réaction de dosage, Terminales scientifiques

Au cours de ce mémoire, nous avons contribué à identifier la place qu'occupe l'expérience réelle pour l'enseignement de la chimie, plus précisément, pour l'enseignement de la réaction de dosage acido-basique en classe de terminale scientifique. Pour cela, nous avons premièrement observé les méthodes d'enseignement utilisées par quelques enseignants de physique chimie de la classe secondaire, et les difficultés que leurs élèves éprouvent. Puis, nous avons réalisé une expérimentation au cours de laquelle nous avons enseigné la réaction acide-base à deux groupes d'élèves de chacun des lycées de Vatomandry et de Mahanoro. Pour le premier groupe, l'enseignement a été réalisé avec une expérience réelle, tandis que pour le deuxième groupe, l'enseignement est théorique. Puis après nous avons comparé les résultats d'une même évaluation pour les deux groupes précédents.

Cette étude a montré que l'expérience peut améliorer les résultats des élèves pour les questions qui demandent un raisonnement de la part de l'élève. Mais pour les questions demandant une simple mémorisation ou une application, les résultats des élèves ne présentent pas de différences notables. D'autres facteurs doivent donc être pris en compte, car la réalisation d'expérience peut être considérée comme une condition nécessaire, et non suffisante.

Auteur: Ramorandroson Joëlin Philippe.

Contacts : joelinramorandroson@gmail.com/ 0346429694

Nombre de pages: 101

Nombre de figures: 02

Nombre de tableaux: 16

Directeur de mémoire : Dr RATOMPOMALALA Harinosy, **Maître de conférences.**