



THÈSE

En vue de l'obtention du

DOCTORAT DE L'UNIVERSITÉ DE TOULOUSE

Délivré par :

Université Toulouse - Jean Jaurès

Cotutelle internationale avec l'Université Virtuelle de Tunis

Présentée et soutenue par :

Ali NOURI

le 8 décembre 2016

Titre :

**ANALYSE DE L'ACTION DIDACTIQUE, DE SA CONTINUITÉ ET DE SES
DETERMINANTS. CAS DE L'ENSEIGNEMENT DE TITRAGE ACIDE – BASE EN
CLASSES DE TERMINALES TUNISIENNES**

Annexes

École doctorale et discipline ou spécialité :

ED CLESCO : Didactique des disciplines scientifiques

Unité de recherche :

UMR Education Formation Savoirs

Directeur/trice(s) de Thèse :

Pr. Patrice VENTURINI

Pr. Habib BATIS

Jury :

Habib BATIS, Professeur des Universités, Directeur de thèse

Mohamed Lamine BEN ABDERRAHMAN, Professeur des Universités, Rapporteur

Jean-Marie BOILEVIN Professeur des Universités, Rapporteur

Abdelmajid NACEUR, Maître de conférences HDR, Examineur

Isabelle KERMEN, Maître de conférences HDR, Examinatrice

Patrice VENTURINI, Professeur des Universités, Directeur de thèse

Sommaire des annexes

Sommaire des annexes	3
Sommaire des figures.....	5
Sommaire des tableaux.....	11
Chapitre 1 - Annexes associés au programme officiel	13
I - Deuxième année sciences	13
II - Troisième année Mathématiques	13
III - Quatrième année Mathématiques	14
Chapitre 2 - Annexe associé au professeur P1	15
I - Transcription de l'entretien ante protocole.....	15
II - Première séance : séance de cours avec le professeur P1.....	22
II.1 - Transcription de l'entretien ante de la séance de cours.....	22
II.2 - Transcription de la séance de cours de P1.....	23
II.3 - Les diapositives de la présentation PowerPoint utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours.	46
II.4 - Transcription de l'entretien post de la séance de cours.....	53
II.5 - Analyse fine des épisodes N-1 de la séance de cours du professeur P1.....	54
III - Deuxième séance : première séance de travaux pratiques TP1 pour le professeur P1	72
III.1 - Transcription de l'entretien ante de la séance de TP1	72
III.2 - Transcription de la séance de TP1 avec le professeur P1	73
III.3 - Les diapositives de la présentation Power Point utilisée par le professeur P1 dans la séance TP1.....	96
III.4 - Transcription de l'entretien post séance de TP1	100
III.5 - Analyse fine des épisodes N-1 de la première séance de travaux pratiques TP1 pour le professeur P1	102
IV - Troisième séance : séance de travaux pratiques TP2 avec le professeur P1	121
IV.1 - Transcription de l'entretien ante de la séance de TP2	121
IV.2 - Transcription de la séance de travaux pratique TP2 avec P1	122
IV.3 - Transcription de l'entretien post de la séance de TP2.....	144
IV.4 - Synopsis de la séance de travaux pratiques TP2.....	144
Chapitre 3 - Annexe associé au professeur P2	148
I - Transcription de l'entretien ante protocole.....	148
II - Première séance : séance de travaux pratiques intitulée « Dosage pH-métrique d'un acide fort par une base forte ».....	153

II.1 -	Transcription de l'entretien ante de la séance de TP1	153
II.2 -	Transcription de la séance de TP1 avec la professeure P2	154
II.3 -	Transcription de l'entretien post de la séance de TP1.....	171
II.4 -	Documents distribués par la professeure P2 dans la séance de TP1.....	172
II.5 -	Analyse fine des épisodes N-1 de la séance TP1 de la professeure P2.....	175
III -	Deuxième séance : séance de travaux pratiques TP2 intitulée « Dosage d'un acide faible par une base forte » « Dosage d'une base faible par un acide fort » avec la professeure P2	184
III.1 -	Transcription de l'entretien ante de la séance de TP2	184
III.2 -	Transcription de la séance de TP2 avec P2	185
III.3 -	Transcription de l'entretien post de la séance de TP2.....	200
III.4 -	Documents distribués par l'enseignant dans la séance de TP2	201
III.5 -	Synopsis de la séance de travaux pratique TP2	206

Sommaire des figures

Figure 1 : extrait du programme de deuxième année sciences relatif au thème les acides et les bases.....	13
Figure 2 : extrait du programme de la troisième année Mathématiques relatif au thème "Acides et bases de Bronsted"	13
Figure 3 : extrait du programme de la quatrième année Mathématiques relatif au thème "Réactions acides-bases"	14
Figure 4: illustration de zone de virage proposée par le professeur	29
Figure 5: schéma du dispositif expérimental	31
Figure 6 : courbe pH=f(U) dans le pH-mètre.....	36
Figure 7: schéma d'un tableau descriptif affiché par le professeur.....	37
Figure 8: calcul des quantités de matières d'acide et de base initiales.....	38
Figure 9: tableau d'avancement relatif à la réaction du dosage d'un acide fort par une base forte complété.....	38
Figure 10 : avancement maximal	39
Figure 11 : constante d'équilibre de l'équation de la réaction entre un acide fort et une base forte.....	40
Figure 12 : équation de la réaction de titrage d'un acide faible par une base forte	42
Figure 13 : tableau d'avancement de la réaction entre l'acide éthanóique et la soude	43
Figure 14 : avancement maximal	43
Figure 15 : quantité de OH-	43
Figure 16 : avancement final	44
Figure 17 : expression de la constante d'équilibre de la réaction acide faible - base forte	44
Figure 18 : les diapos 1 à 4 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours	46
Figure 19 : les diapos 5 à 8 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours	47
Figure 20 : les diapos 9 à 12 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours	48
Figure 21 : les diapos 13 à 16 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours	49
Figure 22 : les diapos 17 à 20 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours	50
Figure 23 : les diapos 21 à 24 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours	51
Figure 24 : les diapos 25 à 27 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours	52
Figure 25: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.1 de la séance de cours pour P1.....	54
Figure 26: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.1 de la séance de cours pour P1.....	55
Figure 27: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.2 de la séance de cours pour P1.....	56

Figure 28: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.2 de la séance de cours pour P1.....	56
Figure 29: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.3 de la séance de cours pour P1.....	57
Figure 30: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.3 de la séance de cours pour P1.....	57
Figure 31: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 2.1 de la séance de cours pour P1.....	58
Figure 32: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 2.1 de la séance de cours pour P1.....	58
Figure 33: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 2.2 de la séance de cours pour P1.....	59
Figure 34: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 2.2 de la séance de cours pour P1.....	59
Figure 35: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 2.3 de la séance de cours pour P1.....	60
Figure 36: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 2.3 de la séance de cours pour P1.....	60
Figure 37: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans la fin de l'épisode 2.3 de la séance de cours pour P1	60
Figure 38: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans la fin de l'épisode 1.1 de la séance de cours pour P1	61
Figure 39: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 2.4 de la séance de cours pour P1.....	62
Figure 40: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 2.4 de la séance de cours pour P1.....	62
Figure 41: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.1 de la séance de cours pour P1.....	63
Figure 42: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.1 de la séance de cours pour P1.....	63
Figure 43: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.2 de la séance de cours pour P1.....	64
Figure 44: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.2 de la séance de cours pour P1.....	64
Figure 45: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 4.1 de la séance de cours pour P1.....	65
Figure 46: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 4.1 de la séance de cours pour P1.....	65
Figure 47: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 4.2 de la séance de cours pour P1.....	66
Figure 48: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 4.2 de la séance de cours pour P1.....	66
Figure 49: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 4.3 de la séance de cours pour P1.....	67
Figure 50: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 4.3 de la séance de cours pour P1.....	67

Figure 51: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 5.1 de la séance de cours pour P1.....	68
Figure 52: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 5.1 de la séance de cours pour P1.....	68
Figure 53: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 5.2 de la séance de cours pour P1.....	69
Figure 54: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 5.2 de la séance de cours pour P1.....	69
Figure 55: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 5.3 de la séance de cours pour P1.....	70
Figure 56: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 5.3 de la séance de cours pour P1.....	70
Figure 57: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 5.4 de la séance de cours pour P1.....	71
Figure 58: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 5.4 de la séance de cours pour P1.....	71
Figure 59 : allure 1 de $pH=f(V_B)$ proposé	75
Figure 60 : allure 2 de $pH=f(V_B)$	76
Figure 61 : allure 3 du $pH=f(V_B)$ proposé	76
Figure 62 : allure 4 du $pH=f(V_B)$ proposé	77
Figure 63 : schéma du dispositif expérimental du dosage.....	79
Figure 64: schéma du dispositif expérimental du dosage affiché et légendé sur le tableau ..	80
Figure 65: illustration montrant l'émergence de la partie sensible de la sonde dans la solution	81
Figure 66: les deux axes tracés par le professeur donnants lieu à l'échelle de la courbe $pH=f(V_B)$	85
Figure 67: courbe de titrage acide fort base forte.....	85
Figure 68 : simulation de monstration du traçage des tangentes	87
Figure 69 : tableau d'avancement acide fort - base forte.....	89
Figure 70 : équation de titrage d'un acide fort par une base forte	90
Figure 71 : copie d'écran du logiciel "Microméga"	92
Figure 72 : effet de dilution sur la courbe de titrage acide fort - base forte	93
Figure 73 : effet de la dilution sur le point d'équivalence	94
Figure 74 : les diapos de 1 à 4 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de TP1.....	96
Figure 75 : : les diapos de 5 à 8 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de TP1.....	97
Figure 76 : : les diapos de 9 à 12 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de TP1.....	98
Figure 77 : : les diapos de 13 à 16 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de TP1.....	99
Figure 78: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.1 de la séance de TP1 pour P1	102
Figure 79: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.1 de la séance de TP1 pour P1	102
Figure 80: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.2 de la séance de TP1 pour P1	103

Figure 81: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.2 de la séance de TP1 pour P1	103
Figure 82: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.3 de la séance de TP1 pour P1	104
Figure 83: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.3 de la séance de TP1 pour P1	104
Figure 84: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.1 de la séance de TP1 pour P1	105
Figure 85: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.1 de la séance de TP1 pour P1	105
Figure 86: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.2 de la séance de TP1 pour P1	106
Figure 87: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.2 de la séance de TP1 pour P1	107
Figure 88: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.3 de la séance de TP1 pour P1	107
Figure 89: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.3 de la séance de TP1 pour P1	108
Figure 90: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.4 de la séance de TP1 pour P1	109
Figure 91: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.4 de la séance de TP1 pour P1	109
Figure 92: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.5 de la séance de TP1 pour P1	110
Figure 93: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.5 de la séance de TP1 pour P1	110
Figure 94: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 6.1 de la séance de TP1 pour P1	111
Figure 95: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 6.1 de la séance de TP1 pour P1	111
Figure 96: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 6.2 de la séance de TP1 pour P1	112
Figure 97: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 6.2 de la séance de TP1 pour P1	112
Figure 98: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.1 de la séance de TP1 pour P1	113
Figure 99: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.1 de la séance de TP1 pour P1	113
Figure 100: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.2 de la séance de TP1 pour P1	114
Figure 101: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.2 de la séance de TP1 pour P1	114
Figure 102: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.3 de la séance de TP1 pour P1	115
Figure 103: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.3 de la séance de TP1 pour P1	116

Figure 104: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.4 de la séance de TP1 pour P1	117
Figure 105: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.4 de la séance de TP1 pour P1	117
Figure 106: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 8.1 de la séance de TP1 pour P1	118
Figure 107: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 8.1 de la séance de TP1 pour P1	118
Figure 108: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 8.2 de la séance de TP1 pour P1	119
Figure 109: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 8.2 de la séance de TP1 pour P1	120
Figure 110 : évolution du pH au cours de la réaction entre un acide faible et une base forte	126
Figure 111 : volume de la base versée à l'équivalence	131
Figure 112 : équation de la réaction de titrage de CH ₃ COOH et NaOH	132
Figure 113 : équation de titrage complète	132
Figure 114 : expression de pH d'un acide faible	134
Figure 115 : courbe de variation de [CH ₃ COOH] en fonction de VB	136
Figure 116 : influence de la dilution sur la courbe pH=f(VB) de titrage d'un acide faible par une base forte	139
Figure 117 : ionisation de NaOH - équation 2	157
Figure 118 : dispositif expérimental pour le dosage AF BF (extrait de fiche de TP)	158
Figure 119: les 4 grandeurs dans la réaction AF BF	159
Figure 120 : schéma du dispositif expérimental	160
Figure 121 : courbe pH=f(VB) tracée par une élève	162
Figure 122 : évolution du pH au cours de titrage de HCl par NaOH	163
Figure 123 : détermination du point d'équivalence à l'aide de la méthode des tangentes ..	166
Figure 124: allure de la courbe de dosage d'un acide fort par une base forte	169
Figure 125 : page 1 de la fiche de TP1 relative à la professeur P2	172
Figure 126 : page 2 de la fiche de TP1 relative à la professeur P2	173
Figure 127 : page 3 de la fiche de TP1 relative à la professeur P2	174
Figure 128: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.1 de la séance de TP1 pour P2	176
Figure 129: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.1 de la séance de TP1 pour P2	176
Figure 130: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.2 de la séance de TP1 pour P2	177
Figure 131: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.2 de la séance de TP1 pour P2	177
Figure 132: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.3 de la séance de TP1 pour P2	178
Figure 133: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.3 de la séance de TP1 pour P2	178
Figure 134: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.1 de la séance de TP1 pour P2	179

Figure 135: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.1 de la séance de TP1 pour P2	179
Figure 136: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.2 de la séance de TP1 pour P2	180
Figure 137: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.2 de la séance de TP1 pour P2	180
Figure 138: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.3 de la séance de TP1 pour P2	182
Figure 139: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.3 de la séance de TP1 pour P2	182
Figure 140: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.4 de la séance de TP1 pour P2	183
Figure 141: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.4 de la séance de TP1 pour P2	183
Figure 142 : évolution du pH au cours de la réaction entre l'acide éthanoïque et la soude.	192
Figure 143 : évolution du pH au cours de la réaction entre l'ammoniac et HCl	192
Figure 144 : effet de la dilution sur la courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{VA})$	194
Figure 145 : effet de la dilution sur la courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{VB})$	195
Figure 146 : page 1 de la fiche de TP2 de la séance de TP2 relative à la professeur P2	201
Figure 147 : page 2 de la fiche de TP1 de la séance de TP2 relative à la professeur P2	202
Figure 148 : page 3 de la fiche de TP1 de la séance de TP2 relative à la professeur P2	203
Figure 149 : page 1 de la fiche de TP2 de la séance de TP2 relative à la professeur P2	204
Figure 150 : page 2 de la fiche de TP2 de la séance de TP2 relative à la professeur P2	205
Figure 151 : page 3 de la fiche de TP2 de la séance de TP2 relative à la professeur P2	206

Sommaire des tableaux

Tableau 3: synopsis relatif à la séance TP2, dosage d'un acide faible par une base forte pour le professeur P1	147
Tableau 5: synopsis relatif à la séance de TP2, dosage d'un acide faible par une base forte et dosage d'une base faible par un acide fort, pour la professeure P2	209

Chapitre 1 - Annexes associés au programme officiel

I - Deuxième année sciences

Objectifs	Exemples de questionnements et d'activités	Contenu	Volume horaire
<ul style="list-style-type: none"> Reconnaître une solution acide ou basique d'après la valeur de $[H_3O^+]$ ou $[OH^-]$. Déterminer le pH d'une solution à l'aide d'un papier pH ou d'un pH-mètre. 	<ul style="list-style-type: none"> L'eau pure conduit-elle le courant électrique ? Que signifie l'indication pH sur l'étiquette d'une eau minérale, d'un shampoing ? Mesurer le pH de quelques solutions usuelles (boissons, détartrant, déboucheurs d'évier). 	<p>II-3. Ionisation propre de l'eau</p> <p>II-4. Notion de pH : mesure du pH de quelques solutions usuelles (boissons, produits d'entretien...)</p>	1,5 h
<ul style="list-style-type: none"> Distinguer un acide fort d'un acide faible et une base forte d'une base faible. 		<p>II-5. Acides forts, acides faibles, bases fortes, bases faibles</p>	1,5 h
<ul style="list-style-type: none"> Utiliser un indicateur coloré. Déterminer la concentration molaire d'après le résultat d'un dosage. 	<ul style="list-style-type: none"> Pourquoi mettre de la chaux sur certaines terres de culture ? Pourquoi absorbe-t-on des « carbonates de soude » en cas de maux d'estomac ? 	<p>II-6. Réaction d'un acide fort avec une base forte en solution aqueuse</p> <ul style="list-style-type: none"> - Etude expérimentale - Equation de la réaction - Application au dosage 	1,5 h

Figure 1 : extrait du programme de deuxième année sciences relatif au thème les acides et les bases

II - Troisième année Mathématiques

ACIDES ET BASES DE BRONSTED (3 heures)

Objectifs	Exemples de questionnements et d'activités	contenu	Horaire
<ul style="list-style-type: none"> Reconnaître un acide et une base selon Brønsted. Ecrire l'équation qui traduit une réaction acide-base. Représenter un couple acide-base par son symbole et par son équation formelle. Retrouver les couples acide-base mis en jeu dans une réaction acido-basique. 	<ul style="list-style-type: none"> En quoi consiste le détartrage d'une cafetière par exemple et quel est le principe d'un détartrant d'une manière générale ? Pourquoi utilise-t-on un médicament à base de bicarbonate de soude (hydrogencarbonate de sodium) pour remédier aux maux d'aigreur ? Effectuer la réaction entre le chlorure d'hydrogène et l'ammoniac en milieu anhydre. Que veut-on dire par plaires acides et où résident leurs dangers ? 	<p>I. Définition des acides et des bases selon Brønsted</p> <p>II. Réactions acide-base</p> <p>III. Couples acide-base</p>	3h

Commentaires

On rappellera les définitions des acides et des bases selon Arrhenius et on soulignera leurs insuffisances.

Un acide sera défini comme étant une entité chimique (neutre ou chargée) capable de céder un ion H^+ au cours d'une réaction chimique.

Une base sera définie comme étant une entité chimique (neutre ou chargée) capable de capter un ion H^+ au cours d'une réaction chimique.

Une réaction acide base consiste en un transfert d'ions H^+ .

La définition de Brønsted permettra d'introduire les couples acide base.

La réaction d'ionisation de l'eau permettra d'introduire les deux couples de l'eau : H_3O^+ / H_2O et H_2O / OH^- .

On peut considérer que H^+ est fixé à une molécule d'eau pour donner H_3O^+ et que celui-ci est entouré de molécules d'eau.

Figure 2 : extrait du programme de la troisième année Mathématiques relatif au thème "Acides et bases de Bronsted"

III - Quatrième année Mathématiques

REACTIONS ACIDES-BASES (10 – 11,5 heures)

Objectifs	Exemples de questionnements et d'activités	contenu	Horaire
<ul style="list-style-type: none"> ■ Appliquer la loi d'action de masse à l'équilibre ionique de l'eau et aux réactions acide-base d'une manière générale. ■ Classer les acides et les bases en fonction de leur constante d'acidité K_a ou de basicité K_b. ■ Etablir pour un couple acide-base la relation $K_a \cdot K_b = K_e$. ■ Utiliser le couple de référence H_3O^+ / H_2O pour comparer les forces des couples acide-base entre eux. ■ Etablir l'expression du pH d'une solution aqueuse d'acide fort ou de base forte en fonction de sa concentration initiale. ■ Etablir l'expression du pH d'une solution aqueuse d'acide faible ou de base faible en fonction de sa concentration initiale et de la constante d'acidité. ■ Appliquer l'expression du pH d'une solution aqueuse d'acide ou de base au calcul des concentrations initiales. ■ Réaliser les expériences de dosage acide-base. ■ Déterminer à l'aide des courbes d'évolution du pH relatives aux dosages acide-base : <ul style="list-style-type: none"> - la force de l'acide ou de la base ; - la concentration initiale de la solution aqueuse acide ou basique utilisée ; - le point d'équivalence et éventuellement celui de demi-équivalence. 	<ul style="list-style-type: none"> ▶ Vérifier expérimentalement que le pH d'une solution d'acide (ou de base) dépend de la concentration de la solution. ▶ Deux solutions aqueuses d'acide chlorhydrique et d'acide éthanóique de même concentration C ont-elles le même pH ? ▶ Mesurer les pH de deux solutions aqueuses d'acides (ou de bases) de même concentration initiale et comparer les forces des deux acides (ou bases). ▶ Suivre l'évolution du pH au cours des dosages acide-base : <ul style="list-style-type: none"> - acide fort – base forte, <input type="checkbox"/> - acide faible – base forte, <input type="checkbox"/> - base faible – acide fort, <input type="checkbox"/> 	<p>I. Equilibre acide-base</p> <p>II. Classification des acides et des bases :</p> <p>II-1. Acide fort, acide faible, base forte et base faible.</p> <p>II-2. Choix d'un couple de référence.</p> <p>III. pH des solutions aqueuses.</p> <p>IV. Réaction d'un acide avec une base.</p> <p>IV-1. Evolution du pH au cours des réactions acide-base.</p> <p>IV-2. Application au dosage acido-basique.</p>	<p>5 – 6 h</p> <p>5-5,5 h</p>

Figure 3 : extrait du programme de la quatrième année Mathématiques relatif au thème "Réactions acides-bases"

Chapitre 2 - Annexe associé au professeur P1

I - Transcription de l'entretien ante protocole

Dans les transcriptions les notations .. et ... veut dire des moments de silence plus au moins long.

1. A : Dans le cadre d'une recherche sur l'enseignement et l'apprentissage des élèves, je vous poserai quelques questions... d'accord
2. P1 : oui oui on a déjà parlé de ça
3. A : de quelle formation vous êtes ? Vous avez une maîtrise physique ou chimie ?
4. P1 : une maîtrise en sciences physique de l'université de Tunis
5. A : vous avez beaucoup dans le métier
6. P1 : oui j'ai commencé de travailler dans l'enseignement depuis 1986 donc c'est presque 28¹ ans c'est beaucoup hein...
7. A : et dans ce lycée il y a longtemps que vous y travailler
8. P1 : j'ai travaillé au sud au départ maintenant c'est presque une vingtaine d'année que je suis ici dans ce lycée
9. A : quelle est la place de votre lycée dans le contexte social qui l'entoure, est-ce que votre lycée rayonne à l'extérieur c'est-à-dire au niveau sociétal ?
10. P1 : c'est un lycée comme les autres sa mission est l'apprentissage des élèves c'est tout
11. A : donc pas des clubs scientifiques pas des sorties scientifiques pour les élèves dans votre lycée ?
12. P1 : non non pas du tout, il y a longtemps où il n'y a plus des clubs
13. A : comment vous jugez vos élèves ?
14. P1 : dans ce lycée toujours vous trouvez de très bons élèves mais le pourcentage de réussite au baccalauréat est toujours faible c'est parce que ce lycée est alimenté par des élèves issus des collèges se trouvant dans des régions historiquement défavorisés Mnihla, Ksar Essaid... etc à l'encontre de lycée Bardo qui est alimenté par des bons élèves je me souviens une année le ministère nous a demandé d'expliquer les faibles résultats du bac.
15. A : vous voulez dire défavorisé au sens économique
16. P1 : non non pas sur le plan économique et matériel... c'est de la classe moyenne quoi... mais ce que je veux dire est que la formation de ces élèves est faible dans ces régions elle n'est

¹ Au moment de l'enregistrement

pas solide.. vous trouvez comme même des élèves brillants mais leurs pourcentage est très faible

17. A : qu'est-ce que selon vous un bon élève

18. P1 : ben celui qui est attentif dans la classe pour écouter ce que dit le prof... c'est essentiel...celui qui prépare à la maison et applique ce qu'il a étudié correctement... malheureusement nous n'avons pas beaucoup des bon élèves c'est selon la promotion.. parfois la promotion est bonne parfois moyenne..

19. A : que faisiez-vous si les élèves sont au-dessous de la moyenne ? Est-ce que vous les aidez pour se rattraper ?

20. P1 : mais je n'ai pas la possibilité de les faire rattraper... faute manque du temps.. le programme est trop chargé je ne pouvais pas lors des activités leurs allouer le temps nécessaire pour la réflexion et la production ... je ne peux pas terminer le programme si à chaque fois je faisais un rappel de ce qu'ils ont pas assimilé au cours des derniers années ... j'ai examen à la fin d'année

21. A : donc vous ne changez pas vos stratégies d'enseignement selon le niveau des élèves

22. P1 : pour moi.. personnellement si les élèves ont un bon niveau je me sens à l'aise et j'essaye de toucher le maximum du programme et d'aborder des points même à l'extrémité de ce programme et de leurs montrer des astuces... déjà si le niveau des élèves est bon vous le retrouveriez de nature motivé et ils cherchent l'excellence.. alors si mes élèves sont passables ou de bas niveau j'essaye de leurs enseigner les points importants et de se concentrer sur l'essentiel du programme.. c'est pas pareil

23. A : pouvez-vous nous donner un exemple

24. P1 : tenez... par exemple, je compte évoquer la vitamine C pour introduire le dosage acido-basique... si j'avais des élèves brillants je leurs indiquerai les autres types de dosage de la vitamine par oxydoréduction par iodométrie par exemple et de les expliquer le dosage par retour en dosant le I2 qui n'a pas réagi parce que la réaction est lente mais mes élèves ne vont pas comprendre tout ça... leur niveau est au-dessous de la moyenne dans l'ensemble et j'ai pas assez de temps... Je ne peux pas enseigner à l'aise avec cette durée imposée par le programme je ne peux faire une expansion dans l'explication

25. A : alors que faisiez-vous pour vaincre ce problème.. le manque de temps

26. P1 : ben.. selon la leçon.. mais généralement au cours de la séance je voulais que les élèves se concentrent à la compréhension des phénomènes et aussi à l'expérimentation en travaux pratiques si vous laissez les élèves prendre des notes vous n'en sortez pas... le temps alloué à cette partie est très court... je les conseille de me suivre et de comprendre ce que je disais et aussi de ce qu'ils manipulaient et à la fin de la séance je les donne des documents... tout ça bien sûr si les élèves sont de niveau bas

27. A : comment ça un document.. à trou par exemple

28. P1 : non non ce qu'on a étudié en classe avec quelques activités à faire par les élèves par exemple les calculs le tableau d'avancement etc..

29. A : donc c'est un photocopié

30. P1 : non non c'est un document où ils peuvent remplir par exemple le tableau descriptif, noter les valeurs numériques etc.. Le problème majeur c'est le manque de temps l'élève n'a pas de bagage il faut avoir du temps suffisant pour l'expliquer et l'aider à assimiler le cours surtout que leurs niveaux est au-dessous de la moyenne

31. A : comment vous voyez l'enseignement de la chimie

32. P1 : oui je n'aime pas la chimie je me sens à l'aise lorsque j'enseigne la physique.. je n'aime pas la chimie il suffit de faire une petite erreur dans la préparation de la solution et tout sera foutu dans l'air... en plus, la préparation des solutions me rappelle de la cuisine et j'aime pas cuisinier voilà.. Moi je dirai à mes élèves que la physique est bonne même si on fait une erreur on se rattrape quelque part et on découvre notre faute au niveau de calcul...

33. A : combien de séances

34. P1 : quatre séance une de cours deux TP et une séance sous forme d'évaluation où je vais traiter le cas d'un dosage d'une base faible par un acide fort

35. A : le volume horaire de cette partie suffit-il ?

36. P1 : c'est peu c'est peu... moi je le fais en 5heure et demi et à vrai dire il nous faut huit heures pour enseigner cette partie à l'aise

37. A : quelles sont les difficultés des élèves en chimie

38. P1 : le problème des élèves est que bien qu'ils connaissent les formules ils sont incapables de les appliquer

39. A : et les équations des réactions posent-elles des difficultés

40. P1 : non généralement cette partie ne pose pas des difficultés et les élèves savent les écrire facilement

41. A : y a-t-il des messages même d'une façon implicite que vous voulez les transmettre à travers l'enseignement de cette partie du programme

42. P1 : non non j'ai pas de messages j'ai des objectifs à atteindre et c'est tout

43. A : la réalisation des expériences est importante pour l'enseignement en chimie ?

44. P1 : bien sûr c'est important parce que une expérience réussie facilite beaucoup la tâche du professeur sinon si l'expérience ne réussit pas c'est un problème il faut chercher les origines de cette mal fonctionnement et il faut les éviter mais c'est pas sûr

45. A : comment ça c'est pas sûr

46. P1 : oui au fil des années vous découvrez des astuces vous permettant de faire réussir vos expériences mais c'est pas évident parfois l'expérience ne marche pas

47. A : et que faisiez-vous pour s'assurer de la bonne conduite de l'expérience

48. P1 : il faut la tester avant l'entrée en classe.. expérimenter le matériel avant de l'exposer devant les élèves.. vous voyez.. les expériences en physiques ne posent aucun problèmes parce que si le circuit ne marche pas.. les pannes sont simples à détecter.. alors soit l'un des appareils est défectueux et vous le remplacez et op ça marche soit les connexions des fils dans

le montages sont mal placées vous les changer et tout se met dans l'ordre.. en physique vous retrouverez facilement les défauts mais en chimie c'est pénible si vous préparez des solutions à une concentration bien déterminée par exemple 0,1... mais elle ne va rester fixe elle va diminuer.. elle change au cours de temps vous ne retrouvez plus les résultats souhaitées et par suite on ait obligé à préparer le jour même de l'expérience les solutions et encore c'est pas sûr... l'eau distillée aussi c'est un autre problème... il n'est pas pure comme vous le vouliez mais le grand problème qui nous préoccupe c'est la manque même l'absence des produits chimiques et nous sommes obligés de se débrouiller pour s'en sortir..

49. A : votre planification est malléable ou pas ? y a-t-il un plan

50. P1 : bien sur nous avons des objectifs à atteindre

51. A : tu ne tolère pas un dérapage

52. P1 : un point déjà traité on le résout très rapidement alors toute chose nouvelle on consacre pour elle le temps qu'il faut...

53. A : Est-ce que vous travaillez ensemble vous les professeurs dans votre labo... dans la préparation des leçons, la réalisation des expériences... discutez-vous des difficultés des élèves dans l'apprentissage des concepts en physique ou en chimie

54. P1 : c'est difficile de se mettre d'accord sur un plan de déroulement de la séance chacun regarde l'objectif à enseigner d'un angle spécifique... l'autre fois un collègue propose la réalisation des fascicules de de TP collectifs... à mon avis ça n'a pas de sens parce que chacun va l'appliquer de sa façon..

55. A : et des discussions non

56. P1 : la discussion normale quoi... entre collègues sur les élèves leurs compréhensions leurs notes dans les devoirs mais sur des choses spécifiques non généralement

57. A : vous donnez des devoirs à faire à la maison à vos élèves ?

58. P1 : généralement non... mes élèves ne travaillent pas et ne font pas leurs devoirs

59. A : quel est l'intérêt de cette partie du programme

60. P1 : c'est étudier le dosage acido-basique

61. A : dans le programme officiel cette partie est consacrée au suivi pH-métrique au cours d'une réaction acide-base

62. P1 : vous les montrez l'allure des courbes et les points remarquables je ne pense pas que tout ce travail pour déterminer la concentration.

63. A : doser une solution c'est chercher la concentration inconnue ici dans le programme officiel les deux concentrations sont connues...

64. P1 : on ne parle pas du programme officiel.. le fait qu'on utilise une burette ça c'est un dosage et le dosage c'est l'ajout progressif par goutte ou ml en tout c'est pas un problème pour moi puisqu'il s'agit d'un ajout progressif il s'agit d'un dosage pH-métrique...on dit il faut doser ses mots

65. A : comment choisissez-vous le rythme d'apprentissage
66. P1 : nous vivons un paradoxe soit qu'on règle le rythme d'apprentissage selon les bons éléments dans la classe et par suite les moins brillants auront des problèmes pour suivre l'explication soit qu'on règle ce rythme selon les mauvais et dans ce cas ce rythme va accabler les bons élèves il y a de l'injustice à l'égard d'une partie d'élèves dans tous les cas... mais comme même c'est merveilleux de travailler avec une classe brillante
67. A : Pensez-vous que le suivi pH-métrique puisse permettre aux élèves de mieux appréhender la résolution d'un problème de chimie ?
68. P1 : en quelques sortes oui on peut déterminer la concentration inconnue connaissant les trois autres grandeurs par la formule $C_A V_A = C_B V_B$
69. A : d'après vous comment les élèves apprennent ils la chimie ?
70. P1 : vous savez, les élèves n'aiment pas la chimie c'est leurs bête noire même dans les devoirs la majorité commence par la partie physique
71. A : pourquoi ?
72. P1 : selon eux la note en chimie n'est pas garantie... vous savez des questions comme le réactif limitant pose un vrai problème aux élèves ils ne peuvent pas imaginer le comportement de la réaction au niveau macroscopique
73. A : est-ce que la présence de l'enseignant est primordiale pour l'enseignement
74. P1 : mais bien sûr que oui
75. A : mais il y a d'autres moyens pour trouver l'information il y a les livres l'internet les médias
76. P1 : avec ce type des élèves ! non je ne pense pas la présence du professeur est nécessaire et encore !
78. A : et comment vous choisissez d'introduire votre activité d'apprentissage par exemple le ce suivi pH-métrique
79. P1 : généralement je commence par une situation déclenchante par exemple je vais leur montrer une boîte de vitamine C qu'ils connaissent pour introduire les réactions de dosages... mais les élèves et surtout ceux des classes terminales... généralement ne voulaient pas trop d'explications.. ils veulent des exercices corrigés.. le bon professeur pour eux c'est celui qui corrige le maximum des exercices et non pas celui qui explique bien le cours.. vous savez ils n'ont pas qu'un seul professeur de physique ou de mathématiques... ils font des cours particuliers et ils auront des autres occasions où ils pourrons s'expliquer sur un détail du cours... n'oublions pas, ils attendent un examen à la fin de l'année
80. A : quelles ressources utilisez-vous pour préparer ces situations que vous appelez déclenchante et généralement votre cours ?
81. P1 : les ressources habituelles... principalement l'internet, mes anciens documents de la fac... le programme officiel les manuels français et quelques fois le manuel tunisien
82. A : vous avez des reproches à ce manuel pour que ne vous le consultiez que quelques fois

83. P1 : non mais généralement on ne l'utilise pas ni moi ni les élèves...moi je prépare le leçon d'autres sources et les élèves travaillent les séries d'exercices données par le professeur de classe ou celui de cours particuliers et c'est le cas pour tous les élèves surtout en physique chimie

84. A : si vous n'étiez pas un professeur de physique quelle matière voulez-vous l'enseigner

85. P1 : les mathématiques

86. A : pourquoi les mathématiques

87. P1 : ah j'aime les démonstrations et les résolutions des exercices je me sens très à l'aise dans les démonstrations surtout lorsque j'explique les phénomènes par des équations mathématiques.. vraiment c'est extra.. même en physique dans les exercices à aspect théorique..

88. A : Est-ce que vous discutez avec vos élèves sur ces résultats théoriques des démonstrations ?

89. P1 : la science c'est la science...peut être il faut expliquer aux élèves la démarche qui nous a aidé à retrouver ces résultats... mais lorsqu'on obtient les résultats voilà il faut appliquer

90. A : quels points insistiez-vous lors de l'enseignement de suivi pH-métrique

91. P1 : c'est selon le programme.. la détermination de la concentration inconnue de l'acide ou de la base... la détermination du point d'équivalence ... et en général l'exploitation de la courbe de dosage... la demi-équivalence aussi.. la nature acide ou basique de l'équivalence

92. A : Est-ce que vous pensez revenir sur le suivi pH-métrique dans votre enseignement au cours de l'année ?

93. P1 : dans l'avenir non mais on n'a déjà fait le dosage lors de l'estérification au début de l'année

94. A : d'après vous comment peut-on construire l'apprentissage des sciences

95. P1 : par les expériences et surtout par les applications je vous ai dit le problème des élèves est qu'ils ne savent pas appliquer les formules de cours

96. A : En enseignant la physique ou la chimie est ce que vous enseignez comme vos profs vous ont enseigné ?

97. P1 : non le temps n'est plus le même aussi les élèves ne sont pas les mêmes aujourd'hui les élèves sont fainéants et ne travaillent pas et ils se rattrapent en faisant des cours particuliers et ainsi ils ajoutent des charges supplémentaires à leurs familles... à notre temps on respecte notre professeur même s'il était cruel

98. A : oui et en matière d'enseignement

99. P1 : nous sommes très souples avec nos élèves.. nous faisons les expériences en classes nous essayons de faire comprendre la majorité des élèves... choses qui sont rares auparavant

100. A : quelles sont vos critiques sur leurs méthodes ?

101. P1 : ce ne sont pas des critiques... juste les élèves d'aujourd'hui sont très gâtés

102. A : est-ce que vous utilisez les TIC dans votre enseignement... technologie de l'information et de la communication.

103. P1 : parfois oui, nous avons un tableau blanc interactif dans notre laboratoire... nous l'utilisons parfois mais ce qu'on utilise souvent .. c'est des simulations.. surtout pour les expériences délicates... elles facilitent beaucoup notre tâche

104. A : c'est-à-dire.. la tâche d'enseignement ou l'apprentissage

105. P1 : les deux au mêmes temps pas de différence

106. A : alors.. ces simulations est ce qu'elles peuvent remplacer l'expérience

107. P1 : ben selon le temps que vous disposez... si vous avez assez de temps il faut faire de l'expérience ... bien sur si elle est faisable ... mais si vous n'avez pas du temps la simulation est une solution surtout qu'elle est fiable

108. A : c'est-à-dire fiable

109. P1 : elle vous donne le résultat attendue juste quoi pas d'erreurs expérimentales ou autres.. elle vous donne la courbe idéale pour qu'on puisse avancer dans l'interprétation.

110 : A : sont des courbes réelles ?

111 : P1 : non pas de tout... mais soit disant des courbes réalisées dans les conditions idéales

112. A : juste une dernière question.. pouvez-vous nous parler de votre classe, je veux dire la classe où on va filmer... le niveau de la classe.. le nombre des élève

113. P1 : ben c'est une classe de bac math.. le niveau est au-dessous de la moyenne je vous ai dit ça.. il y a vingt un élèves dont un est toujours absent.. et les élèves sont sept garçons et treize filles

114. A : je vous remercie pour le temps que vous m'avez accordé pour répondre à mes questions

115. P1 : je vous en prie

II - Première séance : séance de cours avec le professeur P1

II.1 - Transcription de l'entretien ante de la séance de cours

1. A : la séance d'aujourd'hui est de quelle nature
2. P1 : c'est une séance de cours
3. A : quel sera le sujet abordé ?
4. P1 : je vais faire une introduction des réactions acide base...
5. A : qu'allez-vous faire ?
6. P1 : on va commencer par les caractères de la réaction, rapide exothermique et total pour fort fort et faible fort et la différence entre le dosage colorimétrique et pH-métrique aussi la définition de l'équivalence et comment le repérer... l'utilisation de l'indicateur coloré.. c'est-à-dire toute une introduction... le mode opératoire aussi.. l'élève devra savoir l'expérience ... pour que lors des séances de travaux pratiques on entame directement à l'expérimentation...
7. A : vous allez réaliser vous-même les expériences
8. P1 : oui c'est une séance de cours... en plus aujourd'hui c'est tout simplement une étude qualitative pour préciser les caractères de la réaction et j'introduirai l'ajout de la base pour que l'élève se familiarise au mode opératoire..
9. A : sur quels points vous allez insister
10. P1 : l'effet de la dilution sur la courbe de pH, comment se comporte les points remarquables de la courbe suite à la dilution... c'est juste une étude qualitative des réactions que se soient acide fort base forte ou acide faible base forte ou base faible acide fort..
11. A : comment comptez-vous introduire cette étude qualitative ?
12. P1 : on va choisir une situation problème au départ par exemple comment déterminer la quantité de matière de l'acide ascorbique dans un comprimé du médicament vitamine C500... ma question sera comment peut-on s'assurer qu'un comprimé de ce médicament contiendra 500mg de l'acide ascorbique... aussi comment peut-on savoir si cet acide est un acide fort ou faible ? donc je vais leur montrer qu'à partir du dosage pH-métrique on peut déterminer la masse de l'acide ascorbique et ça à travers l'expérience... aussi on va montrer la différence entre l'allure de la courbe de dosage de cet acide avec une base forte et celui de l'acide fort avec base forte... autre chose je vais leur montrer l'importance du dosage dans la vie courante et à quoi sert le dosage pH-métrique ou suivi de pH lors d'un dosage pH-métrique
13. A : quelles sont les difficultés que vous attendiez des élèves ?
14. P1 : normalement la leçon n'est pas difficile elle n'est pas compliquée il n'y a pas vraiment des points qui nécessitent une forte concentration de la part de l'élève c'est une séance classique

II.2 - Transcription de la séance de cours de P1

Jeu 1 : Rappeler les définitions de dosage et équivalence

Episode 1.1 : Identifier la nature acide de la vitamine C à partir de la lecture de la notice

1. P1 : Bonjour.. bien on commence (0:00:10) c'est une séance de cours-TP concernant les réactions acide base pour commencer tout le monde je crois vous connaissez ce médicament (0:00:34)

Le professeur montre aux élèves une boîte de vitamine C500

2. E :.....
3. P1 : vitamine C500 (0:00:39) la vitamine C500 vous les utilisez couramment par les élèves pour avoir de l'activité si vous voulez et du dynamisme est ce que vous connaissez la signification de ce 500 C500 (0:00:58) oui
4. E : 500 milligrammes
5. P1 : 500mg c'est-à-dire ça donne de quoi (0:01:08)
6. E:xxxx
7. P1 : par comprimé 100 comprimés par paquet (0:01:21) alors
8. E:
9. P1: la signification de 500.. votre camarade propose que c'est une masse (0:01:27) hein 500 comment ?
10. E : 500mg
11. P1 : 500mg par comprimé de vitamine C et qu'est ce que la vitamine C c'est quoi la vitamine C (0:01:40)
12. E :
13. P1 : Quel est le composé actif du vitamine C (0:01:44) est ce que vous connaissez ?
14. E :
15. P1 : non (0:01:49)
16. E : une base
17. P1 : une base ou un acide d'après vous ? (0:01:52)
18. E : acide
19. P1 : acide.. on va lire la notice.. la notice du vitamine C 500 où on indique (0:02:03) au-dessous du nom ...

Le professeur montre aux élèves la notice de la vitamine C

20. P1 : donc...acide ascorbique donc il s'agit d'un acide (0:02:13) acide ascorbique et le 500 que votre camarade vient de le dire on va voir ça représente la masse de ce composé actif de l'acide ascorbique par comprimé (0:02:28)

Le professeur montre la notice

- 21_1. P1 : on indique ici la composition ... substance active.. acide ascorbique 500mg (0:02:35)

Episode 1.2 : Connaître l'intérêt d'un dosage acido-basique pour calculer la quantité d'acide dans un comprimé et identifier sa force

- 21_2. P : la question qui se pose maintenant comment peut-on vérifier qu'un comprimé contient 500mg l'acide ascorbique contenu.. que contient un comprimé est égale à 500mg (0:02:54) pour s'assurer qu'un comprimé de la vitamine C contient 500mg que peut-on faire? (0:03:04) que doit-on faire ?
22. E : faire un dosage (0:03:08)
23. P1 : un dosage.. quel dosage ? (0:03:09)
24. E : acide par une base
25. P1 : voilà on dose l'acide ascorbique par une base (0:03:14)
26. E : le comprimé
27. P1 : hein (0:03:17) c'est à dire l'acide ascorbique contenu dans un comprimé (0:03:20) on le dose par
28. E : une base
29. P1 : voilà une base (0:03:22) mais la question qui se pose maintenant est ce qu'il s'agit d'un acide faible ou fort l'acide ascorbique est ce que suite à un dosage acido-basique on peut déterminer la force de l'acide hein c'est possible ? (0:03:47)
30. E : non on peut pas (0:03:52)
31. P1 : ah nous devons évoquer son pH, le pH de la solution (0:03:58) pour pouvoir...exactement la connaissance de pH est suffisante ?
32. E : il faut voir la concentration
33. P1 : voilà pH et concentration (0:04:10) c'est ça dire on doit suivre en quelques sortes (0:04:13) la variation
34. E : la variation du système
35. P1 : voilà la variation du pH (0:04:18) avec la concentration et tout ça pour pouvoir dire s'il s'agit d'un acide faible ou fort d'accord maintenant la question donc qu'on va étudier dans ce chapitre donc chapitre 3 (0:04:40)

Episode 1.3 : Définir l'équivalence à partir d'un document projeté

Le professeur charge la présentation PowerPoint et lit le titre

36. P1 : variation du pH au cours des réactions entre un monoacide et une monobase (0:04:43) la question qui se pose maintenant (0:04:46)c'est que veut-on dire par dosage acido-basique votre camarade a dit tout à l'heure il suffit de doser l'acide carboxylique que renferme le comprimé (0:05:01) pour s'assurer si la masse de l'acide ascorbique est bien égal à 500mg ou non alors que veut-on dire par dosage acido-basique (0:05:13)
37. E :
38. P1 : oui
39. E : un dispositif
40. P1 : dispositif (0:05:21) non l'opération du dosage c'est quoi ? Si on veut définir un dosage acido-basique (0:05:27)
41. E : une réaction on ajoute progressivement la base à l'acide jusqu'à l'équivalence (0:05:41)
42. P1 : est-ce que vous êtes d'accord ? (0:05:46) est ce que c'est la définition on ajoute ça c'est l'opération du dosage on ajoute progressivement la base à l'acide à l'acide ça c'est l'opération qu'on doit réaliser pour effectuer un dosage mais (0:05:57) le but de dosage c'est quoi à quoi consiste le dosage qu'est-ce qu'on veut par le mot doser (0:06:09)

43. E : déterminer les quantités de matières de
44. P1 : déterminer la quantité de matière (0:06:14) si on dose l'acide c'est à fin de déterminer la quantité de matière d'acide ou bien la
45. E1 : la masse
46. E2 : la composition
47. P1 : la composition est ce que c'est possible de déterminer la composition (0:06:22)
48. E1 : la concentration
49. P1 : hein
50. E1 : la concentration
51. P1 : la concentration donc ça revient à déterminer la concentration d'une solution la concentration inconnue d'une solution (0:06:31) par une solution basique ce qui revient en fin de compte à déterminer la quantité de matière.. la quantité de matière de l'acide (0:06:41) on peut appeler le dosage comme étant quoi d'autres au lieu de parler de doser on peut dire.. un autre mot utilisé dans ce cas oui ... le fait de ne pas avoir la concentration et à déterminer grâce à cette opération (0:07:07) comme si vous avez un texte et vous n'avez pas le titre donc ça revient à quoi en fin de compte (0:07:12)
52. E : déterminer
53. P1 : détermination du titre donc c'est ce qu'on appelle titrage (0:07:16) titrage dosage ou titrage c'est à dire déterminer la concentration inconnue d'une solution grâce à
54. E: la réaction acido-basique
55. P1 : la réaction acido-basique dans le cas d'un dosage acido-basique donc la définition en fin de compte est la suivante (0:07:35.8)

Le professeur charge la définition sur la présentation et lit (0:07:44.6)

56. P1 : doser ou titrer une espèce chimique en solution consiste à déterminer la concentration molaire de cette espèce (0:07:49) dans cette solution d'accord euhh ce qui revient en fin de compte comme on vient de dire ça revient aussi à déterminer la quantité de matière de cette espèce présente dans un volume donné de cette solution (0:08:08). Donc les deux cas sont possibles on détermine la concentration ce qui revient à déterminer la quantité de matière présente (0:08:18) bien il a parlé de quelques choses tout à l'heure votre camarade il a parlé de l'équivalence.. jusqu'à atteindre l'équivalence.. que veut-on dire par équivalence.. vous connaissez déjà l'équivalence d'après ce que vous avez vu en troisième année oui (0:08:36)
57. E : c'est l'égalité entre le nombre de mole de base et l'acide (0:08:40)
58. P1 : l'égalité entre le nombre de mole de base et d'acide (0:08:46)
59. E : lorsque $C \text{ fois } V$ de la base égale à CV de l'acide (0:08:53)
60. P1 : $C_A V_A$ égale $C_B V_B$ concentration de l'acide fois le volume de l'acide égale à la concentration de la base fois le volume de la base (0:09:00) ce qui revient à une quantité de matière d'acide égale à la quantité de matière de la base (0:09:08) mais ce qui revient en fin de compte à quoi si nous écrivons l'équation acide plus base donne... un sel et l'eau dans ce cas il faut.. (0:09:22) remarquez que le coefficient stœchiométrique de l'acide et de la base sont égaux à un (0:09:32) ce qui donne que le fait de dire que le nombre de mole d'acide est égale au nombre de mole de base versé ça revient en fait à un mélange dans les proportions stœchiométriques et c'est exactement à l'instant où les deux réactifs ont totalement réagi (0:09:49) ont totalement réagi c'est à dire vous avez de l'acide vous versez de la base ce qu'on appelle l'équivalence c'est lorsque la quantité de l'acide est

égale à la quantité de la base versée (0:10:00) et ils ont totalement réagit (0:10:04) d'accord donc c'est un mélange en proportions stœchiométriques d'acide et d'alcool et qui correspond au cas où à l'instant où ces réactifs ont totalement réagit (0:10:17) donc si on veut définir l'équivalence acido-basique on peut définir l'équivalence acido-basique (il lit de la présentation) comme étant.. à l'équivalence les réactifs de la réaction... on peut dire même au cas général d'accord.. à l'équivalence les réactifs de la réaction ont été introduit dans les proportions stœchiométriques et ont entièrement réagit (0:10:41) dans le cas de la réaction acide base les coefficients stœchiométriques sont égales à un c'est à dire vous avez

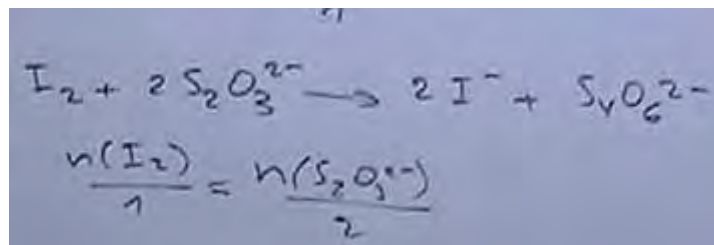
Le professeur écrit sur le tableau 1Acide + 1Base → sel + eau

61. P1 : acide plus base donne un sel plus l'eau.. vous avez ici donc une mole qui réagit avec une mole ce qui donne donc que le nombre de mole d'acide sur un est égale au nombre de mole de base sur un ce qui revient en fin de compte au nombre de mole d'acide est égale au nombre de mole de base (0:11:16).. Par contre si on revient un peu au début de l'année on a étudié le dosage iodométrique vous avez une solution diiode avec une solution de thiosulfate dans ce cas il se forme le I⁻ plus S₄O₆²⁻ vous rappelez à l'équivalence qu'est-ce qu'on a est ce qu'on a le nombre de mole de I₂ est égale au nombre de mole de S₂O₃²⁻

62. E : non

63. E2 : non (0:11:41)

64. P1 : voilà le nombre de mole de I₂ sur un est égale au nombre de mole de mole de S₂O₃²⁻ sur deux ce qui revient en fin de compte le faite de dire qu'à chaque fois qu'en a équivalence c'est à dire on l'égalité des nombres de mole des réactifs n'est pas correcte (0:11:58) dans ce cas oui (en pointant la première équation) égalité de nombre de moles des réactifs c'est à dire de l'acide et de la base mais dans le cas général



Équation 1 : équation de I₂ avec les ions thiosulfates

65. E : selon les coefficients stœchiométriques

66. P1 : oui selon le coefficient stœchiométriques (0:12:06) donc la définition c'est les réactifs sont introduits dans les proportions stœchiométriques bien (0:12:25) la possibilité de suivre cette réaction acide base le fait de doser de déterminer la concentration d'une solution acide par exemple par une solution basique titrée c'est à dire de concentration connue ça (0:12:48) nécessite

67. E: un dispositif

68_1. P1 : un dispositif

Jeu 2 : Associer les caractéristiques d'un indicateur coloré et leurs conséquences sur le choix d'un indicateur coloré pour un dosage

Episode 2.1 : Se rendre compte que l'IC est un couple acide base dont la couleur de la forme acide est différente de celle de la forme basique

- 68_2. P1 : et (0:12:50) surtout quelles choses qui va nous signaler l'équivalence
69. E : un indicateur coloré
70. P1 : voilà (0:12:54) donc il nous faut un indicateur coloré nous allons parler un peu de l'indicateur coloré alors c'est ce qu'on appelle un suivi colorimétrique (0:13:09) c'est à dire en utilisant le changement de couleur un changement de couleur ça vous indique l'équivalence c.-à-d. au départ vous avez l'acide
71. E : il a une certaine couleur et après l'équivalence
72. P1 : après l'équivalence
73. E : on a une autre couleur
74. P1 : après l'équivalence on a une autre couleur (0:13:28) donc l'indicateur coloré obligatoirement doit posséder différentes couleurs
75. E : et ne doit pas intervenir dans la réaction
76. P1 : très bien ne doit pas intervenir dans la réaction (0:13:41) ça c'est primo si vous voulez il ne perturbe pas la réaction de dosage secundo c'est qu'il faut qu'il possède deux couleurs différentes donc si on parle d'indicateur coloré en fin de compte (il charge la définition sur la présentation PowerPoint)..L'indicateur coloré n'est autre qu'un couple acide/base c'est un couple acide/base faible d'accord dont la couleur de la forme acide est différente de celle de la forme basique c.à.d. si (0:14:13) on note l'indicateur par HInd pour dire indicateur et H pour dire qu'il possède un ion H⁺ qu'il est capable de le libérer d'accord (0:14:26) ça ça va conjuguer avec quoi la base conjuguée de HInd... Si vous avez un acide HInd sa base conjuguée est obtenue en fin de compte suite de
77. E : libération de H⁺
78. P1 : la libération d'un H⁺ donc (0:14:48) ça va donner quoi oui svp l'acide HInd une fois qu'il libère H⁺ qu'est-ce qu'il donne
79. E : Ind⁻
80. P1 : Ind⁻ très bien ça va donner Ind⁻ donc ça c'est le couple HInd d'accord alors (0:15:10) nous allons écrire l'équation formelle associée à ce couple (0:15:13)

Episode 2.2 : Définir le couple acide base conjuguée de l'indicateur coloré à partir de l'équation de dissociation dans l'eau

Le professeur fait sortir un élève au tableau (0:15:19) allez faites vite

81. P1 : l'équation formelle est associée à un couple acide/base

L'élève écrit ; $HInd + H_2O \rightleftharpoons Ind^- + H_3O^+$

82. P1 : est-ce que vous êtes d'accord (0:15:58) est ce que c'est l'équation formelle du couple HInd/Ind⁻ (0:16:03) hein oui
83. E1 : oui
84. E2 : non
85. P1 : c'est pas l'équation formelle allez-y au tableau écrire l'équation formelle (0:16:16)

L'élève sort au tableau et écrit $\text{HInd} \rightleftharpoons \text{Ind}^- + \text{H}^+$

86. P1 : qu'est-ce que vous en dites (0:16:36) est ce que c'est la même est ce que ces deux écritures sont identiques est ce qu'il s'agit de l'équation formelle dans les deux cas (0:16:50)
87. E1 : oui
88. E2 : non
89. P1 : (en pointant la première équation) ça c'est l'ionisation de l'acide dans l'eau c'est la réaction entre l'acide HInd et l'eau cette réaction en fin de compte met en jeu combien de couple acide/base (0:17:04)
90. E : deux couples
91. P1 : qui sont donnez-moi l'autre couple on a le couple HInd/Ind⁻

Le professeur fait sortir un élève. Ce dernier écrit sur le tableau $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

92. P1 : ca va vous êtes d'accord (0:17:29) c'est bon il s'agit donc de deux couples acide/base c'est une réaction acide base qui met en jeu deux couples le couple HInd/Ind⁻ et le couple $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$ (0:17:43).. Par contre l'équation formelle c'est l'équation associée à un seul couple qui présente en quelques sortes le mécanisme réactionnel c'est à dire le HInd c'est un acide qui est capable de libérer un ion H^+ et se transforme en sa base conjuguée Ind⁻ (0:17:58) d'accord revenons à notre couple acide base HInd/Ind⁻ (il charge la définition sur la présentation power point et lit) alors pour ce couple acide-base faible soit un indicateur coloré il faut que la couleur de sa forme acide
93. E : différente de la forme basique (0:18:20)
94. P1 : voilà soit différente de la couleur de la forme basique du couple c.-à-d. le cas le plus connue
95. E : le BBT
96. P1 : le BBT le bleu de bromothymol quel est le couleur de sa forme acide
97. E : jaune
98. P1 : jaune très bien et la couleur de sa forme basique
99. E : bleue
- 100_1. P1 : bleue donc si on a deux couleurs différentes alors c'est un indicateur coloré (0:18:47) donc l'indicateur coloré est nécessairement un couple acide/base généralement faible qu'est-ce qu'il nous donne il nous donne donc une couleur pour la forme acide et une couleur différente pour la forme basique (0:19:03)

Episode 2.3 : Définir la notion de la « zone de virage » de l'indicateur coloré

- 100_2. P1 : bien maintenant (0:19:05) on parle du zone de virage d'un indicateur coloré
101. E : milieu entre les deux
102. P1 : la zone de virage.. ça c'est autre chose.. (0:19:16) la couleur c'est pas une zone la couleur c'est une teinte par contre on parle de zone de virage.. zone de virage.. le fait de parler de virage c'est à dire changement de direction par exemple s'il s'agit d'un virage dans une piste quelconque (0:19:40) alors le virage de l'indicateur coloré dans ce cas c'est le changement c'est pas de la direction mais de la couleur donc ce qu'on appelle zone de virage c'est une zone de pH pour laquelle hein

Le professeur trace un axe horizontal de pH et note pH_1 et pH_2

103. P1 : ça c'est le pH_1 et pH_2 alors la zone de virage est une zone de pH pour laquelle on n'a pas en fin de compte si vous prenez cette partie du pH eh bien pour pH inférieur à pH_1 c'est la forme acide qui va être majoritaire pour pH supérieur à pH_2 c'est la forme basique qui va être majoritaire donc ici ($pH < pH_1$) on observe la couleur de la forme acide (0:20:28)

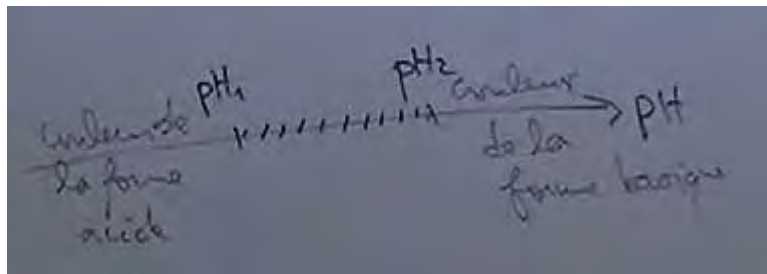


Figure 4: illustration de zone de virage proposée par le professeur

104. E : l'autre c'est la forme basique
105. P1 : et dans l'autre cas c'est la couleur de la forme basique (0:20:34)
106. E : et entre pH_1 et pH_2 c'est un couleur de BBT
107. P1 : voilà la couleur de quoi
108. E : de la forme basique
109. P1 : entre pH_1 et pH_2 c'est la zone de virage on ne peut pas distinguer ni la couleur de la forme acide ni celle de la forme basique qu'est-ce qu'on observe dans ce cas ?
110. E :
111. P1 : une couleur intermédiaire la superposition si vous voulez de deux couleurs la superposition qu'on va l'appeler par la suite la teinte sensible de l'indicateur coloré (0:21:09) c'est à dire la définition de la zone de virage c'est quoi ? ce qu'on appelle (il charge la définition) zone de virage d'un indicateur coloré c'est la plage de pH dans laquelle aucune de deux formes de l'indicateur n'est majoritaire c'est à dire dans cette partie autant d'acide généralement 10 fois plus la concentration de $HInd$ est 10 fois plus grande que la concentration de Ind^- ce qui donne une couleur de la forme acide bien visible maintenant si la concentration de la forme basique est beaucoup plus grande 10 fois plus grande ou plus dans ce cas c'est la couleur de la forme basique qui va être bien visible par contre si vous avez de concentration de la forme acide de la forme basique (0:22:06) sont proches l'une de l'autre dans ce cas c'est normal on observe une couleur qui revient à la superposition de couleur qu'on l'appelle on va appeler cette couleur la teinte sensible de l'indicateur coloré donc la teinte sensible d'un indicateur coloré est la teinte qu'il prend lorsqu'il est introduit dans une solution de pH appartenant à sa zone de virage (0:22:32) c'est à chaque fois que vous avez un pH appartient à la zone de virage de l'indicateur coloré dans ce cas on obtient la couleur l'indicateur coloré prend la couleur de
112. E : teinte sensible (il lit ce que se trouve sur la présentation)
- 113_1. P1 : de sa teinte sensible dans le cas de BBT la superposition du jaune et de bleu c'est le vert d'accord c'est ce qu'on appelle la teinte sensible c'est la couleur que prend l'indicateur coloré lorsqu'il est placé dans une solution dont le pH appartient à sa zone de virage d'accord (0:23:13)

Episode 2.4 : Connaitre la règle pour choisir l'indicateur coloré convenable pour un dosage acido-basique

- 113_2. P1 : maintenant comment on va choisir l'indicateur coloré selon quoi on choisit l'indicateur coloré dans un dosage colorimétrique (0:23:20)
114. E : dans le cas général ?
115. P1 : oui pour le dosage d'une base par un acide par exemple alors le choix de l'indicateur coloré doit être
116. E : selon la zone de virage
117. P1 : selon.. c.-à-d. nous avons une solution basique on veut doser l'acide par la base ou la base par l'acide pour cela nous avons utilisé cette méthode (0:23:57) colorimétrique pour cela nous avons choisi un indicateur coloré d'après vous ce choix de l'indicateur est comment est-ce que n'importe quel indicateur on peut utiliser selon quoi on va choisir cet indicateur ? (0:24:20)
118. E : selon le pH
119. P1 : le pH de quoi ?
120. E : le pH de l'indicateur
121. P1 : nous voulons indiquer quoi au cours du dosage qu'est-ce qu'on veut indiquer
122. E : le pH
123. P1 : l'équivalence très bien (0:24:37) nous voulons indiquer l'équivalence pour indiquer l'équivalence qu'est-ce qu'on doit faire
124. E : le pH
125. P1 : on doit utiliser un indicateur coloré qui prend la couleur de sa teinte sensible à l'équivalence et puisque l'indicateur coloré prend la teinte la couleur donc sa teinte sensible alors choisir l'indicateur dont la zone de virage renferme encadre le pH de la solution obtenue à l'équivalence (0:25:15) c'est clair ou non
126. E : oui (0:25:20)
- 127_1. P1 : je répète (0:25:21) vous avez un acide que vous voulez doser par une base nous voulons détecter le point d'équivalence alors il nous faut un indicateur coloré qui doit être choisi de façon ce que la zone de virage de cet indicateur encadre le pH à l'équivalence c.-à-d. le pH à l'équivalence doit appartenir à la zone de virage de l'indicateur (0:25:56) c.-à-d. si on veut doser un acide fort par une base forte on va voir par la suite dans le prochain TP le choix de l'indicateur coloré va être repéré grâce au pH de l'équivalence c.-à-d. si vous aurez le pH à l'équivalence vous pouvez dans ce cas choisir l'indicateur coloré donc (0:26:36) (il charge la définition) un indicateur coloré est dit convenable à un dosage si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence il faut connaître le pH à l'équivalence pour choisir l'indicateur coloré dont la zone de virage encadre le pH à l'équivalence (0:27:15)

Fin de l'épisode 2.3 : Définir la notion de la « zone de virage » de l'IC

- 127_2. P1 : maintenant pour parler un peu de ce dosage au départ par exemple on va doser l'acide on va verser par exemple le BBT (0:27:33) alors le BBT versé dans l'acide donne la coloration
128. E : jaune
129. P1 : très bien dans ce cas on a (0:27:42) l'acide qui se trouve dans la solution en large excès par rapport à sa base conjuguée en versant la base qu'est-ce qu'il se

passe l'acide va réagir avec la base il va donner son acide conjugué et la concentration de l'acide conjugué de la base augmente à chaque fois que vous avez toujours l'acide dans la solution est en excès par rapport à la base versée la base versée c'est le réactif limitant la solution est jaune .. dès que on dépasse.. la quantité de la base versée dépasse la quantité d'acide initiale dans ce cas c'est l'acide qui va être le réactif limitant et la base qui est en excès alors la couleur de l'indicateur coloré va changer (0:28:38) au départ vous avez un réactif limitant après l'équivalence vous aurez un autre réactif limitant d'accord (0:29:06)

Jeu 3 : Identifier les éléments matériels et réactionnels nécessaires à la réalisation d'un dosage acido-basique

Episode 3.1 : Identifier les éléments du dispositif expérimental nécessaire pour le dosage à partir d'une image projetée

Le professeur charge l'image de dispositif expérimental



Figure 5 : schéma du dispositif expérimental

130. P1: le dispositif est formé de quoi
131. E : une burette
132. P1 : une burette (0:29:09) graduée et quoi d'autre
133. E : bécher
134. E2 : agitateur magnétique,
135. P1 : alors et avant tout on doit avoir une pipette
136. E : jaugée
137. P1 : jaugée ou graduée pour le prélèvement de la solution à doser.. donc la solution à doser est relevée grâce à une pipette et par suite on la verse dans un bécher de concentration inconnue par contre qu'est qu'on place dans la burette graduée
138. E : la base
139. P1 : la base c.-à-d. la solution dosante ou titrante (0:30:18) qui possède obligatoirement une concentration et donc
140. E : on cherche le volume versé

141_1. P1 : voilà c'est le volume versé donc vous aurez besoin d'une pipette jaugée d'une burette graduée et d'un bécher (0:30:37) ça c'est le dispositif expérimental qu'on l'utilise généralement pour doser par colorimétrie (0:30:46)

Episode 3.2 : Prendre connaissance des caractères rapide et total de la réaction du dosage

141_2. P1 : maintenant on peut penser à un autre type de dosage (0:30:53) mais avant comme conclusion ici quels sont les caractères de la réaction du dosage ? Pour pouvoir doser une solution par une autre solution dans le cas général quels ont les caractères de la réaction du dosage (0:31:12) d'après vous ... est-ce qu'on peut utiliser des réactions lentes pour le dosage.. Est-il possible ?

142. E : non

143. P1 : non pourquoi

144. E : on n'arrive pas à atteindre l'équivalence

145. P1 : voilà le fait de verser une quantité et attendre 40 minutes pour voir si la quantité versée a réagi ou non dans ce cas c'est impossible d'utiliser cette réaction pour le dosage donc (0:31:47) si la réaction est lente elle ne peut pas nous permettre de doser une solution (0:31:53) quoi d'autre

146. E : la température

147. P1 : que peut-on dire de la température (0:32:05) généralement lorsqu'on dose on n'a pas besoin de changer la température oui est ce que c'est possible d'utiliser une réaction limitée pour le dosage (0:32:23) c.-à-d. vous versez une quantité uniquement une partie qui réagit et l'autre partie qui reste

148. E : non

149_1. P1 : c'est impossible (0:32:30) parce que nous voulons déterminer en dosant la quantité d'acide ou de base de la solution à titrer dans le bécher donc dans ce cas si vous ajouter un réactif qui réagit partiellement il va nous permettre de déterminer la quantité exacte d'acide dans le prélèvement donc la réaction doit être rapide et totale (0:32:59) et quoi d'autres.. si au bout de la réaction la solution dosante réagit avec deux composés au même temps qui peut donner donc plusieurs produits au même temps (0:33:14) est ce que c'est possible de suivre l'évolution de la réaction et de déterminer la quantité de matière par exemple de la solution à titrer (0:33:21) c.-à-d. on peut titrer la base on verse l'acide si au même temps qu'on verse l'acide l'acide réagit avec une autre substance (0:33:30) autre que cette base dans ce cas ça va nous empêcher ne traduit pas exactement la réaction de dosage qu'on veut étudier c.-à-d. qui va se produire entre l'acide et la base (0:33:48) donc finalement (il charge la définition dans une présentation Power Point) la réaction de dosage doit satisfaire à trois exigences elle doit être .. premièrement unique c'est à dire non parasitée par une autre réaction ayant les mêmes réactifs d'accord.. Deuxièmement elle doit être totale c.à.d. on aura la disparition d'au moins de l'un des réactifs mis en présence le réactif limitant doit disparaître à l'équivalence et enfin il faut que cette réaction soit rapide (0:34:32)

Jeu 4 : Conclure sur les caractères rapide et exothermique d'un dosage d'acide fort par une base forte à partir d'une expérience réalisée par P1

Episode 4.1 : Identifier les solutions pour un dosage acide fort par une base forte

149_2. P1 : d'accord maintenant (0:34:47) est ce que ces caractères sont présents dans la réaction acide base ou non (0:34:50) c.à.d. on va essayer de voir si la réaction entre un acide et une base est qu'elle est totale ou non rapide ou non d'accord.. Pour cela on va commencer par une réaction entre un monoacide fort et une monobase forte (il charge une nouvelle présentation intitulée -Réaction entre un monoacide fort et une monobase forte) comme exemple d'acide fort qu'est-ce qu'on peut prendre (0:35:11)

150. E : HCl

151. P1 : le HCl c'est à dire une solution de chlorure d'hydrogène c.à.d. l'acide chlorhydrique (0:35:20) et la base forte

152. E : xxxxx

153. P1 : comment

154. E : $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

Le professeur écrit sur le tableau $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$

155. P1 : ou est la base dans ce cas

156. E : NH_3

157. P1 : donc on utilise le NH_3 est ce que c'est une base forte (0:35:39) vous êtes d'accord est ce que vous connaissez le pKa de ce couple à quoi est égale le pka de ce couple (0:35:47) $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ c'est 9,2 à 25° Celsius (0:35:54) d'accord est ce qu'il s'agit d'une base forte

158. E : faible

159. P1 : faible la base forte doit être plus forte que OH^-

160. E : $\text{NH}_3/\text{NH}_2^-$

161. P1 : et quelle est la base dans ce cas

162. E : NH_2^-

163. P1 : on utilise NH_2^- comme base ? La base connue si vous voulez (0:36:23) comme base forte utilisée au laboratoire (0:36:25) ah

164. E : NaOH

165_1. P1 : NaOH c.-à-d. (0:36:31) la soude l'hydroxyde de sodium pour cela on va commencer d'étudier la réaction d'une solution d'acide chlorhydrique HCl et solution d'hydroxyde de sodium NaOH (0:36:48)

Episode 4.2 : Conclure que la réaction du dosage est rapide à partir du virage instantané du BBT

165_2. P1 commençons par une première expérience cette expérience consiste au suivant nous avons prélevé dans un tube à essais 2mL d'acide chlorhydrique 1M (0:37:04)

Le professeur réalise la prise de 2mL de HCl plus quelques gouttes de BBT

166. P1 : après agitation on va avoir une coloration jaune (0:37:55) par la suite on verse dans un autre tube à essais 3mL NaOH 1M

167. Il réalise la prise de 3mL de soude

168. P1 : voilà et par la suite on va faire le suivant (0:38:56) nous allons mélanger les deux solutions ensemble observer bien qu'est-ce qu'il se passe

Il mélange les deux solutions

169. P1 : la coloration bleue apparaît instantanément d'accord (0:39:18.6) c.-à-d. on a mélangé l'acide et la base de façon à choisir la base le réactif en excès en mélangeant on remarque que l'acide est totalement réagit il nous reste que la base ce qui donne que vous aurez une solution bleue d'accord (0:39:46) ce qui prouve quoi

170. E : la rapidité

171_1. P1 : voilà le virage instantané de BBT du jaune au bleu prouve que la réaction est rapide et ça c'est général pour toute les réactions acide fort base forte c'est bon bien (0:40:15)

Episode 4.3 : Conclure la réaction du dosage est exothermique à partir de l'augmentation de la température

171_2.P1 : nous allons passer à la deuxième expérience (0:40:19) nous allons essayer de voir ce qui se passe pour la température (0:40:21) lorsqu'on mélange une solution acide et une solution basique on va prendre la soude 1M on place un thermomètre qui indique la température et on va lire la température

172. E : 16,1

173. P1 : disons 16,1 mettons le dans la solution HCl et mesurons sa température à quoi est égale

174. E : 16,3

175. P1 : 16,1 c'est bon nous allons mélanger les deux à la fois et on va regarder allez-y

176. E2 : la température augmente

177. P1 : la température grimpe elle augmente elle dépasse les 20 degrés donc la température du mélange 20,7 alors qu'elle conclusion peut-on tirer oui la conclusion

178. E : la réaction endothermique

179. P1 : exo endothermique ?

180. E : exothermique

181. P1 : exothermique puisqu'elle dégage de la chaleur endothermique lorsqu'elle absorbe la chaleur si la réaction ni absorbe ni dégage

182. E : athermique

183_1. P1 : très bien il s'agit de réaction au cours de laquelle il y a élévation de la température du mélange réactionnel donc c'est une réaction exothermique (0:44:39) et c'est général pour les réactions acide fort et base fortes (0:44:56) passons maintenant à une troisième expérience (0:45:00)

Jeu 5 : Conclure sur les caractères rapide, total et exothermique de la réaction entre un acide fort et une base forte à partir des données expérimentales et de constante d'équilibre

Episode 5.1 : Induire le caractère rapide de dosage acide fort base forte par colorimétrie

183_2. P1 : (0:45:00) Le professeur charge une présentation.... nous allons prendre 20mL de HCl 0,01M voilà la solution qu'on va prendre 20mL

Il procède à la prise de 20mL de HCl

184. P1 : dans un bécher on verse cette quantité on utilise une pipette graduée de 10ml donc on l'utilise deux fois maintenant (0:46:54) on va faire une étude qualitative en fin de compte on va pas réaliser un dosage (0:47:12) alors dans un autre bécher prélever 20mL de la solution

185. E : NaOH

186_1. P1 : voilà NaOH 0,02 M (il prélève 20mL de soude) il faut rincer à chaque fois la pipette (0:48:38) bien on a les deux solutions si on place quelques gouttes de BBT dans l'acide et dans la base voilà vous voyez bien que les colorations jaune et bleue de deux solutions maintenant.. nous allons (0:49:010) mélanger les deux solutions et utiliser un pH mètre afin de mesurer le pH du mélange allons mélanger les deux.. vous voyez bien la solution est basique vu que C_1V_1 est inférieur à C_2V_2 (0:49:33) donc le réactif limitant est l'acide (0:49:49)

Episode 5.2 : Connaître la procédure d'étalonnage d'un pH-mètre à partir de la démonstration de P1

186_2.P1 : avant d'utiliser un pH-mètre nous allons commencer par étalonner le pH mètre (0:50:07) voilà la sonde du pH-mètre ces sont deux électrodes combinés dans une même électrode en verre (0:50:39) voilà notre pH-mètre qui nous indique le pH est ce vous voyez l'afficheur de pH-mètre est ce qu'il est visible

187. E1 : oui

188. E2 : non

189. P1 : bien (0:51:11) pour étalonner notre pH-mètre on va utiliser deux solutions tampons (0:51:20) c.-à-d. deux solutions qui ont un pH bien définie bien déterminé (0:51:25) (il montre un flacon) ça c'est une solution tampon de pH=7 et celle-ci de pH=4 (0:51:29) ou bien 7 et 9 solution neutre et basique nous allons commencer par appuyer sur le bouton Cal (0:51:43) de façon à rendre clignotant les deux voyant indiquant le P 7 et le pH 4 plaçons PH7 une solution tampon de pH=7 et nous attendons que le voyant se stabilise (0:52:00)

Il réalise la mise de la sonde dans le flacon de pH=7

190. P1 : voilà maintenant on rince de nouveau notre électrode avec de l'eau distillée et on utilise la solution tampon de pH=4

Il réalise la mise de la sonde dans la solution de pH=4

191. P1 : cava notre pH mètre est étalonnée maintenant nous allons mesurer le pH de la solution on met l'électrode dans la solution et on va lire la valeur de pH (0:53:47)

192. E : 11,

193. P1 : 11,75 bien c'est clair

194. E :

195. P1 : donc (0:54:18) la prochaine fois lorsque vous allez réaliser vous-même l'expérience de dosage acido-basique vous allez étalonner le pH-mètre vous-même en utilisant les deux solutions tampons bien (0:54:35) revenons à notre expérience

196. E : pourquoi on doit étalonner le pH mètre

197. P1 : ah voilà (0:54:42) c'est une bonne question votre camarade demande pourquoi doit on étalonner un pH-mètre (0:54:47) pourquoi ne pas utiliser directement le pH-mètre
198. E : laver avec l'eau distillée je le comprends parce que peut être pour enlever les restes des ions mais
199. P1 : voilà très bien (0:55:01) est ce que vous pouvez répondre pourquoi doit on étalonner le pH-mètre et pourquoi avec deux solutions tampons (0:55:18) bon j'explique (0:55:20) tout simplement parce que le pH-mètre comporte un dispositif comme le voltmètre et les deux électrodes combinées vont nous donner à cet appareil une certaine différence de potentielle une tension et cette tension cava se traduire par un pH alors on va transformer la tension aux bornes des deux électrodes en un pH d'accord donc en fonction de U.. on donne le pH alors il s'agit d'une fonction affine en fin de compte entre le pH et la tension ce qui fait que.. il faut régler premièrement l'ordonnée à l'origine deuxièmement la pente vous pouvez avoir donc l'ordonné à l'origine qui est bon mais la pente est mauvaise comme vous pouvez avoir une bonne pente mais l'ordonné à l'origine mauvais (0:56:17) donc il faut régler au moins deux points pour se situer exactement sur la droite que vous allez utiliser pour transformer la mesure d'une tension en valeur de pH (0:56:31) en fin de compte l'électrode est constituée par deux électrodes avant on utilise deux électrodes séparées pour mesurer le pH maintenant on combine les deux dans un même dispositif en verre qu'on appelle électrode en verre combinée mais en fin de compte on détermine une différence de potentiel mais cette différence de potentiel va se traduire en pH grâce à cette fonction linéaire ca c'est clair



Figure 6 : courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{U})$ dans le pH-mètre

200. E :
- 201_1. P1 : bon revenons à notre expérience alors (0:57:34)

Episode 5.3 : Exploiter les valeurs des données expérimentales pour montrer les caractères de la réaction

201_2.P1 : on va essayer d'étudier cette transformation cette réaction vous savez bien que HCl dans l'eau et le NaOH dans l'eau (0:57:54) qu'est-ce qu'il donne le HCl dans l'eau

202. E : Cl^- et H_3O^+

203. P1 : très bien Cl^- et H_3O^+ (0:57:59) et le NaOH donne

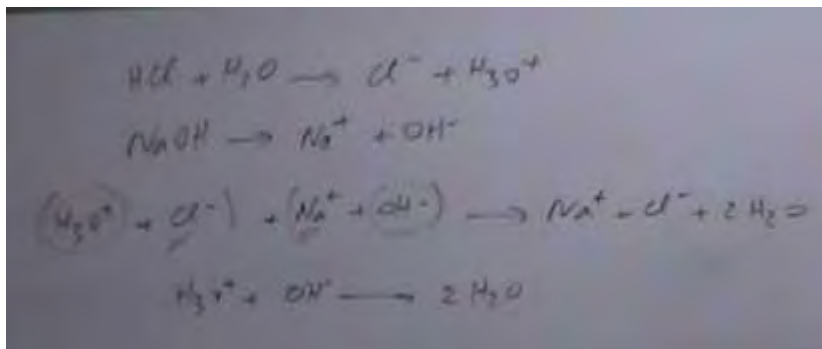
Le professeur écrit sur le tableau l'équation $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Il écrit, en parlant, sur le tableau $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

204. E : Na^+ et OH^-

205. P1 : très bien Na^+ plus OH^-

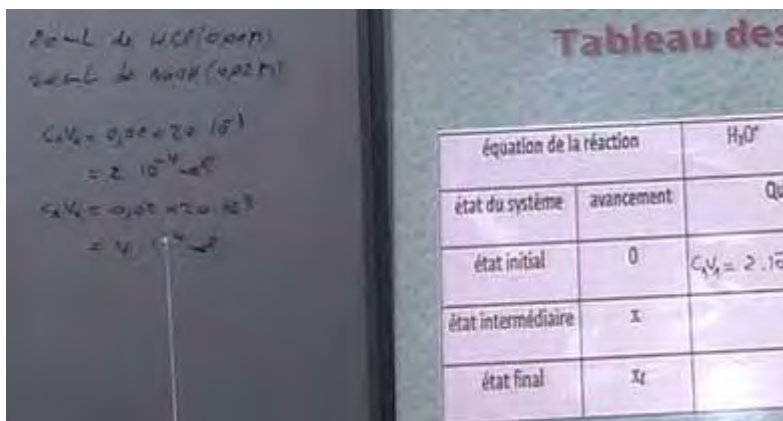
206. P1 : alors lorsqu'on mélange les deux solutions la solution de HCl et la solution de NaOH on va placer les deux H_3O^+ et Cl^- avec les ions Na^+ et OH^- d'accord et ce qui va se passer et que la réaction va se produire entre quel ion et quel ion quels sont les ions qui vont entrer dans la réaction (0:58:39)
207. E : H_3O^+ et OH^-
208. P1 : H_3O^+ et OH^- (0:58:43) les ions Cl^- et les ions Na^+ sont
209. E : inertes
210. P1 : sont des ions inertes c.-à-d. qui ne vont pas réagir alors on peut simplifier l'équation en disant que c'est une réaction entre H_3O^+ et OH^- qui donne $2\text{H}_2\text{O}$ très bien alors (0:59:18)



Équation 2: équation de la réaction du dosage d'un acide fort par une base forte

Figure 7: schéma d'un tableau descriptif affiché par le professeur

211. P1 : ça c'est un tableau descriptif (0:59:18) vous voyez pourquoi on parle du tableau descriptif mieux de parler de tableau d'avancement (0:59:28)
212. E : vous avez dit l'état de système
213. P1 : tout simplement parce qu'on a vu dans le dernier chapitre qu'il est possible de travailler avec l'avancement volumique donc c'est un tableau descriptif qui va peut-être un tableau d'avancement comme il peut être un tableau d'avancement volumique donc un tableau descriptif de l'état du système (1:00:02) alors dans ce cas lorsqu'il s'agit.. écoutez très bien c'est très important (1:00:07) lorsqu'il s'agit d'une solution acide ou bien d'une solution basique et on veut étudier l'état du système on utilise généralement l'avancement volumique mais dans le cas d'une réaction acide base dans ce cas vous devez utiliser l'avancement et non pas l'avancement volumique d'accord l'avancement volumique s'il s'agit d'une solution acide ou d'une solution basique on veut étudier l'ionisation de l'acide ou de la base dans l'eau etc.. le pH par contre s'il s'agit des réactions acides bases ne pas oublier vous devez toujours utiliser un tableau d'avancement (1:00:47) alors qu'est-ce qu'on a au départ (1:00:49) H_3O^+ c'est combien c'est C_1V_1 égale à combien Combien
- 213_bis1. E1 : $2 \cdot 10^{-3}$
- 213_bis2. E2 : $2 \cdot 10^{-4}$
214. P1 : on a pris 20mL de HCl 0,01M (1:01:14) et 20ml de NaOH 0,02M.. C_1V_1 égale à (il fait le calcul lui-même) $0,01 \text{ fois } 20 \cdot 10^{-3}$ égale à $2 \cdot 10^{-4}$ mol ... très bien.. maintenant C_2V_2 ça fait combien c'est égale à $4 \cdot 10^{-4}$



Le professeur charge un tableau descriptif sur la présentation power point

Tableau descriptif

équation de la réaction		$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O$		
état du système	avancement	Quantités de matière (en mol)		
état initial	0			
état intermédiaire	x			
état final	x_f			

Figure 8: calcul des quantités de matières d'acide et de base initiales

Il remplit le tableau descriptif

- 215. P1 : l'eau
- 216. E: large excès
- 217. P1 : et ici $4 \cdot 10^{-4} - x_f$

Les élèves parlent et le professeur remplit le tableau descriptif

Tableau descriptif

équation de la réaction		$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2 H_2O$		
état du système	avancement	Quantités de matière (en mol)		
état initial	0	$C_1 V_1 = 2 \cdot 10^{-4}$	$C_2 V_2 = 4 \cdot 10^{-4}$	large excès
état intermédiaire	x	$2 \cdot 10^{-4} - x$	$4 \cdot 10^{-4} - x$	—
état final	x_f	$2 \cdot 10^{-4} - x_f$	$4 \cdot 10^{-4} - x_f$	—

Figure 9: tableau d'avancement relatif à la réaction du dosage d'un acide fort par une base forte complété

218. P1 : l'avancement maximal x_{\max} est égal à combien
 219. E : $2 \cdot 10^{-4} - x_{\max}$ strictement supérieur à 0

Il écrit en parlant

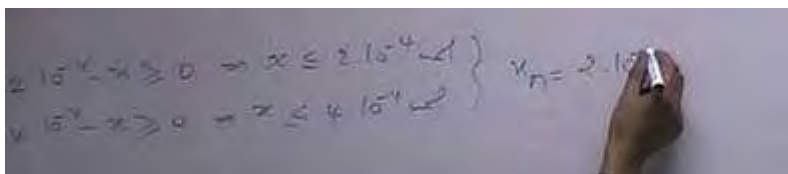


Figure 10 : avancement maximal

220. P1 : donc $x_m = 2 \cdot 10^{-4}$ mol (1:03:36) maintenant on veut chercher le x_f on (1:03:43) le pH égale à combien
 221. E : 11,75 (1:03:49)
 222. P1 : pH=11,75 alors la concentration de H_3O^+ dans la solution est égale à combien
 223. E : 10 à la puissance -pH (1:04:05)
 224. P1 : c'est à dire 10 à la puissance de moins 11,75 ça fait combien
 225. E : $1,77 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$
 226. P1 : $1,77 \cdot 10^{-12} \text{ mol.L}^{-1}$ donc la quantité de matière d'ions H_3O^+ égale à (1:04:23)
 227. E : deux
 228. P1 : concentration de H_3O^+ fois le volume de mélange c.-à-d. $1,77 \cdot 10^{-12}$ fois $40 \cdot 10^{-3}$ ça fait combien (1:04:40)
 229. E2 : 7,08
 230. P1 : $7,08 \cdot 10^{-14}$ mol alors revenons au tableau le nombre de mole d'ions H_3O^+ égale à $2 \cdot 10^{-4} - x_f$ ce qui donne x_f égale à $2 \cdot 10^{-4} - n(H_3O^+)$ c.à.d. $2 \cdot 10^{-4} - 7,08 \cdot 10^{-14}$ vous voyez $7,08 \cdot 10^{-14}$ est négligeable devant $2 \cdot 10^{-4}$ donc c'est égale à $2 \cdot 10^{-4}$ mol (1:04:44) ce qui donne x_f égale à x_f sur x_{\max} est égale à un (1:05:39)
 231. E : la réaction est totale
 232_1. P1 : donc la réaction est totale (1:05:44) d'accord donc on a mesuré le pH on a déterminé la concentration de H_3O^+ et par suite le nombre de mole de H_3O^+ à partir du tableau on a calculer x_f qui n'est autre que x_{\max} (1:06:02) donc cette réaction est quasi-totale pratiquement totale (1:06:06) conclusion on peut conclure que entre un acide fort et une base forte la réaction est totale (1:06:29)

Episode 5.4 : Retrouver le caractère total de la réaction à partir de la valeur de K_e (produit ionique)

- 232_2. P1 : maintenant est ce qu'il est possible de trouver ce résultat en utilisant la constante d'équilibre est ce qu'on peut montrer que la réaction est totale en utilisant la constante d'équilibre au lieu le taux d'avancement
 233. E : en utilisant le pKa
 234. P1 : en utilisant la constante d'équilibre (1:06:56) l'équation étant $H_3O^+ + OH^-$ donne $2H_2O$ on va placer double flèche pour le moment on va voir alors à quoi égale la constante d'équilibre (1:07:11)
 235. E1 : concentration de H_2O
 236. P1 : oui
 237. E2 : on doit pas écrire H_2O
 238. P1 : on doit pas écrire la concentration de H_2O (1:07:23) pourquoi

239. E : c'est une constante
240. P1 : car il s'agit d'un solvant (1:07:31) donc notez dans l'expression de K ça sera donc un sur H_3O^+ fois OH^- je répète H_2O est un solvant alors c'est égale à quoi la concentration de H_3O^+ fois OH^-
241. E : c'est K_e
242. P1 : c'est K_e (1:07:54) donc un sur
243. E : 10 puissance -14
244. P1 : à 25°C mais dans le cas général c'est pke donc c'est 10 à la puissance pke donc à 25 par exemple pke c'est 14 donc K est égal 10 à la puissance 14 c'est supérieur à 10 à la puissance 4 donc la réaction est totale

Le professeur écrit sur le tableau

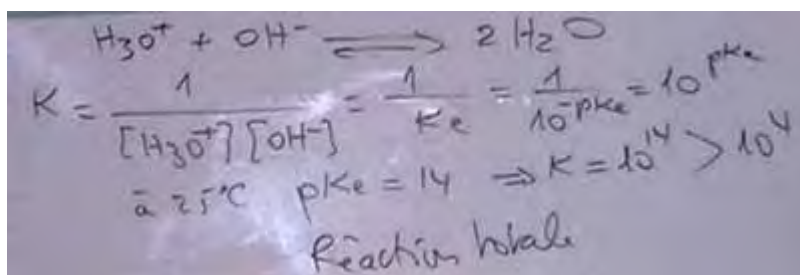


Figure 11 : constante d'équilibre de l'équation de la réaction entre un acide fort et une base forte

245. P1 : voilà une autre méthode pour montrer que
246. E : la réaction est totale
- 247_1. P1 : la réaction acide base est totale (1:08:30) ça va ou bien le taux d'avancement ou la constante d'équilibre (1:08:42) on passe maintenant à une conclusion la réaction d'un acide fort et base forte est alors rapide exothermique et totale (1:09:06)

Jeu 6 : Conclure sur les caractères rapide, total et exothermique de la réaction entre un acide faible et une base forte à partir des données expérimentales et de constante d'équilibre.

Episode 6.1 : Induire le caractère rapide de dosage acide faible base forte par colorimétrie

- 247_2. P1 : maintenant (il change un nouveau titre) s'il s'agit d'un acide faible et une monobase forte (1:09:28) un exemple d'acide faible
248. E : acide éthanóïque
249. P1 : très bien (1:09:30) donc on va utiliser l'acide éthanóïque et la base forte on va conserver la soude on va refaire les mêmes expériences mais on va pas utiliser le BBT.. dans les prochaines séances on va justifier le fait qu'on a changé le BBT par la phénolphtaléine (1:10:16) alors nous allons prélever 2mL d'acide éthanóïque CH_3COOH 1M

Il procède au prélèvement de la solution

250. P1: voilà on a prélève à l'aide de propipette et on ajoute quelques gouttes de phénolphtaléine (1:11:34) et la solution reste incolore dans un autre tube à essais on va prélever 3mL de soude...

Il prélève la solution de soude 1M

251. P1 : voilà maintenant on va mélanger les deux solutions ensemble qu'est-ce que vous remarquez
252. E : une coloration rose
253. P1 : une coloration rose
254. E : jaune
- 255_1. P1 : rose instantanément vous avez une coloration rose qui apparaît ce qui prouve que on a plus l'acide qui est en excès c'est la base qui est en excès et que la réaction entre l'acide et la base est une réaction rapide (1:13:28)

Episode 6.2 : Conclure que la réaction du dosage est exothermique à partir de l'augmentation de la température

- 255_2.P1 : maintenant la deuxième expérience (1:13:36) on va de même utiliser le thermomètre donc on place la soude et de HCl on va les retrouver pratiquement les même c'est combien
256. E : 17,3
257. P1 : 17,3 on ajoute maintenant l'acide éthanoïque (1:14:33) au mélange qu'est-ce que vous remarquez.. la température s'élève et la réaction est
258. E : exothermique
- 259_1. P1 : la réaction est alors exothermique bien (1:15:31)

Episode 6.3 :Exploiter dans le tableau descriptif la valeur donnée par pH-métrie pour montrer le caractère total de la réaction acide faible base forte

- 259_1. P1 : maintenant nous allons passer à une troisième expérience pour voir si la réaction est totale ou non (1:15:40) d'accord pour cela on va introduire dans un bécher une solution basique et l'autre l'acide on va prendre 20mL d'acide 0,1M

Il procède à la prise d'essais

260. P1 : donc on va prélever deux fois avec la pipette de 10mL ça fait 20 d'accord.. donc 20mL d'acide maintenant la base combien
261. E : 5mL
262. P1 : ok (il prélève 5mL de NaOH) généralement on utilise un bouchon rouge pour l'acide et un bouchon bleu pour la base pour faire la différence (1:18:31) voilà alors si on met quelques gouttes de phénolphtaléine dans les deux solutions vous voyez bien que la solution acide est incolore et la base est rose je vais mélanger les deux (1:19:14) qu'est-ce que vous remarquez (1:19:17)
263. E : une coloration incolore
264. P1 : la coloration disparaît donc le milieu est acide
265. E : acide
266. P1 : on va mesurer le pH de cette solution voilà le pH-mètre muni d'électrode à quoi est égale le pH
267. E : 4,6
268. P1 : 4,60 bien (1:20:02.6)

Il efface le tableau et charge une série de questions sur la présentation power point

269. P1 : écrire (1:20:22) l'équation chimique symbolise la réaction qui se produit ? Qu'est-ce qu'on dans la première solution

270. E1 : NaOH
 271. E2 : l'acide
 272. P1 : ne parlez pas ensemble (en désignant un élève) oui
 273. E3 : HCl
 274. P1 : est-ce qu'on a HCl dans ce cas (1:20:39) oui un autre
 275. E :
 276. P1 : on a mélangé une solution d'acide éthanoïque et d'une solution de soude (1:20:50)
 277. E : NaOH
 278. P1: alors quelles sont les entités chimiques présentes dans le mélange
 279. E : CH₃COOH
 280. P1 : oui et quoi d'autres (1:21:00)
 281. E1 : NaOH
 282. E2 : CH₃COO⁻
 283. P1 : CH₃COO⁻ par la suite qui va se former mais puisque l'acide est faiblement ionisé donc CH₃COOH est faible devant CH₃COO⁻ CH₃COO⁻ est faible devant CH₃COOH (1:21:18) mais on a encore des ions Na⁺ et OH⁻ provenant de la base (1:21:23) donc la réaction qui va se produire c'est une réaction entre les ions OH⁻ et
 284. E : le CH₃COOH
 285. P1 : la réaction entre CH₃COOH et l'eau donne CH₃COO⁻ plus H₃O⁺ et les ions OH⁻ provenant de la base vont réagir avec les H₃O⁺ provenant de l'acide pour donner de l'eau bien c'est une réaction totale on la vu le bilan est CH₃COOH + OH⁻ donne CH₃COO⁻ + H₂O (1:22:29)

Le professeur écrit sur le tableau

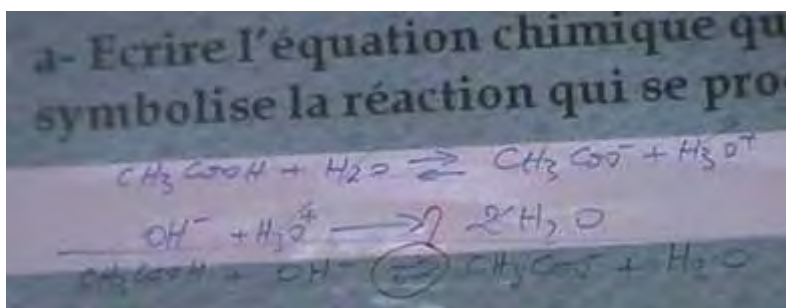


Figure 12 : équation de la réaction de titrage d'un acide faible par une base forte

286. P1 : si on applique la loi de modération au départ vous avez l'équilibre CH₃COOH plus H₂O avec CH₃COO⁻ plus H₃O⁺ le fait de verser la soude les ions OH⁻ vont consommer les ions H₃O⁺ et d'après la loi de modération le fait (1:22:43) que la concentration de H₃O⁺ décroît au cours de temps ça va provoquer (1:22:50) un déplacement d'équilibre dans le sens qui tend à augmenter cette concentration c.à.d. dont le sens de la réaction direct (1:22:59) l'équation d'ionisation de l'acide ce qui donne que la réaction d'ionisation de l'acide va être totale (1:23:10) on va essayer de voir par les deux méthodes par le taux d'avancement final et par la constante s'équilibre que cette réaction est totale (1:23:17) donc cette réaction est-elle totale ou limitée ce qu'on va voir d'accord alors (1:23:23)

Il charge une deuxième question et lit

287. P1 : en utilisant un tableau descriptif d'évolution du système constitué par le mélange de deux solutions, évaluer le taux d'avancement final et montrer que la réaction entre l'acide et la base est pratiquement totale (1:23:36) alors on a un tableau déjà on a la réaction $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O}$ (1:23:59) les quantités de matières combien (1:24:05)

Il écrit sur le tableau $C_1V_1 = 0,01 \text{ fois } 20 \cdot 10^{-3} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ et $C_2V_2 = 0,2 \text{ fois } 5 \cdot 10^{-3} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$. Il remplit le tableau descriptif (1:25:16)

Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$			
Etat du système	Avancement	Quantités de matière (en mol)			
Initial	0	$2 \cdot 10^{-4}$	$1 \cdot 10^{-4}$	0	0
Intermédiaire	x	$2 \cdot 10^{-4} - x$	$1 \cdot 10^{-4} - x$	x	—
Final	x_f	$2 \cdot 10^{-4} - x_f$	$1 \cdot 10^{-4} - x_f$	x_f	—

Figure 13 : tableau d'avancement de la réaction entre l'acide éthanoïque et la soude

288. P1 : alors (1:25:17) à quoi est égale x_{max} (1:25:20)

Il écrit sur le tableau

$2 \cdot 10^{-4} - x \geq 0 \Rightarrow x \leq 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 $1 \cdot 10^{-4} - x \geq 0 \Rightarrow x \leq 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$
 $x_{\text{max}} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

Figure 14 : avancement maximal

289. P1 : maintenant x_f (1:25:41)

Il écrit sur le tableau

$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$
 $10^{-4} = \frac{x_f \cdot x_f}{2 \cdot 10^{-4} - x_f}$
 $x_f = 2,5 \cdot 10^{-3}$

Figure 15 : quantité de OH-

290. P1 : allez faites le calcul c'est combien (1:26:34)

291. E : ...

292. P1 : vous êtes d'accord.. pour la démarche c'est clair (1:26:51)

293. E :

294. P1 : pour déterminer x_f qu'est-ce qu'on fait

295. E : $1,01 \cdot 10^{-3}$

296. P1 : $1,01 \cdot 10^{-11}$

297. E : oui

298. E : 1,018

299. P1 : disons $1,02 \cdot 10^{-11}$ mol quantité de matière (1:27:26) maintenant

Il écrit

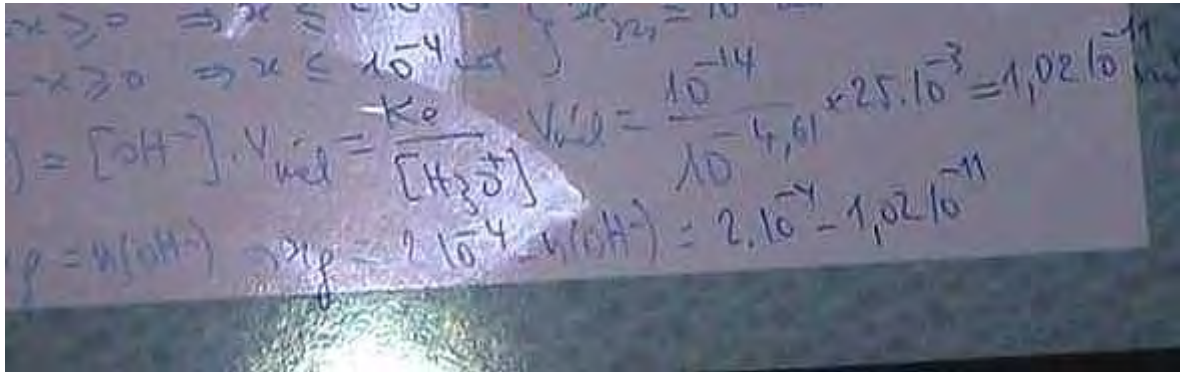


Figure 16 : avancement final

300. P1 : donc égale à $2 \cdot 10^{-4}$ (1:27:58) donc taux égale à combien

301. E : un

302. P1 : égale à x_f sur x_{max} est égale à combien

303. E : un

304_1. P1 : égale à un maintenant (1:28:44)

Episode 6.4 : Retrouver le caractère total de la réaction entre CH_3COOH et $NaOH$ à partir de la valeur de la constante d'équilibre

304_2. P1 : est ce qu'on peut utiliser la constante d'équilibre (1:28:45)

305. E :

306. P1 : pour montrer que la réaction est totale (1:28:50) à quoi égale la constante d'équilibre

307. E : CH_3COOH fois H_3O^+

308. P1 : K égale à la concentration de CH_3COO^- sur CH_3COOH fois H_3O^+ c-à-d si on multiplie et on divise par H_3O^+ ça va donner le K_a sur K_e c'est 10 à la puissance $-pK_a$ sur 10 à la puissance $-pK_e$ c'est 10 à la puissance $pK_e - pK_a$

Il écrit

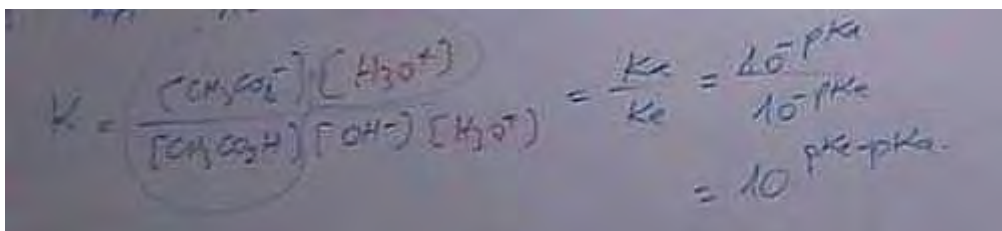


Figure 17 : expression de la constante d'équilibre de la réaction acide faible - base forte

309. P1 : donc (1:29:42) si le $pK_a <$ à combien pour avoir une constante supérieur à 10^4 donc inférieur à 10 on aura donc $K = 10^{pK_e - pK_a} > 10^4$ donc réaction totale dans le cas de l'acide éthanoïque le pK_a c'est $4,8$ à 25 ce qui donne K va être égale à $10^{14 - 4,8}$ égale $10^{9,2}$ combien

310. E : $6,3 \cdot 10^{10}$

311. E2: $1,5 \cdot 10^9$

312. P1 : donc $1,5 \cdot 10^9$ donc supérieur à 10^4 donc la réaction totale (1:31:28) donc conclusion semblablement à la réaction entre un acide fort et une base forte la réaction d'un acide faible et base forte est totale rapide et exothermique (1:31:49) ce qu'on va voir la prochaine fois la séance de TP c'est appliquer le cas du dosage d'un acide fort par une base forte dans le cas de HCl et NaOH en suivant un dosage pH-métrique en suivant la variation de pH pour cela vous devrez avoir avec vous des papiers millimétrés merci bien (1:32:24)

Les élèves saluent leur professeur et quittent la salle.

Fin de l'enregistrement

II.3 - Les diapositives de la présentation PowerPoint utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours.

1

2

3

4

1

2

3

4

Figure 18 : les diapos 1 à 4 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours

I- Dosage acide-base

1/ Définition

Doser ou titrer une espèce chimique en solution consiste à déterminer la concentration molaire de cette espèce.

Cela revient aussi à déterminer la quantité de matière de cette espèce présente dans un volume donné de cette solution.

2/ L'équivalence acido-basique

A l'équivalence, les réactifs de la réaction ont été introduits dans les proportions stœchiométriques et ont entièrement réagi.

5

*

3/ Suivi colorimétrique

a- Indicateur coloré

Un indicateur coloré de pH est un couple acide-base faible dont la couleur de la forme acide est différente de celle de sa forme basique.

b- Zone de virage

On appelle zone de virage d'un indicateur coloré la plage de pH dans laquelle aucune des deux formes de l'indicateur n'est majoritaire.

6

*

c- Teinte sensible

La teinte sensible d'un indicateur coloré est la teinte qu'il prend lorsqu'il est introduit dans une solution de pH appartenant à sa zone de virage.

d- Choix de l'indicateur coloré

Un indicateur coloré est dit convenable à un dosage acide-base si sa zone de virage contient le pH à l'équivalence

7

*

e- Dispositif expérimental



8

*

Figure 19 : les diapos 5 à 8 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours

CONCLUSION

Le choix d'une réaction de dosage doit satisfaire à trois exigences. Elle doit être :

- * unique (non parasitée par une autre réaction ayant les mêmes réactifs mais des produits différents),
- * totale (disparition d'au moins l'un des réactifs mis en présence),
- * rapide (parvenir à son terme dans un délai très bref).

9

*

II- Réaction entre un monoacide fort et une monobase forte

1) Etude de la réaction d'une solution d'acide chlorhydrique avec une solution d'hydroxyde de sodium

10

*

1^{ère} Expérience

2 mL d'une solution d'acide chlorhydrique HCl (1M) + quelques gouttes de BBT

3 mL d'une solution de soude NaOH (1M)

Le mélange acide chlorhydrique - soude

11

*

Le virage instantané du B.B.T du jaune au bleu prouve que la réaction est rapide

CONCLUSION

La réaction entre un acide fort et une base forte est rapide

12

*

Figure 20 : les diapos 9 à 12 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours

2^{ème} Expérience

13

★

L'élévation de la température du milieu réactionnel prouve que la réaction est exothermique

CONCLUSION

- La réaction entre un acide fort et une base forte est exothermique

14

★

3^{ème} Expérience

Solution de HCl
 $C_1 = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$
 $V_1 = 20 \text{ mL}$

Solution de NaOH
 $C_2 = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$
 $V_2 = 20 \text{ mL}$

Mélange

pH-mètre

15

★

Tableau descriptif

équation de la réaction		$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$		
état du système	avancement	Quantités de matière (en mol)		
état initial	0			
état intermédiaire	x			
état final	xy			

16

★

Figure 21 : les diapos 13 à 16 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours

Le taux d'avancement final est pratiquement égal à 1 : la réaction est quasi totale

CONCLUSION

- La réaction entre un acide fort et une base forte est totale

17

*

Montrer que ce résultat peut être obtenu en calculant la constante d'équilibre de la réaction mise en jeu.



18

*

2) Caractères de la réaction entre un acide fort et une base forte

La réaction acide fort - base forte est:

- * **rapide,**
- * **exothermique,**
- * **totale.**

19

*

III- Réaction entre un monoacide faible et une monobase forte

1) Etude de la réaction d'une solution d'acide éthanóique avec une solution d'hydroxyde de sodium

20

*

Figure 22 : les diapos 17 à 20 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours

1^{ère} Expérience

2 mL d'une solution de $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (1M) + qq gouttes de phénolphthaleine (pp)

3 mL d'une solution de soude NaOH (1M)

Le mélange acide éthanóique - soude

21

★

2^{ème} Expérience

Thermomètre °C

La solution de soude

Thermomètre °C

La solution d'acide éthanóique

Thermomètre °C

Le mélange acide éthanóique - soude

22

★

3^{ème} Expérience

Introduire, dans un bécher, $V_a=20\text{mL}$ d'une solution d'acide éthanóique $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ de concentration molaire $C_a = 0,01\text{mol.L}^{-1}$ et ajouter $V_b = 5\text{ mL}$ d'une solution de soude NaOH de concentration molaire $C_b = 0,02\text{mol.L}^{-1}$. Mesurer le pH du mélange et noter sa valeur.

23

★

a- Ecrire l'équation chimique qui symbolise la réaction qui se produit

b- En utilisant un tableau descriptif d'évolution du système constitué par le mélange des deux solutions, évaluer le taux d'avancement final et montrer que la réaction entre l'acide et la base est pratiquement **totale**.

24

★

Figure 23 : les diapos 21 à 24 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours

Equation de la réaction		$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} + \text{OH}^- \rightarrow \text{CH}_3\text{CO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$			
Etat du système	Avancement	Quantités de matière (en mol)			
Initial					
Intermédiaire					
Final					

25

*

c- Montrer qu'on arrive à la même conclusion en calculant la valeur de la constante d'équilibre de la réaction.

26

*

2) CONCLUSION

Semblablement à la réaction entre un acide fort et une base forte, la réaction entre un acide faible et une base forte est:

- * **rapide,**
- * **exothermique,**
- * **totale** (si le pKa du couple acide-base faible utilisé est inférieur à 10)

27

*

Figure 24 : les diapos 25 à 27 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de cours

II.4 - Transcription de l'entretien post de la séance de cours

1. A : comment vous jugez l'ambiance dans votre classe ?
2. P1 : normale pas de problème déjà les élèves s'intéressent de la discipline
3. A : est-ce que ces objectifs sont atteints ? Comment jugez-vous l'apprentissage de ces objectifs ? Vos élèves ont-ils compris ce que vous les avez enseigné ?
4. P1 : normalement normalement oui mais il faut les voir dans les séances à venir bon j'ai voulu leur donner les outils qui leurs permettront d'avancer dans les prochains TP normalement cette leçon ne pose pas de problème ce n'est qu'une introduction
5. A : est-ce que vous avez suivi à la lettre votre planification de départ au cours de la séance ?
6. P1 : plus au moins oui mais peut être si j'avais plus de temps j'aurai fait une expansion lors de l'introduction de la vitamine C
7. A : Y-a-t-il des situations que vous avez ressenti des difficultés dans leurs mis en œuvre ?
8. P1 : non non pas du tout
9. A : les élèves n'ont rien noté sur leurs cahiers
10. P1 : par la suite je vais les donner des imprimés
11. A : des photocopiés
12. P1 : non je vous l'ai dit des imprimés à compléter
13. A : comment vous jugez vos élèves aujourd'hui
14. P1 : plus au moins ils ne sont pas excellents seulement deux ou trois élèves les autres sont au-dessous de la moyenne mais ils essayent de travailler..
15. A : vous avez un élève qui participe beaucoup
16. P1 : oui c'est Ahmed le deuxième de la classe ... il y a aussi un autre... ces deux élèves animent la classe les autres malheureusement non
17. A : vous insistez beaucoup sur 10^4
18. P1 : oui c'est indiqué dans le programme officiel on considèrera la réaction comme totale si la constante d'équilibre est supérieur à 10^4

II.5 - Analyse fine des épisodes N-1 de la séance de cours du professeur P1

Dans les analyses qui suivent, nous commençons par une narration didactique (en italique) rendant compte de l'avancée du savoir au cours du jeu, ensuite nous procédons à une analyse didactique du jeu.

Jeu 1 : Rappeler les définitions de dosage et équivalence

Episode 1.1 : identifier le caractère acide de la vitamine C à partir de la lecture de la notice par P1

Après avoir demandé aux élèves la signification de « 500 » dans une boîte de vitamine C500, le professeur indique que la vitamine C est un acide. A partir de la lecture de la notice qu'il effectue, il précise qu'il s'agit de l'acide ascorbique et que « 500 » représente la masse de ce composé actif par comprimé.

Le professeur assure la responsabilité de l'avancée des savoirs. Les questions, d'abord ouvertes (tdp 1, 5, 11) puis fermées (tdp 3, 7, 9, 13) compte tenu des réponses des élèves, concernent la signification de « 500 » indiquée sur la boîte de vitamine C. Ces dernières sont évaluées systématiquement (suivant des interactions de type IRE) et suivies d'une nouvelle question. La régulation susceptible d'orienter les élèves est absente et les enjeux du savoir ne sont pas visibles pour les élèves. Pour finir, le professeur donne la réponse lui-même à partir de la lecture de la notice. L'apport des élèves au milieu est non significatif en dehors du tdp4. Les élèves répondent généralement par effet de contrat (tdp16 et 18) ou ils sont silencieux (tdp 2, 12 et 14). La chronogenèse avance rapidement sous la responsabilité du professeur et la visibilité des enjeux du savoir n'est pas assurée pour les élèves qui les découvrent à la fin de l'épisode au moment de la lecture, par le professeur, de la notice (tdp 20) où le professeur procède à une formalisation intermédiaire. Cette formalisation vaut une institutionnalisation si on considère que les élèves ne prennent pas des notes et que le professeur distribue des photocopies à la fin de la séance. La densité épistémique est faible puisqu'il s'agit de la lecture sommaire d'une notice.

Les savoirs, relatifs à l'identification du caractère acide de la vitamine C, sont exprimés majoritairement en langage quotidien puis, dans un second temps, en langage scientifique oral dans le champ conceptuel, lors de la lecture de la notice (tdp 20 et 21_1).

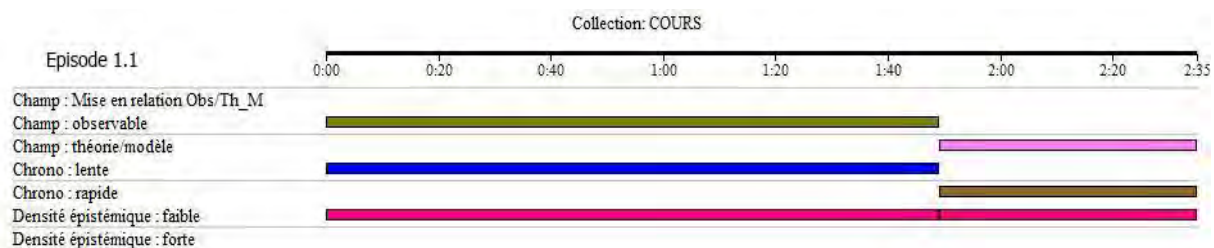


Figure 25: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.1 de la séance de cours pour P1

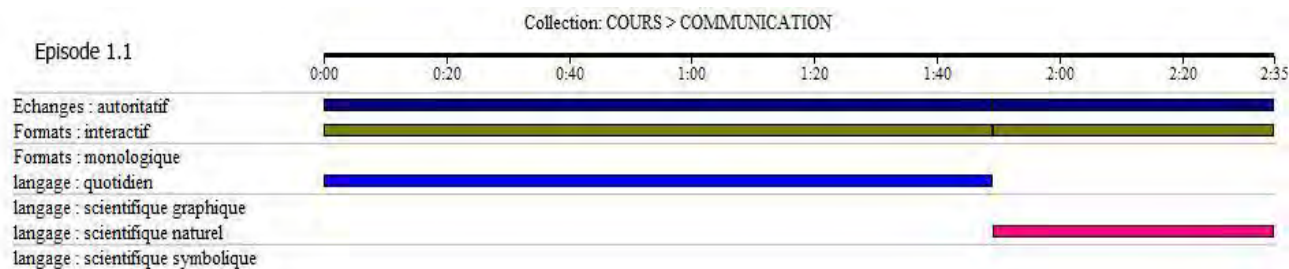


Figure 26: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.1 de la séance de cours pour P1

Episode 1.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Absente	Formalisation

Episode 1.2 : connaitre l'intérêt d'un dosage acido-basique pour déterminer la quantité d'acide dans un comprimé et identifier sa force

Par une série de questions/réponses, le professeur amène l'idée que le dosage de l'acide ascorbique par une base permet de s'assurer que la vitamine C contient bien 500mg d'acide ascorbique. De la même manière, le professeur établit que le dosage permet de déterminer une quantité de matière d'un acide. Ensuite, changeant de sujet, le professeur interroge alors les élèves sur la possibilité de déterminer le caractère fort ou faible de l'acide ascorbique à partir de son dosage. En recourant à un jeu de questions/réponses/évaluations, il conclue, après avoir fourni en partie la réponse, que le suivi de la variation du pH de l'acide permet de dire si l'acide est fort ou faible.

Le professeur a la responsabilité de l'avancée des savoirs, il est à l'initiative des questions généralement fermées (tdp21, 23, 27 et 36), et dans un format d'interaction IRE, il valide les réponses, ou les donne (tdp 31 et 35). Il ne fait en effet aucune régulation en cas de réponse insatisfaisante ni de dévolution. Les élèves participent aussi à l'avancée du savoir grâce à leurs réponses (tdp22, 24,28). Le professeur définit l'enjeu de l'épisode (tdp 21_2) et assure la visibilité de l'enjeu (tdp 29). Le professeur procède à une formalisation à la fin de l'épisode (tdp 35). La chronogenèse avance rapidement au même rythme que la mésogenèse alors que la densité épistémique est faible puisqu'il s'agit d'un rappel à la mémoire didactique concernant l'intérêt du dosage.

Les savoirs, relatifs à l'intérêt d'un dosage acido-basique, sont exprimés en langage scientifique oral majoritairement dans le champ conceptuel. Le professeur met en relation les aspects empiriques et le monde des théories/modèles (tdp 29, 31, 33 et 35) pour amener l'idée de l'intérêt d'un dosage pour identifier la force d'un acide.

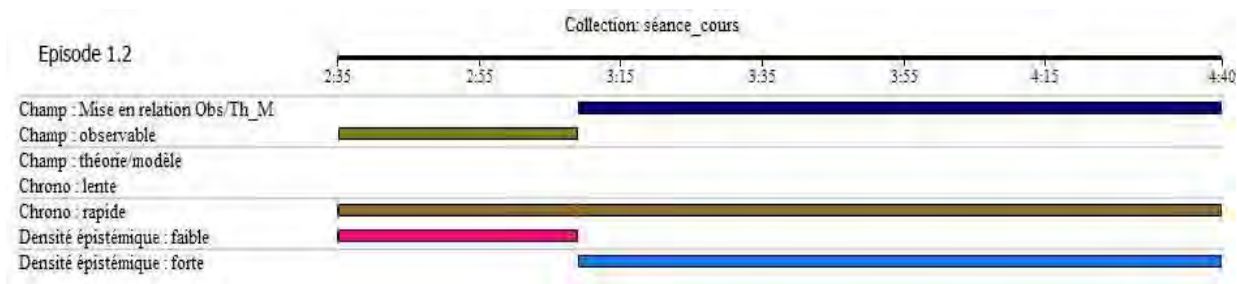


Figure 27: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.2 de la séance de cours pour P1

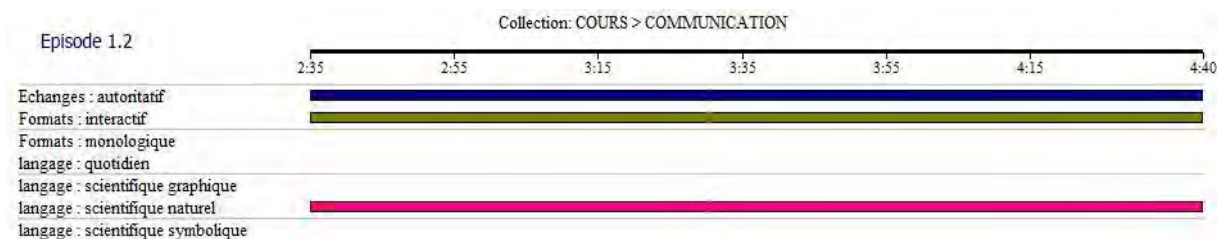


Figure 28: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.2 de la séance de cours pour P1

Episode 1.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Formalisation	

Episode 1.3 : définir l'équivalence à partir d'un document projeté

Le professeur, d'abord par une série de questions/réponses puis en complétant les réponses et en les explicitant, associe le dosage à la détermination de la concentration et par suite à la quantité de matière d'une espèce chimique. De la même manière, il fait apparaître l'équivalence comme étant le moment où les réactifs de la réaction introduits en proportions stœchiométriques ont entièrement réagi. La définition de l'équivalence est appliquée au cas du dosage de l'iode par les ions thiosulfates.

La chronogenèse avance rapidement dans cet épisode. Seuls un nombre limité d'élèves (4), participe à l'avancée du savoir sur un axe lié à sa structure logique en apportent quelques définitions (tdp41, 43, 46, 48 54, 57 et 59), qui, sont très largement reprises, détaillées et explicitées par l'enseignant au cours d'un monologue (tdp42, 44, 51, 53, 56 et 60). Le savoir avance alors sur l'axe de compréhension et d'approfondissement et la densité épistémique est forte. Le professeur est toujours à l'origine de chaque initiative selon le format d'interaction IRE. La dévolution est inopérante et les régulations sont quasi-inexistantes et la seule régulation opérée par le professeur pour obtenir l'idée de titrage n'a rien avoir avec le fond du contenu (tdp51) puisqu'il associe le titre d'un texte au titre d'une solution. Le professeur procède à des formalisations (tdp 56 et 57) dont le dernier donne une visibilité sur l'enjeu de l'épisode.

Les savoirs, relatifs à l'équivalence, sont exprimés en langage scientifique et concernent soit le monde des théories (tdp51, 53, 57, 58, 59, 60, 64) soit la relation entre théories/modèles

et observables (tdp42, 44, 61, 66) (interprétation qualitative en termes de quantité de matière). Ces savoirs sont exposés selon une alternance entre phase interactive et une phase monologique (tdp 60) servant à une institutionnalisation. Le professeur établit un lien entre l'écriture symbolique de la réaction et son interprétation microscopique, indépendamment de l'élève qui n'est pas sollicité à cette occasion (tdp 64).

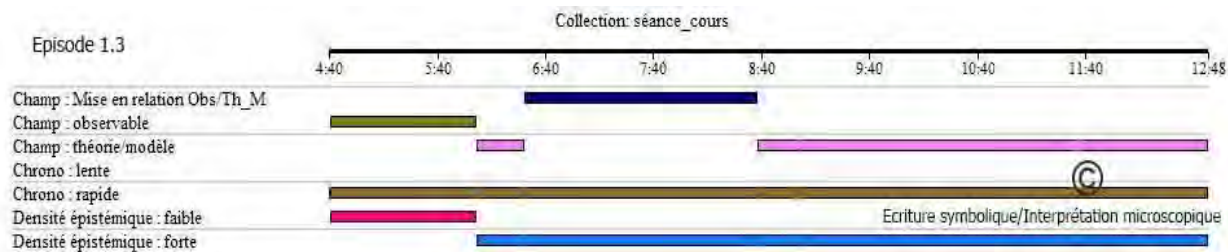


Figure 29: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.3 de la séance de cours pour P1

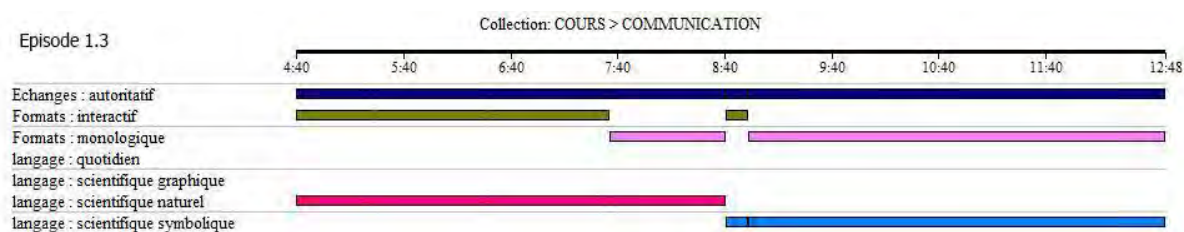


Figure 30: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 1.3 de la séance de cours pour P1

Episode 1.3	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	Institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Absente	Formalisation + institutionnalisation

Jeu 2 : Indiquer les caractéristiques d'un indicateur coloré et les associer au choix d'un indicateur coloré pour un dosage

Episode 2.1 : se rendre compte que l'indicateur coloré est un couple acide base dont la couleur de la forme acide est différente de celle de la forme basique

Le professeur, par une série de questions/réponses puis à partir d'une formalisation amène l'idée que l'indicateur coloré est un couple acide base faible dont la forme acide a une couleur différente de la forme basique.

Le savoir avance rapidement sous la responsabilité de l'enseignant. La densité épistémique est forte. Certains élèves apportent dans le milieu des bonnes réponses (tdp 69, 73, 75 et 77). Les interactions ont toujours au format IRE. L'enjeu n'est visible qu'à la fin de l'épisode. La dévolution est inopérante et il y a de de très peu de régulations puisque les élèves répondent correctement et qu'après, le professeur procède à un monologue d'approfondissement (tdp 70 et 76) qui tiennent lieu de moments de formalisation dont certains sont supportés par une

présentation PowerPoint. Ces derniers relèvent implicitement d'une institutionnalisation puisqu'à la fin de la séance le professeur remet la présentation Power Point aux élèves.

Le savoir relatif à la définition de l'indicateur coloré est d'abord exprimé en termes d'observables qui sont décrits (tdp 70, 71, 73 et 74) puis dans un second temps, en termes conceptuels (tdp 76 : description du couple acide-base en jeu), le tout en langage naturel scientifique.

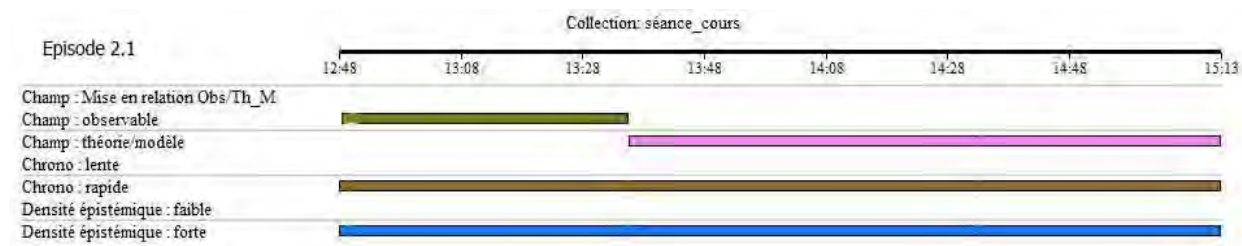


Figure 31: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 2.1 de la séance de cours pour P1

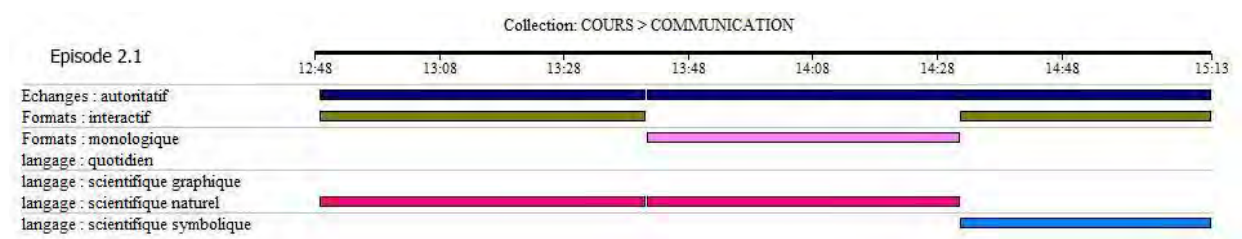


Figure 32: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 2.1 de la séance de cours pour P1

Episode 2.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Très peu	Formalisation	

Episode 2.2 : définir le couple acide base conjuguée de l'indicateur coloré à partir de l'équation formelle associée au couple HInd/Ind⁻

Par une série de questions/réponses le professeur amène l'idée que la libération de l'ion H⁺ par l'acide HInd, relatif à la forme acide de l'indicateur coloré, conduit à l'obtention de la base conjuguée Ind⁻, relative à sa forme basique. Ensuite, en demandant à un élève d'écrire l'équation formelle de l'indicateur, il procède à une comparaison entre l'équation d'ionisation de l'acide HInd et celle formelle du couple HInd/Ind⁻. Puis, à partir de l'exemple de BBT, il amène lui-même l'idée qu'un indicateur coloré est un couple acide base généralement faible dont les couleurs de la forme acide et basique sont différentes.

Le professeur est à l'origine de chaque échange, toujours dans le même format IRE, généralement suivi par une autre initiation (tdp78, 80, 89 et 96). La chronogenèse avance rapidement sous la responsabilité de professeur et la densité épistémique est forte. Lorsque le professeur obtient la bonne réponse, il la valide, puis il la détaille largement (tdp92). Lorsque la réponse est fautive, soit il donne la réponse attendue sans revenir sur la réponse

erronée de l'élève (tdp85 et 89), soit il procède à une régulation extrêmement orientée quand la réponse est écrite au tableau (tdp82). Cet épisode se termine une formalisation (tdp 92 et 94).

Les savoirs, relatifs à la définition du couple acide base de l'indicateur coloré, sont exprimés en langage scientifique avec une insistance sur les aspects conceptuels par l'application systématique de la théorie de Bronsted. La fin de cet épisode est caractérisée par un retour au champ des observables lorsqu'il évoque le BBT (tdp 96). La continuité dans l'avancée logique des savoirs est assurée par le professeur (tdp 89 et 92) sans qu'il ne fasse intervenir les élèves (tdp 83, 84, 87 et 88).



Figure 33: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 2.2 de la séance de cours pour P1

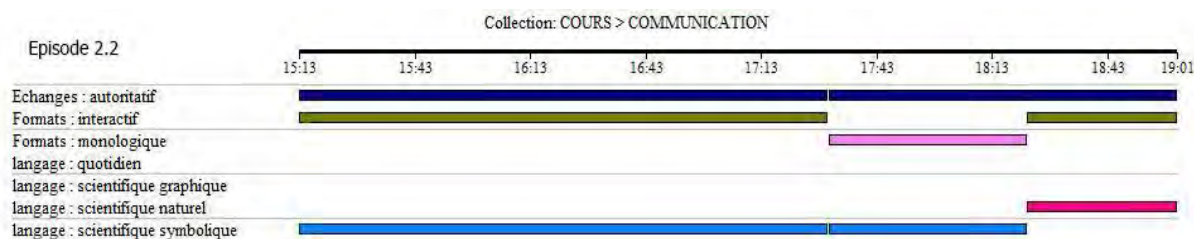


Figure 34: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 2.2 de la séance de cours pour P1

Episode 2.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Rare	Formalisation	

Episode 2.3 : définir la notion de la « zone de virage » de l'indicateur coloré

Le professeur, par une série de questions/réponses amène l'idée que la zone de virage de l'indicateur coloré est un intervalle de pH séparant les pH de la forme acide et celui de la forme basique. De la même manière, il introduit la notion de « teinte sensible » obtenue lorsque la concentration de la forme acide et de la forme basique du couple acide base de l'indicateur sont sensiblement identiques, et vue comme résultant du chevauchement des deux teintes précédentes.

La chronogenèse avance rapidement sous la responsabilité entière du professeur. L'apport des élèves dans le milieu est minime et non significatif. La dévolution et les régulations sont absentes et les enjeux sont définis (tdp 100_2). Le professeur procédant des monologues d'explicitation, dense épistémiquement, dont certains servent d'institutionnalisation (tdp

111), au cours de laquelle il met en relation les observables avec le monde des théories/modèles.

Les savoirs, relatifs à la zone de virage, sont exprimés en langage scientifique, naturel et symbolique essentiellement oral, les relations entre les différentes concentrations en jeu n'étant pas formalisées par écrit (tdp 111 et 129). Ainsi, les relations symboliques représentant la comparaison de la concentration des formes acide et basique de l'indicateur coloré ($[HInd] > 10 [Ind^-]$ pour observer la teinte acide, et $[Ind^-] > 10 [HInd]$ pour observer la teinte basique) sont explicitées oralement sans support écrit. Le professeur établit un lien entre l'observable (couleur de la forme acide et la forme basique de l'indicateur) et le champ des théories/modèles et la représentation graphique (tdp 103, 105) pour conclure sur l'emplacement de la zone de virage. La continuité entre les le champ des observables, le monde des théories/modèles et représentation graphique est ici assurée par le professeur. Il établit, aussi, une continuité sémantique dans les savoirs pour expliquer le virage de l'indicateur coloré (tdp 102).

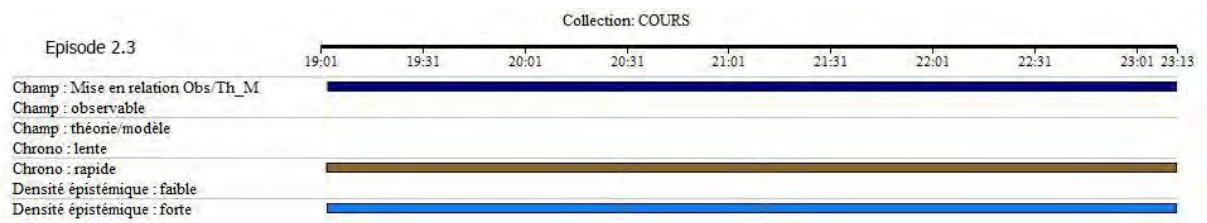


Figure 35: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 2.3 de la séance de cours pour P1

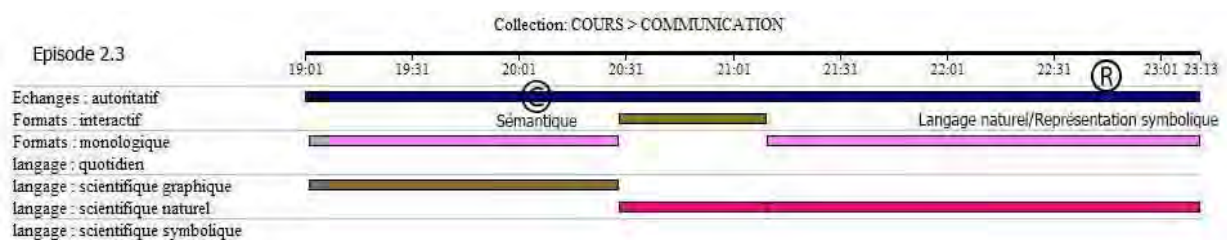


Figure 36: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 2.3 de la séance de cours pour P1

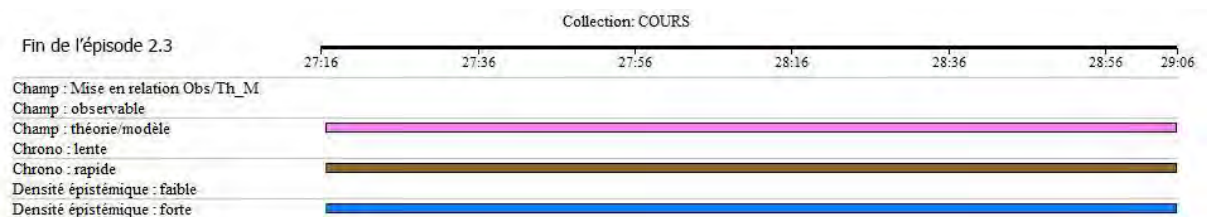


Figure 37: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans la fin de l'épisode 2.3 de la séance de cours pour P1



Figure 38: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans la fin de l'épisode 1.1 de la séance de cours pour P1

Episode 2.3	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Formalisation	

Episode 2.4 : connaitre la règle pour choisir l'indicateur coloré convenable pour un dosage acido-basique

Le professeur s'interroge sur la manière de choisir un indicateur coloré dans un dosage colorimétrique. Par une série de questions/réponses d'abord, ensuite en s'appuyant sur la réponse d'un élève (par effet Jourdain), il introduit l'équivalence et avance lui-même l'idée de choisir un indicateur dont la zone de virage renferme le pH de la solution obtenue à l'équivalence.

Les questions posées par le professeur sont d'abord ouvertes (tdp 113_2, 115 et 117), puis il s'appuie la réponse d'un élève (par effet Jourdain) (tdp 123) pour introduire lui-même l'équivalence. Les contributions des élèves dans le milieu ne sont pas significatives. Ainsi, les élèves n'ont réellement répondu à aucune des questions posées. La dévolution et la régulation sont inopérantes alors que les enjeux sont définis (tdp 113_2). Aussi c'est le professeur qui assure une avancée rapide de des savoirs. Les interactions se déroulent selon un format Initiation Réponse, certaines initiations étant des questions destinées à obtenir des précisions sur les réponses précédentes (tdp 119 et 121). L'institutionnalisation se fait à la fin de l'épisode (tdp 127_1) selon un monologue, dense épistémiquement, qui commence par une institutionnalisation partielle servant de base à une explicitation suivie d'une institutionnalisation finale.

Les savoirs, relatifs au choix de l'indicateur coloré, sont exprimés en langage scientifique naturel et symbolique, essentiellement à l'oral. Le professeur assure une continuité entre le champ des observables (couleurs) et conceptuel (équivalence) (tdp 127_1) pour conclure sur la condition nécessaire pour choisir un indicateur coloré convenable à un dosage.

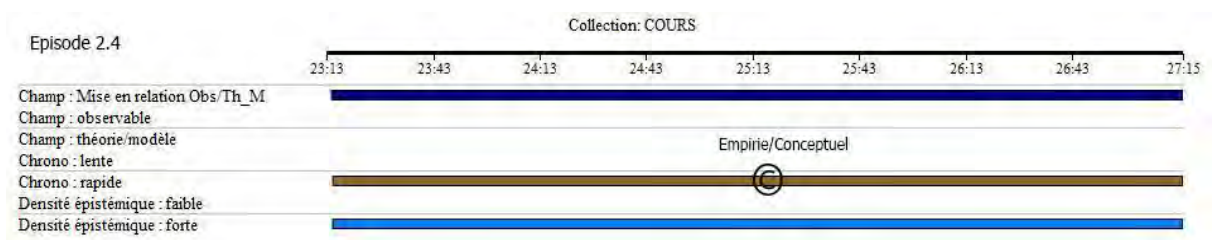


Figure 39: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 2.4 de la séance de cours pour P1

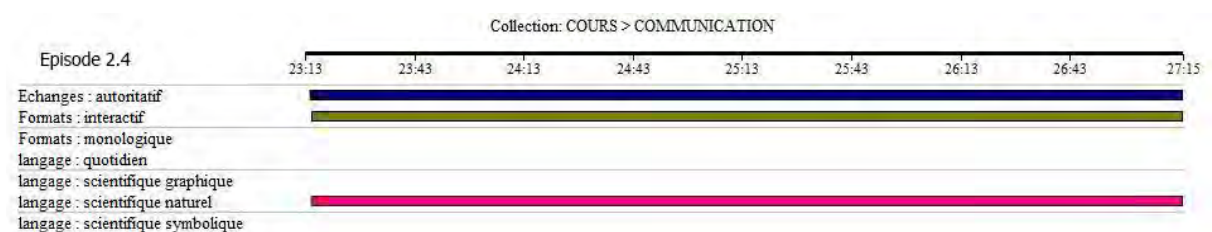


Figure 40: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 2.4 de la séance de cours pour P1

Episode 2.4	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Institutionnalisation	

Jeu 3 : Identifier les éléments matériels et réactionnels nécessaires à la réalisation d'un dosage acido-basique

Episode 3.1 : identifier les éléments du dispositif expérimental nécessaire pour le dosage à partir d'une image projetée

Par une série de questions/réponses, le professeur amène les élèves à identifier les éléments matériels nécessaires pour un dosage colorimétrique, présentés à l'écran. Ensuite, il annonce que la solution à doser, de concentration inconnue est mise dans un bécher alors que la solution dosante est placée dans une burette graduée.

La chronogenèse avance rapidement sous la responsabilité du professeur. Les élèves apportent au milieu des signifiants en identifiant correctement les éléments du dispositif expérimental (tdp131, 133, 134, 136) et la solution dans la burette (tdp 138). C'est un épisode interactif où les formes d'interactions suivent le format IRE avec le professeur à l'origine de chaque initiation. L'enjeu n'est défini qu'à la fin de l'épisode (tdp 141_1) où le professeur procède à une formulation qui vaut à la fois définition et institutionnalisation. La dévolution et la régulation sont absentes et la densité épistémique est faible puisqu'il s'agit de rappeler les éléments de dispositif expérimental.

Les savoirs, relatifs à l'identification des éléments du dispositif expérimental, sont exprimés oralement en langage scientifique et sous forme de représentation schématique, majoritairement dans le champ des observables (burette, bécher, ...). Le professeur assure

gestuellement une continuité entre la description délivrée en langage naturel et le schéma du dispositif au tableau.

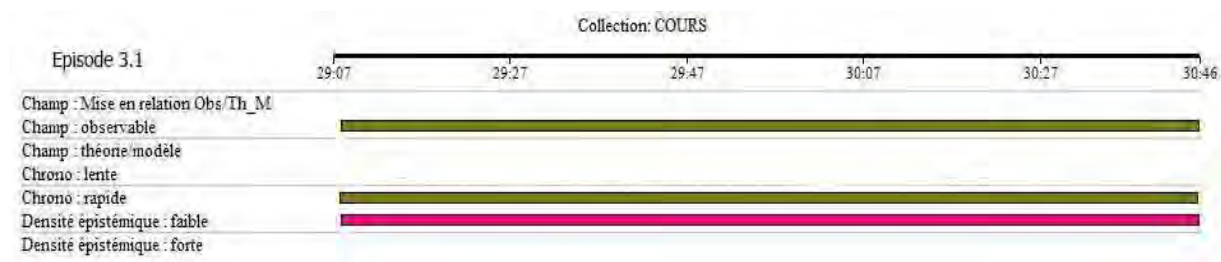


Figure 41: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.1 de la séance de cours pour P1

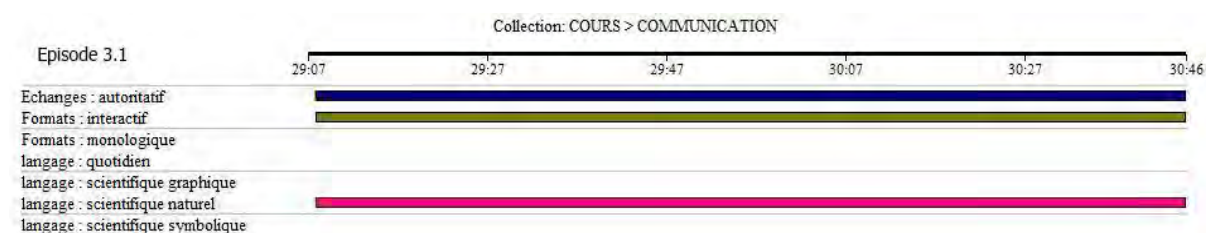


Figure 42: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.1 de la séance de cours pour P1

Episode 3.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
		Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation
	partagée	Méso p	Absente	Absente	Absente	formalisation

Episode 3.2 : prendre connaissance des caractères rapide et total de la réaction du dosage

Par une série de questions/réponses puis à partir d'une explicitation, le professeur avance l'idée que la réaction du dosage doit satisfaire à trois exigences, l'unicité, la rapidité et la totalité.

La chronogenèse avance très rapidement sous l'entière responsabilité du professeur. L'apport des élèves dans le milieu est minime (tdp 142, 144 et 146). Le professeur définit l'enjeu de cet épisode (tdp141_2), demande une explication (tdp 143) et formalise (tdp 149_1), une formalisation qui vaut une institutionnalisation intermédiaire. La dévolution et la régulation sont inexistantes et l'épisode est épistémiquement dense.

Les savoirs, relatifs aux caractères rapide et total de la réaction du dosage, sont proposés en langage naturel et selon une alternance entre phase interactive autoritative où l'élève n'a pas beaucoup de place (tdp 142, 144 et 146), et une phase non interactive au cours de laquelle le professeur explicite les exigences d'une réaction de dosage durant deux monologues sans support d'appui (tdp 147 et 149_1).

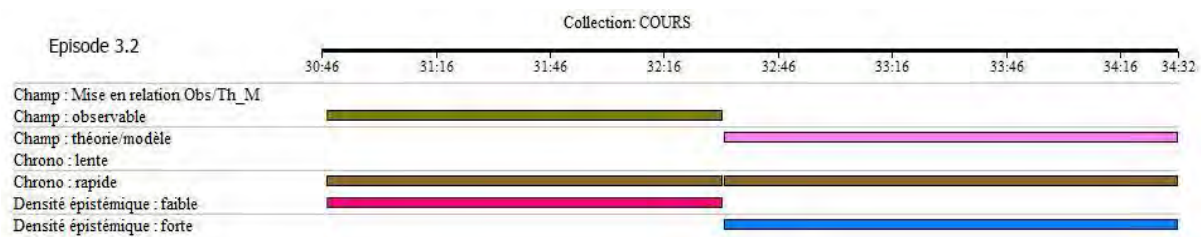


Figure 43: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.2 de la séance de cours pour P1

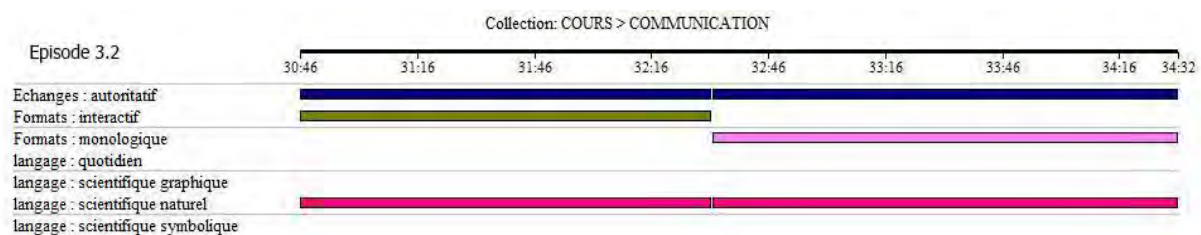


Figure 44: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 3.2 de la séance de cours pour P1

Episode 3.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Institutionnalisation	

Jeu 4 : Conclure sur les caractères rapide et exothermique d'un dosage d'acide fort par une base forte à partir d'une expérience réalisée par P1

Episode 4.1 : identifier les solutions pour un dosage acide fort par une base forte

Par une question/réponse, le professeur identifier HCl comme un acide fort. Les élèves proposent alors le couple NH_4^+/NH_3 comme base forte. Par une série de questions fermées-réponses en lien avec la théorie de Bronsted, il élimine cette possibilité grâce à la caractérisation du pK_a du couple et amène les élèves par effet de contrat à proposer NaOH comme base forte utilisée au laboratoire.

La chronogenèse avance un peu moins rapidement que dans les épisodes précédents et reste orientée par le professeur. La topogenèse est moyennement partagée. D'une part, les élèves apportent dans le milieu des signifiants liés aux forces des couple NH_4^+/NH_3 et NH_3/NH_2 qu'ils avaient eux-mêmes proposés (tdp 156, 158, 160 et 162). D'autre part, selon un format IRE, le professeur est toujours à l'initiative des interactions dont il espérait une conclusion rapide en faisant appel à la mémoire didactique des élèves pour identifier HCl (tdp 149_2) et NaOH (tdp 151) comme réactifs de la réaction de dosage. La proposition de couples liés à NH_3 le contraint quelques instants à utiliser la théorie de Bronsted (31 s de raisonnement conjoint), mais il y coupe très rapidement par une question orientée par effet contrat vers la soude (tdp 163). Les régulations sont donc absentes de cet épisode et la dévolution est aussi inopérante. Par ailleurs, les élèves découvrent l'enjeu de l'épisode au fur et à mesure de son déroulement

Les savoirs, relatifs à l'identification des solutions HCl et NaOH, sont exprimés en langage scientifique oral majoritairement dans le champ de théories/modèles. C'est un épisode

épistémiquement dense où les élèves produisent des raisonnements et font fonctionner le modèle de Bronsted avec une certaine fluidité (tdp 156, 160, 162)

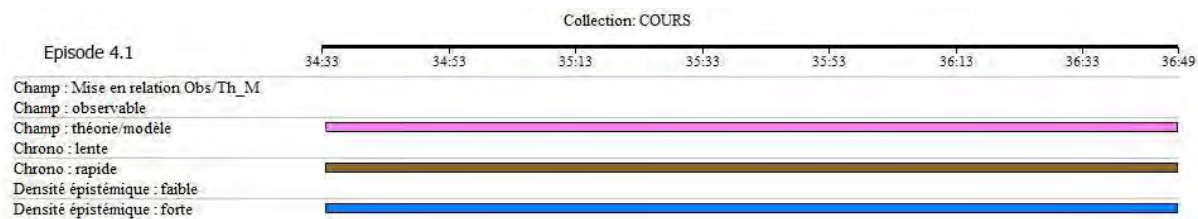


Figure 45: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 4.1 de la séance de cours pour P1

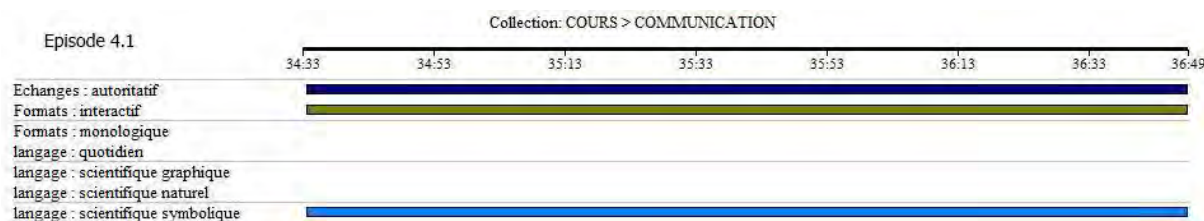


Figure 46: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 4.1 de la séance de cours pour P1

Episode 4.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
	Partagée	Méso p	Absente	Absente	Absente	Absente

Episode 4.2 : conclure que la réaction du dosage est rapide à partir du virage instantané du BBT

Le professeur réalise une expérience de monstration dans laquelle il fait réagir HCl avec NaOH en présence de BBT. Il décrit et interprète l'expérience concluant sur le caractère instantané de cette réaction mais aussi total, à tort au vu de l'expérience. Il généralise le caractère rapide à la totalité des réactions acide fort et base forte.

Le professeur fait seul avancer très rapidement le savoir, les élèves sont réduits à de simples observateurs, qui ne disent même pas ce qu'ils observent. La dévolution et la régulation sont donc inopérantes. Parallèlement au caractère rapide de la réaction, le professeur développe à tort, l'idée que le changement de couleur de l'indicateur coloré du jaune au bleu indiquerait le caractère total de la réaction acide fort base forte (tdp 169). Cela pourrait induire chez les élèves une assimilation (implicite) entre réaction totale et instantanéité de la réaction (tdp 170). L'épisode est dense épistémiquement ; l'enjeu n'est pas défini, ce n'est qu'à la fin celui-ci (tdp 171_1), juste avant la formalisation qui le clôture, que les élèves se rendent compte de l'intention du professeur.

Les savoirs, relatifs à la rapidité de la réaction acide fort base forte sont exprimés en langage scientifique et mettent en relation les observables avec le monde des modèles et théories. Le professeur fait appel à l'observable « couleur de BBT » pour conceptualiser la rapidité et, à

tort, la totalité de la réaction (tdp 169), la couleur du BBT montrant simplement un excès de base, donnant lieu à une discontinuité dans l'avancée logique des savoirs.

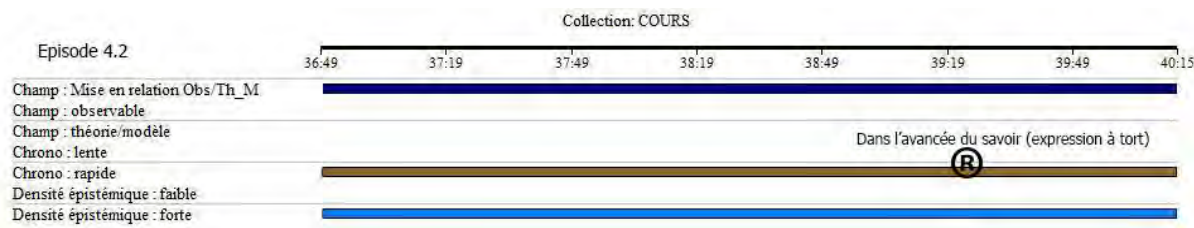


Figure 47: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 4.2 de la séance de cours pour P1

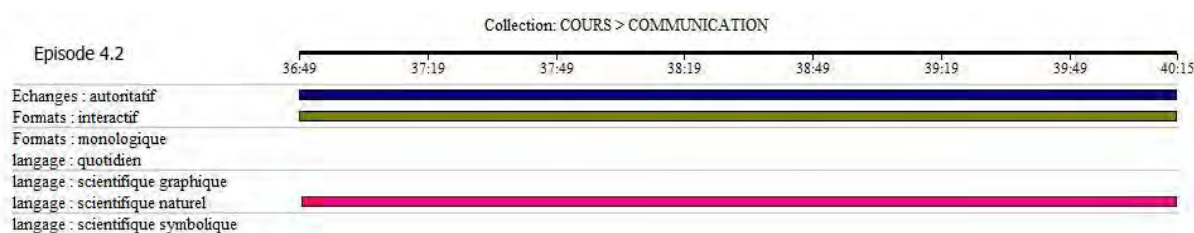


Figure 48: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 4.2 de la séance de cours pour P1

Episode 4.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Formalisation	

Episode 4.3 : conclure la réaction du dosage est exothermique à partir de l'augmentation de la température

Le professeur fait une deuxième expérience de la réaction HCl et NaOH dans laquelle il montre l'augmentation de la température. Des questions réponses l'amènent à faire conclure que cette réaction est exothermique, conclusion qu'il généralise lui-même à l'ensemble des réactions acide fort base forte.

La chronogenèse avance rapidement sous la responsabilité de professeur, les élèves concluant simplement à une élévation de la température après la lecture des deux relevés. La contribution des élèves dans le milieu est donc mineure (tdp 172 et 174). L'enjeu de cet épisode est défini à minima (tdp 171_2) et s'achève par une institutionnalisation intermédiaire sous forme d'une généralisation (tdp 183).

Les savoirs, relatifs à la nature exothermique de la réaction acide fort base forte, sont affichés en langage scientifique. Le professeur établit un lien entre l'observable (valeur de la température) et le champ des théories/modèles (tdp 181) pour conclure sur le caractère exothermique de la réaction acide fort base forte. La continuité entre les deux mondes est ici assurée par le professeur.

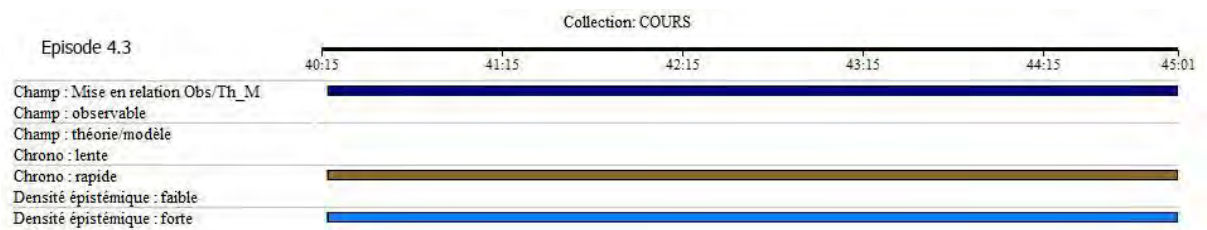


Figure 49: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 4.3 de la séance de cours pour P1

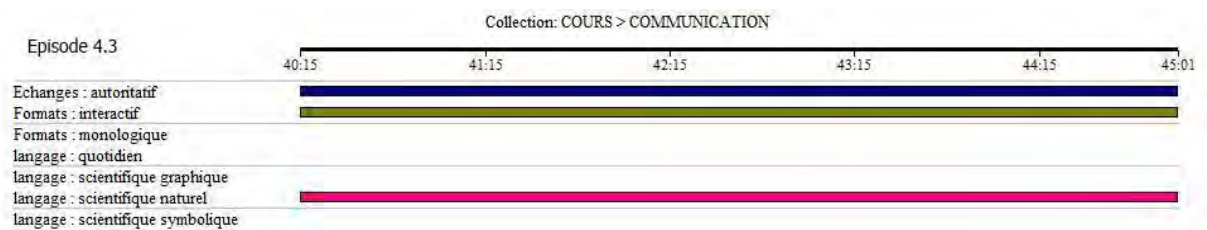


Figure 50: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 4.3 de la séance de cours pour P1

Episode 4.3	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	A minima	Absente	Absente	Institutionnalisation	

Jeu 5 : Conclure sur les caractères rapide, total et exothermique de la réaction entre un acide fort et une base forte à partir des données expérimentales et de la constante d'équilibre

Episode 5.1 : induire le caractère rapide de dosage acide fort base forte par colorimétrie

Le professeur montre implicitement et sans réellement formaliser le raisonnement, que la réaction AF BF est totale en faisant réagir de la soude en excès sur l'acide chlorhydrique et en utilisant le BBT.

La chronogenèse avance très rapidement sous l'entière responsabilité du professeur. L'apport des élèves dans le milieu est insignifiant. Dans cet épisode dont l'enjeu n'est pas défini, il n'y a ni dévolution ni régulation ni institutionnalisation. Le fait que l'acide constitue le réactif limitant dans cette expérience est à la charge des élèves.

Les savoirs sont exprimés selon un langage scientifique naturel au cours d'un monologue du professeur, épistémiquement dense, à peine interrompu (tdp 185) où à la fois des discontinuités et une digression apparaissent (tdp 186_1). Les discontinuités émergent à la fois au niveau de l'interprétation microscopique, dans laquelle il manque un observable (couleur bleue de BBT) pour pouvoir dire que la solution est basique (à la fin de tdp 186_1), et au niveau de la gestion de la relation symbolique « $C_1V_1 = C_2V_2$ », lorsqu'il n'explique les significations de C_1 , V_1 , C_2 et V_2 . Au cours de son monologue, le professeur fait une petite digression lorsqu'il évoque l'utilisation d'un pH-mètre (tdp 186_1), alors qu'il n'a pas terminé

son explication sur le dosage colorimétrique. Les relations entre empirie et théorie sont implicites.

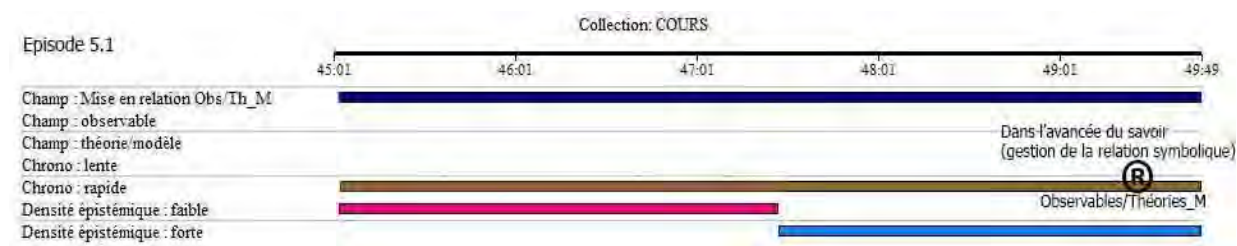


Figure 51: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 5.1 de la séance de cours pour P1

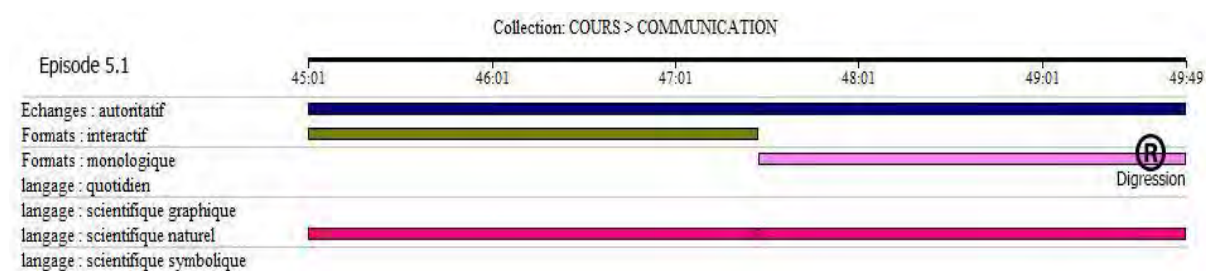


Figure 52: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 5.1 de la séance de cours pour P1

Episode 5.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
	Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Absente

Episode 5.2 : connaitre la procédure d'étalonnage d'un pH-mètre à partir de la démonstration de P1

Le professeur montre la procédure pas à pas d'étalonnage du pH-mètre aux élèves. Il mesure le pH de la solution acide fort base forte en excès qu'il déjà préparée. Il a justifié cette procédure à la demande d'un élève en signalant que le pH est une fonction affine de la tension dont qu'on ne connaît pas ni la pente ni les coordonnées à l'origine, raison pour laquelle on a besoin d'un étalonnage.

La chronogenèse avance rapidement le professeur en assume la totale responsabilité. L'apport des élèves dans le milieu est minime (tdp 192) et se réduit à la lecture de la valeur du pH affichée. Le professeur définit l'enjeu de cet épisode (tdp 186_2) et introduit dans le milieu les solutions tampons (non encore étudiées) sans justification (tdp 199) ainsi que l'existence d'une relation entre U aux bornes des électrodes et pH à partir d'explications dont le niveau semble dépasser celui accessible à des élèves de terminales. Il n'y a ni régulation ni institutionnalisation au cours de cet épisode. Si l'enjeu de l'épisode est annoncé dès le début, on peut supposer que les élèves n'en comprennent pas le sens.

Lors de l'étalonnage, le professeur procède à une lecture du pH de la solution déjà préparée sans que celle-ci ne soit exploitée (tdp 192 et 193) (elle le sera à la fin de l'épisode suivant)

sans que celle-ci ne soit justifiée, ce qui introduit une légère discontinuité dans le déroulement de l'épisode consacré à la procédure d'étalonnage et à sa justification.

Les savoirs, relatifs à l'étalonnage du pH-mètre, sont exprimés langage scientifique au cours de deux monologues du professeur, l'un associé à la monstration empirique de la procédure (tdp 189 et 190), le second associé à la justification théorique de l'étalonnage (tdp 199). Une représentation de la fonction affine $pH = f(U)$ est utilisée comme support aux explications, le professeur assurant une continuité entre cette dernière et les explications en langage naturel scientifique.

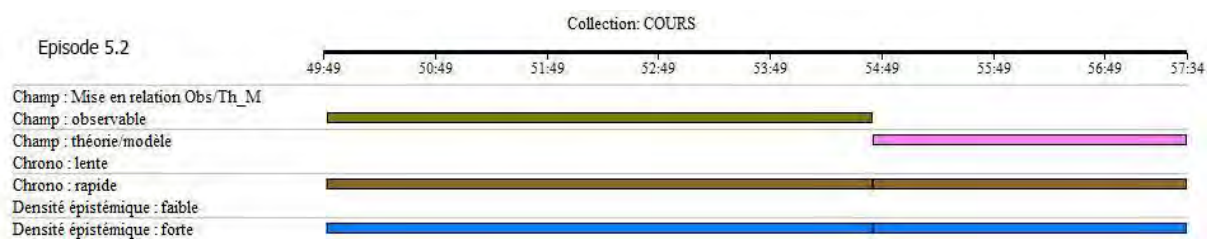


Figure 53: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 5.2 de la séance de cours pour P1

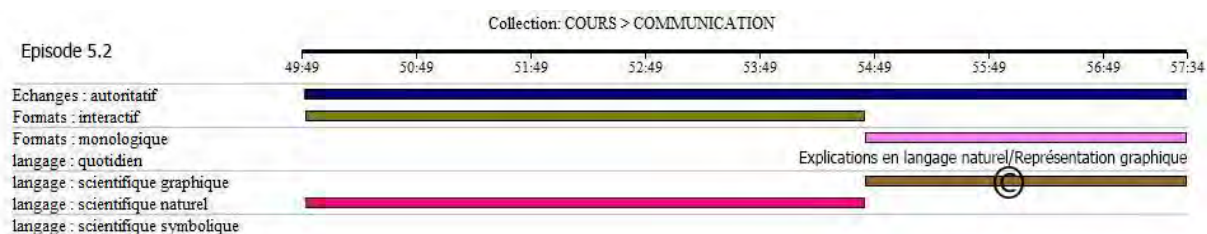


Figure 54: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 5.2 de la séance de cours pour P1

Episode 5.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Absente	Absente

Episode 5.3 : exploiter les valeurs des données expérimentales pour montrer les caractères de la réaction

Le professeur, par une série de questions/réponses amène les élèves à identifier les ions H_3O^+ et OH^- comme réactifs dans la réaction AF BF. Il construit le tableau descriptif avec l'aide de certains élèves en utilisant les données empiriques de la réaction AF BF précédente dont le pH a été mesuré dans l'épisode précédent. A partir des calculs vérifiant l'égalité de l'avancement final et l'avancement maximal de la réaction, il montre le caractère total de cette dernière.

Bien que la chronogenèse avance rapidement, orientée par le professeur, cette orientation n'étant pas explicite pour les élèves. Les élèves apportent ponctuellement des signifiants au milieu à la fois de nature empirique et conceptuelle (tdp 202, 207, 216, 219, 223, 229, 231). Le professeur quant à lui, outre l'orientation générale, est à l'origine des interactions, ou développe deux monologues (tdp 213 et 232_1), conservant ainsi une position topogénétique

haute et dense épistémiquement. Le premier monologue rappelle la différence entre tableau d'avancement et tableau descriptif qu'il signale comme « très importante ». Ce rappel n'est pas vraiment nécessaire à l'avancée du savoir et introduit une légère rupture dans ce qui constitue le cœur de l'épisode, la démonstration du caractère total de la réaction. Le second monologue quant à lui constitue une institutionnalisation finale, même si le jeu n'est pas terminé puisque il s'agira dans l'épisode suivant de confirmer par un moyen différent le caractère total juste énoncé. C'est à ce moment-là que les élèves comprennent l'enjeu de l'épisode. L'épisode ne comporte pas réellement de régulations de la part du professeur.

Les savoirs concernant les caractères de la réaction sont élaborés à partir de calculs théoriques (tableau descriptif) mettant en jeu des données expérimentales (concentrations, volumes, pH) ; ils sont exprimés en langage scientifique naturel associé à des représentations symboliques. Les interactions communicationnelles sont interactives *authoritatives* puisque à chaque instant, c'est le point de vue scientifique qui est privilégié.

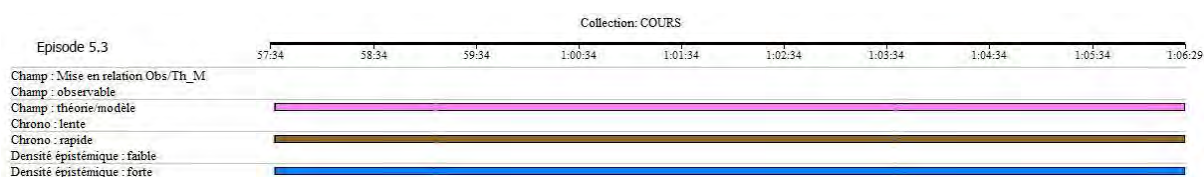


Figure 55: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 5.3 de la séance de cours pour P1

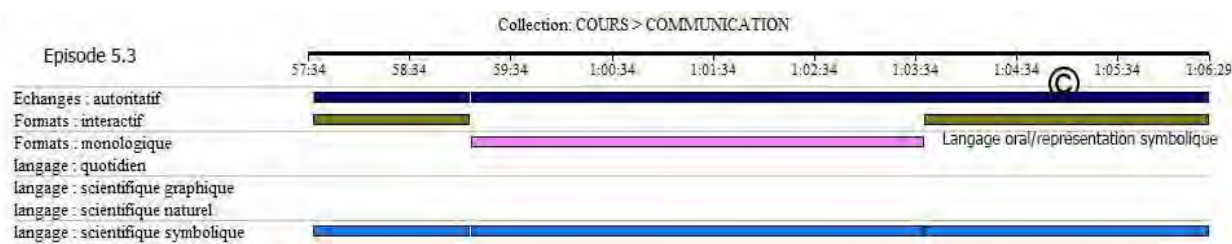


Figure 56: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 5.3 de la séance de cours pour P1

Episode 5.3	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Institutionnalisation	

Episode 5.4 : retrouver le caractère total de la réaction à partir de la valeur de K_e (produit ionique)

A partir de l'expression usuelle de la constante d'équilibre de l'eau et sa valeur qui est supérieur à 10^4 , le professeur conclue au caractère total de la réaction $AF BF$. Il termine par une phase de conclusion générale sur tous les caractères de la réaction acide fort base forte.

La chronogenèse avance rapidement sous la responsabilité du professeur. Certains élèves apportent des signifiants dans le milieu (tdp 233, 235, 239, 241, 246). La topogenèse est plus équilibrée que dans les jeux précédents. La progression, dense épistémiquement, s'opère d'abord sur l'axe logique structurant les savoirs, puis en termes d'approfondissement (tdp 240

et 244). L'enjeu de cet épisode est connu des élèves (tdp 232_2). La formalisation finale vaut institutionnalisation finale et porte sur la totalité des caractères rapide, exothermique et total de toutes les réactions acide fort base forte (tdp 247_1). Le caractère d'unicité, signalé dans l'épisode 3.2 comme associé à la réaction de dosage n'est pas repris (toutefois, le caractère total de la réaction englobe son unicité), alors que le caractère exothermique, non signalé au début a été rajouté en cours de séance.

C'est un épisode interactif développé selon un point de vue *authoritative* et selon le format d'interaction de type IRE. Les savoirs, relatifs à la détermination du caractère total de la réaction à partir de la valeur de K_e , sont exprimés oralement en langage scientifique étroitement associé à des représentations symboliques, majoritairement dans le champ des théories/modèles.

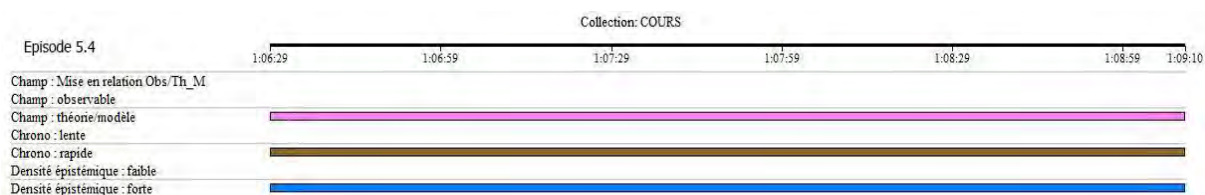


Figure 57: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 5.4 de la séance de cours pour P1

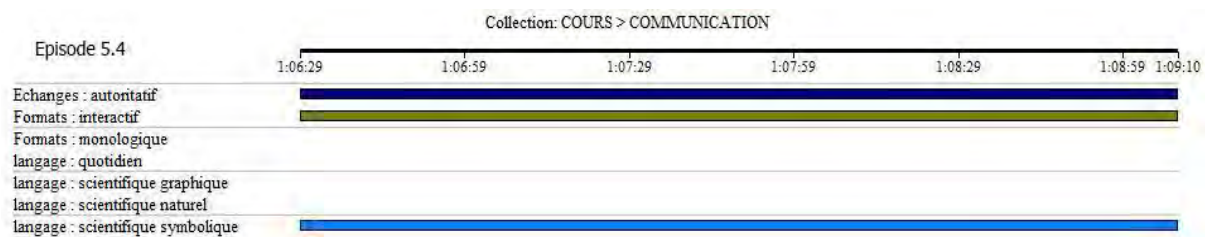


Figure 58: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 5.4 de la séance de cours pour P1

Episode 5.4	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Partagée	Méso p	Présente	Absente	Absente	institutionnalisation	

III - Deuxième séance : première séance de travaux pratiques TP1 pour le professeur P1

III.1 - Transcription de l'entretien ante de la séance de TP1

1. A : quel est le sujet abordé aujourd'hui ?
2. P1 : c'est un TP d'un acide fort par une base forte
3. A : vous allez faire quoi précisément
4. P1 : c'est un dosage d'un acide fort par une base forte HCl et NaOH avec exploitation de la courbe et étude des points remarquables
5. A : quelles sont les difficultés que vous attendiez des élèves ?
6. P1 : le niveau de mes élèves est bas c'est ne sont pas mes élèves c'est pas moi qui les a enseigné en troisième c'est une classe faible juste trois élèves qui ont la moyenne et le reste sont de très bas niveau c'est fatigant d'enseigner une telle classe
7. A : donc vous pensez qu'ils ne vont pas comprendre la leçon d'aujourd'hui
8. P1 : non pas du tout mais leur niveau est au-dessous de la moyenne voilà
9. A : sur quels points vous allez insister
10. P1 : surtout les points remarquables, la nature de la solution à l'équivalence et l'effet de la dilution

III.2 - Transcription de la séance de TP1 avec le professeur P1

Jeu 1 : Se rappeler les nécessités matérielles et réactionnelles pour un dosage entre un acide fort et une base forte

Episode 1.1 : citer les caractères de la réaction entre un acide fort et une base forte

1. P1 : bien (0:00:01) le TP d'aujourd'hui est un TP chimie concernant les réactions acido-basique (0:00:13) on a parlé des caractères de la réaction entre un acide fort et une base forte (0:00:22) est ce que vous pouvez me rappeler de ces caractères ? (0:00:23) les caractères de la réaction entre acide fort et une base forte (0:00:27) oui..
2. E1 : rapide heuuh totale (0:00:32)
3. E2 : exothermique
- 4_1. P1 : rapide, exothermique et totale (0:00:35) c'est à dire on peut les utiliser comme support (0:00:39) aux réactions de dosages réactions de titrages (0:00:43) donc notre heuuh objectif aujourd'hui c'est d'étudier la variation du pH...on va.. au lieu de.. de titrer la solution d'acide.. d'un acide fort qu'on va choisir comme support l'acide chlorhydrique (0:01:00) chlorure d'hydrogène alors ..au lieu de doser cette solution par colorimétrie on va doser la solution par pH-métrie.. titrage par pH-métrie donc on va suivre la variation du pH d'une solution d'un monoacide fort (0:01:24)

Episode 1.2 : définir un mono acide

- 4_2. P : c'est quoi le monoacide fort? Quand est ce qu'on parle d'un monoacide oui (0:01:29)
5. E1 : lorsque lorsqu'il capte heuhh
6. E2 : un élément chimique capte H^+
7. P1 : l'acide capte (0:01:36) H^+
8. E : libère H^+
9. P1 : libère.. un acide c'est (0:01:39) une entité chimique c'est pas élément chimique c'est une entité chimique (0:01:44) lorsqu'on parle d'une entité chimique on veut dire quoi
10. E : soit neutre ou chargé
11. P1 : soit neutre ou chargé c'est-à-dire soit (0:01:57.7)
12. E : un atome
13. P1 : oui un atome (0:02:02) c'est possible d'avoir un atome qui joue le rôle d'un acide ?
14. E1 : non un ion (0:02:07)
15. E2 : molécule
16. P1 : molécule ou ion (0:02:10) donc l'entité chimique capable de céder un ion H^+ de libérer un ion H^+ .. ça c'est l'acide mais quand est ce qu'on parle d'un monoacide? (0:02:22)

17. E : il peut libérer un seul ion d'hydrogène

18. P1 : voilà (0:02:25) lorsque chaque molécule ou chaque ion est capable de libérer un seul ion H^+ d'accord (0:02:35) comme exemple la solution

19. E : HCl

20. P1 : l'acide chlorhydrique HCl (0:02:39) le HCl avec l'eau il libère un ion H^+ pour former l'ion.. Qu'appelle-t-on l'ion H_3O^+ (0:02:45) l'ion H_3O^+

21. E : hydronium

22. P1 : hydronium (0:02:48) très bien l'ion hydronium bien donc on va suivre la variation du pH de la solution (0:02:53) d'un monoacide fort qu'on va choisir le HCl par ajout progressif d'une solution d'une monobase forte.. On va utiliser comme monobase forte

23. E : la soude

24_1. P1 : la soude très bien (0:03:08)

Episode 1.3 : énumérer les éléments du dispositif expérimental

24_2. P1 : alors donc on va aujourd'hui suivre si vous voulez on va étudier cette réaction acide base par suivi pH-métrique on parle de suivi pH-métrique c'est un titrage s'effectuant avec un pH-mètre on va pas utiliser un indicateur coloré chercher l'équivalence tout simplement par le virage de l'indicateur coloré non on va effectuer donc l'étude expérimentale en utilisant un pH-mètre (0:03:42) on étudie les variations du pH du milieu réactionnel pour cela il nous faut un oui

25. E : un pH-mètre

26. P1 : oui un pH-mètre d'accord muni d'une sonde des électrodes en verre combinées qu'on va les plonger dans la solution pour cela nous allons donc (0:04:02) choisir un volume bien précis mesuré à l'aide de quoi (0:04:08)

27. E : une pipette

28. P1 : une pipette graduée ou jaugée bien (0:04:14) par la suite à cette solution qu'on va titrer qu'on va placer dans un bécher nous ajouter progressivement avant tout on va élever les valeurs de pH de notre solution acide et par la suite en ajoutant progressivement la solution de soude nous allons à chaque fois la valeur du pH d'accord la soude doit être versée progressivement à l'aide de quoi

29. E : une burette

30. P1 : à l'aide d'une burette (0:04:58)

31. E : graduée

32_1. P1 : à l'aide d'une burette graduée très bien (0:04:59)

Jeu 2 : Proposer l'allure de la courbe $pH=f(V_B)$ et discuter collectivement les propriétés

32_1. P1 : alors notre objectif de ce TP sera

Le professeur charge une présentation PowerPoint

33. P1 : premièrement réaliser le titrage pH-métrique d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration connue (0:05:14) d'accord et par la suite interpréter l'allure de la courbe pour mettre en évidence les caractéristiques de ce type de titrage (0:05:28) d'après vous comment on va avoir l'allure de cette courbe si on veut représenter à priori avant de réaliser l'expérience

34. E : une fonction affine (0:05:42)

35. P1 : une fonction affine (0:05:43) vous pouvez passer au tableau et représenter cette fonction c'est à dire d'après vous lorsqu'on fait varier le volume de la base versée et on suit le pH qu'elle est l'allure que vous pensez on va avoir avant de passer à l'expérience (0:06:02) allez-y (0:06:07)

L'élève sort au tableau

36. P1 : allez y allez y représenter l'allure approximative que vous pensez obtenir et par la suite on va passer à l'expérience et voir si c'est correcte ou c'est pas tout à fait le cas

L'élève trace l'allure suivante



Figure 59 : allure 1 de $\text{pH}=\text{f}(\text{VB})$ proposé

37. P1 : bien est ce qu'il y a d'autres propositions ? (0:06:44) votre camarade pense que le pH va décroître lorsqu'on verse la base (0:06:48)

38. E2 : l'acide dans le bécher ? (0:06:51)

39. P1 : oui l'acide dans le bécher (0:06:53)

40. E2 : donc le pH augmente

41. P1 : allez au tableau (0:06:56)

42. E1 : dans l'acide H_3O^+ est égale à 10 à la puissance -pH (0:07:02)

43. P1 : oui

44. E1 : si le pH augmente le H_3O^+ diminue (0:07:05)

45. P1 : on va voir

L'élève E1 retourne à sa place et l'élève E2 au tableau et il trace l'allure suivante (0:07:54)



Figure 60 : allure 2 de $\text{pH}=\text{f}(\text{VB})$

46. P1 : voilà il pense que le pH va croître puisque vous avez au départ une solution acide et on verse la base le pH augmente.. est ce qu'il y a d'autres propositions (0:08:15) hein oui

47. E3 : la courbe est linéaire

48. P1 : au tableau une troisième proposition

Une élève sort au tableau et trace l'allure suivante



Figure 61 : allure 3 du $\text{pH}=\text{f}(\text{VB})$ proposé

49. P1 : votre camarade pense que la variation va être linéaire (0:08:41) bien ça c'est..

50. E : monsieur.. la variation du pH en fonction de volume de la base ajouté (0:08:53)

51. P1 : voilà la variation du pH avec le volume de la solution basique ajoutée (0:08:58) c'est à dire on mesure au départ le pH de la solution acide et on verse progressivement la base et on relève à chaque fois le pH (0:09:06) alors l'allure de cette courbe va être comment ?

Un élève lève le doigt

52. P1 : oui vous avez une autre proposition

53. E : oui (0:09:25)

54. P1 : allez au tableau

L'élève sort au tableau et trace l'allure suivante

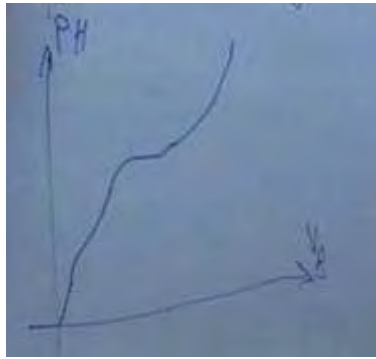


Figure 62 : allure 4 du $\text{pH}=\text{f}(\text{VB})$ proposé

55. P1 : bien merci voilà une autre proposition le pH initialement est nul (0:10:13) il croît puis il se stabilise en quelques sortes pour un certain volume de la base versée (0:10:21) hein puis il augmente de nouveau donc vous voyez bien on a trois propositions

56. Collectif : quatre

57. P1 : trois propositions pour les quelles (0:10:32) le pH croît et une proposition pour laquelle le pH décroît d'accord (0:10:37) est ce qu'on peut supprimer une proposition dès le départ (0:10:42)

58. Collectif : le pH décroît

59. P1 : le pH décroît (0:10:47) c'est à supprimer ?

60. E : oui

61. P1 : pourquoi (0:10:48)

62. E : on ajoute de l'eau le pH augmente jusqu'à atteindre 9.. 7

63. P1 : au départ la solution est acide donc son pH est comment ? (0:10:59)

64. E : va augmenter

65. P1 : son pH est comment

66. E : faible

67. P1 : comparé à 7

68. E : inférieur à 7 (0:11:04)

69. P1 : inférieur à 7 (0:11:07) vous dites pour une solution acide c'est inférieur à 7 à 25°C et par la suite on ajoutant la base qu'est ce qui se passe (0:11:14)

70. E : le pH va augmenter (0:11:16)

71. P1 : le pH augmente pour dépasser la valeur de 7 d'accord donc cette proposition on va la supprimer dès maintenant (0:11:25)

Le professeur barre la première proposition

72. E : la troisième aussi (0:11:27)

73. P1 : la troisième pourquoi (0:11:27)
74. E : parce que le pH va se stabiliser dans une zone
75. P1 : pourquoi vous pensez que le pH va se stabiliser (0:11:37)
76. E : il va atteindre l'équivalence (0:11:42)
77. P1 : à l'équivalence le pH reste stable donc normalement pendant l'équivalence le pH ne varie pas ! (0:11:50)
78. E : xxxxxxx
79. P1 : comment parlez un peu plus fort
80. E : pendant la zone de virage le pH se stabilise (0:12:05)
81. P1 : la zone de virage donc le pH se stabilise donc vous rejoignez donc l'idée de vos (0:12:10) camarades ce que le pH au départ va croître il va se stabiliser (0:12:14) pendant l'équivalence puis il croît de nouveau (0:12:17)
82. E : non
83. P1 : non pourquoi non (0:12:20)
84. E :
85. P1 : pourquoi non vous pensez quoi (0:12:27) vous pensez que le pH croît linéairement (0:12:31) d'une façon uniforme
86. E :
87. P1 : bien (0:12:37) est ce qu'on peut supprimer l'une de deux proposition deuxième et la troisième c'est à dire linéaire ou affine (0:12:44)
88. E : le pH ne peut pas commencer à zéro (0:12:47)
89. P1 : ne peut pas commencer à zéro pourquoi (0:12:49)
90. E : c'est une solution acide (0:12:50)
91. P1 : une solution acide son pH (0:12:51) ?
92. E : est différent de zéro (0:12:53)
93. P1 : le pH est différent de zéro (0:12:53) donc au départ la solution étant acide son pH ne peut pas être nul (0:12:57) donc la deuxième proposition est à éliminer puisque le pH de départ n'est pas nul (0:13:06)
94. E : même la quatrième sera ...
95. P1 : pour la quatrième proposition ici (0:13:13) il y a un problème ici vous pensez qu'il y a un problème (0:13:36) donc
96. E : ça peut être juste mais il me semble que c'est pas crédible
- 97_1. P1 : ah ok on passe à l'expérience (0:13:50) pour voir laquelle de deux propositions ou bien si les deux propositions sont à rejeter d'accord (0:13:57) s'il y a une proposition

acceptable ou bien on va voir exactement qu'est ce qui se passe au pH pendant ce titrage (0:14:09)

Jeu 3 : se rendre compte du mode opératoire à utiliser pour le dosage

Episode 3.1 : nommer les éléments du dispositif expérimental à partir d'une image projetée

97_2. P1 : alors (il charge le schéma du dispositif sur la présentation PowerPoint) pour cela le dispositif expérimental est formé par quoi

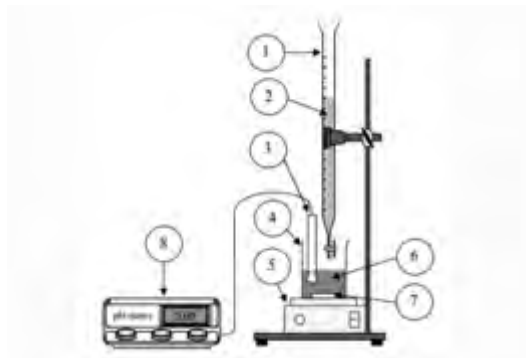


Figure 63 : schéma du dispositif expérimental du dosage

98. P1 : nous devons utiliser premièrement

99. E : la burette (0:14:21)

100. P1 : une burette graduée d'accord (il écrit à chaque fois le nom de chaque pièce du dispositif) (0:14:26) qu'est-ce qu'on place dans la burette graduée (0:14:28)

101. E : la solution titrante

102. P1 : la solution titrante c'est à dire la solution de

103. E : NaOH

104. P1 : de concentration connue (0:14:36) d'accord (0:14:46) nous allons utiliser une solution de soude de concentration 0,02M (0:14:55) par la suite

105. E : un pH-mètre

106. P1 : oui (0:15:00) et muni d'une sonde oui et

107. E : un agitateur

108. P1 : oui un agitateur (0:15:16) magnétique oui le sept (numéro de la pièce)

109. E : barreau aimanté

110. P1 : à quoi sert

111. E : homogénéiser le mélange

112. P1 : oui et le quatre

113. E : un bécher

114. P1 : et qu'est-ce qu'on place dans ce bécher

115. E : un volume de HCl(0:16:00)

Episode 3.2 : justifier le choix du volume de prélèvement acide

116. P1 : un volume connu de HCl fixé nous allons prélever un volume de 30mL de la solution de HCl de concentration inconnue mais on connaît la concentration 10 à la puissance -2M (0:16:17) et quoi d'autre

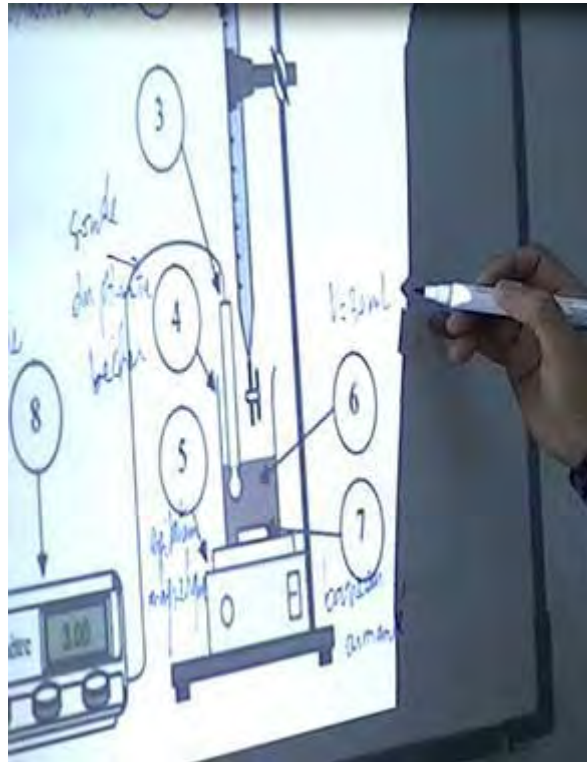


Figure 64: schéma du dispositif expérimental du dosage affiché et légendé sur le tableau

117. E : ça y est(0:16:27)

118. P1 : bien d'après vous est ce que c'est possible d'utiliser donc des prélèvements on dose uniquement 10mL au lieu de doser 30mL est ce que c'est possible de travailler avec 10mL (0:16:41) on prélève 10mL de la solution qu'on dose par la suite à l'aide de la solution basique (0:16:50)

119. E : non

120. P1 : pourquoi non

121. E : parce que c'est difficile de déterminer la superposition (0:16:56)

122. P1 : quelle superposition

123. E : de couleur

124. P1 : superposition de couleur ? (0:17:01) lorsqu'on a utilisé un indicateur coloré on a oublié de signaler qu'on va placer hein quelques gouttes de BBT pour détecter l'équivalence par le changement de couleur (le professeur ajoute quelques gouttes dans le

bécher sur sur le dessin précédent) donc vous voyez (0:17:21) que c'est un peu difficile si on travaille avec 10mL d'observer le changement de couleur ?

125. E : la réaction sera plus rapide (0:17:31)

126. P1 : plus rapide si on utilise 10mL ? ou on lorsqu'on travaille avec 30ml..

127. E : oui

128. P1 : on a utilisé 30mL uniquement pour observer mieux le changement de couleur lors de l'équivalence hein qu'est-ce que vous en dites.. (0:18:04) bien nous allons mesurer le pH oui ou non

129. E : oui

130. P1 : vous allez relever les valeurs de pH pour cela on doit tremper la sonde du pH-mètre à l'intérieur de la solution d'après vous est-il possible de tremper votre sonde dans un bécher qui contient 10mL de la solution ? Vous voyez le problème oui ou non (0:18:27)

131. E : oui

132. P1 : quel est le problème (0:18:28)

133. E1 : la sonde ne peut pas atteindre toute la solution

134. E2 : on ne peut pas mesurer le pH (0:18:31)

135. P1 : pourquoi on ne peut pas mesurer le pH de la solution si le volume prélevé est assez petit (0:18:37)

136. E : on n'aura pas assez de solution pour que la sonde soit en contact avec toute la solution

137. P1 : voilà pour que la sonde soit totalement plongée la partie sensible de la sonde doit être plongé dans la solution (0:18:53) pour cela placez votre électrodes en verre la partie sensible ne va pas être totalement émergées dans la solution (0:19:05)



Figure 65: illustration montrant l'émergence de la partie sensible de la sonde dans la solution

Alors on a deux solutions où bien on utilise un volume assez important c.-à-d. plus que 20ml 30, 40mL ou bien est ce qu'on a d'autres solutions (0:19:15)... Est-ce qu'il y a d'autres solutions ?

138. E : modifier la forme de bécher

139. P1 : c.-à-d. diminuer la surface... est ce qu'on aura pas d'autres problèmes dans ce cas..

140. E : pour que la sonde...ou va ajouter le H₂O... il faut verser....
141. P1 : donc c'est difficile comme même de placer votre burette au-dessus donc du bécher on a d'autres possibilités plus faciles que ça (0:19:53)
142. E : incliner le bécher
143. P1 : incliner le bécher ? oui mais en quelques sortes oui c'est possible de façon à tremper la partie sensible du pH-mètre (0:20:06)

Episode 3.3 : se rendre compte de la nécessité d'utiliser un pH-mètre au lieu du papier pH

144. E : utiliser un papier pH (0:20:09)
145. P1 : ah (0:20:13) est ce que c'est possible d'utiliser les papiers pH pour relever le pH ?
146. E : oui c'est possible
147. P1 : oui c'est possible (0:20:16).. donc on peut éliminer notre pH-mètre (0:20:18) hein ?
148. E : non c'est pas précis
149. P1 : voilà c'est pas précis (0:20:22) le pH-mètre va nous indiquer une valeur avec quelle précision.. dix au moins combien.. la précision de mesure
150. E : dix puissances -3
151. P1 : c'est à dire on peut avoir un pH 2,328 (0:20:38) à l'aide d'un papier pH
152. E : non de un
- 153_1. P1 : avec le pH-mètre on peut atteindre même 0,5 unité de pH (0:20:50) ce qui n'est possible avec les papiers pH alors on est obligé d'utiliser un pH-mètre qui donne une précision de l'ordre de 1/100 de pH (0:21:13) c'est à dire deux chiffres après la virgule (0:21:16)

Episode 3.4 : réaliser qu'il existe une variation du pH initial dans le cas d'un ajout d'eau à l'acide prélevé

- 153_2. P1 : alors on peut trouver une autre solution plus facile c'est d'ajouter de l'eau distillée une fois qu'on prélevé les dix millilitres de la solution d'acide qu'on va doser par l'ajout de l'eau distillée (0:21:27) et on ajoute par exemple 40ml on aura en tout 50ml et dans ce cas l'électrode peut être facilement plongée dans la solution et la partie sensible sera émergée totalement dans la solution(0:21:36)
154. E : monsieur ça va changer la concentration (0:21:46)
155. P1 : ça va changer la concentration (0:21:51) oui ou non
156. E : oui
157. P1 : donc (0:21:53) ça va changer la valeur de pH oui oui non (0:21:55)
158. E : non

159. P1 : non le pH de la solution acide
160. E : pH égal $-\log C$ (0:22:01)
161. P1 : le pH c'est $-\log C$ (0:22:03) donc lorsqu'on écrit (il écrit sur le tableau $\text{pH} = -\log C$) (0:22:06) $\text{pH} = -\log C$ et l'ajout de l'eau va changer la concentration C' va être égale à quoi (0:22:13)
162. E : C sur n
163. P1 : C sur n ?
164. E : C fois V initial sur volume final
165. P1 : et le volume final à quoi égale
166. E : 50ml
167. P1 : c'est le volume initial plus le volume de l'eau (0:22:49)

$$C' = \frac{C \cdot V_i}{V_f} = \frac{C \cdot V_i}{V_i + V_{\text{eau}}}$$

Équation 3: expression de la concentration de l'acide dilué

....d'accord donc C' va être plus petite que C ce qui donne un pH plus

168. E1 : plus grande
169. E2 : plus petit
170. P1 : C' plus faible que C alors le pH est plus grand il y a un signe moins (0:23:17) voilà mais est ce que ça va changer l'allure de la courbe etc.. La forme de la courbe
171. E : non
- 172_1. P1 : on va voir par la suite on ne peut pas répondre pour l'instant on va voir par la suite on peut réaliser l'expérience et voir (0:23:33) est ce que ça va changer l'allure ou pas (0:23:35)

Episode 3.5 :prendre connaissance du mode opératoire

- 172_2. P1 :alors (il charge la présentation) ça c'est pour le dispositif alors le matériel qu'on va utiliser les solutions si vous voulez (0:23:45) (il charge la présentation et lit).. les solutions qu'on va utiliser une solution aqueuse de soude d'accord 0,02M d'accord et une solution d'acide chlorhydrique 10^{-2}M voilà (il montre le flacon) (0:24:15) nous allons utiliser des solutions tampons $\text{pH}=4$ et $\text{pH}=7$ pour qui ? vous avez utilisé une solution tampon de pH égal à 4 et de pH égal à 7 pourquoi ?
173. E : la sonde du pH-mètre
174. P1 : pour

175. E : régler le pH-mètre

176. P1 : régler c'est à dire ... étalonner (0:24:35)... pour étalonner le pH-mètre

177_1.P1 : le pH-mètre on a besoin (il lit de la représentation) d'une burette graduée de 25ml d'un bécher de 100mL de forme haute de façon à pouvoir donc plonger votre électrode facilement et une pipette graduée de 10ml pour prélever normalement nous devons avoir une pipette de 20ml mais on n'a pas vous allez utiliser une pipette de 10 si nous voulons 30mL on prélève trois fois et par la suite un pH-mètre et l'agitateur magnétique (0:25:25)

Jeu 4 : Réaliser l'expérience du dosage de HCl par NaOH

177_2. P : vous allez passer maintenant à l'expérience (0:25:26) vous allez se diviser en quatre groupes (0:25:27) donc quatre par groupe et vous allez commencer par étalonner le pH-mètre (0:25:34) allez y on passe à l'expérience

Les élèves se divisent en quatre groupes de quatre élèves chacun et commencent à étalonner le pH-mètre (0:26:43)

178. P1 : rincez les électrodes (0:30:33)....svp les 30mL que vous allez prélever vous les placer dans le bécher vous placer le bécher à côté et non pas au-dessous de la burette (0:34:29) nous allons préparer notre burette avant d'accord on va rincer la burette avec un peu de soude et la remplir (0:34:52)

179. P1 : svp lorsque vous versez de la soude dans la burette il faut s'assurer que votre niveau inférieur de minisk coïncide avec la graduation zéro d'accord et non pas le niveau supérieur (0:38:47)

180. E : monsieur on commence (0:40:04)

181. P1 : oui si vous avez terminé (0:40:36)

Le professeur contrôle l'expérimentation et aide les groupes en difficultés

182. P1 : voilà le tableau qu'il faut remplir vous allez verser ml par ml la solution de base relever le pH à chaque fois (0:44:52) mais relever le pH initial (0:45:16)

183. P1 : vous remarquez la solution jaune de l'acide

184. Collectif : oui (0:46:53)

Le professeur supervise le travail des élèves (0:48:37) il aide les élèves à relever le pH (0:49:037)

185. E : monsieur le pH égal à 7 (0:51:54)

186. P1 : ça y est (0:53:07)

187. E : monsieur (0:56:11)

188. P1 : vous avez terminé ici (0:57:34)

Jeu 5 : Tracer la courbe de la variation de pH de la solution en fonction du volume de NaOH ajouté

188. P1 : bien vous allez maintenant tracer la courbe de pH en fonction de V_B sur une papier millimétrée... allez regagnez vos places (0:58:32) ...(*Le professeur trace les axes de pH et V_B*).. pour les valeurs du pH..... et pour les valeurs du volume versé



Figure 66: les deux axes tracés par le professeur donnant lieu à l'échelle de la courbe $pH=f(V_B)$

Les élèves regagnent leurs paillasses et commencent à tracer la courbe $pH=f(V_B)$ (0:59:07).

189. P1 : vous mettez les points en plus hein (1:00:46)

Il contrôle les tracées (1:05:03)

190. P1 : je vous donne deux minutes pour terminer (1:07:20)

Il contrôle les courbes tracées (1:10:08)

191. P1 : bien suivez tout le monde (1:11:37) est-ce que vous avez trouvé une courbe qui ressemble à ça.

Le professeur charge sur l'écran blanc une courbe théorique $pH=f(V_B)$ (1:11:43)

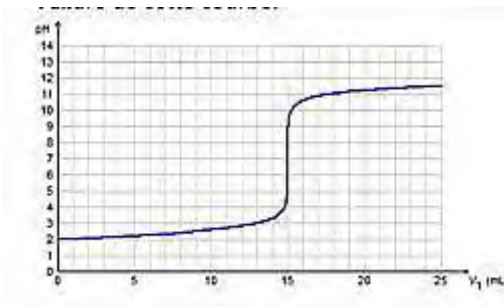


Figure 67: courbe de titrage acide fort base forte

192. E : c'est une courbe théorique (1:11:45)

193_1. P1 : cava est ce que vous avez trouvé une courbe de cette allure ?

Jeu 6 : Suivre l'interprétation de la courbe de dosage

Episode 6.1 : comparer entre la courbe obtenue et celle de départ

193_2. P1 : elle commence au départ (1:11:56) donc le pH varie légèrement au départ puis un saut de pH une variation brusque de pH puis il varie de nouveau

194. E : faiblement

195. P1 : oui faiblement cava (1:12:10)
196. Collectif : oui (1:12:13)
197. P1 : suivez svp suivez svp (1:12:25) suivez donc remarquez bien c'est presque inverse de ce que vous avez pensé au départ (il pointe la quatrième propositions).. le pH ne croît pas au départ se stabilise puis il croit de nouveau (1:12:51).. c'est inverse pratiquement il est presque constant au départ presque hein il croît faiblement puis il y a un saut brusque de pH puis il croit de nouveau faiblement d'accord c'est un peu l'inverse de ça (1:13:09).. alors vous voyez bien que votre courbe démarre à partir d'un pH égale à 2 est ce que vous avez trouvé 2 (1:13:18)
198. E : 2,4
199. P1 : 2,4 les autres
200. E : 2,2
201. E : 2,1
202. P1 : c'est de l'ordre de 2 hein et par la suite à la fin le pH tend vers une valeur proche de 12 hein
203. E : 10
204. P1 : 10 et les autres (1:13:41)
205. E : 11,5
206. E : 11,2
207. P1 : donc c'est supérieur à 11 inférieur à 12 (1:13:56) d'accord ce saut de pH c'est pour un volume de l'ordre de combien (1:14:06) vous avez trouvé quel volume qui correspond à ce saut
208. E : 15
209. E : 15
210. P1 : et vous
211. E : 14,5

Episode 6.2 : comprendre l'interprétation de la courbe de dosage

212_1. P1 : bien (1:14:26) alors les principales caractéristiques de cette courbe (1:14:33) vous remarquez bien qu'il y a trois parties (1:14:35) on distingue trois parties (1:14:35) une première partie le pH augmente légèrement le milieu est acide puisque votre solution est jaune (1:14:46) d'accord car l'acide est le réactif limitant car le réactif limitant est le OH⁻ donc l'acide est en excès (1:14:52) au départ on a versé une quantité de OH⁻ inférieur à celle des ions H₃O⁺ présentes dans la solution acide par la suite.. une deuxième partie où il y a une variation brusque de pH la solution initialement acide devient basique on dit qu'il y a un saut de pH un saut de pH la courbe devient pratiquement verticale avec changement de sens de la concavité c.-à-d. vous aurez au départ la concavité vers le haut puis une concavité vers le bas donc il y a un changement de concavité au niveau de cette deuxième partie donc il y a un

changement de concavité et enfin en troisième partie le pH augmente peu et la solution est basique vous voyez bien que la solution est bleue dans ce cas le réactif limitant est l'ion H_3O^+ (1:15:54) c'est à dire au départ le réactif limitant est l'ion OH^- à la fin le réactif limitant c'est l'ion H_3O^+ il y a un certain moment on a une égalité entre les ions OH^- versées et les ions H_3O^+ initialement présent dans le prélèvement c'est ce qu'on appelle l'équivalence (1:16:16)

Jeu 7 : Exploiter les données expérimentales et théoriques associées au point d'équivalence

Episode 7.1 : suivre l'exposé de P1 relatif à la détermination du point d'équivalence à l'aide de la méthode des tangentes à partir d'une simulation projetée

212_2. P1 : alors nous voulons chercher ce cette équivalence on veut déterminer l'équivalence pour cela nous allons déterminer l'équivalence si vous voulez graphiquement (1:16:29) à l'aide de la méthode des tangentes (1:16:32) on va déterminer ce point ce qu'on appelle point d'inflexion puisqu'on.. a vous connaissez tout le monde en math si vous avez changement de concavité alors nécessairement il y a un certain point entre les deux courbures appelé point

213. E : d'inflexion

214. P1 : point d'inflexion (1:16:51) on va déterminer graphiquement les coordonnées de ce point d'inflexion pour cela (1:16:58) la méthode graphique étant la suivante.. (1:17:01) .. (le professeur projette une simulation montrant la détermination du point d'équivalence par la méthode des tangentes)

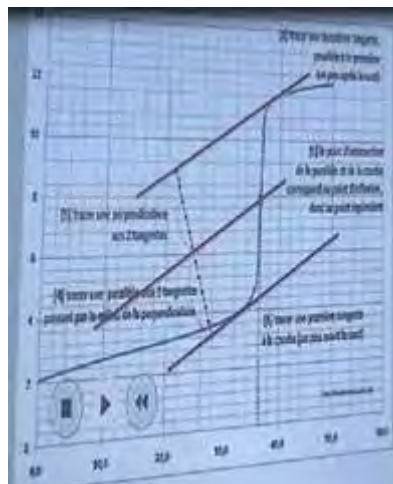


Figure 68 : simulation de monstration du traçage des tangentes

Vous allez commencer par en utilisant la règle plate tracer une tangente (1:17:09) à la courbure la première courbure une tangente en un point quelconque par a suite essayez de tracer une tangente parallèle à cette tangente (1:17:30) pour cela vous devez utiliser donc l'équerre et essayez de placer votre règle plate de façon à trouver une tangente parallèle à la première par la suite trouvez le milieu de cette droite et vous passez une deuxième droite tangente équidistantes de deux tangentes T1 et T2 (1:18:22) et le point d'intersection de cette tangente et la courbe est le point d'inflexion (1:18:29) le point d'inflexion est le point d'intersection de la courbe de titrage avec cette droite voilà donc ce point qu'on l'appelle par la suite le point d'équivalence (1:18:53) voilà la méthode graphique si vous voulez animé

Le professeur répète l'animation

215. P1 : suivez l'animation svp (1:19:13) voilà vous tracez la première tangente suivez puis la deuxième tangente parallèle à la première par la suite vous prenez donc la distance séparant les deux tangentes au milieu de ces deux tangentes vous tracez une troisième tangente

216. E : une parallèle

217. P1 : disant une parallèle entre les deux tangentes l'intersection entre cette parallèle et la courbe de titrage vous donne le point d'inflexion qu'on l'appelle point d'équivalence allez-y (1:19:57) utilisez votre règle plate et l'équerre pour représenter convenablement les tangentes et donnez-moi les coordonnées de ce point le pH_E et le V_{BE} (1:20:38)

Episode 7.2 : déterminer les coordonnées du point d'équivalence sur sa courbe

218. E : $pH=7$

219. P1 : vous avez trouvé pH_E 7 et le V_{BE} allez nous avons quatre groupes on va les voir oui (1:21:17)

220. E : 14,5

221. E2 : 6,5 pour le pH et 12,5 pour V_{BE}

222. E3 : pour nous c'est 6,5 pour le pH et 15 pour V_{BE}

223. P1 : l'autre groupe (1:22:10)

224. E : 7 et 16,7

225_1. P1 : 7 et 15 ça y est (1:23:18) vous voyez bien le pH à l'équivalence vous trouvez 7 7 6,5 6,5 c'est de l'ordre de 7 pour le volume de base versée à l'équivalence (1:23:30) vous trouvez 15 15 14,5 et 16,7 donc de l'ordre de 15 d'accord ça c'est les coordonnées qu'on appelle point d'équivalence

Episode 7.3 : calculer théoriquement des coordonnées du point d'équivalence

225_2. P1 : essayons de faire le calcul théorique pour qu'on trouve le volume de la base versée à l'équivalence oui (1:23:54)

226. E : le volume de la base versé à l'équivalence égale à 1/2 de volume de l'acide

227. P1 : pourquoi 1/2 (1:24:03) vous voulez dire que V_{BE} c'est pratiquement la moitié de V_A

228. E : oui

229. P1 : (1:24:14) ah 30/2 oui (1:24:16) alors si on utilise la relation théorique qu'est ce qu'on a à l'équivalence

230. E : $C_A V_A = C_B V_B$ (1:24:29)

Le professeur écrit ; à l'équivalence $n(H_3O^+) = n(OH^-)$ ce qui donne $C_A V_A = C_B V_{BE}$ donc

231. P1 : V_{BE} va être égale à $C_A V_A$ sur C_B c.-à-d. 10^{-2} fois 30ml on laisse en ml sur 10^{-2} ça fait 15mL

$$V_{BE} = \frac{C_A V_A}{C_B} = \frac{10^{-2} \times 30}{2 \cdot 10^{-2}} = 15 \text{ mL}$$

Équation 4 : expression du volume de la base ajoutée à l'équivalence

donc la valeur théorique de V_{BE} c'est 15mL (1:25:26) d'après vous pourquoi on ne trouve pas exactement 15 pour les deux groupes (1:25:30) vous avez trouvé 14,5 16 donc c'est un problème de quoi (1:25:35)

232. E : l'expérimentation et la précision

233. P1 : la précision des prélèvements de volume

234. E : même des mesures

235. P1 : même de mesures (1:25:46) l'ajout de V_B etc.. donc les erreurs de mesures peuvent faire décaler légèrement il suffit de prélever une quantité légèrement inférieur à 30ml pour avoir un volume de base versé légèrement inférieur à 15 et inversement donc vous voyez bien il faut faire un bon prélèvement pour avoir une bonne précision (1:26:27) maintenant pour le pH à l'équivalence on a trouvé 7 et 7,7 normalement et théoriquement qu'est-ce qu'on trouve à l'équivalence

236. E : 7

237. P1 : on la réaction qui se produit c'est la réaction de H_3O^+ et OH^- qui donne $2H_2O$ alors au départ à l'équivalence on a versé un nombre de mole de H_3O^+ égal à $C_A V_A$ et $C_B V_B$ c'est l'instant initial

Le professeur remplit un tableau descriptif

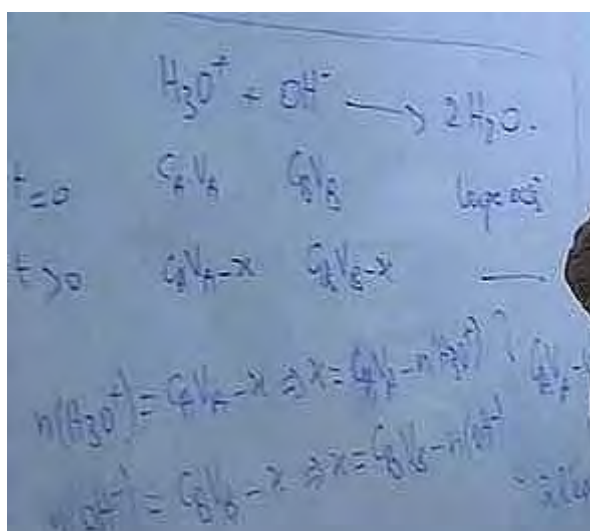


Figure 69 : tableau d'avancement acide fort - base forte

238. P1 : maintenant à t quelconque $C_A V_A - x$ et $C_B V_B - x$ et large excès alors le nombre de mole de H_3O^+ c'est $C_A V_A - x$ ce qui donne $x = C_A V_A - n(H_3O^+)$ d'accord (1:27:34) et le $n(OH^-) = C_B V_B - x$ ce qui donne $x = C_B V_B - n(OH^-)$ ce qui donne que $C_A V_A - n(H_3O^+) = C_B V_B - n(OH^-)$ à l'équivalence

239. E : $C_A V_A = C_B V_B$
240. P1 : oui $C_A V_A = C_B V_{BE}$ d'où on peut simplifier
241. E : par $C_A V_A$
242. P1 : d'où $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ égale au nombre de mole de OH^- ce qui donne $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ (1:28:27)
243. E : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ à la puissance -pH
- 244_1. P1 : donc $\text{pH} = 1/2 \text{p}K_e$ (1:28:31) à 25 ça va être 7 bien sûr (1:28:39) la température d'aujourd'hui est un peu différente (1:28:43) donc on trouve quelques fractions plus au moins 7 mais c'est de l'ordre de 7 (1:28:53)

Episode 7.4 : se rendre compte de la nature de la solution à l'équivalence

244_2. P1 : mais vous voyez que le pH à l'équivalence n'est autre que le pH de l'eau c.-à-d. une solution neutre obtenue à l'équivalence (1:29:03) c.-à-d. à l'équivalence vous aurez une solution lorsqu'on note l'équation comme étant $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$ donne l'eau en réalité avec les ions H_3O^+ les ions Cl^- et avec les ions OH^- les ions Na^+ (1:29:21) la solution va être la solution de Na^+ plus Cl^- plus $2\text{H}_2\text{O}$ donc c'est une solution de chlorure de sodium qui est une solution neutre

Il écrit sur le tableau

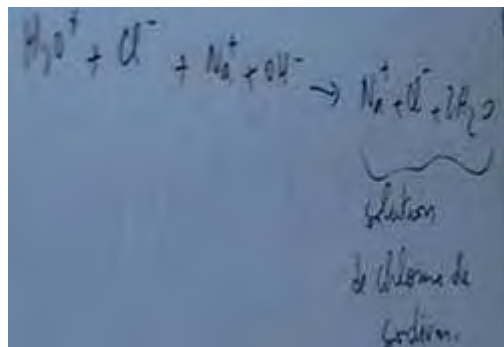


Figure 70 : équation de titrage d'un acide fort par une base forte

Jeu 8 : Etudier l'effet de la dilution sur les courbes de dosage

Episode 8.1 : simuler l'effet de la dilution sur les courbes de dosage à partir du logiciel Macroméga

245. P1 : bien (1:29:42) on passe nous (1:29:56) allons maintenant étudier l'effet de la dilution sur l'allure de la courbe de dosage (1:29:59) si on dilue les solutions alors l'allure de la courbe ça va
246. E : changer
247. P1 : changer ou non on va voir qu'est-ce qu'il change pour cela nous allons utiliser un logiciel c'est ce qu'on appelle « Microméga » édition Hatier terminal S qui peut réaliser des simulation on va réaliser des simulations en changeant à chaque fois les concentrations de deux solutions nous allons prendre au départ la concentration $C_A = 0,01 \text{ mol/l}$ et $C_B = 0,02 \text{ mol/l}$

que nous avons utilisé dans l'expérience par la suite on va diluer 10 fois et diluer par la suite 100fois et on va superposer les trois courbes à la fois et on va voir qu'est-ce qu'il change exactement (1:30:48) allez y vous passez aux ordinateurs vous avez quatre postes et quatre par poste allez-y

Chaque groupe d'élèves rejoint son poste d'ordinateur. Le professeur, devant son poste, manipule le logiciel et une copie d'écran s'affiche sur le tableau

248. P1 : bien vous avez devant vous ce simulateur et banques de données chimiques nous allons choisir pH-métrie (1:31:45) d'accord allez cliquer sur pH-métrie ça y est

249. Collectif : oui

250. P1 : bien vous aurez donc devant vous une burette graduée un bécher un pH-mètre (1:32:06) et on a la possibilité de choisir la solution vous commencez par on va doser une solution acide hein (1:32:13) si on dose l'acide vous cliquez sur solution acide si on dose la base vous cliquez ici donc on dose l'acide c'est bon vous choisissez l'acide donc faites défiler donc les acides et choisissez l'acide chlorhydrique ça y est

251. Collectif : oui ça y est

252. P1 : maintenant nous allons choisir comme concentration de départ 0,01 c'est bon le volume de la solution c'est 30mL prenez 30mL au lieu de 20 d'accord

253. E : oui

254. P1 : on va pas ajouter de l'eau hein (1:32:55) c'est bon maintenant la base la concentration de la base vous la changez et prenez 0,02mol/l (1:33:05) ça va c'est bon maintenant vous allez cliquer sur graphe

255. Collectif : ça y est

256. P1 : bien maintenant vous allez commencer le dosage on va vider la burette et voir comment ça va se passer pour le pH allez y vider la burette et observez bien les points que vous avez placés tout à l'heure qui se placent et la courbe qui se trace ça y est

257. Collectif : oui

258. P1 : c'est bon

259. E : oui

260. P1 : bien (1:33:51) nous allons maintenant se placer dans une nouvelle situation allez y cliquez sur situation 2 (1:33:58) c'est bon

261. E : oui

262. P1 : revenons dans le bécher qu'est-ce qu'on va placer ? L'acide chlorhydrique comme tout à l'heure (1:34:13) c'est bon ça y est

263. Collectif : oui

264. P1 : la concentration maintenant n'est plus égale à 0,01 on va prendre une concentration de 0,001 mol/l le volume versé n'est plus égal à 20 c'est 30 comme tout à l'heure ça y est

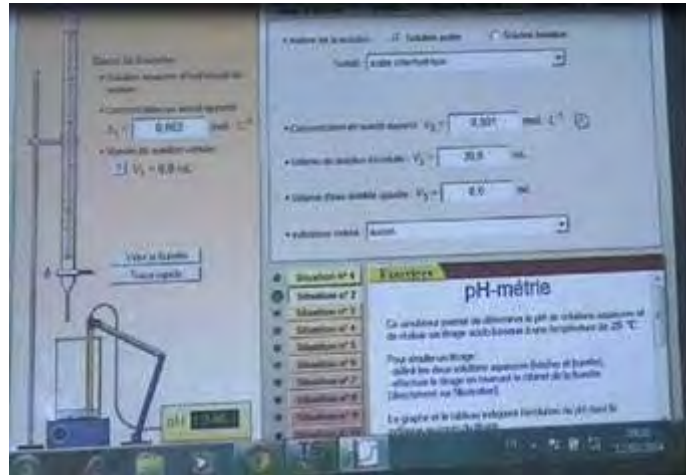


Figure 71 : copie d'écran du logiciel "Microméga"

265. Collectif : oui

266_1. P1 : maintenant la base 0,002 on va diluer 10 fois l'acide et la base c'est bon passons maintenant au graphe et on va vider la burette de nouveau allez y vous trouvez la nouvelle courbe pH en fonction de VB (1:34:59) c'est bon la courbe verte c'est bon on passe maintenant à la troisième situation donc situation 3 on va diluer 100 fois maintenant (1:35:23) allez dans le bécher placez une solution d'acide chlorhydrique la concentration cette fois c'est 0,0001 c'est 10 moins 4 le volume c'est 30mL la concentration de la base 0,0002 ça va (1:36:02) voilà graphe et vider la burette ça y est c'est bon

Episode 8.2 :interpréter l'effet de la dilution à partir des courbes tracées par le logiciel (dont la variation du pH initial)

266_2. P1 : les trois courbes allez qu'est-ce que vous remarquez (1:36:28) est ce que la forme change

267. Collectif : non (1:36:30)

268. P1 : donc la forme est la même il y a variation un saut puis le pH varie faiblement mais qu'est ce qui se passe pour (1:36:39) le saut de pH

269. E : augmente

270. P1 : augmente lorsque les concentrations

271. E : augmentent

272. P1 : et diminue lorsque les concentrations diminuent c'est à dire lorsqu'on a diminué les concentrations la courbe violette (le professeur pointe la souris sur le saut du pH dans les courbes tracés) on a remarqué le saut de pH est beaucoup plus petit alors que lorsque les concentrations sont assez élevées le saut de pH est beaucoup plus important le pH de départ qu'est ce qui se passe pour le pH de départ en diluant 10 fois

273. E : augmente

274. P1 : il augmente de combien

275. E : de un

276. P1 : est-ce que c'est prévisible (1:37:11) que le pH de départ augmente de un d'une unité de pH (1:37:14)
277. E : on a fait une dilution de 10fois
278. P1 : on a fait une dilution 10fois oui donc le pH est un acide fort suite à une dilution 10fois il va
279. E : augmenter
280. P1 : augmenter de combien (1:37:24) log de 10
281. E : un
282. P1 : qui est un ce qui donne que le pH va augmenter de un c.-à-d. au lieu de 2 on va avoir un pH initial (1:37:36)
283. E : 3
284. P1 : de 3 (1:37:37) alors que lorsqu'on a dilué 100 fois le pH augmente de $\log 100$ c.-à-d. il augmente de
285. E : 2
286. P1 : de 2 donc au lieu de 2 il passe à 4 (1:37:51) donc on passe d'un pH de 2 à un pH de 4 (1:37:58) le point d'équivalence on peut tracer (1:38:02) vous pouvez choisir la méthode de tangente et tracer les tangentes et les points d'équivalence

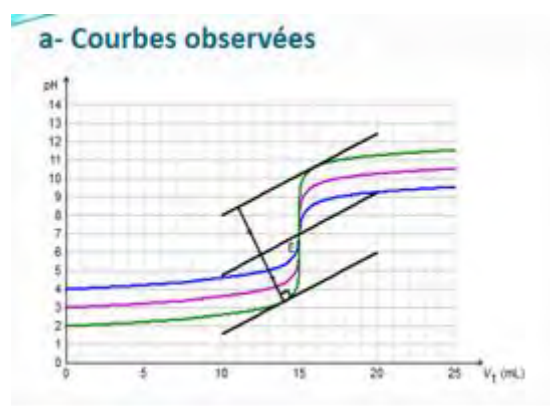


Figure 72 : effet de dilution sur la courbe de titrage acide fort - base forte

287. E : c'est la même 7 et 15 (1:38:08)
288. P1 : voilà pour les trois courbes (1:38:10) vous pouvez vérifier.. Vous changez si vous voulez les situations la situation 3 vous voyez bien c'est 7 et 15 situation 2 tracer les tangentes vous aurez de même 7 et 15 vous voyez bien le point d'équivalence ne varie pas lorsqu'on dilue les deux solutions de la même manière hein les deux solutions la solution acide et basique 10fois les deux ou bien cent fois les deux (1:38:55) maintenant essayez de voir qu'est ce qui change si on ajoute de l'eau distillé au départ c.-à-d. on va supprimer tout ça et on va (1:39:04) recommencer nous allons réaliser une première situation lorsqu'on a 0,01mol/l pour l'acide et 0,02mol/l pour la base 30ml de la solution et on ajoute (1:39:21) par la suite de l'eau allez y recommencez fermez ok puis revenez de nouveau choisissez la solution d'acide chlorhydrique prenez la concentration 0,01 et le volume 30mL d'accord (1:39:57) bien

sur sans ajouter de l'eau ici 0,02 d'accord cava l'expérience qu'on a réalisé ensemble (1:40:07) sans ajouter de l'eau allez graphe vider la burette vous aurez donc la courbe ça va (1:40:19) maintenant une deuxième situation voilà on va dans le bécher on va placer de HCl de concentration 0,01 et de volume 30ml mais ajoutez ici par exemple 20mL d'eau ou 30ml d'accord pour la base vous prenez 0,02 et videz la burette et graphe qu'est ce qui se passe

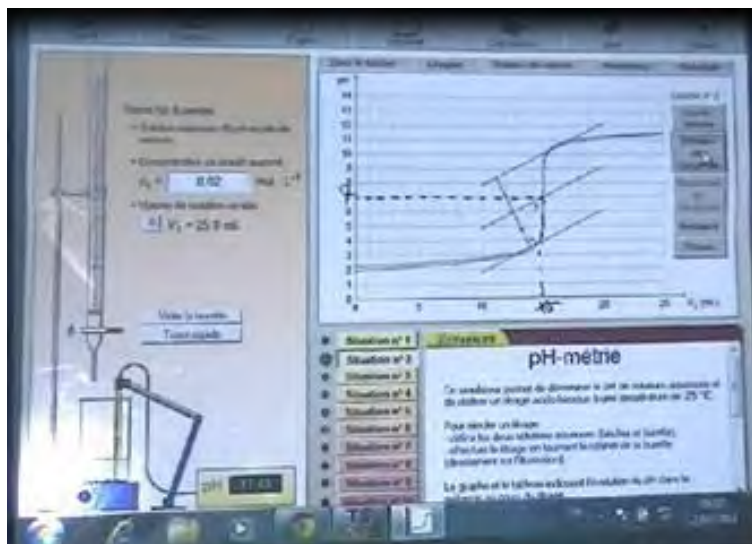


Figure 73 : effet de la dilution sur le point d'équivalence

289. E : un léger changement
290. P1 : voilà un léger changement ou exactement
291. E : au niveau du pH (1:41:12)
292. P1 : au niveau de pH de départ (1:41:16) il va changer un peu mais est ce que l'équivalence notre point d'équivalence change-t-elle de coordonnées ?
293. E : non
294. P1 : non c'est toujours 7 et 15 (1:41:29) donc le fait d'ajouter de l'eau au départ
295. E : n'influe pas sur le point d'équivalence
296. P1 : très bien n'influe pas sur le point d'équivalence (1:41:38) vous aurez toujours un pH à l'équivalence est égale à 7 vous aurez toujours le même volume versé à l'équivalence (1:41:42) est ce que vous pouvez m'expliquer pourquoi le volume versé à l'équivalence n'a pas changé par la dilution par l'ajout de l'eau pourquoi on trouve toujours 15ml malgré qu'on ajouté de l'eau au départ dans le bécher (1:42:03)
297. E : H_3O^+ et OH^- provenant de l'eau sont négligeables
298. P1 : négligeables c.-à-d. que lorsqu'on a jouté de l'eau est ce qu'on a modifié la quantité des ions H_3O^+ dans le bécher
299. Collectif : non
300. P1 : si on néglige les ions H_3O^+ provenant de l'eau alors on a pas modifié les quantités des réactifs et par la suite si on a la même quantité de matière de H_3O^+ on aura donc

la même quantité de OH^- versée pour avoir l'équivalence ce qui (1:42:34) donne le volume versé à l'équivalence n'est pas modifié(1:42:39) merci

Fin de la séance et de l'enregistrement

III.3 - Les diapositives de la présentation Power Point utilisée par le professeur P1 dans la séance TP1

T.P CHIMIE

VARIATION DU pH D'UNE SOLUTION D'UN MONOACIDE FORT PAR AJOUT PROGRESSIF D'UNE SOLUTION D'UNE MONOBASE FORTE

1 *

I- Suivi pH-métrique

- C'est un titrage s'effectuant avec un pH-mètre : on étudie les variations du pH du milieu réactionnel.
- Un volume très précis, mesuré à la pipette jaugée, de la solution à titrer est placé dans un bécher.
- On relève les valeurs du pH en fonction du volume de la solution titrant versé grâce à la burette graduée.

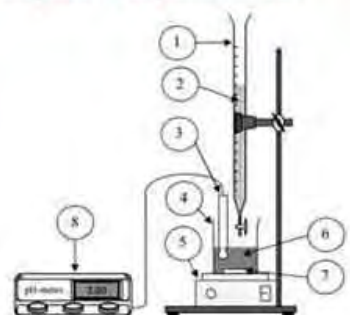
2 *

II- OBJECTIFS

- Réaliser le titrage pH-métrique d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration connue.
- Mettre en évidence les caractéristiques de ce type de titrage.

3 *

III- Dispositif expérimental



4 *

Figure 74 : les diapos de 1 à 4 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de TP1

Matériel

- Solution aqueuse de soude ($0,02 \text{ mol.L}^{-1}$),
- Solution d'acide chlorhydrique ($0,01 \text{ mol.L}^{-1}$),
- Solutions tampon de $\text{pH} = 4,00$ et $7,00$,
- Burette graduée de 25 mL,
- Bécher de 100 mL de forme haute,
- Pipette graduée de 10 mL,
- pH mètre,
- agitateur magnétique.

5

*

IV- Préparation du montage

- Etalonner le pH mètre avec les solutions tampon de $\text{pH} = 4,00$ et $\text{pH} = 7,00$.
- Rincer la burette avec un peu de soude, puis la remplir avec la solution. Ajuster le zéro (les éventuelles bulles d'air situées sous le robinet doivent être chassées)
- Préparer la prise d'essai : prélever 30,0 mL de solution d'acide chlorhydrique à l'aide d'une pipette graduée et les placer dans un bécher. Ajouter un barreau magnétique.

6

*

- Placer le bécher sur l'agitateur magnétique et plonger la sonde pH-métrique dans la prise d'essai.
- Le volume de liquide doit être suffisant pour que le barreau magnétique ne cogne pas la sonde et que la pastille en verre fritté de cette dernière soit immergée.
- Mettre en route l'agitation magnétique.
- Installer la burette au-dessus du bécher.

7

*

V- Réalisation du titrage

- Mesurer le pH initial de la prise d'essai.
- Remplir le tableau suivant :

$V_B(\text{mL})$	0	1,0	2,0	3,0	4,0	5,0	6,0	7,0
pH								
$V_B(\text{mL})$	8,0	9,0	10,0	11,0	11,5	12,0	12,5	13,0
pH								
$V_B(\text{mL})$	13,5	14,0	14,5	14,8	15,0	15,2	15,5	16,0
pH								
$V_B(\text{mL})$	16,5	17,0	17,5	18,0	19,0	20,0	21,0	22,0
pH								

8

*

Figure 75 : : les diapos de 5 à 8 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de TP1

VI- L'allure de la courbe de titrage

Tracer la courbe $\text{pH} = f(V_B)$ et commenter l'allure de cette courbe.

9

VII- Principales caractéristiques du graphe $\text{pH} = f(V_B)$

- La courbe $\text{pH} = f(V_B)$ présente trois parties distinctes :
 - * **La première partie** : le pH augmente légèrement, le milieu est acide car le réactif limitant est l'ion OH^- .
 - * **La deuxième partie** : une variation brusque du pH. La solution initialement acide devient basique : on dit qu'il y a un saut de pH. La courbe devient pratiquement verticale avec changement du sens de la concavité (vers le haut puis vers le bas).
 - * **La troisième partie** : Le pH augmente peu et la solution est basique (le réactif limitant est l'ion H_3O^+).

10

VIII- Détermination de l'équivalence

À l'aide de la méthode des tangentes, déterminer les coordonnées (V_{BE} ; pH_E) du point d'inflexion :

- * Tracer deux tangentes à la courbe de titrage, parallèles et situées de part et d'autre du saut de pH.
- * Tracer la droite parallèle à ces deux tangentes et située à égale distance des 2 tangentes.
- * Le point d'inflexion est le point d'intersection de la courbe de titrage avec cette droite.

Ce point d'inflexion est dit **point d'équivalence**

11

12

Figure 76 : : les diapos de 9 à 12 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de TP1

IX- Effet de la dilution sur l'allure de la courbe de dosage

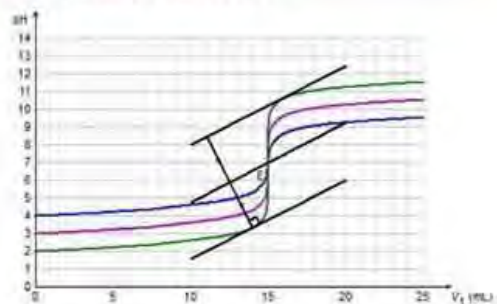
À l'aide du logiciel **Microméga HATIER (terminale S)**, réaliser une simulation du titrage pH-métrique d'une solution d'acide chlorhydrique par une solution d'hydroxyde de sodium dans les trois cas suivants :

- * $C_A = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$; $C_B = 0,02 \text{ mol.L}^{-1}$
 - * $C_A = 0,001 \text{ mol.L}^{-1}$; $C_B = 0,002 \text{ mol.L}^{-1}$
 - * $C_A = 0,0001 \text{ mol.L}^{-1}$; $C_B = 0,0002 \text{ mol.L}^{-1}$
- Que constatez vous ?

13

*

a- Courbes observées



14

b- Interprétation

- Le point d'équivalence est identique, mais la hauteur du palier verticale est différente. Le palier est d'autant plus grand que les concentrations sont plus importantes.
- Lors d'une dilution par 10, à la fois de la solution à doser et de la solution titrante, on observe une translation de pH d'une unité de pH pour chaque branche de la courbe. On observe donc une diminution de l'amplitude du saut
- Remarque : Dilution par 100 : translation de 2 unités de pH.

15

*

X- Pourquoi a-t-on choisi le B.B.T pour repérer visuellement l'équivalence ?

Indicateur	Couleur de HInd	Zone de virage	Couleur Ind ⁻
Hélianthine	rouge	3,1 - 4,4	jaune
Bleu de bromothymol	jaune	6,0 - 7,6	bleu
Phénolphthaleine	incolor	8,2 - 9,8	rose

L'indicateur coloré approprié est celui qui contient la valeur du pH_e dans sa zone de virage.

Le bleu de bromothymol est l'indicateur coloré convenable car $6 < \text{pH}_e < 7,6$

16

*

Figure 77 : : les diapos de 13 à 16 de la présentation utilisée par le professeur P1 dans la séance de TP1

III.4 - Transcription de l'entretien post séance de TP1

1. A : comment jugez-vous vos élèves aujourd'hui
2. P1 : mieux que la séance d'avant.. bon la première séance peut être il y a l'influence de la caméra...d'où n'ont pas participé comme il faut.. mais aujourd'hui c'est mieux comme même
3. A : est-ce que vous avez suivi à la lettre votre planification de départ au cours de la séance ?
4. P1 : oui une introduction l'étude expérimentale et l'exploitation de la courbe
5. A : à votre avis vos objectifs sont atteints ?
6. P1 : normalement oui
7. A : quel est le point essentiel que vous jugez important dans cette séance
8. P1 : beaucoup, par exemple l'interprétation de la courbe , la nature de la solution à l'équivalence l'indicateur coloré convenable
9. A : comment vous jugez l'ambiance dans votre classe ?
10. P1 : normale sereine quoi
11. A : comment jugez-vous l'apprentissage de ces objectifs ? Vos élèves ont-ils compris ce que vous les avez enseigné ?
12. P1 : oui je pense surtout ils sont habitués à cette réaction de dosage la chose nouvelle c'est le suivi pH-métrique et c'est simple
13. A : j'ai remarqué que vous avez demandé aux élèves de tracer la courbe de dosage, il n'ont pas pu c'est ça
14. P1 : oui je voulais savoir à quoi ils pensent de cette courbe, comment elle est, est ce qu'ils ont une idée de ce que va être cette courbe
15. A : pensez-vous que les élèves peuvent imaginer la courbe attendue à partir des savoirs qu'ils ont
16. P1 : oui à condition que les élèves sont de bon niveau... mais avec mes élèves je ne pense pas
17. A : vous avez collecté quatre courbes, vous avez éliminé deux avec les élèves
18. P1 : oui et les deux autres on les a éliminé après le traçage de la courbe.
19. A : pensez-vous que les élèves ont effacé leurs idées anciennes à propos de l'allure de la courbe de dosage
20. P1 : oui certainement, ils ont tracés eux même la courbe de dosage et j'ai expliqué les différentes parties ..
21. A : c'est important d'évoquer la question de 10ml comme prélèvement acide au lieu de 30
22. P1 : ahh oui c'est important ... c'était une question dans un sujet de baccalauréat j'ai oublié en quelle année... beaucoup d'élèves n'ont pas pu résoudre cette question

22. A : est-ce que vous avez suivi à la lettre votre planification de départ au cours de la séance ?

23. P1 : oui plus au moins

24. A : Y-a-t-il des situations que vous avez ressenti des difficultés dans leurs mis en œuvre ?

25. P1 : non

III.5 - Analyse fine des épisodes N-1 de la première séance de travaux pratiques TP1 pour le professeur P1

Jeu 1 : Se rappeler les nécessités matérielles et réactionnelles pour un dosage entre un acide fort et une base forte

Episode 1.1 : citer les caractères de la réaction entre un acide fort et une base forte

Le professeur fait appel à la mémoire didactique des élèves, à propos des caractères de la réaction entre un acide fort et une base forte, qui répondent correctement. Il annonce l'objectif de la séance dans laquelle apparaissent, dans les propos qui sont tenus, quelques ambiguïtés quant au sens du dosage de titrage et de suivi pH-métrique et qui seront assimilées les uns et les autres.

La chronogenèse avance rapidement et le professeur assure la responsabilité de l'avancée des savoirs en faisant appel à la mémoire didactique des élèves concernant les caractères de la réaction entre un acide fort et une base forte. Par une question ouverte (tdp1), il est à l'origine de l'initiation, et dans un format IRE, il valide (tdp 4) les réponses des élèves (tdp 2 et 3). La contribution des élèves dans le milieu est significative puisqu'ils rappellent correctement les caractères rapide, exothermique et total de la réaction de dosage (tdp 2 et 3). Le professeur reprend en charge l'utilisation de ces éléments factuels pour justifier le fait qu'on va pouvoir s'en servir et que la réaction d'un acide fort par une base forte va donner une réaction de dosage. Il n'y a pas de régulation et de dévolution ni de formalisation compte tenu des enjeux discutés alors que l'enjeu est défini au début de l'épisode (tdp 1).

Les savoirs, relatifs aux caractères de la réaction entre un acide fort et une base forte, sont exprimés en langage scientifique oral majoritairement dans le champ conceptuel.

C'est un épisode introductif, à densité épistémique faible, de ce qui va se passer au cours de cette séance, au cours duquel on constate dans les propos tenus par le professeur un amalgame des notions de dosage, de titrage et de variation du pH.

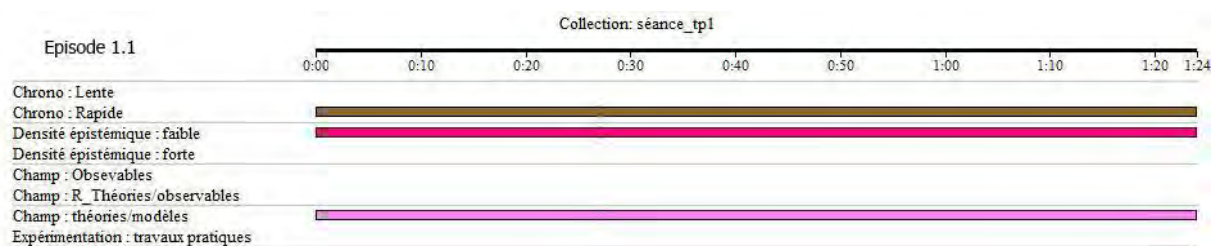


Figure 78: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.1 de la séance de TP1 pour P1

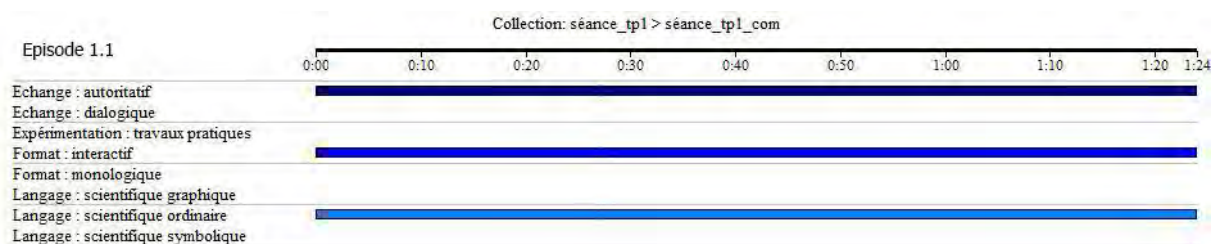


Figure 79: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.1 de la séance de TP1 pour P1

Episode 1.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Absente	

Episode 1.2 : définir un mono acide

Par un jeu de questions/réponses le professeur et les élèves définissent un monoacide comme étant une molécule ou ion capable de libérer un ion hydronium. Ensuite, le professeur annonce le suivi de la variation du pH d'un mono acide fort acide chlorhydrique HCl par une base forte NaOH

La chronogenèse avance rapidement. La densité épistémique est forte alors que la dévolution des savoirs est inexistante. Les élèves assurent la responsabilité de l'avancée du savoir (tdp 8, 10, 12, 14, 15, 17, 19, 21 et 23). Le professeur garde tout de même, le rôle de la validation des réponses. Les échanges interactionnels sont au format IRE où les élèves ont de l'espace pour fournir les réponses attendues. L'épisode est défini avec une question posée par le professeur (tdp 4_2) demandant qu'est-ce qu'un monoacide fort ? Toutefois, le professeur modifie rapidement la question et l'enjeu des échanges est centré sur la définition d'un monoacide sans se préoccuper de sa force (tdp 16). Le professeur procède à une formalisation à la fin de l'épisode (tdp 22) dans laquelle il pointe la présence de l'ion hydronium dans l'acide fort HCl et précise les enjeux des jeux à venir.

Les savoirs, relatifs à la définition d'un monoacide, sont exprimés en langage scientifique oral majoritairement dans le monde des théories/modèles et selon une phase interactive où le professeur procède à une régulation avec une valence évaluative négative (tdp 13). Cette phase prend, parfois, l'aspect dialogique où les élèves ont de la place pour raisonner et commenter notamment lorsque le professeur procède à une régulation neutre (tdp 7).

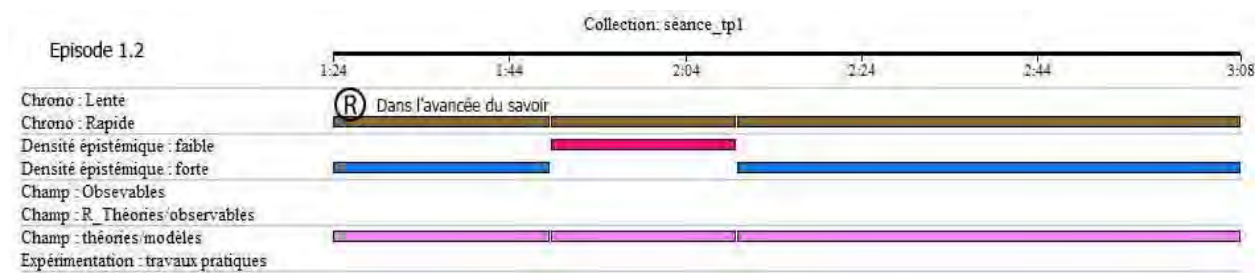


Figure 80: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.2 de la séance de TP1 pour P1

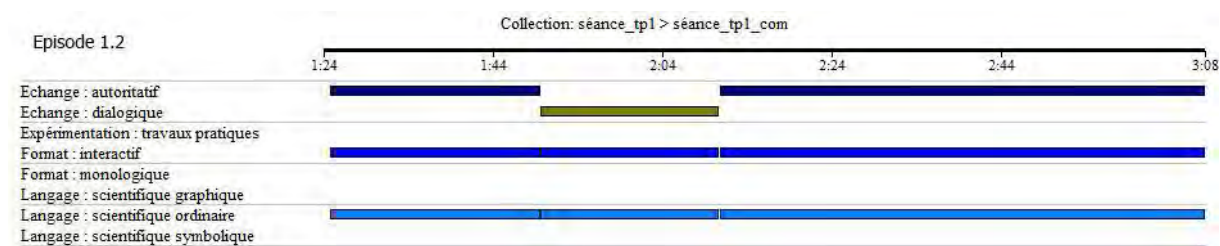


Figure 81: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.2 de la séance de TP1 pour P1

Episode 1.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté E	Méso E	Présente	Absente	Valence évaluative négative	Formalisation	

Episode 1.3 : énumérer les éléments du dispositif expérimental

Le professeur rappelle les éléments du dispositif expérimental sous forme d'un monologue à trous, avec les mêmes confusions du dosage, titrage et suivi pH-métrique. Les élèves remplissent les trous qu'il laisse quant au pH-mètre, pipette et la burette graduée.

La chronogenèse avance très rapidement, avec une faible densité épistémique, sous l'entière responsabilité du professeur qui réintroduit dans le milieu des éléments du dispositif expérimental, déjà qui ont été déjà abordés dans la séance précédente. La contribution des élèves est minime et elle se traduit par le rappel de quelques éléments du dispositif expérimental. L'enjeu de l'épisode, en tant qu'énumération des éléments du dispositif expérimental n'est pas clairement défini et les élèves répondent à chaque fois à la suite d'une question très fermée (tdp 24_2, 26 et 28). L'institutionnalisation est absente compte tenu de l'enjeu de l'épisode, alors que le professeur ne procède à aucune régulation vu que les réponses des élèves sont exactes.

Les savoirs, relatifs aux éléments du dispositif expérimental, sont exprimés en langage scientifique oral majoritairement dans le champ des observables et selon un monologue, avec la même confusion entre dosage, titrage et variation du pH, à quatre trous dans lequel les élèves ont à caser le pH-mètre, la pipette et la burette qui est aussi graduée.



Figure 82: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.3 de la séance de TP1 pour P1

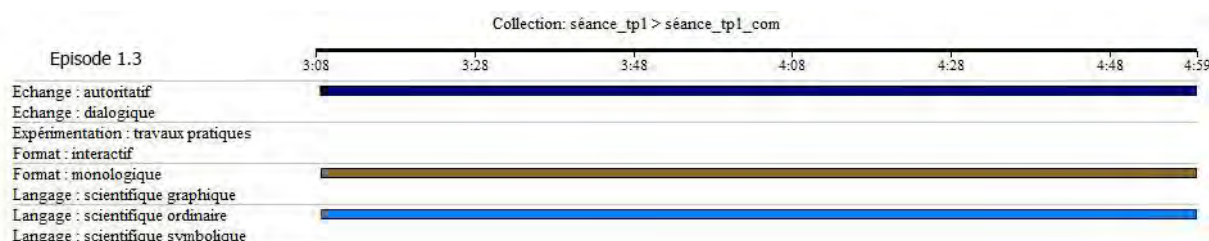


Figure 83: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.3 de la séance de TP1 pour P1

Episode 1.3	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Absente	

Jeu 3 : se rendre compte du mode opératoire à utiliser pour le dosage

Episode 3.1 : nommer les éléments du dispositif expérimental à partir d'une image projetée

Le professeur fait appel à la mémoire didactique des élèves pour légènder un par un les éléments, du dispositif expérimental du dosage présents sur le dessin du dispositif projeté sur le tableau qu'il a réalisé lui-même.

La chronogènese est très lente puisqu'il s'agit de rappeler les éléments du dispositif expérimental, déjà introduits au début de la séance et dans la séance précédente et par suite la densité épistémique est faible. Le professeur se contente de poser les questions en références à la diapositive. La contribution des élèves est minime puisque c'est le professeur qui montre ce qu'il faut nommer et l'élève répond en donnant le nom que P écrit au tableau. Il n'y a pas de régulation ni de formalisation compte tenu des enjeux discutés. Ces derniers sont clairement définis à partir d'une image de dispositif projetée sur le tableau.

Les savoirs, relatifs à la dénomination des éléments du dispositif expérimental, sont exprimés en langage scientifique naturel. Les échanges communicationnels sont toujours autoritatifs et en format IRE. Le professeur met en relation, par gestes, le schéma du dispositif expérimental et les objets réels du montage.

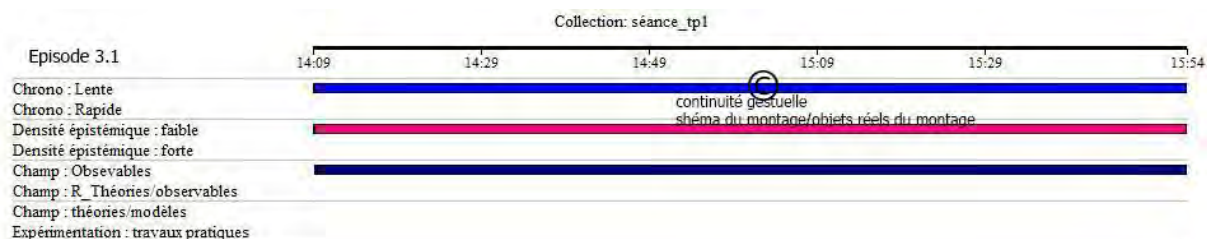


Figure 84: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.1 de la séance de TP1 pour P1

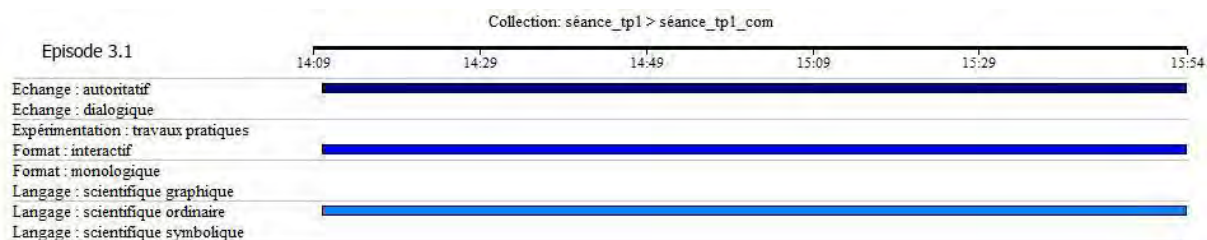


Figure 85: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.1 de la séance de TP1 pour P1

Episode 3.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation

Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Absente
--------	--------	----------	---------	---------	---------

Episode 3.2 : justifier le choix du volume de prélèvement acide

Par un jeu de questions/réponses le professeur lance un débat sur le volume de la solution acide à doser. Il demande aux élèves si on peut utiliser 10ml de la solution acide au lieu de 30ml, qu'il a suggéré lui-même lorsque les élèves nomment les éléments du dispositif expérimental. Le professeur justifie le choix de 30mL comme volume du prélèvement acide par la difficulté à plonger la totalité de la sonde du pH-mètre dans un bécher contenant 10mL de la solution.

La chronogénèse n'avance pas compte tenu de l'enjeu de l'épisode, qui est de justifier le choix du prélèvement acide pour des raisons pratiques (immersion de la sonde impossible avec un faible volume). La densité épistémique est faible. L'enjeu de l'épisode, en tant si on peut utiliser ou non un prélèvement de 10ml, est défini par une question ouverte (tdp 118). Il n'y a ni régulation ni formalisation. La topogénèse est beaucoup plus partagée, le professeur laisse de l'espace aux élèves (tdp 119, 121, 123, 125, 127, 133, 134, 136, 138, 140 et 142) pour exprimer leurs différents points de vue, même sans raisonnement. Ils assurent l'évolution du milieu en introduisant des signifiants dont certains participent à l'avancée du savoir (tdp 133, 136 et 140). Les interactions communicationnelles sont alors dialogiques et prennent le format de type IRR, initiation – réponse – relance, (tdp 118, 119, 120, 122 et 123) suivi généralement par une conclusion après quelques échanges. Le professeur conclut à la fois en reprenant la proposition de l'élève quand elle est pertinente au regard de ses visées (tdp 137, 141 et 143) ou en le statuant lui-même (tdp 124 et 128).

Les savoirs, relatifs au choix du prélèvement acide, sont exprimés en langage scientifique naturel dans le champ des observables. Une continuité, par gestes, est assurée entre le schéma du dispositif expérimental et les objets réels du montage notamment lorsque le professeur introduit la question de l'émergence de la sonde dans le bécher.

Le professeur fait un débat sur le volume de la solution à doser en lien avec une question matérielle. On peut s'interroger sur la raison qui le pousse à introduire cette question dans la mesure où il va garder 30ml tout au long du protocole expérimental. Cette question, si elle a un sens dans la manipulation, pourrait être simplement réglée par l'introduction au cours de la procédure sous forme d'une signalisation rapide de l'utilité d'un prélèvement « adéquat » pour tremper la sonde.

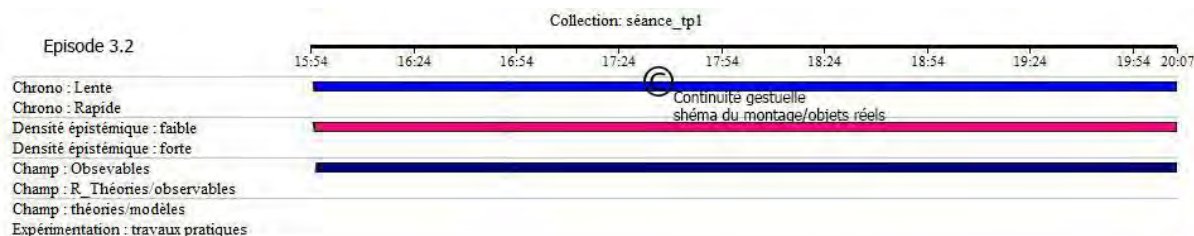


Figure 86: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.2 de la séance de TP1 pour P1

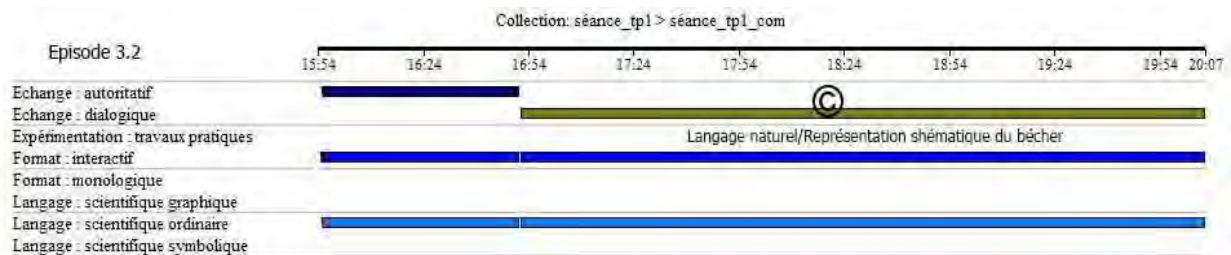


Figure 87: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 3.2 de la séance de TP1 pour P1

Episode 3.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	Institutionnalisation
	Partagée	Méso E	Présente	Absente	Absente	Absente

Episode 3.3 : se rendre compte de la nécessité d'utiliser un pH-mètre au lieu du papier pH

Par un jeu de questions/réponses/questions de relance/réponses, le professeur amène l'idée que relever le pH nécessite l'utilisation d'un pH-mètre au lieu de papier pH. Cette nécessité provient du fait de la précision de « 1/100 que donne la mesure avec le pH-mètre c'est-à-dire deux chiffres après la virgule ».

La chronogénèse avance rapidement sous l'orientation du professeur. La topogénèse est un peu équilibrée et les élèves introduisent dans le milieu des signifiants (tdp 148 et 152). L'enjeu de l'épisode est défini avec une question semi-ouverte (tdp 145). Une formalisation est assurée en (tdp 153_1). Une régulation implicite est relevée en tdp 151 pour corriger la puissance de dix évoquée par l'élève en tdp 150 alors que la dévolution est inexistante. Les échanges communicationnels, à tendance dialogiques, sont de type IRR (tdp 145, 146 et 147) suivie d'une validation du professeur (tdp 149). La densité épistémique au cours de cet épisode est faible.

Les savoirs, relatifs à la nécessité d'utiliser un pH-mètre au lieu du papier pH, sont exprimés en langage scientifique oral, majoritairement dans le champ empirique. Le professeur assure une continuité numérique (tdp 153_1) lorsqu'il établit un lien entre la valeur de la précision du pH-mètre et le nombre de chiffres significatifs dans la valeur de pH.

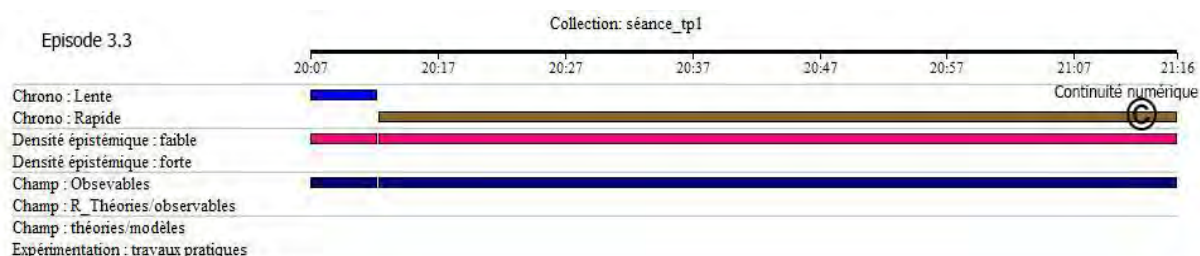


Figure 88: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.3 de la séance de TP1 pour P1

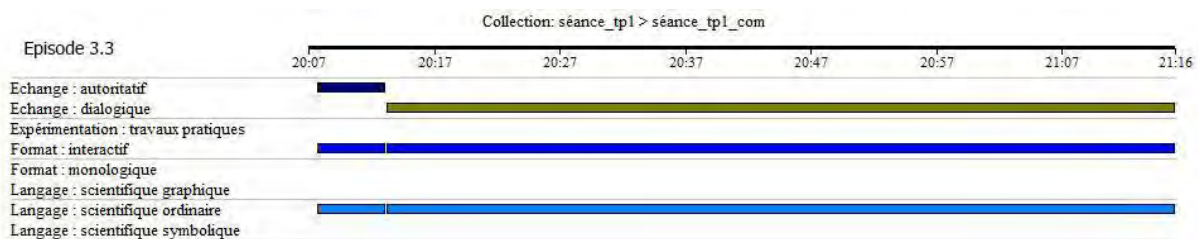


Figure 89: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 3.3 de la séance de TP1 pour P1

Episode 3.3	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
	Partagée		Présente	Absente	Implicite	Formalisation

Episode 3.4 : réaliser qu'il existe une variation du pH initial dans le cas d'un ajout d'eau à l'acide prélevé

Par un jeu de questions/réponses suivi d'une validation, le professeur amène l'idée de la dilution du prélèvement acide pour immerger la partie sensible de la sonde du pH-mètre. A la suite de la remarque d'un élève sur la variation de la concentration de l'acide dilué, le professeur demande aux élèves de rappeler la formule du pH de l'acide, sans qu'il ne précise sa force. Le professeur et les élèves établissent l'expression de la concentration de l'acide dilué, ce qui permet au professeur de statuer sur un pH plus grand lorsque la dilution augmente. Celui-ci reporte la conclusion relative à l'influence de la dilution sur l'allure de la courbe de dosage après la réalisation de l'expérience.

La chronogenèse avance rapidement sur un axe lié à la structure logique des savoirs. Sur le plan topogénétique, on a un partage de responsabilité entre professeur et élèves. Ceux-ci, amènent l'idée de la variation de concentration suite à la dilution (tdp 154) et lorsqu'ils sont sollicités par le professeur, ils apportent des signifiants dans le milieu (tdp 160, 164, 166 et 169). L'enjeu est défini (tdp 153) ; le professeur introduit l'idée de la dilution avec une formalisation (tdp 170). Les interactions communicationnelles reprennent, à nouveau, la forme habituelle IRE probablement parce que les exigences dans cet épisode sur le plan de savoir sont plus complexes. C'est un épisode de densité épistémique forte et la dont la dévolution et la régulation sont inexistantes.

Les savoirs, relatifs à la variation du pH initial dans le cas d'un ajout d'eau à l'acide prélevé, sont exprimés en langage scientifique naturel (oral) et symbolique majoritairement dans le monde des théories/modèles. Une continuité entre le langage scientifique oral et le langage symbolique est établie dans le champ des théories/modèles notamment, lors de l'écriture de l'expression de la concentration de l'acide dilué. Le professeur apporte des éléments dans le milieu dont certains concernant la précision de la force de l'acide dans l'expression du pH utilisés sont approximatifs (tdp 159 et 161). Une discontinuité dans l'avancée du savoir est alors relevée provoquant une assimilation de l'expression du pH d'un acide fort et celle de l'acide faible.

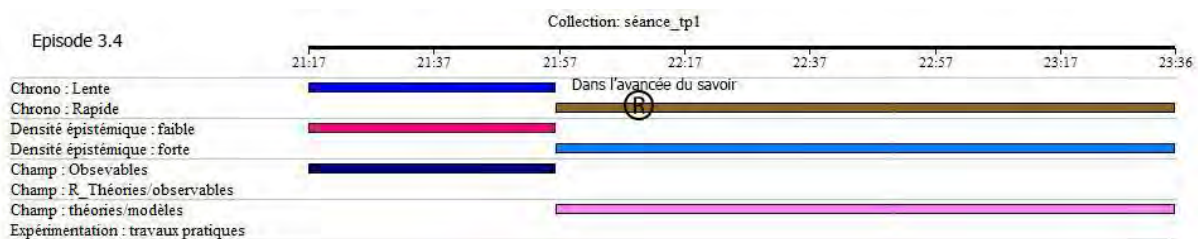


Figure 90: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.4 de la séance de TP1 pour P1

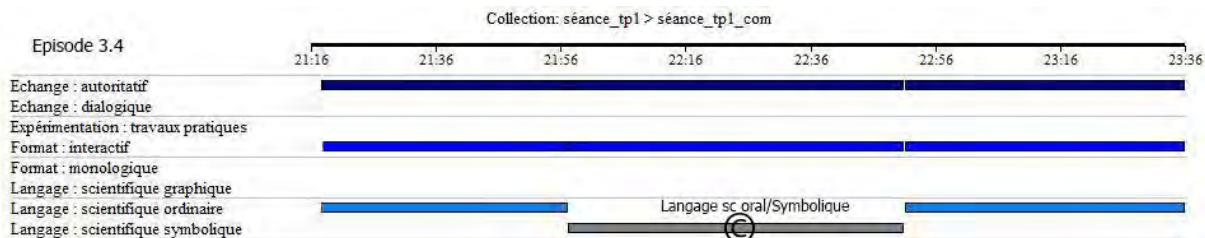


Figure 91: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 3.4 de la séance de TP1 pour P1

Episode 3.4	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Formalisation	

Episode 3.5 : prendre connaissance du mode opératoire à partir d'un exposé de P2

Le professeur détaille, sous forme d'un monologue, la procédure et le mode opératoire relatifs à la réalisation de la réaction du dosage de l'acide chlorhydrique par la soude.

La chronogenèse avance très rapidement sous l'entière responsabilité du professeur qui fait rentrer à nouveau dans le milieu des éléments déjà introduits auparavant et la densité épistémique est alors faible. Les élèves sont réduits au rôle d'auditeurs (tdp 177_1) et de « remplir » deux trous dans le monologue du professeur. Celui-ci utilise l'institutionnalisation (tdp 172_1) pour définir l'enjeu de l'épisode puisque la présentation (diapo 5, figure 41, pages 86) sera donnée aux élèves, sous forme de photocopiés, à la fin de la séance. Il n'y a pas de régulation ni de dévolution.

Les savoirs, relatifs au mode opératoire, sont exprimés en langage scientifique oral majoritairement dans le champ empirique et selon une phase autoritative, pratiquement, non interactive sous forme d'un monologue à deux « trous ». Le professeur assure une continuité numérique dans le champ des observables lorsqu'il établit un lien entre le volume de prélèvement 30mL et le nombre de fois qu'on doit utiliser la pipette de 10mL (tdp 177_1). Il assure aussi une continuité gestuelle lors de la désignation du matériel nécessaire pour la réalisation de la réaction du dosage. On relève aussi une discontinuité dans la logique de déroulement des échanges ; on s'attend après le tdp 176 une explication de procédure d'étalonnage du pH-mètre alors que le professeur poursuit en (tdp177_1) la procédure de la réalisation de la réaction de dosage.

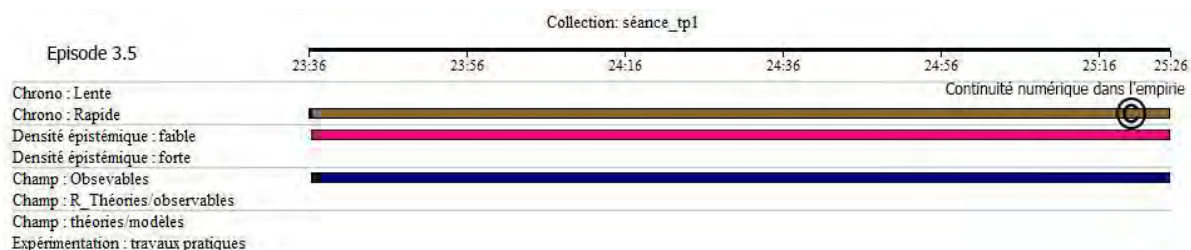


Figure 92: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 3.5 de la séance de TP1 pour P1

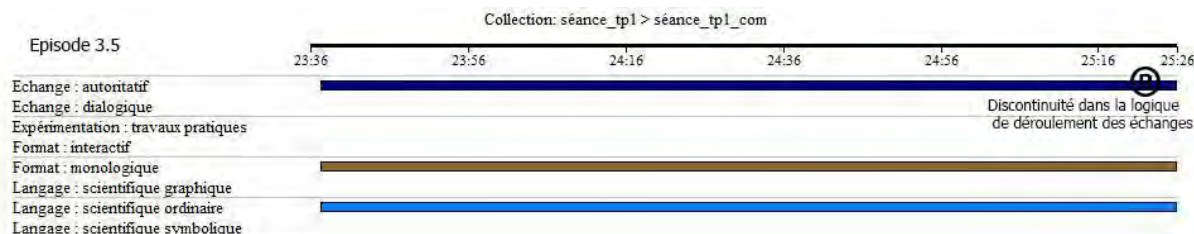


Figure 93: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 3.5 de la séance de TP1 pour P1

Episode 3.5	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Institutionnalisation	

Jeu 6 : Suivre l'interprétation de la courbe de dosage

Episode 6.1 : comparer entre la courbe obtenue et celle de départ

Le professeur décrit la courbe théorique $pH=f(V_B)$ qu'il affiche sur l'écran en la comparant à une des courbes proposée initialement par les élèves au jeu 2 et en demandant aux élèves une confirmation de la valeur du pH initial et du pH final.

La chronogenèse avance lentement sous l'orientation du professeur. Le professeur assure la responsabilité de l'avancée des savoirs, épistémiquement faibles, et la contribution des élèves dans le milieu est mineure, ils se contentent de donner les valeurs de pH sans réflexion ni raisonnement (tdp 198, 200, 201, 203, 205, 206, 208, 209 et 211). Le professeur installe dans la classe, sans relation avec les représentations naïves des élèves qui ont conduit à des graphes faux, de nouveaux points de vue sur les savoirs (tdp 197). Rappelons qu'il restait deux courbes à commenter parmi celles proposées par les élèves lors de leur prévision, une fonction affine dont on n'a pas reparlé, et une deuxième courbe dont le professeur signale rapidement qu'elle ne correspond pas à la réalité (tdp 197). Le professeur ne revient pas ici sur le modèle naïf de l'élève qui l'amène à représenter les courbes du jeu 2 pour le mettre en relation avec le modèle scientifique et les discuter de manière comparative. La raison pour laquelle le professeur a fait exprimer les représentations des élèves reste donc difficile à comprendre au vu de l'exploitation minimale qui est faite de ces dernières. L'épisode n'est pas défini et les enjeux ne sont pas visibles. La dévolution, la régulation et l'institutionnalisation sont inexistantes

Les savoirs, relatifs à la comparaison de deux courbes, sont exprimés en langage scientifique oral et graphique majoritairement dans le champ des théories modèles. Par ailleurs, le professeur compare ici une courbe théorique qui sert de référence à des courbes expérimentales obtenues par les élèves, mais sans jamais préciser cette différence de statut. Cette continuité voire cette assimilation entre la représentation théorique et la représentation expérimentale interroge donc d'autant qu'elle est obtenue avec un peu de mauvaise foi et passe en force pour des valeurs de pH de manière un peu discutable (tdp 202 et 207).

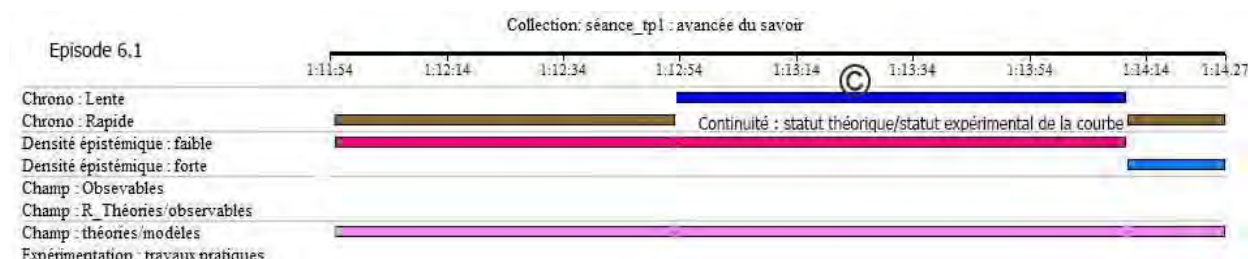


Figure 94: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 6.1 de la séance de TP1 pour P1

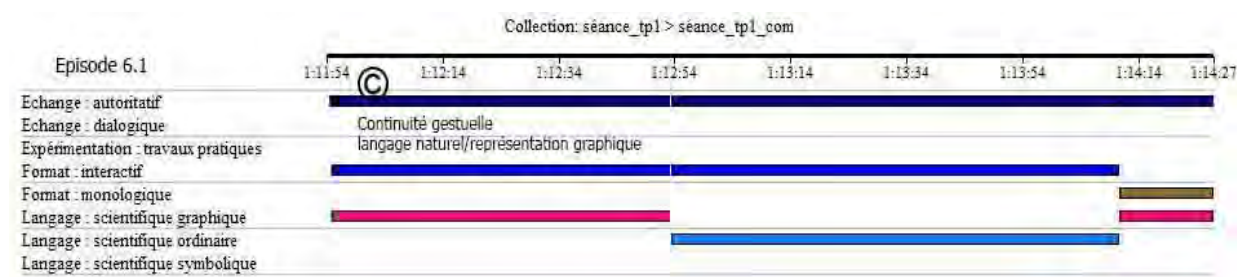


Figure 95: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 6.1 de la séance de TP1 pour P1

Episode 6.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	Institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Absente	Absente

Episode 6.2 : comprendre l'interprétation de la courbe de dosage

Le professeur procède à l'interprétation complète et commente lui-même la courbe $pH=f(V_B)$ selon un monologue.

Le savoir avance très rapidement avec une grande densité épistémique sous l'entière responsabilité du professeur (tdp 212_2). Les élèves n'ont pas de place et se contentent d'être des simples auditeurs de l'exposé du professeur qui justement, formalise lui-même les savoirs.

Les savoirs, relatifs à l'interprétation de la courbe de dosage, sont exprimés en langage scientifique oral à partir de la représentation graphique selon un monologue autoritatif et sans aucun lien avec l'épisode précédent. Les enjeux ne sont pas visibles et il n'y a ni dévolution, ni régulation ni institutionnalisation. Les savoirs introduits concernent la relation entre le champ des observables et le monde des théories/modèles en termes d'interprétation. Le professeur assure une continuité gestuelle entre la description délivrée en langage naturel et la représentation graphique $pH=f(V_B)$ pour distinguer les parties constituantes de la courbe.

On relève également une prépondérance de l'indicateur coloré sur le pH mètre ; le professeur établit alors un lien entre l'observable et le conceptuel notamment pour identifier la nature acide ou basique de la solution. Le professeur introduit la question de concavité au milieu de l'interprétation de la variation du pH. Cela rajoute dans le déroulement de l'explication, qui est déjà dense épistémiquement, un élément supplémentaire qui coupe la logique de l'exposé. Une confusion est aussi décelée dans l'interprétation lorsqu'il s'agit de signaler que l'acide est le réactif limitant alors qu'il s'agit de la base (fin du tdp 212_2).

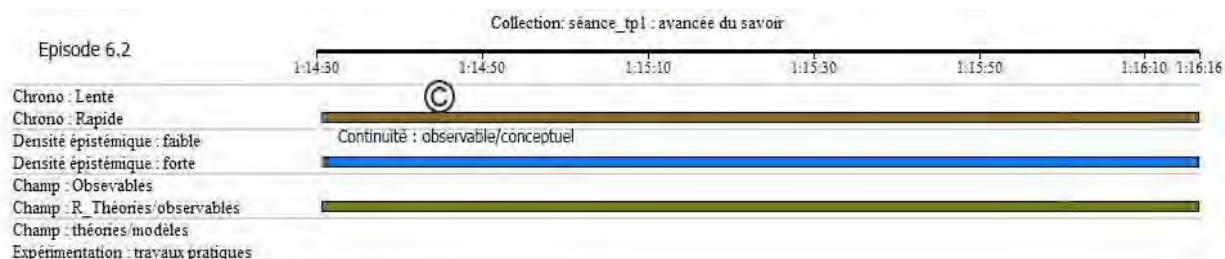


Figure 96: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 6.2 de la séance de TP1 pour P1

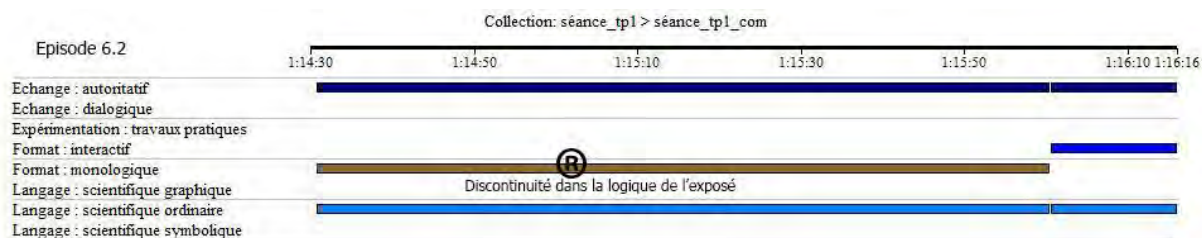


Figure 97: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 6.2 de la séance de TP1 pour P1

Episode 6.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	Institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Absente	Absente

Jeu 7 : Exploiter les données expérimentales et théoriques associées au point d'équivalence

Episode 7.1 : suivre l'exposé de P2 relatif à la détermination des coordonnées du point d'équivalence à l'aide de la méthode des tangentes à partir d'une simulation projetée

Après avoir justifié la présence d'un point d'inflexion et l'avoir associé au point d'équivalence, le professeur introduit une simulation numérique de monstration de la méthode à suivre pour déterminer graphiquement le point d'équivalence, qu'il commente selon un monologue.

La chronogenèse avance lentement sous l'entière responsabilité du professeur selon un monologue autoritatif de faible densité épistémique, à trous où les élèves ont à caser les deux mots inflexion et parallèle (tdp 213 et 216), en disposant une simulation informatique comme support. La contribution des élèves dans le milieu est inexistante, le professeur les considérant comme simples auditeurs. Le professeur définit l'enjeu dans cet épisode et expose

lui-même les savoirs procéduraux permettant d'identifier le point d'équivalence dans une courbe de dosage, ce qui implicitement vaut formalisation. La dévolution et la régulation sont absentes.

Les savoirs sont exprimés en langage scientifique oral où le professeur met souvent en relation le champ des observables avec le monde des théories/modèles en mathématiques et en chimie pour déterminer le point d'inflexion. Le professeur établit un lien entre la description délivrée en langage oral et les représentations graphiques paraissant dans la simulation. Il établit également une continuité entre le champ des observables (changement des concavités) et le monde des théories/modèle pour associer le point d'inflexion en mathématique au point d'équivalence en chimie (tdp 214).

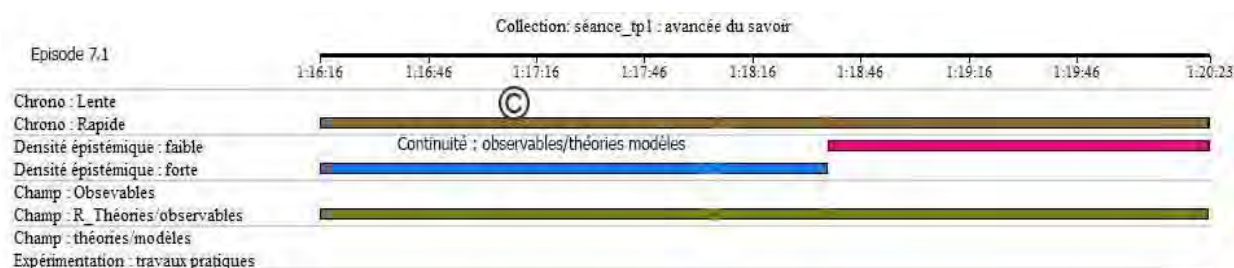


Figure 98: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.1 de la séance de TP1 pour P1

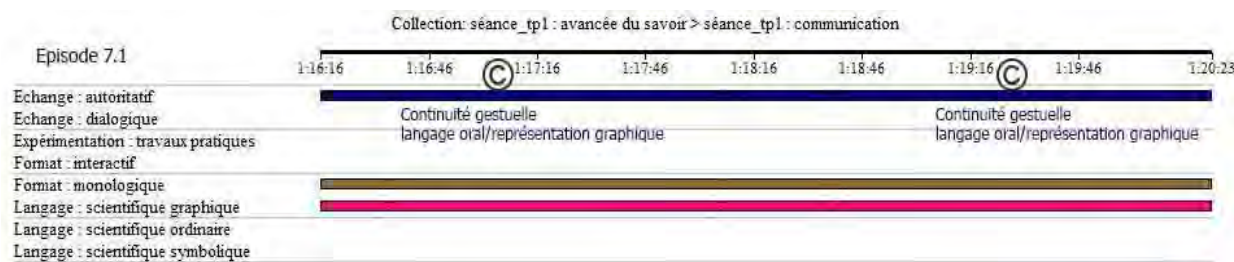


Figure 99: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.1 de la séance de TP1 pour P1

Episode 7.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Formalisation	

Episode 7.2 : déterminer les coordonnées du point d'équivalence sur sa courbe

Après avoir suivi l'exposé du professeur, les élèves procèdent chacun pour soi à la détermination du point d'équivalence à l'aide de la méthode des tangentes. Ensuite chaque mini-groupe expose les coordonnées de ce point, trouvées à partir de leurs données expérimentales, dans la classe.

La chronogenèse avance avec une très faible densité épistémique puisqu'il s'agit simplement d'échanger les valeurs trouvées par les élèves. Toutefois, bien que les élèves contribuent au milieu, leur contribution résulte simplement de la mise en œuvre d'une procédure exposée par le professeur. Ils ont donc ici un rôle d'exécutants. D'ailleurs, on peut dire que c'est un peu plus général, puisqu'ils ont aussi suivi le protocole de dosage déjà explicité, ils ont tracé

la courbe avec une échelle donnée et le professeur formalise avec une aide mineure des élèves souvent par des monologues expositifs, ou par un cours dialogué dans lequel les élèves ont une place extrêmement réduite.

Le professeur procède à une formalisation des coordonnées du point d'équivalence (tdp 225_1) parfois en force (tdp 221 et 224) que l'on peut assimiler à une institutionnalisation. Les régulations sont absentes et la différence entre les volumes et pH à l'équivalence entre les groupes ne sont pas discutées (tdp 221 et 224), tout comme les différences avec la valeur formulée par le professeur (tdp 225_1). Le professeur définit l'enjeu de l'épisode (tdp 212_2) et la dévolution est inexistante.

Les savoirs, relatifs à la détermination des coordonnées du point d'équivalence, sont exprimés en langage scientifique naturel majoritairement dans le champ empirique et selon une phase dialogique interactive où chaque mini-groupe expose ses propres coordonnées du point d'équivalence. Celles-ci sont cependant immédiatement ramenées à un seul point de vue, celui exprimé sans justification par l'enseignant.

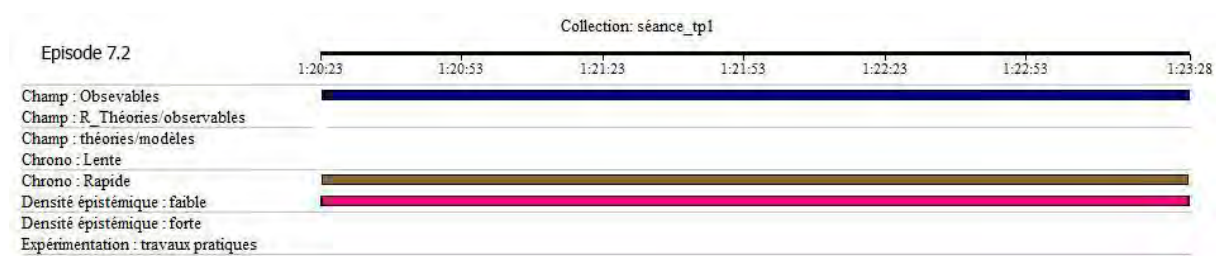


Figure 100: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.2 de la séance de TP1 pour P1

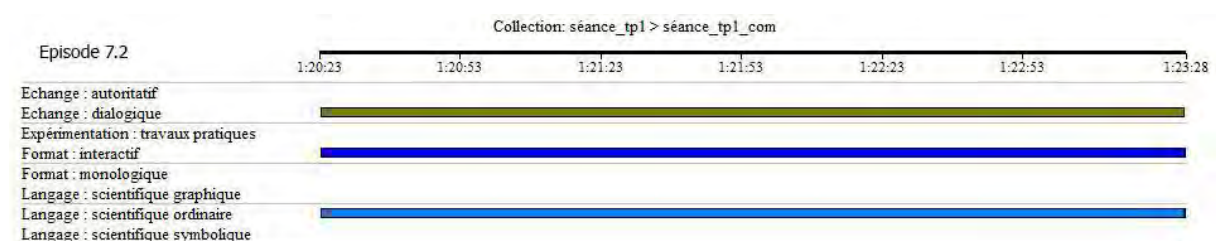


Figure 101: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 7.2 de la séance de TP1 pour P1

Episode 7.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Partagée	Méso E	Présente	Absente	Absente	Formalisation	

Episode 7.3 : calculer théoriquement des coordonnées du point d'équivalence

Le professeur énonce l'enjeu du savoir en tant que calculer théoriquement le volume de la base ajoutée à l'équivalence. Un élève propose la moitié du volume du prélèvement acide. Le professeur, se rendant compte de la représentation de l'élève, par un jeu de

questions/réponses, établit l'expression théorique de V_{BE} et calcule sa valeur. Il amène l'idée que la différence entre la valeur de V_{BE} trouvée expérimentalement et la valeur théorique est due au manque de précision, au cours de la prise du prélèvement, et aux mesures. Ensuite, à partir du remplissage d'un tableau d'avancement, le professeur dégage l'égalité de la concentration des ions H_3O^+ et OH^- à l'équivalence et déduit la valeur théorique du pH à l'équivalence en tant que $1/2 pK_e$.

La chronogénèse avance rapidement sous l'entière responsabilité du professeur. La contribution des élèves dans le milieu est mineure et se réduit à rappeler la formule $C_A V_A = C_B V_B$ (tdp 239). L'enjeu est à moitié défini puisque le calcul théorique du pH n'est pas évoqué en tant qu'enjeu de cet épisode (tdp 225_2). C'est un épisode, dont la densité épistémique est forte, interactif autoritatif où les formes d'interactions suivent généralement le format IRE avec le professeur à l'origine de chaque initiation. Le professeur formalise les valeurs de V_{BE} et pH_E obtenues théoriquement (tdp 231 et 244_1) et cette formalisation peut être considérée comme une institutionnalisation. Les régulations sont absentes soit parce que les élèves donnent la réponse correcte soit parce que le professeur la donne si les élèves ne parviennent pas à la proposer.

Ainsi, quand au tdp 229 l'élève assimile les 15ml volume de la base ajoutée à l'équivalence, déterminé à l'aide de la méthode des tangentes sur la courbe expérimentale, avec les 15ml obtenus en divisant le volume du prélèvement initial d'acide (30ml) divisé par deux, l'enseignant qui a compris la représentation de l'élève ne la discute pas, il enchaîne en donnant le point de vue correct du savoir. Les tours de parole 226, 227, 228 et 229 montrent justement que lorsque le professeur « dit le savoir » le point de vue de l'élève ne compte plus.

Les savoirs, relatifs au calcul théorique des coordonnées du point d'équivalence, sont exprimés en langage scientifique naturel oral et en langage symbolique dans le champ des théories/modèles lorsque le professeur établit l'expression de V_{BE} et remplit le tableau d'avancement. Il établit, également, un lien entre la description délivrée en langage naturel et les représentations symboliques (tdp 237 et 238) lors de l'établissement des expressions de V_{BE} et pH_E théoriques. Toutefois, on aperçoit une discontinuité entre l'interprétation microscopique et la gestion d'une relation symbolique notamment lorsque l'élève a la charge de comprendre le passage de l'égalité des concentrations des ions H_3O^+ et OH^- à l'expression $pH=1/2 pK_e$ (tdp 244_1).

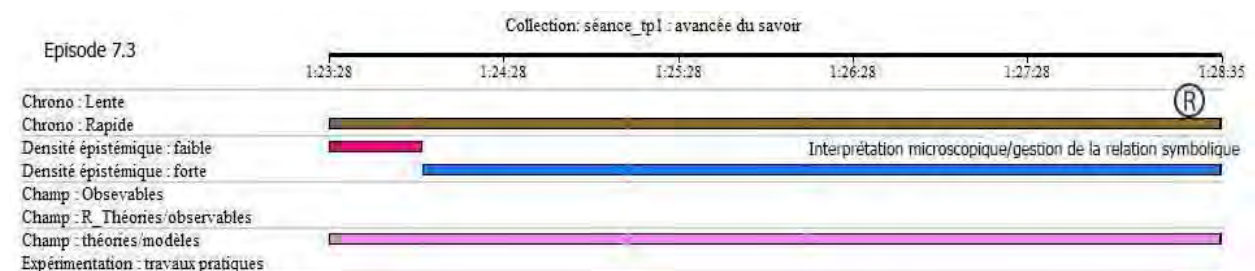


Figure 102: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.3 de la séance de TP1 pour P1

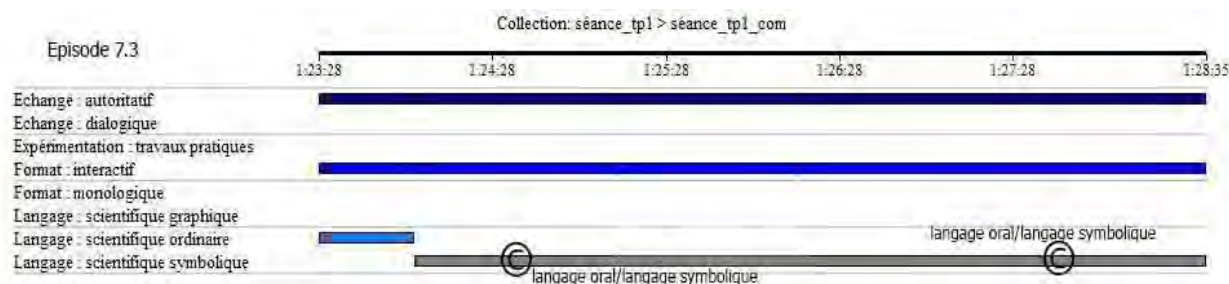


Figure 103: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 7.3 de la séance de TP1 pour P1

Episode 7.3	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
	Côté P	Méso P	A moitié	Absente	Absente	Formalisation

Episode 7.4 : se rendre compte de la nature de la solution à l'équivalence

Après avoir déterminé le pH à l'équivalence, le professeur amène l'idée que la solution à l'équivalence est neutre, son pH étant celui de l'eau. Ensuite il identifie la solution obtenue à l'équivalence à la solution de chlorure de sodium.

La chronogénèse avance rapidement sous l'orientation du professeur selon un monologue autoritatif épistémiquement dense. Le professeur introduit des éléments dont certains manquent de précision (début de tdp 244_2, le pH=7 pour l'eau pure). La topogénèse est du côté du professeur qui ne sollicite pas les élèves pour contribuer au milieu, les confinant au rôle de simples auditeurs. L'enjeu de l'épisode n'est pas défini et les élèves le découvrent à la fin de l'épisode lors de la formalisation, considérée comme institutionnalisation ; il s'agissait de préciser la nature de la solution obtenue à l'équivalence en tant que solution de chlorure de sodium. Cette formalisation manque de précision, en fait la solution obtenue est une solution aqueuse de chlorure de sodium puisque l'eau est un produit de la réaction. Une discontinuité dans l'avancée du savoir est établie alors entre l'interprétation macroscopique et l'interprétation microscopique notamment pour identifier la solution à l'équivalence (tdp 244_2). La régulation est absente, puisqu'on est dans un monologue.

Les savoirs, relatifs à la nature de la solution à l'équivalence, sont exprimés en langage scientifique symboliques majoritairement dans le monde des théories/modèles. Le professeur établit une continuité entre la description délivrée en langage scientifique oral et les représentations symboliques.



Figure 104: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.4 de la séance de TP1 pour P1

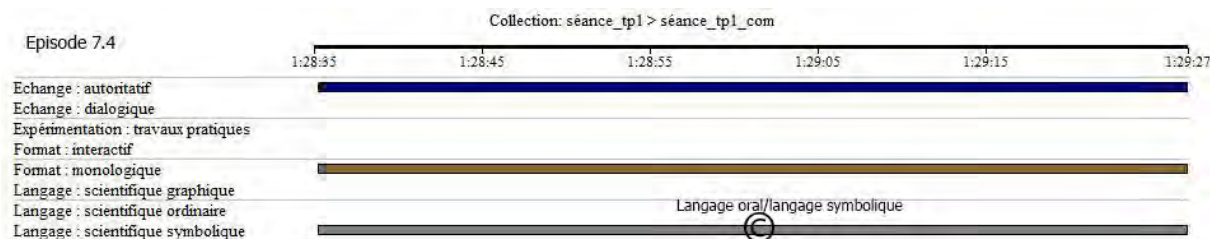


Figure 105: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.4 de la séance de TP1 pour P1

Episode 7.4	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Institutionnalisation	

Jeu 8 : Etudier l'effet de la dilution sur les courbes de dosage

Episode 8.1 : simuler l'effet de la dilution sur les courbes de dosage à partir du logiciel Macroméga

A partir du logiciel « Macroméga », le professeur décrit les procédures à suivre pour simuler les courbes traduisant l'effet de la dilution sur le dosage d'un acide fort par une base forte. Chaque mini-groupe manipule ce logiciel sur son propre ordinateur, en suivant pas à pas les indications de leur professeur, et trace 3 courbes de dosage relatives aux concentrations initiales, diluées à 1/10 et à 1/100.

C'est un épisode non interactif développé selon un point de vue *authoratif* en un monologue à un seul trou (tdp 246) où le professeur introduit dans le milieu une simulation qu'il demande aux élèves de reproduire en même temps que lui. La chronogenèse avance lentement avec une très faible densité épistémique. La contribution des élèves dans le milieu est mineure, ils se contentent de reproduire la simulation réalisée par le professeur. L'épisode est défini (tdp 247). Il n'y a pas de régulation, ni de prise en compte de la réponse de l'élève (tdp 246). La formalisation est aussi inexistante.

Les savoirs, relatifs à la simulation de l'effet de la dilution, sont exprimés oralement en langage scientifique étroitement associé à la manipulation d'un simulateur. Toutefois, dans l'exposé de P1 on ne voit jamais apparaître l'idée qu'on manipule un modèle et que tous les volumes par exemple sont des données que l'on introduit dans le modèle pour le faire tourner. A cet

égard, P1 n'explique jamais que tout ce que l'on obtient est quelque chose de calculé par le modèle via un traitement numérique.



Figure 106: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 8.1 de la séance de TP1 pour P1

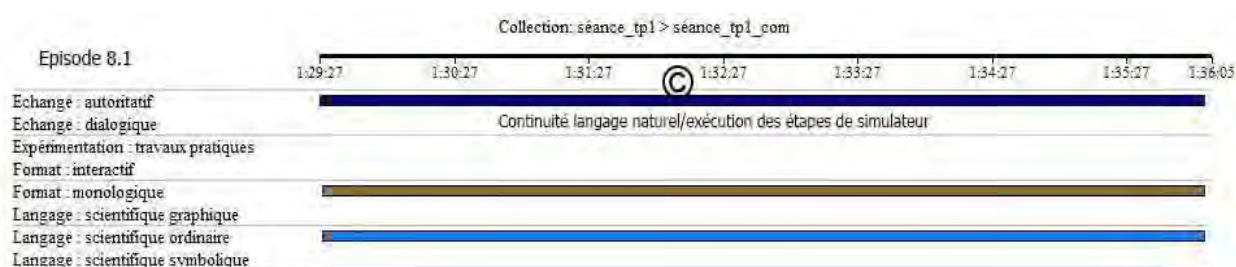


Figure 107: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 8.1 de la séance de TP1 pour P1

Episode 8.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
	Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Absente

Episode 8.2 : interpréter l'effet de la dilution à partir des courbes tracées par le logiciel (dont la variation du pH initial)

Après que les élèves aient tracés les 3 courbes de dilution, le professeur, par un jeu de questions/réponses, et donc avec le concours modeste des élèves, les interprète et amène l'idée que lorsque les concentrations diminuent le saut de pH diminue et que sa valeur initiale augmente d'une unité, lorsque la concentration acide est diluée dix fois, et de deux unités, si la dilution est de cent fois. Ensuite, à la demande du professeur, les élèves en utilisant le logiciel tracent d'abord la courbe $pH=f(V_B)$ du dosage de l'acide HCl par la soude avec les mêmes données que celles de l'expérience réalisée auparavant, ensuite demandent au logiciel de tracer cette même courbe avec l'ajout d'un volume d'eau (30ml) au prélèvement acide de départ. Puis, par un jeu de questions/réponses et à partir de la comparaison de ces deux courbes, le professeur amène l'idée que l'ajout de l'eau au départ n'influe pas sur les coordonnées du point d'équivalence car les ions H_3O^+ provenant de l'eau sont négligeables.

La chronogenèse avance rapidement avec une densité épistémique importante sous la responsabilité du professeur. Les interactions communicationnelles interactives autoritatives prennent le format IRE avec le professeur toujours à l'origine des initiations. La topogenèse est un peu partagée au début. Les élèves introduisent dans le milieu des signifiants (tdp 267, 269, 271, 273, 275, 277, 279, 281, 283, 285 et 287, 291, 295 et 297) dont

un (tdp 297) attestant une continuité qu'établit l'élève dans la transition entre modèle macroscopique, invariance de la valeur du pH à l'équivalence suite à l'ajout de l'eau au prélèvement acide, vers une description microscopique, négligences des ions H_3O^+ et OH^- provenant de l'eau, dans le monde des théories/modèles. L'enjeu de l'épisode, en tant qu'interpréter l'effet de la dilution sur les courbes de dosage, n'est pas clairement défini et il n'est visible pour les élèves qu'au fur et à mesure du déroulement de l'activité au cours de laquelle ils répondent à chaque fois suite une orientation très ciblée (tdp 270, 274, 284 et 290). Les régulations sont absentes parce que soit les bons élèves répondent correctement soit parce que le professeur donne la réponse attendue par effet Jourdain (tdp 292). Il n'y a pas d'institutionnalisation bien qu'il y ait des formalisations relatives à l'invariance de la valeur de $pH_E=7$ et de $V_{BE}=15ml$ lorsqu'il s'agit de la dilution des concentrations à 1/10 et à 1/100 (tdp 288) et la constance de V_{BE} au cas de l'ajout de l'eau dans le prélèvement acide de départ (tdp 300).

Les savoirs, relatifs à l'interprétation de l'effet de la dilution, sont exprimés en langage scientifique naturel et représentations symboliques et graphiques. Ces savoirs sont présentés selon une alternance entre une phase interactive, où les élèves ont une grande place, produisent des raisonnements et font fonctionner le modèle avec une certaine fluidité, et une phase non interactive sous forme d'un monologue, où le professeur expose et procède à une monstration pour simuler les courbes de dosage d'un acide fort par une base forte, à partir des données et l'expérience réalisée, avec et sans ajout d'eau au prélèvement acide de départ. Le professeur assure une continuité gestuelle entre la description délivrée en langage scientifique et les représentations graphiques pour caractériser la largeur du saut du pH et lire les valeurs du pH initial dans chacune de trois courbes.

Selon toute vraisemblance, en se recourant au simulateur le professeur fait une expérience, jamais l'idée que le modèle fournit des résultats n'est développée par l'enseignant. Dans les échanges il ne commente pas le modèle, il ne tente pas non plus de mentionner ses limites et ne précise pas qu'il ne rend compte uniquement qu'une partie de la réalité. Cette attitude interroge sur l'amalgame entre le modèle et la réalité instaurée dans la classe et ses conséquences sur les élèves quant à la nature des savoirs scientifiques.

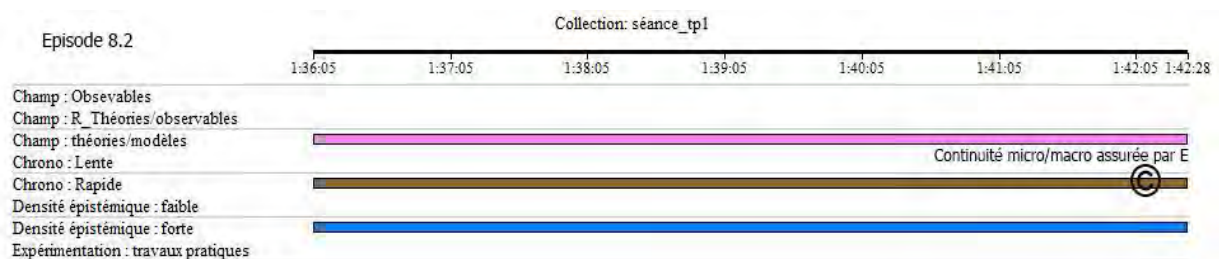


Figure 108: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 8.2 de la séance de TP1 pour P1

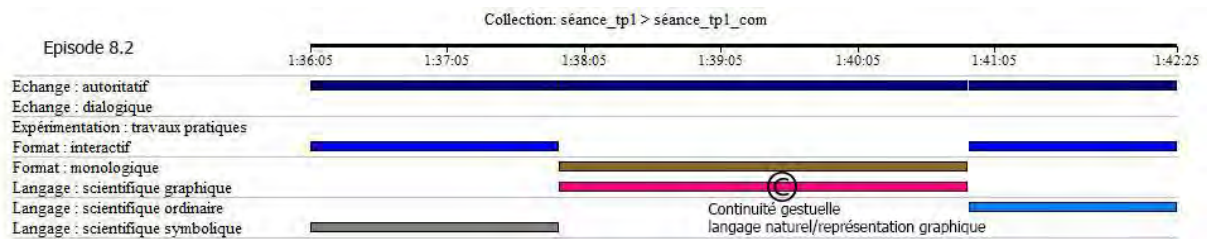


Figure 109: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 8.2 de la séance de TP1 pour P1

Episode 8.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
	Partagée	Méso p	Absente	Absente	Absente	Formalisations

IV - Troisième séance : séance de travaux pratiques TP2 avec le professeur P1

IV.1 - Transcription de l'entretien ante de la séance de TP2

1. A : quel est le sujet abordé aujourd'hui ?
2. P1 : aujourd'hui c'est le dosage d'un acide faible par une base forte
3. A : ce sujet présente-il de l'intérêt pour vous ?
4. P1 : oui évidemment c'est le deuxième TP
5. A : pourquoi est-ce important de travailler ce sujet ?
6. P1 : aujourd'hui on va introduire la notion de la demi-équivalence et c'est important de connaître que le pH est égal au pka et de là on va introduire les solutions tampons
7. A : quelles sont les difficultés que vous attendiez des élèves ?
8. P1 : je ne sais pas peut être le point de demi-équivalence posera quelques problèmes
9. A : croyez-vous que vous allez résoudre cette difficulté aujourd'hui ?
10. P1 : j'espère
11. A : qu'attendiez-vous que vos élèves retiennent aujourd'hui ?
12. Ah beaucoup de choses... le point de demi-équivalence, les solutions tampons etc
13. A : Comment vous avez planifié vos activités d'apprentissage ?
14. P1 : comme d'habitude une petite introduction, l'expérimentation puis l'exploitation de la courbe

IV.2 - Transcription de la séance de travaux pratique TP2 avec P1

Jeu 1 : Rappeler les parties constituantes de la courbe de dosage d'un acide fort par une base forte à partir d'un tracé sur le tableau

1. P1 : Bonjour.. notre TP d'aujourd'hui (0:00:06) TP chimie concernant toujours les réactions acido-basiques (0:00:15) nous avons déjà étudié la réaction qui se produit entre un acide fort et une base forte (0:00:24) on a tracé l'allure de la courbe (0:00:30) pH en fonction de VB volume de la base versée (0:00:36) on a montré que l'allure de la courbe se compose de combien de parties ? (0:00:44)
2. E : trois parties
3. P1 : trois parties, la première partie où le pH varie comment ?
4. E : augmente
5. P1 : augmente faiblement (0:00:54) faiblement et par la suite la deuxième partie (0:00:56)
6. E1 : augmente brusquement (0:01:13)

Quelques élèves retardataires entrent dans la classes (0:01:19)

7. P1 : qu'est-ce que se passe pour le pH dans cette deuxième partie ? (0:01:23)
8. E : un saut
9. P1 : un saut de pH voilà c'est à dire (0:01:26) le pH augmente rapidement
10. E : brusquement
11. P1 : brusquement (0:01:30) très bien et par la suite (0:01:32) dans une troisième partie
12. E : on recommence à avoir pH augmente faiblement
13. P1 : faiblement très bien (0:01:38)
14. E : oui
- 15_1. P1 : alors aujourd'hui (0:01:41)

Jeu 2 : Se rendre compte de mode opératoire à utiliser pour le dosage d'un acide faible par une base forte

Episode 1.1 : identifier les objectifs de la séance à partir d'un exposé de P1

- 15_2. P1 : nous allons essayer de réaliser presque le même travail qu'on a déjà réalisé avec l'acide fort mais avec un acide faible (0:01:52) nous allons étudier la variation du pH d'une solution d'un monoacide faible (0:02:00) nous allons choisir dans cette séance de travaux pratiques comme acide faible CH₃.. (0:02:06)
16. E : CO₂H (0:02:07)
17. P1 : CO₂H c'est à dire (0:02:08.9) l'acide éthanoï..

18. E : éthanoïque

19. P1 : éthanoïque (0:02:10) qu'on utilisé dans la séance de cours (0:02:12) vous allez donc doser ou bien suivre.. doser par pH-métrie (0:02:18) suivre la variation du pH d'une solution d'un monoacide faible qui est l'acide éthanoïque par ajout progressif d'une solution d'une monobase forte qu'on va utiliser bien sur la base forte la soude (0:02:31) donc c'est ça votre TP (0:02:35) alors

Le professeur déclenche une présentation power point et lit

20. P1 : alors les objectifs seront (0:02:37) premièrement réaliser le titrage pH-métrique (0:02:42) d'une solution d'acide éthanoïque par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration connue (0:02:47) d'accord et par la suite une fois qu'on a réalisé cette étude on va essayer de mettre en évidence les caractéristiques de ce type de titrage (0:02:58) est ce qu'il ya différence entre le cas d'un acide faible et un acide fort ou on aura la même si vous voulez la même courbe (0:03:09) les mêmes variations pour le pH en fonction du volume de la base versée (0:03:13) on veut voir s'il y a des différences entre les deux (0:03:17) est ce que un acide faible se comporte identiquement à un acide fort ou bien il ya des différences entre les deux (0:03:26) alors que doit-on faire alors (0:03:28) oui (0:03:28)

Episode 1.2 : lister les éléments du mode opératoire pour un dosage acide faible par une base forte

21. E : on utilise le même dispositif

Le professeur lit la liste du matériel affiché sur la présentation Powerpoint

22. P1 : le même dispositif (0:03:32) qu'on a utilisé dans le dernier TP (0:03:34) c'est à dire comme matériel nous allons utiliser une solution aqueuse de soude zéro virgule zéro deux fois molaire d'accord (0:03:47) une solution d'acide éthanoïque maintenant et non pas acide chlorhydrique (0:03:53) l'acide éthanoïque zéro virgule zéro un fois molaire (0:03:55) des solutions tampons (0:03:57) pourquoi les solutions tampons ? (0:03:58)

23. E : pour calibrer le pH

24. P1 : pour calibrer ou

25. E : étalonner

26. P1 : très bien étalonner le pH-mètre (0:04:05)

Le professeur termine la lecture

27. P1 : une burette graduée de 25mL (0:04:10) un bécher de 100mL pour placer notre solution qu'on va doser, une pipette graduée de 10mL pour prélever les solutions la solution d'acide (0:04:27) un pH-mètre avec la sonde un agitateur magnétique donc je vous donne le schéma du montage de dispositif que vous allez compléter (0:04:39) faites vite complétez le nom de chaque verrerie et les noms des solutions (0:04:46) donc à noter ce dispositif

Le professeur distribue une fiche aux élèves

28. P1 : vous (0:05:06) rappelez bien de ce dispositif on l'a utilisé avant (0:05:26)

Le professeur charge l'image de montage sur le tableau blanc

29. P1 : allez-y noter c'est quoi le un, le deux (0:05:27) le trois, le quatre le cinq le six le sept et le huit (0:05:53)

Le professeur se déplace entre les paillasses et contrôle les élèves. Il discute avec un élève

30. P1 : faites attention la burette et la pipette la pipette est un instrument utilisée pour prélever les solutions et non pas pour ajouter les solutions (0:06:47) ça y est

31. Collectif : pas encore (0:07:03)

32. P1 : bien (0:07:12) commençons par le numéro un allez on commence (0:07:13)

33. E : burette graduée

34. P1 : burette graduée (0:07:16) vous êtes d'accord (0:07:16)

35. Collectif : oui

36. P1 : le numéro deux (0:07:18)

37. E : solution aqueuse

38. P1 : solution aqueuse (0:07:22) de

39. E : soude

40. P1 : de soude bien (0:07:23) le numéro trois

41. E : xxxx

42. P1 : comment

43. E : sonde

44. P1 : sonde.. sonde du pH-mètre (0:07:31) numéro quatre (0:07:33)

45. E : bécher (0:07:34)

46. P1 : bécher d'accord le cinq (0:07:37)

47. E : agitateur magnétique

48. P1 : agitateur magnétique le numéro six (0:07:39)

49. E : l'acide éthanoïque

50. P1 : acide éthanoïque (0:07:44) et quoi d'autre uniquement la solution d'acide éthanoïque ? (0:07:48)

51. E : indicateur coloré

52. P1 : voilà on a utilisé un indicateur coloré aujourd'hui (0:07:53) nous allons utiliser la phénolphtaléine (0:07:57) et on va voir par la suite à la fin de cette expérience (0:08:00) essayez de voir pourquoi nous n'avons pas utilisé le BBT par la suite sept (0:08:04)

53. E : barreau alimenté

54. P1 : oui barreau alimenté le huit

55. E : pH-mètre

56_1. P1 : très bien pH-mètre bien (0:08:25)

Episode 1.3 : suivre l'exposé de P1 relatif à l'étalonnage d'un pH-mètre en tenant compte de la température des solutions

56_2. P1 : maintenant on va préparer le montage d'accord voilà ce que vous allez faire vous allez passer à l'expérience quatre par groupe (0:08:36) et commencez étape par étape (0:08:39) écoutez bien vous allez au départ commencer par étalonner le pH-mètre en utilisant les deux solutions tampons pH=7 et pH=4 d'accord (0:08:52) juste une remarque à dire (0:08:55) en étalonnant le pH-mètre l'autre fois dans la dernière séance de travaux pratiques on étalonné notre pH-mètre sans vérifier la température des solutions normalement on doit fixer la température des solutions à la valeur

57. E : 25

58. P1 : non c'est pas obligatoirement 25 nous allons mesurer la température des solutions à ce moment-là aujourd'hui et placer cette température sur le pH-mètre de façon ce qu'il mesure le pH en tenant compte de la température de milieu réactionnel d'accord donc vous commencez au départ par régler la température vous pouvez mesurer la température des solutions vous avez un thermomètre fixez la température à la valeur mesurée par le thermomètre et passez par la suite à l'étalonnage par une solution tampon (0:09:52) passez à l'expérience (0:09:57)

Jeu 3 : Réaliser l'expérience du dosage de CH₃COOH par NaOH

Chaque groupe rejoint le payasse de travail ou se trouve son matériel

59. P1 : allez y combien vous avez trouvé la température

60. E1 : 14,5 (0:10:58)

61. E2 : 15

62. P1 : vous fixez la température sur le pH-mètre svp ça y est (0:12:55) ça y est le pH-mètre c'est bon (0:14:11) rincez si on utilise la solution tampon de pH 9 c'est basique non (0:15:01) maintenant vous allez à l'aide de la pipette graduée prélever 30mL d'acide éthanóïque (0:15:56)

63. E : ça y est monsieur (0:17:21)

64. P1 : bien, attendez il ne faut pas passer votre bécher au-dessous de la burette (0:17:28) éloignez le bécher de la burette pour ne pas risquer d'avoir quelques gouttes de soude qui tombe dans le bécher avant de faire l'expérience par la suite (0:17:38) une fois qu'on a préparé les 30mL vous allez ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine ça y est

65. E : oui

66. P1 : par la suite nous allons essayer de placer notre électrode de pH-mètre dans la solution de façon ce que la partie sensible trempe dans la solution sans que l'agitateur (0:18:20)...hein (0:18:34) ça y est bien (0:19:53) placer l'électrode doucement hein (0:20:21)

Le professeur contrôle le travail des élèves (0:22:01)

67. P1 : je vous donne un tableau à compléter c'est le même tableau du dernier TP tout simplement (0:22:25) il faut voir les différences (0:24:08) n'oubliez pas d'observer à chaque fois la couleur du mélange (0:26:04) est ce qu'il y a changement de couleur (0:26:19) indiquer la valeur de pH au moment où l'indicateur change de couleur (0:29:28)

68. E : monsieur ça y est (0:30:09)

69. P1 : oui vous allez tracer la courbe (0:32:30)

Jeu 4 : Tracer la courbe de la variation de pH de la solution en fonction de volume de NaOH ajouté

Le professeur contrôle et aide un groupe en difficultés (0:34:03)

70. P1 : vous allez maintenant tracer la courbe pH en fonction de VB (0:34:27) allez tracer la courbe (0:37:59)

Il fait l'appelle aux élèves (0:40:02)

71. P1 : ça y est la courbe (0:41:46)

72. Collectif : non (0:42:54)

73. P1 : les autres ça y'est

Le professeur charge la figure suivante

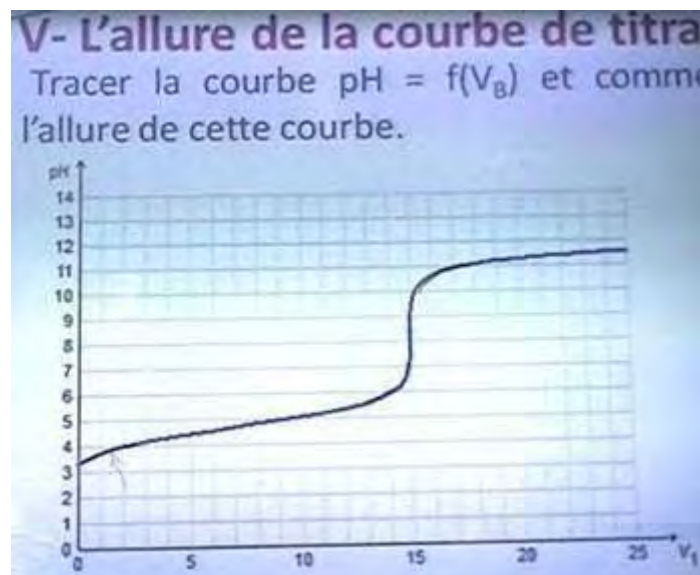


Figure 110 : évolution du pH au cours de la réaction entre un acide faible et une base forte

74. E : oui

Jeu 5 : Suivre l'interprétation de la courbe de dosage

Episode 5.1 : réaliser qu'il existe deux points d'inflexion dans la courbe de dosage d'un acide faible par une base forte

75. P1 : bien (0:44:30) est ce que vous trouvez (0:44:54.0) sur la courbe tracée cette fois trois concavités au lieu de deux (0:45:00.3) est ce que vous observez une petite concavité au départ concavité vers le bas (0:45:05.4)

76. E : oui

77_1. P1 : puis une concavité vers le haut puis de nouveau une concavité vers le bas est ce que vous les avez trouvés (0:45:12) une première concavité au départ c'est à dire au départ le pH il varie rapidement (0:45:26) avec quelques euh dixième d'unité de pH puis la variation est très faible (0:45:34.7) de l'ordre de $\pm 0,1$ de pH avant d'avoir donc le saut de pH (0:45:46) donc on dans ce cas suivez s'il vous plaît juste un peu (0:45:50) dans ce cas on aura deux points d'inflexion le point d'inflexion de l'autre fois c'est à dire (0:46:02) où on a un saut de pH et on a un autre point d'inflexion puisqu'on a deux concavités donc l'une vers le bas et l'autre vers le haut entre les quelles on peut trouver un point d'inflexion alors (0:46:19)

Episode 5.2 : déterminer les coordonnées de deux points d'inflexion sur sa courbe

77_2. P1 : essayez en utilisant la méthode des tangentes déterminer les coordonnées de ce point d'inflexion (0:46:27) qu'on a appelé l'autre fois point de quoi

78. E : point d'équivalence (0:46:34)

79. P1 : voilà c'est le point d'équivalence (0:46:37)

Il commence à tracer les tangentes

80. P1 : essayez de tracer les tangentes à la courbe aux niveaux de deux concavités prenez donc la perpendiculaire le milieu entre les deux tracer une troisième un segment parallèle à ces deux tangentes l'intersection avec ce segment et la courbe vous donne le point d'inflexion (0:47:15) qui est le point d'équivalence essayez de trouver les coordonnées de ce point (0:47:26) allez-y (0:47:29) en quatre groupes

Les élèves déterminent sur leurs papiers millimétrés le point d'équivalence

81. P1 : ça y est (0:48:39) donnez-moi les coordonnées (0:48:41) du point d'équivalence (0:48:41) oui

82. E : 8,1

83. P1 : attendez ça pour le premier groupe oui (0:48:50)

84. E1 : 8,1 et VBE 13,2

85. P1 : oui le deuxième groupe (0:49:04)

86. E2 : 8,2

87. P1 : et le volume de la base versée à l'équivalence

88. E2 : 16

89. E2 : 16,3

90. P1 : 16,3 troisièmes groupes

91. E3 : 7,5 et 16,1

92. P1 : 7,5 et 16 mL

Il écrit sur le tableau les résultats des groupes

93. P1 : bien déjà (0:50:08) on remarque que le pH à l'équivalence est supérieur à 7 dans les 4 cas vous avez trouvé un pH à l'équivalence supérieur à 7 (0:50:20) 8,1 8,2 7,5 et 7,5 supérieur à 7 bien maintenant (0:50:31) écoutez svp on veut déterminer maintenant les coordonnées ça c'est le point d'inflexion qu'on appelle point d'équivalence qu'on note E on va chercher maintenant

94. E : le point d'inflexion

95. P1 : le point d'inflexion (0:50:47) qu'on note I essayez de trouver par la même méthode des tangentes tracer deux tangentes parallèles à ces deux courbures (il trace les deux tangentes) prenez donc le milieu et vous tracez une droite parallèle et l'intersection vous donne I allez faites vite donne-moi les coordonnées (0:51:58) allez premier groupe combien vous trouvez pHI et VBI allez (0:52:40)

96. E1 : 4,7

97. P1 : et le volume versé en ce point

98. E1 : 6,2

99. P1 : bien deuxième groupe (0:53:26)

100. E2 : 4,2 et 6,5

101. P1 : vous êtes d'accord les autres c'est bon (0:53:36) le troisième groupe

102. E3 : 4,5 et 7,5

103. P1 : 4,5 et 7,5 bien (0:54:16)

104. E4 : 4,3 et 6,9

105. P1 : 4,3 et 6,9 (0:54:20) vous êtes d'accord

106. E : oui

107_1. P1 : les autres (0:54:44) ça y est bien suivez svp (0:55:02)

Episode 5.3 : comprendre l'interprétation des coordonnées du point de demi-équivalence

107_2. P1 : vous voyez bien écoutez svp pour le volume de base versé en ce point (I) il est comment par rapport au volume versé à l'équivalence (0:55:16)

108. E : deux fois

109. P1 : c'est presque deux fois (0:55:21) presque la moitié le volume de base versé au point I c'est presque la moitié de celui versé au point d'équivalence 7,5 fois 2 ç& fait 15 c'est un peu décalé (0:55:40) 6,9 fois 2 14 c'est décalé aussi sont aussi inférieur à la base versée à l'équivalence (0:55:57) mais pratiquement si on a le volume de la base versé à l'équivalence 15 on aura un point d'inflexion pour un volume de VB égale à 7,5 mL alors ce point on va le nommer dorénavant point de demi équivalence (0:56:22) E c'est le point d'équivalence et I

c'est le point de demi-équivalence pourquoi on l'appelle point de demi-équivalence (0:56:41)
oui

110. E : parce qu'il a la moitié du volume

111. P1 : parce que le volume versé pour atteindre ce point

112. E : c'est la moitié du volume nécessaire pour atteindre l'équivalence

113. P1 : très bien c'est la moitié du volume nécessaire pour atteindre l'équivalence donc si on a un volume V_E à l'équivalence en ce point (I) on va vers $V_E/2$ pour atteindre donc ce point qu'on appelle point de demi-équivalence (0:57:13) le pH en ce point d'accord vous avez trouvé 4,7 4,5 4,5 4,3 (0:57:27) sachant que le couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ possède comme constante d'acidité pK_a une valeur de 4,75 à 25°C vous voyez bien que ce pH est

114. E : pK_a

115_1. P1 : égale au pK_a de ce couple (0:57:51) mais pour s'assurer nous devons changer l'acide faible on utilise un autre acide faible dont le pK_a est différent de celui de l'acide éthanóïque et on refait l'expérience pour voir comment varie le pH au point de demi-équivalence (0:58:13) on voit que si on réalise l'expérience pour plusieurs acides pour différents couples on remarque (0:58:19) que le pH en ce point n'est autre que le pK_a du couple (0:58:23) nous voulons maintenant expliquer deux choses suivez svp (0:58:30)

Jeu 6 : Se rendre compte des différences entre les deux courbes de dosage à partir de la connaissance de nombre des points d'inflexion et de la valeur du pH initial

115_2. P1 : premièrement l'allure de la courbe (0:58:33) l'allure de la courbe il y a une petite différence vu que cette courbe comporte combien de points d'inflexion (0:58:40)

116. E : deux

117. P1 : deux points d'inflexion (0:58:42) alors que l'autre courbe lors du dosage d'un acide fort par une base forte

118. E : un seul point

119. P1 : voilà un seul point d'inflexion (0:58:53) donc ça c'est la première différence deuxièmement (0:58:57) au lieu d'avoir un pH au départ égale à $-\log C$ puisqu'on a une concentration C_A la concentration de l'acide C_A est égale à 10^{-2} ce qui donne un pH si l'acide est fort le pH va être égale à 2 d'accord mais est ce qu'on a un pH égale à 2 au départ

120. E : non

121. P1 : votre pH de départ égale à combien (0:59:22)

122. E : 3,25

123. P1 : 3,25 et vous

124. E : 4

125. P1 : 4 au départ c'est 4 et vous

126. E : 3,25
127. P1 : donc dans les quatre cas c'est supérieur à 2 donc c'est un acide faible son pH de départ n'est pas égale à $-\log C$ c'est plutôt le pH étant égale à oui
128. E : $1/2 (pK_a - \log C)$
129. P1 : voilà $1/2 (pK_a - \log C)$ dans quelle condition quelle approximation doit-on faire pour appliquer cette formule (1:00:06)
130. E : à 25
131. P1 : à 25 degré Celsius (1:00:09)
132. E : faiblement ionisé
133. P1 : faiblement ionisé dans l'eau oui c.-à-d.
134. E : la concentration
135. P1 : le taux d'avancement final doit être (1:00:23)
136. E : inférieur
137. P1 : inférieur à
138. E : zéro (1:00:25)
139. E : un
140. P1 : inférieur à un (1:00:28)
141. E : 5 pourcent
142. P1 : inférieur à 5 pourcent 0,05 très bien (1:00:33) dans ce cas pour les solutions qui ne sont pas très diluées on peut appliquer la formule $pH = 1/2(pK_a - \log C)$ normalement théoriquement le pH initial va être à combien théoriquement hein égale à $1/2$ de $(4,75 - \log 10^{-2})$ ça fait combien
143. E : 3,375
- 144_1. P1 : à peu près 3,4 normalement le pH de départ est de l'ordre de 3,4 d'accord vous n'êtes pas loin (1:01:25) 3,27 3,4 bien

Jeu 7 : Suivre la détermination théorique des coordonnées du point d'équivalence

Episode 7.1 : retrouver théoriquement le volume de la base à l'équivalence à partir d'un calcul réalisé par P1

144_2. P1 : maintenant si on détermine la concentration de l'acide à partir du point d'équivalence on à (1:01:37) l'équivalence oui

145. E : pH égale à

146. P1 : non on parle de la concentration on veut chercher la concentration théoriquement (1:01:54) plutôt on a la concentration on veut chercher le volume de base versé à l'équivalence théoriquement (1:01:59) alors quelle relation peut-on utiliser qui lie les concentrations et les volumes à l'équivalence (1:02:08)

147. E : CV

148. P1 : comment

149. E : CV égale à $C_B V_{BE}$

150. P1 : c'est à dire $C_A \cdot$ nombre de mole d'acide égale au nombre de base versé à l'équivalence (1:02:21) puisqu'il s'agit d'un monoacide et d'une monobase donc on égalité des nombres de moles pour avoir le mélange en proportions stœchiométriques c.-à-d. $C_A V_A = C_B V_{BE}$ (1:02:38) donc V_{BE} théorique va être $C_A V_A / C_B$ donc c'est 10^{-2} fois 30ml sur 0,02

151. E : fois 10^{-3}

152. P1 : je vais laisser le volume en ml et j'aurais donc le résultat en mL

À l'équivalence on a : $n_A = n_{B(E)}$
 $C_A V_A = C_B V_{BE}$
 $V_{BE} = \frac{C_A V_A}{C_B} = \frac{10 \times 30}{2 \cdot 10^{-2}} = 15 \text{ ml}$

Figure 111 : volume de la base versée à l'équivalence

153. E : 15ml

154. P1 : donc 15ml alors vous avez trouvé pour le premier groupe inférieur à 15 pour les trois autres c'est supérieur à 15 mais de l'ordre de 15 vous voyez bien que que

155. E : l'expérience

156_1. P1 : l'expérience nécessite trop de précision il faut bien prélever les volumes avec précision ajoutez les solutions avec précision et tout ça (1:03:46) on n'est pas loin en fin de compte de 15mL

Episode 7.2 : se rendre compte de la nature basique de la solution à l'équivalence à partir de l'équation de dosage

156_2. P1 : maintenant (1:03:56) le pH à l'équivalence le pH à l'équivalence il est supérieur à 7 supérieur à $1/2 pK_e$ (1:04:03) si on considère que le pke est presque 14 la température d'aujourd'hui la température ambiante alors (1:04:12) le pHE supérieur à 7 ce qui donne que la solution est basique la solution est basique comment peut-on expliquer (1:04:21) ce caractère basique de la solution obtenue à l'équivalence (1:04:24) oui

157. E : changement de couleur

158. P1 : comment peut-on expliquer la solution est basique à l'équivalence oui (1:04:38)... qu'est-ce qu'on a qu'est-ce qu'on a dans notre bécher dans notre solution à l'équivalence quelles sont les entités chimiques présentes à l'équivalence oui qu'est-ce qu'on à l'équivalence (1:04:56) on a une solution de CH_3COOH ce qu'on a vu déjà dans la première séance de cours (il écrit l'équation) plus H_2O donne

159. Collectif : CH_3COO^- plus H_2O

160. P1 : CH_3COO^- plus H_3O^+ (1:05:09) lorsqu'on ajoute la soude.. H_3O^+ va réagir avec OH^- pour donner $2\text{H}_2\text{O}$ le bilan étant CH_3COOH plus OH^- donne CH_3COO^- plus H_2O et la réaction est totale on l'a déjà démontré avant (1:05:35)

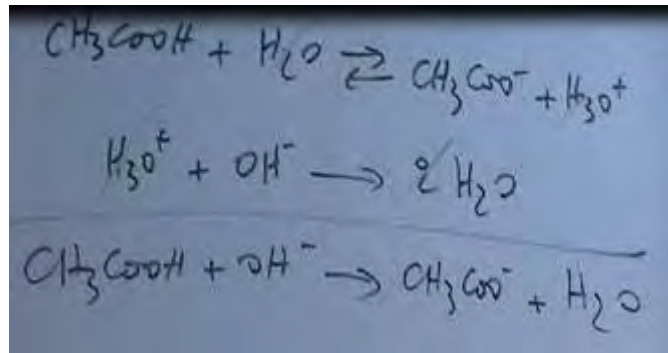


Figure 112 : équation de la réaction de titrage de CH_3COOH et NaOH

Alors n'oublions pas que la soude NaOH comporte des ions Na^+ et des ions OH^- (1:05:46) donc dans le mélange on a les entités chimiques présentes dans le mélange sont

161. E : CH_3COOH

162. P1 : CH_3COOH ? La réaction est totale

163. E1 : à l'équivalence

164. P1 : à l'équivalence la réaction est totale donc il n'y a plus de CH_3COOH il y a CH_3COO^- et

165. E : Na^+

166. P1 : Na^+ ion inerte et H_2O d'accord ça y est les ions OH^- ont réagi avec CH_3COOH pour donner CH_3COO^- plus H_2O (1:06:17) les ions présents sont les ions CH_3COO^- et les ions Na^+ inertes et on a de l'eau d'accord c.-à-d. on peut écrire comme ça

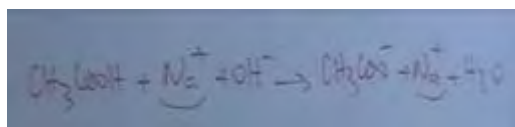


Figure 113 : équation de titrage complète

d'accord l'ion Na^+ est un ion inerte (1:06:48) alors les ions présents sont les ions éthanoates et les ions sodium l'ion sodium est un ion

167. E : inerte

168. P1 : inerte donc il ne réagit pas avec l'eau par contre l'ion CH_3COO^- est un ion quel caractère de cet ion hein neutre acide basique (1:07:20)

169. E : basique

170. P1 : basique c'est la base

171. E : conjugué de

172_1. P1 : conjugué d'un acide faible donc c'est un acide faible donc c'est une base faible et une base faible peut réagir avec l'eau pour donner avec une double flèche (il écrit l'équation $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$) d'où la présence d'un excès d'ions OH^- par rapport aux ions H_3O^+ donc la solution va être basique vu que l'ion CH_3COO^- peut donner des ions OH^- dans ce mélange et par la suite on n'a pas d'égalité des ions OH^- avec les ions H_3O^+ donc la solution n'est pas neutre (1:08:11) c'est une différence très importante par rapport au dosage de l'autre fois (1:08:16)

Episode 7.3 : se rendre compte de type de dosage à partir de la valeur du pH à l'équivalence.

172_2. P1 : le dosage de l'acide fort par la base forte on a trouvé un pH à l'équivalence égale à combien

173. E : 7

174. P1 : égale à 7 cette fois on a trouvé un pH

175. E : supérieur à 7

176. P1 : supérieur à 7 la solution était neutre mais cette fois à l'équivalence elle n'est pas neutre elle est

177. E : basique

178_1. P1 : basique donc solution basique à l'équivalence alors (1:08:43) si vous trouvez un pH à l'équivalence supérieur à 7 c.-à-d. une solution basique à l'équivalence cela veut dire que l'acide est faible ou bien il suffit d'observer deux points d'inflexion pour dire que l'acide dosé est faible (1:08:57) une première différence deux points d'inflexion au lieu d'un seul point deuxième différence le pH à l'équivalence est supérieur 7 c'est à dire la solution au point d'équivalence est basique tout simplement parce que la base qui va se former (1:09:13.7) suite de la réaction de l'acide faible et la base forte est une base faible qui réagit avec l'eau pour donner des ions OH^- d'où le caractère basique (1:09:26)

Episode 7.4 : retrouver théoriquement la valeur du pH de la solution à l'équivalence

178_2. P1 : si nous voulons chercher calculer le pH théorique à l'équivalence alors à l'équivalence on a une solution basique de CH_3COO^- alors quelle est la formule qui peut nous donner le pH d'une solution basique base faible (1:09:45) si on néglige bien sur les ions prévenants de l'eau devant les ions provenant de la base et l'ionisation est faible alors oui (1:09:53)

179. E :

180. P1 : le pH égale à combien

181. E : $1/2 (pK_a + \log C)$
182. P1 : oui
183. E : + pke
184. P1 : c'est ça très bien alors la concentration C (1:10:11) c'est la concentration de la base CH_3COO^- à l'équivalence

The image shows a handwritten formula on a whiteboard:
$$pH_E = \frac{1}{2} (pK_a + pK_b + \log(\text{CH}_3\text{COO}^-))$$

Figure 114 : expression de pH d'un acide faible

185. P1 : c.-à-d. c'est égale à combien (1:10:26)
186. E : OH^-
187. P1 : comment c'est égale à quoi CH_3COO^- provient d'où (1:10:36)
188. E : de l'acide
189. P1 : de l'acide CH_3COOH donc la concentration de CH_3COO^- est égale à la nombre de mole de CH_3COO^- n'est autre que le nombre de mole de CH_3COOH le nombre de mole de CH_3COO^- à l'équivalence est égale au nombre de mole de CH_3COOH de départ donc à qui égale le nombre de mole de CH_3COOH au départ hein $C_A V_A$ (1:11:03) par la suite il faut diviser par le volume de mélange c.-à-d.

190. E : V_A
191. P1 : plus
192. E : V_{BE}
193. P1 : voilà (1:11:15) donc essayons de calculer cette valeur théorique

Le professeur fait le calcul

194. P1 : combien vous trouvez
195. E : 8,2
- 196_1. P : 8,2 c'est pas très loin de vos résultats ça c'est le pH à l'équivalence vous voyez bien c'est un pH basique bien concernant (1:12:21)

Jeu 8 : Suivre l'exposé de P1 relatif à la comparaison de la troisième partie du la courbe pour les deux dosages

- 196_2. P1 : la troisième partie de la courbe est ce qu'il y a différence entre cette courbe et celle du dosage d'un acide fort par une base forte (1:12:33)
197. E : non

198_1. P1 : même allure puisque c'est la base qui impose son pH à la fin et puisqu'il s'agit d'une base qui est la soude donc la troisième partie est presque la même donc la différence c'est au départ maintenant (1:13:02)

Jeu 9 : Déterminer théoriquement le pH à la demi-équivalence et faire l'associer au pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ à partir d'un calcul réalisé par P1

198_2. P1 : revenons au point de demi-équivalence (1:13:04) à quoi est égale le pH au point de demi-équivalence il faut faire attention lorsqu'on parle de demi-équivalence cela veut dire quoi en fin de compte cela veut dire que la quantité d'acide CH_3COOH réagit en CH_3COO^- est la moitié de celle de départ cad (1:13:29)

199. E : $-\log$ de ...

200. P1 : la concentration de CH_3COOH

201. E : c'est la moitié

202. P1 : est égale à la concentration de CH_3COO^- d'accord (1:13:36) c.-à-d. la moitié de la concentration de CH_3COOH de départ (1:13:40)

203. E : moins euuh au lieu de \log de CH_3COOH ça devient $\log\text{CH}_3\text{COO}^-$

204. P1 : non on va remplacer avant tout dans l'expression de la constante d'acidité l'expression de la constante d'acidité K_a c'est quoi à quoi égale K_a (1:13:57) oui

205. E : la base

206. P1 : la base fois (il écrit la constante $K_a=$)

207. E : CH_3COO^-

208. P1 : CH_3COO^- fois

209. E : H_3O^+

210. P1 : H_3O^+ sur l'acide CH_3COOH mais puisqu'on a une concentration CH_3COOH au point de demi-équivalence égale à CH_3COO^- on peut simplifier ce qui donne $K_a=$

211. E : $[\text{H}_3\text{O}^+]$

212. P1 : voilà donc $-\log K_a = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ ce qui donne $\text{pH}=\text{p}K_a$ (1:14:32) au point de demi-équivalence (1:14:34) en réalité au départ au départ (il trace deux axes $\text{pH}=\text{f}(V)$) avant de verser la base on a pratiquement la totalité des molécules d'acide éthanoïque à l'état moléculaire (1:14:48) moins de 5 pourcent qui sont ionisé donc CH_3COO^- pratiquement la concentration de CH_3COO^- est nulle au cours de l'ajout de ce volume de base le CH_3COO^- va se transformer en CH_3COO^- par réaction avec OH^- ce qui fait que sa concentration décroît (1:15:10) décroît décroît pour s'annuler quand est ce qu'elle s'annule c'est au point d'équivalence (1:15:19) lorsqu'on a versé un volume de base égale à V_{BE} par contre (1:15:23) pour la concentration de CH_3COO^- au départ elle est presque nulle et elle va croître puisque le CH_3COOH va se transformer en CH_3COO^- à l'équivalence on a (1:15:40) la réaction est pratiquement totale donc pratiquement la quantité de CH_3COOH et totalement transformée

en CH_3COO^- le point de demi-équivalence c'est ce point c'est le point qui correspond à l'égalité entre les deux concentrations entre la concentration de CH_3COOH et CH_3COO^- (1:16:01) lorsqu'on a égalité entre ces deux concentrations alors c'est le point de demi-équivalence (1:16:09)

Le professeur trace la courbe suivante

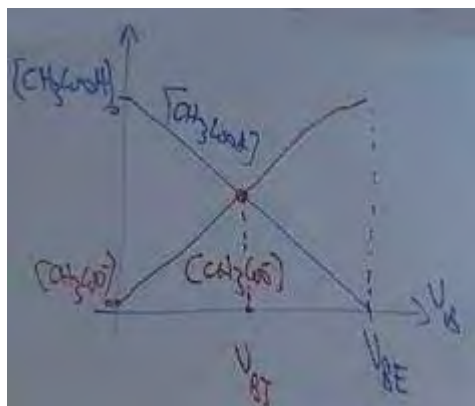


Figure 115 : courbe de variation de $[\text{CH}_3\text{COOH}]$ en fonction de V_B

Jeu 10 : Formaliser les données expérimentales issues de la courbe $\text{pH}=\text{f}(V_B)$ à partir d'un exposé de P1

213. P1 : donc la réaction entre l'acide faible et la base forte c'est une réaction qui se produit entre l'acide faible et l'ion OH^- au départ on a pratiquement l'acide à l'état moléculaire au cours du dosage la quantité de l'acide se transforme en sa base conjuguée sa concentration décroît celle de la base conjuguée croît et au point de demi-équivalence on a égalité entre les deux les deux concentrations de deux entités chimiques ce qui donne que le K_a est égale à H_3O^+ et le $\text{p}K_a$ égale au pH donc (1:16:55) à partir de cette courbe (il pointe la courbe de dosage $\text{pH}=\text{f}(V_B)$ vous pouvez déduire plusieurs chose (1:16:56)

214. E : le $\text{p}K_a$.

215. P1 : premièrement vous pouvez (1:16:57) dire s'il s'agit d'un acide faible dosé par une base forte ou bien d'un acide fort dosé par une base forte vu que observer combien on a de points d'inflexion deuxièmement (1:17:10) vous pouvez vérifier que le pH à l'équivalence est supérieur à 7 donc l'acide utilisé est faible sa base conjuguée est donc n'est pas inerte il est faible il réagit avec l'eau pour donner les ions OH^- vous pouvez de même déterminer la concentration de l'acide dosé si on a bien sur la concentration de la base le volume de la base versé à l'équivalence et le volume de l'acide prélevé (1:17:31) vous pouvez déterminer par la suite le pH au point de demi-équivalence et par la suite le $\text{p}K_a$ de votre couple acide faible utilisé d'accord le pH de départ peut vous donner la valeur de $\text{p}K_a$ de même si on connaît la concentration (1:17:47) et tout ça (1:17:49) maintenant pour le pH final l'asymptote de la courbe d'après égale à combien le pH tend vers quelle valeur

216. E : pH de NaOH

217. P1 : pH

218. E : NaOH

219. P1 : pH de NaOH c'est à dire (1:18:08) c.-à-d. vers $pK_e + \log C_B$ puisqu'il s'agit d'une base forte (1:18:16) à quoi est égale le $pK_e + \log C_B$ dans ce cas le pH de la base forte NaOH égale $pK_e + \log C_B$ c.-à-d. $14 + \log 0,02$ combien

220. E : 12,3

221. P1 : 12,3 donc est ce qu'il est possible d'avoir un pH qui dépasse 12,3 (1:18:55) est ce que c'est possible

222. E : oui

223. P1 : à un moment donné en ajoutant la base d'avoir un pH égale à 13 par exemple c'est impossible vous voyez bien que c'est impossible puisque c'est une limite pour le pH de mélange (1:19:11)

Jeu 11 : Identifier la phénolphtaléine comme indicateur coloré convenable

224. E : pourquoi on a utilisé la phénolphtaléine au lieu de BBT (1:19:16)

225. P1 : très bien maintenant (1:19:17) si revenons à l'indicateur coloré choisi votre camarade dit pourquoi on n'a pas utilisé le BBT au lieu de phénolphtaléine alors (1:19:29) vous avez en bas un tableau c'est la dernière partie du TP (1:19:33) puisque vous demandez la question donc on peut passer à cette partie (1:19:38) pourquoi on doit choisir le phénolphtaléine pour repérer l'équivalence (1:19:41)

226. E : zone de virage

227. P1 : voilà (1:19:42) vous avez l'indicateur coloré on propose trois indicateurs colorés l'hélianthine le BBT et la phénolphtaléine (1:19:52) et vous avez la zone de virage des indicateurs colorés alors

228. E : la zone de virage convenable

229. P1 : voilà il faut choisir l'indicateur coloré de zone de virage

230. E : contient le point d'équivalence

231_1. P1 : voilà contient le point d'équivalence (1:20:16) c.-à-d. si nous prenons le BBT c'est entre 6 et 7,6 (1:20:23) vous voyez bien vous voyez voilà la zone de virage du BBT (il marque la zone de virage de BBT sur la courbe de dosage) ne coïncide pas ne renferme pas le point d'équivalence par contre la phénolphtaléine c'est entre 8,2 et 9,8 donc il renferme le pH à l'équivalence ce qui donne il est préférable d'utiliser la phénolphtaléine pour ce dosage que d'utiliser le BBT (1:21:05) bien (1:21:05)

Jeu 12 : Etudier l'effet de la dilution sur les courbes de dosage

Episode 12.1 : simuler l'effet de la dilution sur les courbes de dosage à partir du logiciel Macroméga

231_2. P1 : maintenant nous allons essayer de voir quel est l'effet de la dilution (1:21:10) vous avez devant vous les ordinateurs on va utiliser le logiciel de l'autre fois le Microméga (1:21:24)

Chaque groupe s'installe devant un poste d'ordinateur et lance le logiciel Microméga (1:22:08), le professeur fait de même et l'image de l'écran s'expose sur l'écran blanc

232. P1 : ça y est vous bien allez chimie pH-métrie vous allez choisir comme acide l'acide éthanóique (1:23:28) la concentration 0,1 le volume c'est 30mL (1:23:35) ça y est 30 maintenant la base versée sa concentration est 0,02 d'accord (1:23:52) écoutez svp vous pouvez (1:23:53) passez au paramètres et cocher tracer en gras d'accord c'est bon (1:24:11) revenons svp allez y vider la burette (1:24:16) ça c'est pour les concentrations qu'on a utilisé dans notre TP c'est bon (1:24:24)

233. E : oui

234. P1 : maintenant nous allons (1:24:28) passer à une deuxième situation situation 2 allez y ça y est

235. E : oui

236. P1 : bien dans le bécher (1:24:43) vous allez utiliser toujours de l'acide éthanóique c'est bon la concentration maintenant n'est plus 0,01 c'est 0, double zéro un (1:24:57) d'accord le volume 30ml

237. E : la concentration

238. P1 : la concentration c'est 0,001 on va diluer dix fois (1:25:15) les deux solutions donc 0,002 vider la burette ça y est

239. E : oui

240. P1 : maintenant vous passez à la situation 3 (1:25:37) ça y est acide éthanóique de concentration 0,0001 cava et la base 0,0002 c'est bon vider la burette ça y est bien

241. E : oui

242. P1 : imprimer la courbe appuyez sur imprimer les graphes uniquement le graphe choisissez le nombre d'exemplaires quatre vous êtes quatre non ça y est

243. E :

244. P1 : on va maintenant discuter point par point notre courbe (1:27:40) c.-à-d. le pH de départ le pH à l'équivalence de demi équivalence et le pH final (1:27:47) ça y est (1:28:12)

Les élèves lancent l'impression des courbes et le professeur distribue leurs imprimés

245. P1 : on va discuter les trois courbes l'effet de la dilution ça y est bien allez suivez (1:28:57)

Episode 12.2 : interpréter et formaliser l'effet de la dilution à partir des courbes tracées par le logiciel (dont la variation du pH initial)

Le professeur charge les trois courbes de son ordinateur

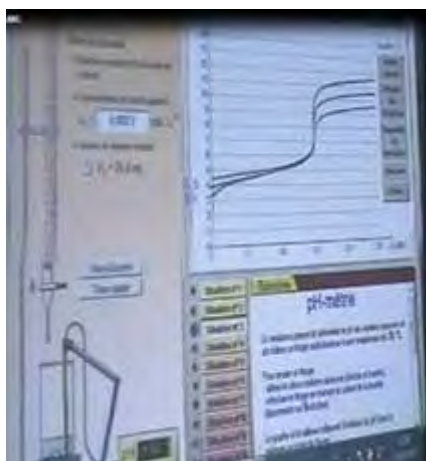


Figure 116 : influence de la dilution sur la courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{VB})$ de titrage d'un acide faible par une base forte

246. P1 : commençons par le pH du départ que se passe-t-il pour le pH de départ par dilution 10 fois

247. E : il augmente

248. P1 : de 3,4 il passe

249. E : à 4

250. P1 : non c'est inférieur c'est à peu près 3,9 d'accord (1:29:20) de 3,4 à 3,9 donc il augmente de combien

251. E : 0,5

252. P1 : de 0,5 (1:29:28) est ce que c'est attendu hein

253. E : 1/2 de volume

254. P1 : 1/2 de volume (1:29:33)

255. E : non

256. P1 : 1/2 de quoi

257. E : 1/2 de un

258. P1 : l'autre fois c'est augmenté de un maintenant aujourd'hui il augmente de 0,5 c.-à-d. par dilution 10 fois la séance précédente on a dilué 10 fois on a obtenu un pH qui augmente d'une unité de pH c.-à-d.

Le professeur écrit sur le tableau en parlant. Acide faible : $\text{pH}' = \frac{1}{2} (\text{pka} - \log C') = \frac{1}{2} (\text{pka} - \log C/10) = \frac{1}{2} (\text{pka} - \log C + 1) = \frac{1}{2} (\text{pka} - \log C) + \frac{1}{2} = \text{pH} + \frac{1}{2}$ (1:30:47)

259. P1 : alors le pH va augmenter de 0,5 unité d'accord de même une autre dilution de 10 fois ça va vous donner 4,4 (il note la valeur 4,4 sur la troisième courbe de) (1:31:00) ça va à chaque fois qu'on dilue 10 fois le pH augmente

260. E : de un

261. P1 : ah attendez ça c'est pour le pH de départ hein (1:31:16) ça va pour le pH de départ donc c'est très normal que le pH augmente et augmente à la différence de l'autre fois une dilution de 10 fois fait augmenter le pH de 0,5 (1:31:28) maintenant le pH à l'équivalence est ce qu'il reste toujours égale à 8,2 (1:31:39) qu'on a retrouvé tout à l'heure
262. E : non
263. P1 : hein (1:31:40)
264. E : non
265. P1 : essayez de tracer les tangentes si vous voulez (1:31:43) tracer les tangentes pour la courbe violette et bleue est ce qu'il y a différence (1:31:52)
266. E1 : non
267. E2 : oui
268. P1 : tracer les tangentes vous avez devant vous l'ordinateur voilà on va tracer la tangente et la courbe bleu situation 1 vous appuyez sur méthode des tangentes ou se trouve le point d'équivalence
269. E : 8,
270. P1 : 8,2 à peu près 3
271. E : 8,3
272. P1 : écoutez svp vous pouvez lire la valeur de pH en plaçant le curseur au-dessus de ce point qui vous indique la valeur de pH vous voyez 8,2 8,3 maintenant si on ..
273. E : 8,44
274. P1 : donc la première situation on a trouvé un pH à l'équivalence égale à 8,2 (1:33:02) la deuxième situation c'est combien
275. E : 7,34
276. P1 : ça c'est la troisième situation (1:33:08)
277. E : 7,63
278. E : 7,5
279. P1 : 7
280. E : 56
281. P1 : 56 hein (1:33:19) 7,56
282. E : oui
283. P1 : (il manipule le logiciel) la deuxième situation voilà méthode des tangentes non c'est plus que 7,56 voilà vous voyez c'est presque 7,8 c'est proche de 8 (1:33:44) et pour la première situation c'est presque 8,3 donc vous voyez bien que la différence c'est 0,5 unité de pH ici ça sera à peu près (3ème situation) c'est de l'ordre de 7,3 donc à chaque fois que vous diluez 10 fois le pH diminue de 0,5 unité est ce que c'est normal (1:34:37)

284. E : oui
285. P1 : pourquoi.. puisqu'il s'agit d'une solution
286. E : de base
287. P1 : de base
288. E1 : forte
289. E2 : faible
290. P1 : à l'équivalence on obtient l'éthanoate de sodium et l'ion éthanoate est une base
291. Collectif : faible
292. P1 : faible donc il s'agit d'une base faible dans ce cas le pH diminue par dilution de 10 fois de 0,5 unité de pH donc vous voyez le pH de départ augmente de 0,5 unité et le pH à l'équivalence diminue de 0,5 maintenant le pH final que se passe-t-il (1:35:14)
293. E : il diminue de un
294. P1 : voilà il diminue pratiquement d'une unité à chaque fois qu'on dilue 10 fois et c'est normal puisqu'il s'agit d'une base forte ça va
295. E : oui
296. P1 : donc maintenant (1:35:41) concernant le point de demi-équivalence qu'est ce qui se passe pour le pH à la demi-équivalence est ce qu'il augmente diminue ou bien reste constant
297. E : puisque le pH au point d'équivalence diminue alors le point de demi-équivalence aussi
298. P1 : puisque le pH au point d'équivalence diminue alors le point de demi-équivalence pourquoi ? Est-ce qu'il y a une relation entre le pH à l'équivalence et le pH à la demi-équivalence est-ce que le pH à la demi-équivalence est égal à la moitié du pH à l'équivalence
299. E : non
300. P1 : non donc il n'y a pas relation entre les deux mais observez devant vous la courbe que vous avez entre les mains pour VB=7,5ml le pH pour les deux courbe bleue et verte qu'est-ce que vous remarquez (1:36:53)
301. E : même pH
302. P1 : même pH par contre pour la courbe violette il est un peu décalé pourquoi d'après vous
303. E :
304. P1 : tout simplement parce qu'on a trop dilué la solution on atteint une concentration 10^{-4} mol/l ce qui donne une dilution assez importante ça va rendre l'approximation H_3O^+ de l'eau devant celles provenant de l'acide n'est plus valable et c'est pour ça il y a une petite différence au niveau de pH à la demi-équivalence mais les autres les

solutions sont peu dilués alors le pH à la demi-équivalence reste inchangés et reste toujours égale à combien

305. E : 1/2

306. P1 : au pKa du couple le 1/2 ça c'est pour le volume le volume versé à la demi-équivalence est la moitié de volume versé à l'équivalence mais pour le pH

307. E : égale au pKa

308. P1 : voilà égale au pKa donc (1:38:02) si nous résumons un peu allez on va résumer.. le pH de départ suite à une dilution 10 fois

309. E : augmente

310. P1 : de combien

311. E : 0,5

312. P1 : c.-à-d. si on dilue 10 fois il augmente de 0,5 si on dilue n fois le pH augmente de $0,5 \log n$ si on dilue n fois le pH augmente de $0,5 \log n$ (1:38:29) pour le pH au point d'équivalence il diminue de combien

313. E1 : un

314. E2 : 0,5

315. P1 : de 0,5 pour chaque dilution 10 fois il diminue de 0,5 pour une dilution de n fois il diminue de $0,5 \log n$ pour le pH final (1:38:53) l'asymptote de pH diminue de combien

316. E : un

317. P1 : d'une unité de pH et pour le pH à la demi-équivalence

318. E : si on va diluer

319. P1 : il reste pour une faible dilution le pH reste égale

320. E : au pKa

321. P1 : au pKa très bien.. bien maintenant (1:39:17) écoutez bien la solution qu'on trouve à la demi-équivalence suivez svp la solution qu'on trouve à la demi-équivalence est une solution qu'on l'appelle une solution tampon comme les solutions qu'on a utilisé pour étalonner le pH-mètre c'est une solution tampon d'après vous quelles sont les propriétés des solutions tampons d'après ce que vous observez devant vous qu'est-ce que vous remarquez au niveau de point I la variation de pH est (1:39:47)

322. E : faible

323. P1 : est très faible c.-à-d. pratiquement le pH est invariable donc (1:39:55) ce qu'on appelle solution tampon est une solution dont le pH varie très faiblement par ajout d'une petite quantité d'acide de base ou d'acide donc dans les deux sens si vous ajoutez de l'acide ou de la base vous aurez un pH pratiquement le même c.-à-d. ce qu'on appelle solution tampon est une solution dont le pH varie très faiblement par ajout d'une petite quantité d'acide ou de base d'accord et très peu sensible à la dilution modérée et c'est pour ça on utilise

les solutions de façon que ce sont des solutions dont le pH presque stable même s'il y a des gouttes d'acides qui vont pénétrer dans la solution ou quelques gouttes de base le pH reste pratiquement le même donc une solution tampon est très peu sensible à l'ajout d'une petite quantité d'acide ou de base elle est insensible à la dilution modérée d'accord on trouve une solution tampon pour un mélange acide base au point de demi-équivalence d'accord (1:41:13) bien svp rangez le matériel et vous pouvez sortir

IV.3 - Transcription de l'entretien post de la séance de TP2

1. A : est-ce que vous avez suivi à la lettre votre planification de départ au cours de la séance ?
2. P1 : oui en totalité
3. A : à votre avis vos objectifs sont atteints ?
4. P1 : je pense que oui vous voyez que j'ai beaucoup insisté sur les points à retenir à la fin de la séance
5. A : quel est le point essentiel que vous jugez important dans cette séance
6. P1 : beaucoup de choses à vrai dire.. le pont de demi-équivalence, l'effet de la dilution
7. A : comment évaluez-vous cette séance ?
8. P1 : bonne normale quoi j'ai réalisé tous mes objectifs
9. A : les quels ?
10. P1 : ben ceux du programme officiel
11. A : vos élèves ont-ils compris ce que vous les avez enseigné ?
12. P1 : oui d'ailleurs leur participation est bonne relativement aux deux dernières séances

IV.4 - Synopsis de la séance de travaux pratiques TP2

Thèmes	Jeux didactiques	Episodes	Organisation sociale	Temps
Thème 1 Dosage AF BF (Rappels) 0:00:15 → 0:01:41	(Jeu 1) Rappeler les parties constituantes de la courbe de dosage d'un acide fort par une base forte	Rappeler les parties constituantes de la courbe de dosage d'un acide fort par une base forte à partir d'un tracé sur le tableau	CE	0:00:15 → 0:01:41
Thème 2 Dosage d'un acide faible par une base forte 0:01:41 → 0:09:57	(Jeu 2) Se rendre compte de mode opératoire à utiliser pour le dosage d'un acide faible par une base forte	Identifier les objectifs de la séance à partir d'un exposé de P1	CE	0:01:41 → 0:03:26
		Lister les éléments du mode opératoire pour un dosage acide faible par une base forte	CE	0:03:28 → 0:08:25
		Suivre l'exposé de P1 relatif à l'étalonnage d'un pH-mètre en tenant compte de la température des solutions	CE	0:08:25 → 0:09:57
Thème 3 Réalisation du dosage de CH ₃ COOH par NaOH 0:09:57 → 0:44:30	(Jeu 3) Réaliser l'expérience du dosage de CH ₃ COOH par NaOH	Réaliser expérimentalement le dosage de CH ₃ COOH par par NaOH	G de 4	0:09:57 → 0:32:30
	(Jeu 4) Tracer la courbe de la variation de pH de la solution en fonction de volume de NaOH ajouté	Tracer la courbe de variation pH=f(V _B) à partir des données expérimentales	Indi	0:32:30 → 0:44:30
Thème 4	(Jeu 5) Suivre l'interprétation de la courbe de dosage	Réaliser qu'il existe deux points d'inflexion dans la courbe de dosage d'un acide faible par une base forte	CE	0:44:30 → 0:46:19

Interprétation de la courbe de variation $pH=f(VB)$ 0:44:30 → 0:58:30		Déterminer les coordonnées de deux points d'inflexion sur sa courbe	Indi	0:46:19 → 0:55:02
		Comprendre l'interprétation des coordonnées du point de demi-équivalence	CE	0:55:02 → 0:58:30
Thème 5 Comparaison entre la courbe de dosage d'un AF par BF et celle d'un acide faible par une base forte 0:58:30 → 1:01:26	(Jeu 6) Se rendre compte des différences entre les deux courbes de dosage à partir de la connaissance de nombre des points d'inflexion et de la valeur du pH initial	Se rendre compte des différences entre les deux courbes de dosage à partir de la connaissance de nombre des points d'inflexion et de la valeur du pH initial	CE	0:58:30 → 1:01:26
Thème 6 Détermination théorique des coordonnées du point d'équivalence 1:01:26 → 1:12:21	(Jeu 7) Suivre la détermination théorique des coordonnées du point d'équivalence	Retrouver théoriquement le volume de la base à l'équivalence à partir d'un calcul réalisé par P1	CE	1:01:26 → 1:03:56
		Se rendre compte de la nature basique de la solution à l'équivalence à partir de l'équation de dosage	CE	1:03:56 → 1:08:16
		Se rendre compte de type de dosage à partir de la valeur du pH à l'équivalence.	CE	1:08:16 → 1:09:26
		Retrouver théoriquement la valeur du pH de la solution à l'équivalence	CE	1:09:26 → 1:12:21
Thème 7 Comparaison entre la courbe de dosage d'un AF par BF et celle d'un acide faible par une base forte 1:12:21 → 1:13:02	(Jeu 8) Suivre l'exposé de P1 relatif à la comparaison de la troisième partie du la courbe pour les deux dosages	Suivre l'exposé de P1 relatif à la comparaison de la troisième partie du la courbe pour les deux dosages		1:12:21 → 1:13:02

Thème 8 Détermination du pKa 1:13:02 → 1:16:10	(Jeu 9) Déterminer théoriquement le pH à la demi-équivalence et faire l'associer au pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ à partir d'un calcul réalisé par P1	Déterminer théoriquement le pH à la demi-équivalence et faire l'associer au pKa du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ à partir d'un calcul réalisé par P1	CE	1:13:02 → 1:16:10
Thème 9 Données issues de la courbe de dosage 1:16:10 → 1:19:11	(Jeu 10) Formaliser les données expérimentales issues de la courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{VB})$ à partir d'un exposé de P1	Formaliser les données expérimentales issues de la courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{VB})$ à partir d'un exposé de P1	CE	1:16:10 → 1:19:11
Thème 10 Indicateur coloré 1:19:11 → 1:21:05	(Jeu 11) Identifier la phénolphthaléine comme indicateur coloré convenable	Identifier la phénolphthaléine comme indicateur coloré convenable	CE	1:19:11 → 1:21:05
Thème 11 Effet de la dilution sur l'allure de la courbe de dosage 1:29:42 → 1:42:39	(Jeu 12) Etudier l'effet de la dilution sur les courbes de dosage	Simuler l'effet de la dilution sur les courbes de dosage à partir du logiciel Macroméga	G de 4	1:21:05 → 1:28:57
		Interpréter et formaliser l'effet de la dilution à partir des courbes tracées par le logiciel (dont la variation du pH initial)	CE	1:36:28 → 1:42:39

Tableau 1: synopsis relatif à la séance TP2, dosage d'un acide faible par une base forte pour le professeur P1

Chapitre 3 - Annexe associé au professeur P2

I - Transcription de l'entretien ante protocole

1. A : de quelle formation vous êtes ? Vous avez une maîtrise physique ou chimie ?
2. P2 : j'ai une maîtrise en sciences physiques
3. A : il y a longtemps que vous travaillez dans ce lycée ?
4. P2 : oui une quinzaine d'années dont 5 dans ce lycée
5. A : quelle est la place de votre lycée dans le contexte social qui l'entoure ?
6. P2 : c'est-à-dire ? Ben je crois que.. Comme pour les autres lycées un tremplin pour réussir sa vie future
7. A : est-ce que votre lycée rayonne à l'extérieur c'est-à-dire au niveau sociétal ?
8. P2 : il est parmi les meilleurs puisque c'est le premier au niveau des résultats du bac hormis les lycées pilotes
9. A : vous amenez vos élèves à l'extérieur par exemple...des visites à des barrages à des sociétés spécialisées dans l'industrie chimique par exemple ?
10. P2 : non
11. A : y a-t-il des projets des clubs scientifiques dans votre lycée ?
12. P2 : non
13. A : comment vous jugez les élèves de votre classe je veux dire la classe où nous allons enregistrer...le nombre des élèves...leurs situations
14. P2 : une classe ordinaire avec de très bons élèves et d'autres moyens sinon quelques-uns de niveau d'apprentissage faible
15. A : de quelles régions sont-ils issus ? Comment est généralement leurs situations sociales ?
16. P2 : en général ils sont issues de la région d'ElMenzeh et les régions voisines. La haute société quoi
17. A : ce niveau sociétal haut influence-t-elle sur l'apprentissage de vos élèves ?
18. P2 : beaucoup. Par comparaison avec les autres lycées, il y a une grande concurrence entre les élèves
19. A : comment vous jugez le travail de l'élève à la maison ? Pensez-vous que vos élèves préparent leurs devoirs chez eux avec enthousiasme ?
20. P2 : je remarque une implication de leur part mais je ne crois pas qu'on peut parler de l'enthousiasme. Disons que c'est plutôt par obligation pour y arriver à l'objectif qu'ils ont fixé... et non pour amour

21. A : vous contrôlez les travaux que vous les donnez pour en faire à la maison ?
22. P2 : oui certainement
23. A : vous ferez sortir parfois les élèves au tableau
24. P2 : oui évidemment
25. A : comment vous procédez pour corriger l'élève au tableau ?
26. P2 : j'essaye d'abord de comprendre le pourquoi de sa réponse puis on procède à la correction ensemble avec ses camarades
27. A : quelle est la part des élèves pour rectifier leur collègue
28. P2 : ce sont eux qui donnent la réponse et je la complète
29. A : vous aimez que les élèves travaillent en groupe, individuellement en petit groupe...quelle organisation selon vous le mieux pour favoriser l'apprentissage
30. P2 : en petit groupe pour une meilleure interaction
31. A : est-ce que vous proposez des activités en fonction des élèves que vous avez ?
32. P2 : si le niveau des élèves est assez bon je complique les tâches demandées
33. A : d'après vous les élèves comprennent mieux la physique ou la chimie ?
34. P2 : cela dépend des élèves
35. A : oui mais généralement
36. P2 : je ne sais pas chaque élève aime une discipline spécifique c'est selon son goût aux choses et aussi selon ses antécédents et son histoire personnelle
37. A : vos élèves souffrent-ils des difficultés en chimie ?
38. P2 : Selon les différents thèmes
39. A : oui je voulais les difficultés des élèves.... Y a-t-il des concepts que les élèves ont du mal à comprendre ?
40. P2 : les équilibres chimiques
41. A : ok et dans la partie acides bases quelles sont les difficultés que vous attendiez des élèves ?
42. P2 : concernant ce qui se passe au cours de la réaction acido-basique
43. A : c'est-à-dire
44. P2 : le niveau microscopique est difficile à gérer par les élèves... le comportement des ions etc..
45. A : ok et dans la partie suivi pH-métrie y a-t-il des difficultés spécifiques ?
46. P2 : l'interprétation à l'échelle microscopique de la réaction acido-basique pose vraiment un problème.

47. A : l'ionisation de NaOH pose-t-elle des difficultés de compréhension ?
48. P2 : pour le NaOH je ne crois pas mais c'est plutôt pour NH₃
49. A : selon vous d'où proviennent ces difficultés
50. P2 : le fait de le considérer comme base sans voir l'ion hydroxyde
51. A : vous parlez ici selon Bronsted ou Arrhenius ?
52. P2 : les deux
53. A : vous enseignez le modèle de Bronsted je suppose
54. P2 : oui mais c'est une base... il y a des choses qui clochent
55. A : quelle est l'origine de ces problèmes selon vous ?
56. P2 : le temps alloué à cette partie est très peu ce qui va influencer sur les apprentissages
57. A : Pensez-vous que le suivi pH-métrique puisse permettre aux élèves de mieux appréhender la résolution d'un problème de chimie ?
58. P2 : je ne sais pas mais ça dépend de travail et de l'assimilation des élèves
59. A : selon vous le passage de la valeur du pH à la molarité des ions...ce passage est simple à gérer par les élèves ?
60. P2 : plus au moins selon les élèves
61. A : ok et généralement comment l'élève apprend la chimie
62. P2 : il apprend d'abord les lois et essaye de les appliquer
63. A : quelles ressources utilisez-vous pour préparer votre cours ?
64. P2 : des livres et de l'internet et bien sur le manuel scolaire
65. A : avez-vous des reproches à ce manuel et plus précisément au niveau du suivi pH-métrique des réactions acides bases ?
66. P2 : non je crois qu'il est bien conçu même si parfois je crois qu'il est plutôt plus destiné pour les profs que pour les élèves
67. A : Pensez-vous que la conception proposée par le manuel scolaire permet d'expliquer aux élèves la question de NaOH par exemple ?
68. P2 : oui c'est très clair l'explication du manuel
69. A : la démarche d'investigation vous la connaissez ? Vous avez entendu parler de cette démarche ?
70. P2 : non
71. A : comment vous introduisez les concepts, à étudier, dans votre leçon ?
72. P2 : selon ce qui se trouve dans la vie courante c'est l'essentiel...il faut que la situation émerge de son vécu ... du réel quoi et non imaginaire

73. A : quels sont vos objectifs lorsque vous enseignez la physique ou la chimie, bien sûr à part l'application du programme officiel, quels messages vous voulez transmettre ?
74. P2 : que le cours qu'on transmet aux élèves ne se détache pas de la vie courante et que tout ce qu'on fait en classe on le trouve dans notre vie courante
75. A : si vous n'étiez pas une professeure de physique quelle matière voulez-vous l'enseigner
76. P2 : je ne changerai pas de matière
77. A : pourquoi
78. P2 : parce que la chimie est la science de la matière et la physique est la science des lois qui gèrent notre vie et j'aime enseigner le physique et la chimie
79. A : comment vous allez planifier les séances de l'apprentissage de suivi pH-métrique
80. P2 : des séances de cours et de TP
81. A : quelles sont vos stratégies d'étude ? Comment comptez-vous faire
82. P2 : introduire les lois suite à la réalisation et l'interprétation de quelques dosages acido-basique à fin d'atteindre les objectifs spécifiques du programme
83. A : cette partie de suivi pH-métrique est importante dans le programme ? Peut-on l'éliminer... est ce nécessaire d'y figurer dans le programme ?
84. P2 : on aurait pu l'alléger un peu c'est long dans le programme officiel
85. A : vous insistez sur quels points lors de l'enseignement de la variation du pH
86. P2 : l'interprétation des réactions
87. A : est-ce que vous pensez revenir sur le suivi pH-métrique dans votre enseignement au cours de l'année ?
88. P2 : probablement en fin d'année lors de la révision
89. A : d'accord... en enseignant la physique ou la chimie est ce que vous enseignez comme vos profs vous ont enseigné ?
90. P2 : je crois que je suis plus tolérante que mes profs et que j'essaye de comprendre l'origine des difficultés de mes élèves pour pouvoir y remédier plutôt que de les juger selon leurs résultats
91. A : pouvez-vous m'expliquer davantage quelles sont vos critiques sur leurs méthodes ?
92. P2 : ils considèrent que chaque faute est un manque de travail et d'investissement de la part de l'élève
93. A : c'est important la présence d'un enseignant ? Il pourra utiliser internet avec des simulations... des exercices interactifs...
94. P2 : rien ne remplace la présence humaine et l'interaction avec la personne
95. A : Avez-vous des reproches au système éducatif tunisien ?

96. P2 : trop long et trop chargé

97. A : pensez-vous que les modalités de recrutement des profs sont fiables ? Etes-vous d'accord avec ceux qui appellent à l'abolition du CAPES ? La maîtrise ou la licence suffisent pour enseigner ?

98. P2 : je ne suis pas d'accord pour l'abolition de CAPES car c'est un critère d'évaluation

99. A : voyez-vous que le manque des instituts universitaires spécialisés dans la formation des enseignants est un obstacle pour une réforme de secteur de l'éducation en Tunisie

100. P2 : tout à fait je pense qu'il faudrait créer des instituts universitaires de formation des maitres destinés pour ceux qui veulent faire de l'enseignement dès l'obtention de leur bac

101. A : je vous remercie

102. P2 : je vous en prie

II - Première séance : séance de travaux pratiques intitulée « Dosage pH-métrique d'un acide fort par une base forte »

II.1 - Transcription de l'entretien ante de la séance de TP1

1. A : quel est le sujet abordé aujourd'hui ?
2. P2 : je vais réaliser un dosage pH métrique d'un acide fort et d'une base forte.
3. A : ce sujet présente-il de l'intérêt pour vous ?
4. P2 : je crois que le plus important est qu'il soit intéressant pour les élèves en premier.
5. A : pourquoi est-ce important de travailler ce sujet ?
6. P2 : hein..
7. A : quelles sont les difficultés que vous attendiez des élèves ?
8. P2 : la pratique expérimentale et l'interprétation finale.
9. A : pouvez-vous éclaircir d'avantages les difficultés dans l'interprétation finale.
10. P2 : il y a plein la détermination de E l'identification des courbes de dosage etc..
11. A : croyez-vous que vous allez résoudre cette difficulté aujourd'hui ?
12. P2 : espérons-le.
13. A : qu'attendiez-vous que vos élèves retiennent aujourd'hui ?
14. P2 : Pour moi le plus important est la réalisation du dosage.
15. A : comment vous avez planifié vos activités d'apprentissage ?
16. P2 : un protocole expérimental avec des mesures prélevées et puis une courbe.
17. A : comment vous comptez introduire ce sujet ?
18. P2 : en leur parlant par exemple de quelques produits de la vie courante.

II.2 - Transcription de la séance de TP1 avec la professeure P2

Les élèves entrent dans la salle spécialisée, saluent leur professeur et s'installent.

Jeu 1 : Se rappeler des définitions de l'acide et de la base selon les théories d'Arrhenius et Bronsted et du pH-mètre et des papiers pH comme méthodes pour déterminer le pH d'une solution

Episode 1.1 : se rappeler des définitions des acides et des bases selon les théories d'Arrhenius et Bronsted

1. P2 : on peut commencer
2. E : oui (0:00:04)
3. P2 : alors (0:00:05) on va entamer un nouveau thème des acides et des bases on commence par (0:00:15)

La professeure écrit sur le tableau le titre de la leçon.. « Dosage d'un acide fort par une base forte » (0:00:43)

4. P2 : alors (0:00:47) je sais pas vous avez vu les acides et les bases en deuxième année et en troisième année (0:00:56) alors on va faire un petit rappel avant de commencer (0:00:58) qu'est-ce qu'un acide?
5. E : hehh
6. P2 : vous vous rappelez d'un acide ?
7. E1 : donne H_3O^+
8. P2 : un acide contient H_3O^+ qui peut donner une autre définition
9. E2 : libère H^+
10. E3 : pH inférieur à 7

11. P2 : le pH est inférieur à 7 (0:01:24) là on a deux définitions (0:01:26) soit qu'on parle d'un donneur de H_3O^+ soit de la valeur de pH (0:01:34) voilà tout le thème on va parler des réactions acido-basiques le deuxième chapitre ça concerne le pH on va déterminer exactement le pH des acides que ce soit des acides forts ou des acides faibles (0:01:47).. Vous n'avez pas donné la définition exacte d'un acide (0:01:50) alors qu'est-ce qu'un acide.. Allez soit la théorie d'Arrhenius soit celle de Bronsted celle que vous avez vu en deuxième année ou bien en troisième année alors (0:02:08)

12. E :

13. P2 : alors...

La professeure écrit sur le tableau en parlant

14. P2 : un acide (0:02:13) est toute entité chimique capable de céder un ion H^+ on trouve dans le programme parfois H_3O^+ (0:02:33) ... et une base de la même façon ça sera toute entité

chimique capable de capter un ion H^+ (0:03:08) alors ces deux définitions là qu'est-ce que ça veut dire une entité chimique qu'est-ce que ça peut être une entité chimique (0:03:14)

15. Collectif :

16. P2 : une molécule un ion chargé positivement négativement (0:03:21) ion simple ion composé qu'est-ce que c'est une entité chimique ? (0:03:25)

17. E : une molécule

18. P2 : alors, si (0:03:29) vous parlez seulement des molécules là vous êtes dans la théorie d'Arrhenius que vous l'avez vu en deuxième année (0:03:35)

Deux élèves retardataires demandent d'entrer, la professeure leurs répond va y (0:03:37)

19_1. P2 : par contre la théorie de Bronsted (0:03:41) elle concerne les entités chimiques que ce soit des molécules, des ions composés ou bien des ions simples vous rappelez celle d'Arrhenius (0:03:48) Arrhenius en deuxième année vous l'avez vu .. il dit que l'acide c'est une molécule que vous mettez dans l'eau elle va vous donner soit les ions OH^- soit les ions H_3O^+ . sinon pour Bronsted, Bronsted vous ne pouvez parler d'acide qu'en présence d'une base et vous ne pouvez parler de base qu'en présence d'acide (0:04:12.5) là on entame les réactions chimiques où on parle d'un transfert des.. des ions H^+ (0:04:18)

Episode 1.2 : connaitre les objectifs de la séance

19_2.P2 : alors maintenant qu'est-ce qu'on va faire (0:04:26) on va faire un dosage on a fait le dosage en deuxième année en troisième année au début de l'année en premier trimestre et on va commencer par acide fort par une base forte alors je vous donne le TP.. des copies.. et on commence (0:04:41)

La professeure distribue une fiche de TP aux élèves (0:05:11)

20. P2 : bon alors (0:05:11) alors on va commencer par l'objectif (0:05:16)

21. E : je lis madame

22. P2 : vas-y

23. E : (*E lit la fiche de TP*) doser une solution aqueuse d'un acide par une base par détermination de sa concentration en réalisant une réaction acide-base. Ce dosage acido-basique peut être suivi par pH-métrie. On suit l'évolution de pH au cours de la réaction.(0:05:40)

24_1. P2 : voilà donc qu'est-ce qu'on va faire(0:05:42) on va prendre un type d'acide fort et une base forte on va réaliser une réaction chimique et à partir de cette réaction là on va la suivre au cours de temps on va suivre précisément la mesure du pH (0:05:58)

Episode 1.3 : se rappeler du pH-mètre et des papiers pH comme méthodes pour déterminer le pH d'une solution

24_2.P2 : hein pour mesurer le pH on a deux méthodes est ce que je peux déterminer le pH

25. E : papier pH (0:06:05)

26. P2 : donc soit le papier pH sinon (0:06:08)

27. E : le pH-mètre

28_1. P2 : le pH-mètre (0:06:10) alors le papiers pH (en les montrant) vous le connaissez bien sûr par contre la mesure avec le pH-mètre elle est encore plus précise donc à chaque instant je peux mesurer exactement le pH hein (0:06:22)

Jeu 2 : Se rendre compte des entités chimiques présentes dans le milieu réactionnel lors de la réaction entre HCl et NaOH à partir des équations d'ionisation de HCl et NaOH écrites par P2

28_2.P2 : alors pour l'étude expérimentale il nous manque vous pouvez déterminer le matériel (0:06:27)

La professeure écrit le titre du paragraphe ...Etude expérimentale... et une élève lit la fiche de TP (0:06:37)

29. E : on a les solutions suivantes... base forte solution de soude de concentration 0,1mol par litre...acide fort solution d'acide chlorhydrique de concentration CA inconnue. (0:06:41)

30. P2 : donc ça ce sont les solutions qu'on va les utiliser par exemple (0:06:45) pour le cas de la base là la base forte ça sera celle de soude l'hydroxyde de sodium NaOH (0:06:52)

La professeure écrit sur le tableau les données de la fiche de TP

31. P2 : alors .. ça revient à mettre (0:06:55) NaOH dans l'eau qui donne Na^+ et (0:07:02)

32. E : OH^-

33. P2 : là (en pointant sur NaOH) (0:07:05) soit vous mettez le H^+ soit H_3O^+ comme vous voulez c'est une base forte (0:07:12) je vais l'écrire avec une seule flèche ... NaOH plus H_2O qu'est-ce qu'elle va nous donner donc... (0:07:20)

34. E : H_3O^+

35. P2 : H_3O^+ oui...encore (0:07:24)

36. E : OH^-

37. P2 : voilà plus OH^- (0:07:28)..là vous n'avez pas trouver de parité ...là ...deux charges positives et une charge négative (0:07:33)..donc qu'est-ce qu'on va avoir ? (0:07:35)



Équation 5: ionisation de NaOH en Na^+ et OH^- (1)

38. E : on ajoute un électron (0:07:37)

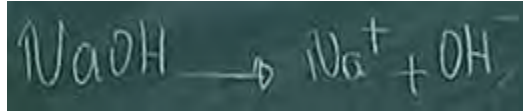
39. P2 : noon (0:07:39).. alors si vous parlez des électrons là vous parlez d'un transfert d'électrons (0:07:44.2) et c'est le cas des réactions d'oxydoréduction là il n'y a pas transfert d'électrons...(0:07:49)...ok

40. Collectif :

41. P2 : je vais écrire le suivant (0:07:53)...on va mettre seulement le NaOH il se dissocie dans l'eau.. qu'est-ce qu'il va donner (0:07:57)

42. E : Na^+ plus OH^- (0:07:58)

43. P2 : voilà Na^+ plus OH^- (0:08:02)...



Équation 6: ionisation de NaOH en Na^+ et OH^-

j'ai ajouté de l'eau donc NaOH plus H_2O donne...qu'est-ce qu'elle va nous donner (0:08:11)...

44. E1 : Na^+ plus OH^- (0:08:14)

44 (bis). P2 : $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$

45. E2 : plus H_2O (0:08:16)

46. P2 : bon on va passer (0:08:19) par la dissociation de l'eau H_2O donne (0:08:22)

47. E1 : $2\text{H}_3\text{O}^+$ (0:08:25)

48. E2 : ahhh OH^- plus H_3O^+ (0:08:28)

49. P2 : H_3O^+ plus OH^- et là il y a équilibre (0:08:34)

50. E : non deux H_2O (0:08:36)

51. P2 : alors ce qu'on va faire...(0:08:39) on va associer au même temps NaOH qui donne Na^+ plus OH^- et $2\text{H}_2\text{O}$ qui va donner H_3O^+ plus le OH^- donc je vais effacer cette là ($\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$) (0:08:56) donc on va avoir NaOH plus deux H_2O donne Na^+ plus H_3O^+ + 2OH^-

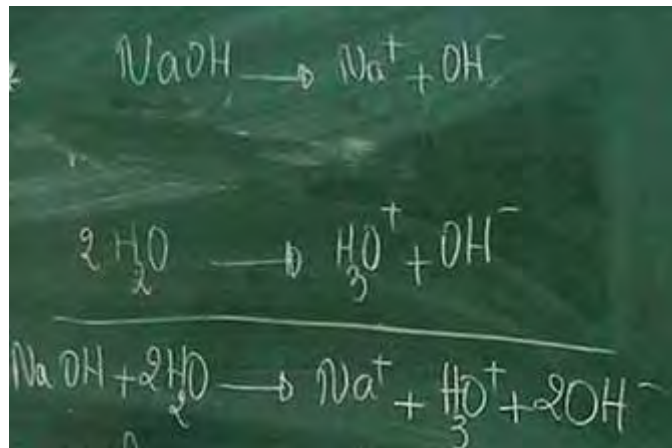


Figure 117 : ionisation de NaOH - équation 2

Allez.. regardez .. puisque le NaOH est une base forte je vais écrire l'équation sans mettre le H_2O (0:09:14) ça vous donne exactement celle-ci NaOH donne Na^+ plus OH^- (figure 2) (0:09:20)..c'est bon.. ok.. (0:09:23) alors pour le cas de l'acide le HCl se dissocie dans l'eau pour donner (0:09:29)

52. E : H_3O^+ et Cl^- (0:09:31)

53. P2 : alors Cl^- plus H_3O^+ (0:09:34)..si je veux écrire seulement HCl qu'est-ce que vous donne

54. E : H^+ plus Cl^- (0:09:39)

55. P2 : voilà HCl donne H^+ plus Cl^- (la professeur écrit sur le tableau : $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$)..si par contre je veux ajouter de l'eau HCl plus H_2O donne (0:09:46)

56. E : H_3O^+ plus Cl^- (0:09:48)

La professeur écrit sur le tableau : $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$

57_1. P2 : donc donne H_3O^+ plus le Cl^- (0:09:52) c'est bon.. alors je veux réaliser la réaction chimique entre une base celle-là NaOH et le HCl d'accord ... alors si je veux réaliser cette réaction là ... on va avoir les ions Na^+ les ions OH^- des ions H_3O^+ et les ions Cl^- d'accord (0:10:16) ça ce que j'ai comme entités chimiques dans le mélange dans le milieu réactionnel (0:10:20) ...alors.. (0:10:20)

Jeu 3 : Prendre connaissance de mode opératoire et des grandeurs en jeu pour le dosage HCl par NaOH

57_2. P2 : on va mettre la légende alors vous voyez (0:10:28) le matériel que vous avez... vous pouvez mettre les noms

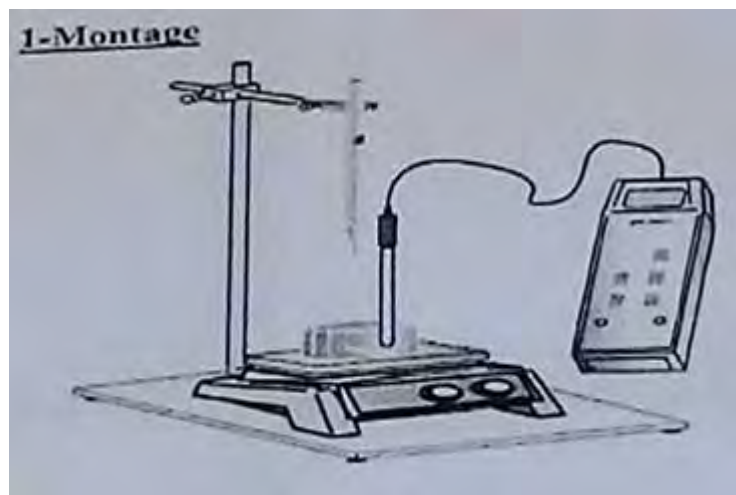


Figure 118 : dispositif expérimental pour le dosage AF BF (extrait de fiche de TP)

Les élèves notent la légende sur le schéma du dispositif expérimentale sur la fiche

58. P2 : la burette.. le bécher, l'agitateur magnétique ou il est (0:10:31) allez identifier la légende sur le schéma ..vous pouvez mettre les noms donc la burette j'ai un bécher veuillez schématiser le bécher alors la sonde de pH-mètre et l'agitateur magnétique (0:11:04) d'accord

59. E : oui (0:11:06)

60. P2 : alors pour le principe.. vous lisez (0:11:13) allez-y

61. E : prélevez à l'aide de prop...pipette un volume $V_A=20\text{mL}$ de la solution chlorhydrique le versez dans le bécher et ajouter quelques gouttes de BBT afin que la solution soit colorée en jaune clair (0:11:28.0)

62. P2 : en jaune clair d'accord (0:11:29) alors on nous demande de prélever à l'aide de propipette un volume V_A de 20mL de la solution chlorhydrique alors ça c'est notre prise d'essais donc si vous allez faire un dosage (0:11:42) vous allez avoir quatre deux solutions et quatre données c'est à dire les quatre données (0:11:50).. trouver une solution basique (0:11:51) quelques soit la solution on va avoir un volume V_B et une concentration C_B alors pour la solution acide on va avoir un volume V_A et une concentration C_A ... (la professeure écrit sur le tableau)



Figure 119: les 4 grandeurs dans la réaction AF BF

Là ça dépend est ce que vous allez doser l'acide par la base ou bien la base par l'acide (0:12:25) donc ici l'acide fort par la base forte donc votre prise d'essais vous devez prendre un volume bien déterminée de de quelle solution acide ou basique (0:12:38)

63. Collectif : acide (0:12:41)

64. P2 : donc c'est pour ça on a mis 20mL d'une solution d'acide chlorhydrique d'accord (0:12:47) si c'était l'inverse on peut doser la base par l'acide donc notre prise d'essais elle doit.. vous devez prendre 20mL de la solution basique soit NaOH ou un autre type de base (0:13:01) donc on va verser dans le bécher et on va rajouter quelque gouttes de BBT qu'est-ce que le BBT (0:13:06)

65. E : le bleu de bromothymol (0:13:09)

66. P2 : c'est un indicateur coloré (0:13:11) qu'est-ce qu'il nous permet d'indiquer (0:13:13)

67. E : si la solution est acide ou basique (0:13:17)

68. P2 : voilà vous marquez le BBT si c'est acide (0:13:20) ça sera une solution

69. E : jaune

70. P2 : qui vire au jaune (0:13:23) si elle vire au verte si elle est neutre (0:13:26)

71. E : bleu si c'est base

72. P2 : d'accord (0:13:30) donc puisque notre prise d'essais est acide donc on aura la coloration jaune (0:13:36) alors après qu'est-ce qu'on va faire? (0:13:38)

73. E : (en lisant la fiche) remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_B et ajuster le zéro dans la burette (0:13:47)

74. P2 : voilà (0:13:50) dans ce cas-là j'ai une valeur bien déterminée de C_B égale 0,1 mol/l par contre là ce que j'ai est le volume de l'acide 20mL égale 20 dix moins trois litre.. je veux mettre en litre ce que j'ai comme inconnue soit la concentration C_A soit le volume V_A (0:14:11) d'accord alors n'oubliez pas notre objectif (0:14:15) on veut doser la solution par pH-métrie c'est à dire on veut chercher une concentration inconnue dans notre cas ça sera la concentration de l'acide C_A (0:14:27)

La professeure met un point d'interrogation devant C_A (0:14:30)

75. P2 : d'accord donc quatre inconnues pardon quatre grandeurs (0:14:32) donc nécessairement si je cherche la concentration C_A donc qu'est-ce que je dois avoir encore comme donnée (0:14:39)

76. E : le V_{BE} (0:14:40)

77. P2 : V_{BE} alors (0:14:41) on va voir comment est-ce que je vais déterminer le V_{BE} allons on continue (0:14:46) alors on vous dit

Une élève lit

78. E : placer le bécher sur l'agitateur magnétique en glissant une feuille de papier blanc entre le bécher et l'agitateur (0:14:53), plonger le barreau magnétique dans la solution faire fonctionner l'agitateur et placer l'ensemble sous la burette(0:15:01)

79. P2 : voilà (0:15:02) donc c'est comme d'habitude ce qu'on on va faire (0:15:03)

La professeure schématise le dispositif expérimental

80. P2 : on va mettre l'agitateur là (0:15:07) ça c'est votre agitateur magnétique ... votre prise d'essais avec le barreau aimanté là on met 20mL d'acide solution d'acide on va mettre la burette là et solution de NaOH on ajoute quelques gouttes de BBT.. On va rajouter gouttes à gouttes la solution basique jusqu'à ce qu'on voit changement cava alors ce qu'on va ajouter de nouveau c'est cette fois c'est le pH-mètre la sonde on va la plonger là et bien sur le pH-mètre nous donne la valeur voilà (0:16:06)...



Figure 120 : schéma du dispositif expérimental

(en lisant la fiche) on va ouvrir le robinet et laisser écouler la solution de soude (0:16:09) bon dans le tableau de mesures ce que vous allez mettre c'est au même temps les mesures de volume et de la base que vous ajoutez le volume versé de NaOH le pH que vous allez déterminer avec le pH-mètre et bien sur la coloration de la solution (0:16:24) d'accord est-ce que c'est bien clair (0:16:26)

81. E : oui

82. P2 : vous n'avez pas des questions (0:16:29)

83. E : non

84. P2 : vous commencez

85. E : oui (0:16:30)

Jeu 4 : Réaliser l'expérience du dosage de HCl par NaOH

86. P2 : d'accord allez-y (0:16:32) en trois groupes hein (0:16:37)

Les élèves se mettent en trois groupes, de trois élèves chacun, pour réaliser l'expérience (0:18:02). La professeure se déplace pour aider les élèves à monter le montage (0:19:52). Chez le groupe trois :

87. P2 : alors (0:20:07) ou est le bécher de l'acide ..ok remplissez la burette par le NaOH (0:21:07)

Les élèves commencent à réaliser le travail demandé (0:23:06)

88. P2 : avant de commencer notez le pH initial (0:24:05)

89. P2 : ajoutez gouttes à gouttes hein (0:26:11)

90. E : le pH augmente

91. E : on ajoute de soude on n'a plus dans la burette

92. P2 : oui allez-y (0:36:40) il n'a pas de changement

93. E : ahhh voilà chez nous (0:37:17) ça devient bleu (0:37:24)

La professeure distribue des papiers pH (0:40:06)

94. P2 : allez vérifier la valeur de pH (0:40:27)

95. Les élèves trempent le papier pH dans le bécher (0:40:55)

96. P2 : allez... vous arrêtez et tracer la courbe pH en fonction de V_B (0:43:01) alors on va tracer point par point .. tracer point par point et on verra qu'est-ce qu'elle vous donne comme courbe (0:43:07)

97. P2 : alors ceux qui ont terminé faite la courbe pH en fonction de volume V_B ajouté vous notez l'échelle (0:45:14)

Les élèves rejoignent leurs paillasses et commencent à tracer la courbe (0:46:48)

Jeu 5 : Tracer la courbe de variation $\text{pH}=\text{f}(\text{V}_B)$ à partir des données expérimentales

98. P2 : bon tout le monde (0:47:17) faites la courbe pH en fonction de volume de la base ajouté alors vous avez noté la coloration tout le monde a raté le vert (0:47:28)

99. E : oui

100. P2 : vous avez passé le vert (0:47:30) d'accord on verra ça.. d'après la courbe on va en déduire faites vite s'il vous plait la courbe pH en fonction du volume de la base ajoutée marquez l'échelle 1cm pour 2cm cube de soude si vous voulez changer l'échelle hein (0:48:00)

101. E : un centimètre

102. P2 : représente 2cm³ de soude (0:48:04) si ça contient pas dans votre papier vous pouvez changer l'échelle (0:48:11) donnez un cm pour le pH

103. E : tous les deux à la base ? (0:48:14)

104. P2 : la base ajoutée (0:48:15)

105. E : c'est à dire tous les 2ml de soude (0:48:21)

106. P2 : oui c'est ça (0:48:22)

107. E : et pour le pH

108. P2 : pour le pH un centimètre (0:48:28)

109. E : tous les deux

110. P2 : le pH est un cm oui (0:48:30)

La professeure contrôle le traçage de la courbe (0:52:21)

111. P2 : vous déterminez la concentration de l'acide (0:55:03)

La professeure contrôle les courbes tracées

112. P2 : voilà très bien (en montrant aux élèves la courbe d'un élève) (0:56:56) regardez cette allure c'est bon (0:56:56)



Figure 121 : courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{V}_B)$ tracée par une élève

La professeure prend le papier millimétré de l'élève et trace sur le tableau l'allure de la courbe (0:57:25)

113. P2 : je vous donne l'allure au début c'est pH acide puis il y a un saut puis augmente peu ...voilà allez on termine je vous donne la deuxième partie du travail



Figure 122 : évolution du pH au cours de titrage de HCl par NaOH

114. E : comment on l'appelle madame (0:58:01)

115. P2 : dosage pH-métrique d'un acide fort par une base forte (0:58:06)

La professeure distribue une deuxième fiche (0:58:24)

Jeu 6 : Suivre l'interprétation de la courbe de dosage

116. E : on trace les tangentes madame (0:58:33)

117. P2 : alors qu'est-ce que vous remarquez à partir de cette courbe là (0:58:34) alors est ce que l'on peut l'interpréter (0:58:37)

118. E : il y a un saut (0:58:42)

119. E2 : au début le pH est constant (0:58:46)

120. P2 : est-ce que c'est constant est ce que c'est pas constant (0:58:50)

121. E : c'est pas constant

122. P2 : c'est pas constant (0:58:51) mais la variation est très faible au début avant le saut là je vais avoir une variation disons presque constante ..elle est très faible puis je vais avoir un saut et finalement je vais avoir des valeurs presque constantes donc deux parties qui sont presque identiques mais de pH différents et là c'est un saut de pH d'accord alors (0:59:16) puisque je dose un acide fort par une base forte c'est pour ça au début j'ai un pH inférieur à 7 donc (elle écrit sur le tableau) "Au début le pH est inférieur à 7" .. il est faible hein (0:59:29) et puis je vais avoir une deuxième parties là au milieu j'ai un saut donc un saut de pH c'est à dire une variation brusque de pH (0:59:52)

La professeure écrit sur le tableau "au milieu saut de pH=variation brusque de PH" (0:59:54)

123. P2 : à la fin je vais avoir un pH qui ne varie presque pas (1:00:02) mais je remarque que c'est un pH supérieur à 7 (1:00:07)

La professeure écrit sur le tableau ("A la fin $pH > 7$) (1:00:09) et ajoute variation faible devant "au début $pH < 7$) et variation faible devant "à la fin $pH > 7$) c'est bon alors (1:00:22) bon j'attends vos camarades est ce que vous avez terminé le traçage de la courbe c'est bon alors vous suivez la deuxième partie du travail vas-y (1:00:33)

Jeu 7 : Calculer la concentration inconnue de l'acide fort et déduire la nature de la solution à l'équivalence à partir de la détermination des coordonnées du point d'équivalence

Episode 7.1 : prendre connaissance de la procédure de détermination de la concentration de l'acide à partir des coordonnées du point d'équivalence

Une élève lit de la deuxième fiche (1:00:34)

124. E : l'interprétation.. on définit le point E comme étant un point d'inflexion pour la courbe $pH=f(V)$ autour de laquelle la courbe est symétrique on observe qu'autour de l'équivalence le pH varie brusquement on parle de saut de pH (1:00:53)

125. P2 : saut de pH c'est ça (elle montre le saut sur l'allure de la courbe) c'est dans cette partie on parle de saut (1:00:59) par contre ces deux parties sont symétriques alors la suite (1:01:04)

126. La même élève lit

127. E : pour déterminer E on trace une tangente T1 à la courbe après l'équivalence (1:01:09)

128. P2 : voilà (1:01:10) donc là dans cette partie on va trouver l'équivalence donc vous vous rappelez la définition que vous avez vu en deuxième année à l'équivalence qu'est-ce que ça veut dire l'équivalence (1:01:24)

129. E : pH égale à 7 (1:01:25)

130. P2 : donc je vais mettre pH égale 7 (1:01:28)

131. E : pH supérieur à 7(1:01:33)

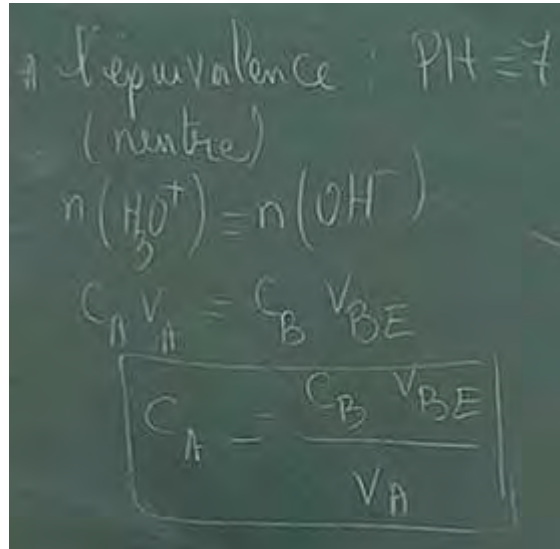
132. P2 : est-ce que c'est sup (1:01:36) est ce que celle... d'abord inférieur ou supérieur à 7 (1:01:40)

133. E : supérieur à 7

134. P2 : non si c'est neutre (1:01:42) donc le pH est égal à 7 ça c'est à 25° alors vous avez dit n (1:01:46)

135. E : CA concentration de l'acide eeehhh ah nombre de mole d'acide égale au nombre de mole de la base (1:01:55)

136_1. P2 : (la professeure écrit sur le tableau en parlant) nombre de mole des ions H_3O^+ qui est égale au nombre de moles des ions OH^- (1:02:04) et H_3O^+ sont importés par l'acide par OH^- sont importés par la base et donc ça ça vous donne le $C_A V_A$ est égale $C_B V_{BE}$ donc si je cherche la concentration de l'acide donc C_A égal à $C_B V_{BE}$ sur V_A (1:02:25)



Équation 7 : expression de CA, concentration inconnue de l'acide

alors vous rappelez de début de la séance puisque je vais avoir trois connues donc je veux déterminer l'inconnue donc la concentration de la base on a dit c'est zéro un mol litre moins un le volume V_A on a pris 20mL donc il nous reste à déterminer le V_{BE} voilà (1:02:44)..

Episode 7.2 : déterminer le volume de la base V_{BE} à partir de l'identification du point d'équivalence sur la courbe $\text{pH}=f(V_B)$ à l'aide de la méthode des tangentes

136_2. P2 : comment je peux le déterminer V_{BE} (1:02:46)

137. E : la tangente (1:02:47)

138. P2 : alors c'est cette méthode-là que je vous ai marqué (1:02:51) donc ce qu'on va faire c'est..(en prenant une équerre et en pointant sur la courbe $\text{pH}=f(V_{Baj})$).. vous tracez une droite tangente à la première partie (1:02:56) là au point A je vais mettre ça c'est A et l'autre B donc là (au point B) une première tangente une deuxième tangente (en A).. tracer une droite séquent entre les deux (1:03:06) sinon une droite perpendiculaire que vous déterminez d'accord.. je vous laisse déterminer les deux droites à partir (1:03:15) de de eeh à partir des notes que je vous ai marqué et puis je vous montre au tableau vas-y ay.. donc comme on vous dit (elle lit de la fiche) une tangente T1 à la courbe après l'équivalence (1:03:26) c'est en quel point

139. E : A

140. P2 : après l'équivalence (1:03:30)

141. E : B

142. P2 : donc au point B là (elle montre le point B) (1:03:35) vous tracez une tangente et après on vous dit une tangente T2 à la courbe avant l'équivalence (1:03:40)

143. E : en A

144. P2 : d'accord (1:03:40) au point A T1 et T2 doivent être parallèles entre elles vous utilisez une équerre d'accord.. vous appliquez ou non (1:03:51)

145. Collectif : oui (1:03:51)

146. P2 : vas-y (1:03:52)

Les élèves tracent les deux tangentes

147. P2 : donc une tangente là (elle trace la tangente en B) (1:03:59) voilà une autre au point A regardez alors on vous dit un segment P perpendiculaire à T1 et T2 (elle trace le segment P) voilà entre les deux (1:04:41) c'est bon

148. E : je n'ai pas une équerre

149. P2 : utilisez une règle si vous n'avez pas d'équerre alors je répète (1:04:53) une droite tangente au point B une droite tangente au point A la perpendiculaire et après vous tracer une droite un segment entre les deux.. le perpendiculaire entre les tangentes vous prenez le milieu et vous tracez après une droite parallèle (1:05:33) alors ce point-là est le point d'équivalence E (1:05:42) vous arrivez



Figure 123 : détermination du point d'équivalence à l'aide de la méthode des tangentes

La professeure contrôle les représentations des élèves (1:06:09)

150. P2 : vous projetez E sur l'axe des abscisses. Vous lisez le volume VBE (1:06:32)

151. E : 50mL madame

152. P2 : 50mL et le volume ajouté à l'équivalence (1:06:48)

153. E : oui (1:06:53)

154. Elle aide une élève à tracer les tangentes (1:08:13)

155. P2 : c'est bon

156. E : oui (1:08:13)

157. P2 : alors (1:08:15) xxxxxx

158. E : quoi madame

159. P2 : combien vous avez trouvé (1:08:21)

160. E : le pH ? (1:08:22)

161. P2 : bon projetez sur l'axe des abscisses (1:08:28)

162. E : 26 et demi moi (1:08:38)

Episode 7.3 : formaliser le calcul de la concentration inconnue de l'acide à partir des coordonnées du point d'équivalence déterminées sur sa courbe

163. P2 : bon la valeur que vous avez vous la marquez et vous l'utilisez pour chercher la concentration C_A d'accord (1:08:48) donc pratiquement

164. E1 : 28mL

165. E2 : 26,5 ml

166. P2 : 26,5mL donc je vais l'utiliser pour calculer C_A donc 0,1 fois 26,5 divisé par 20mL (1:09:08) vous calculez la valeur en mol litre moins un hein d'accord vous utilisez la valeur que vous avez trouvé donc combien (1:09:31)

167. E : 0,1325(1:09:32)

168. P2 : 0,13mol.l⁻¹ donc à peu près hein (1:09:44)

169. E : madame le pH (1:09:45)

170. P2 : pH alors si on va prendre la préparation (1:09:50) hein alors c'est marquée zéro un donc en principe on va trouver là (en pointant sur VBE) 20mL.. les solutions ne sont pas bien préparées (1:10:00)

171. E : le pH de la solution égal à 7 ?

172. P2 : ah c'est pas le pH qu'on cherche (1:10:05) on cherche le volume de la base à l'équivalence (1:10:09)

173. E : j'ai trouvé 0,1(1:10:10)

174. P2 : combien

175. E : 0,1(1:10:12)

176. P2 : quel est le chiffre après le un

177. E : quatre

178. P2 : donc 0,14 (1:10:20) et pas zéro un ok regardez.. on continue

La professeure lit de la fiche

179. P2 : relevez les coordonnées du point d'équivalence (1:10 : 27) E ... et là on a du virage au vert n'oubliez pas que vous n'avez pas remarqué le virage au vert vous avez passé directement du jaune au bleu donc E c'est au virage vert de l'indicateur coloré alors V_E égale vous marqué la valeur que vous avez là le pH est égale à combien (1:10:45)

180. E : 7(1:10:46)

181. P2 : 7(1:10:46)

182. E1 : on nous a pas donné ...

183. E2 : oui madame six virgule neuf (1:10:55)

184. P2 : oui dans sept millilitres (1:10:55) 7 pardon le pH est égale à 7 pour un volume V égale je ne sais pas combien ce que vous avez 26 et demi ici alors on vous dit(1:11:03)

La professeure lit de la deuxième fiche

185. P2 : sachant qu'au point d'équivalence (1:11:05) on a la relation (elle regarde sa montre) $C_A V_A$ égale à $C_B V_{BE}$ calculez la concentration C_A de la solution d'acide on l'a calculé hein ça c'est pour le calcul d'accord

186. E : oui(1:11:16)

Episode 7.4 : se rendre compte de la neutralité de la solution à l'équivalence

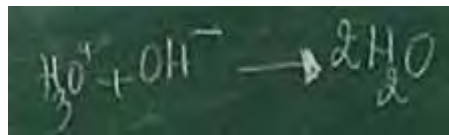
187. P2 : alors dites-moi (1:11:18) la solution.. pourquoi c'est neutre pourquoi la solution est neutre au point d'équivalence lorsqu'on a une solution neutre (1:11:28)

188. E : même nombre de mole de H_3O^+ et OH^- (1:11:33)

189. P2 : alors c'est parce que la quantité de OH^- est égale à la quantité de H_3O^+ (1:11:39) elles donnent

190. E : de l'eau

191_1. P2 : très bien (1:11:46) donc (la professeure écrit l'équation de la réaction) H_3O^+ plus OH^- donne deux H_2O (1:11:52)



Équation 8 : équation de la réaction de dosage AF BF

dans ce cas-là je vais avoir un pH égale à 7 on va détailler ça dans les séances de cours c'est à $T=25^\circ\text{Celsius}$...

Jeu 8 : Réaliser que l'interprétation précédente AF BF s'applique au cas d'un dosage d'une BF par une AF

191_2. P2 : vous inversez votre copie s'il vous plait allons on vous dit (1:12:12) je vais détailler la courbe la deuxième courbe avant la première alors n'oubliez pas ça c'est un dosage d'un acide fort par une base forte si les deux termes sont inversés le dosage d'une base forte par un acide fort à votre avis de quelle allure je vais avoir quelle est l'allure si c'est le dosage d'une base forte par un acide fort (1:12:33)

La professeure écrit au tableau... Dosage d'une base forte par un acide fort

192. P2 : dites-moi (1:12:48) si on vous dit c'est un dosage pH-métrique d'un acide et d'une base comment est-ce que je peux savoir est ce que c'est un dosage acide par base ou bien base par acide comment est-ce que je peux faire la différence (1:13:02)

193. E : madame par les courbes si c'est base par acide il va avoir diminution de pH

194_1. P2 : très bien (1:13:14) donc c'est à partir de pH ou bien si c'est le pH inférieur à 7 ou supérieur à 7 d'accord (1:13:21) c'est pour ça on vous dit pour le dosage d'une base forte

par un acide fort la réaction c'est celle qu'on a écrit hein H_3O^+ plus OH^- donne deux H_2O c'est une réaction totale (1:13:32) là vous allez avoir l'allure de courbe de cette façon-là. ..là ça sera le volume de l'acide ajouté en mL (elle commence par tracer l'axe des abscisses) et là le pH (elle trace l'axe des ordonnées) .. le pH est supérieur à 7 je vais avoir cette allure-là (la professeure trace l'allure de la courbe $pH=f(V_A)$)

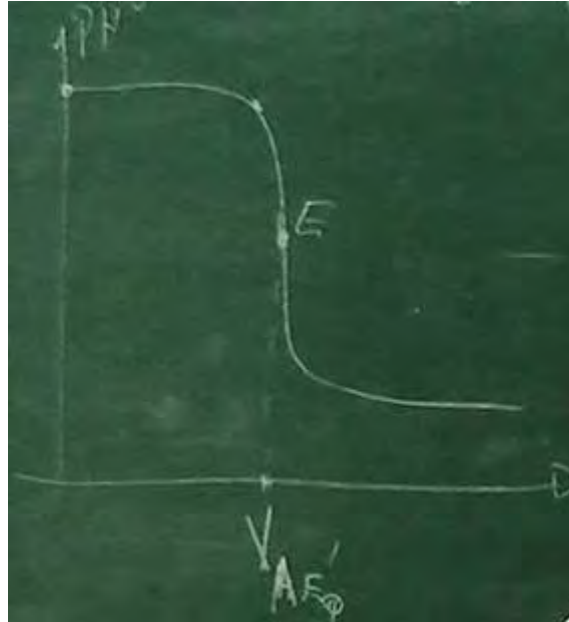


Figure 124: allure de la courbe de dosage d'un acide fort par une base forte

il y a toujours le saut c'est celui-là (elle montre le saut) j'ai utilisé la même méthode (1:13:52) rien ne change donc je trace les tangentes et la perpendiculaire le milieu vous déterminez le E1 vous allez trouver un volume seulement ce qui change là c'est V_{AE} le volume de l'acide ajouté à l'équivalence (1:14:13) d'accord

Jeu 9 : Percevoir l'effet de la dilution sur les courbes de dosage

194_2. P2 : alors qu'est-ce que vous remarquez là à partir de deux diagrammes (1:14:17) (elle montre la fiche de TP)

195. E : V_E reste le même (1:14:18)

196. P2 : V_E reste le même pour quelles valeurs (1:14:21)

197. E1 : 20mL (1:14:23)

198. E2 : la valeur de pH

199. P2 : ça c'est la question (1:14:28) alors pour les trois courbes soit les premiers diagrammes soit le deuxième hein on va trouver le même point d'inflexion d'ailleurs le point d'équivalence quel que soit la concentration prise au départ c'est à dire (1:14:41) C_A égale à 10^{-1} mol litre⁻¹ ou bien la deuxième concentration 10^{-2} mol litre⁻¹ ou bien 10^{-3} mol litre⁻¹ qu'est-ce que je fais là pour la solution (1:14:53) pour la concentration

200. E : la concentration varie

201. P2 : augmente ou diminue (1:15:00)

202. E : elle diminue

203. P2 : c'est à dire on va diluer la solution (1:15:02) chaque fois que je vais diluer la solution (1:15:04) on va trouver la même allure de la courbe mais qu'est ce qui change ? (1:15:08)

204. E : le pH

205. P2 : quel pH.. (1:15:15) quel pH..

206. E : 7

207. P2 : vous parlez de l'équivalence (1:15:19)

208. E : non c'est pas celui de l'équivalence c'est le pH de la solution (1:15:23)

209. P2 : voilà (1:15:23) si je parle de pH à l'équivalence je vais trouver la même chose c'est 7 si on parle de pH du départ il dépend de la concentration initiale alors ce qui change c'est que le saut du pH est d'autant plus important que la concentration est plus grande d'accord (1:15:42) vous remarquez les allures chaque fois que augmente la concentration le saut il est plus important d'accord(1:15:50.7) que ce soit pour le cas d'un acide par une base ou bien une base par acide c'est bon(1:15:56)

210. E : oui

211. P2 : bon alors la prochaine fois n'oubliez pas de coller vos copies (1:16:04) n'oubliez pas bien sur qui n'ont pas eu la courbe vous la refaites (1:16:08)

Fin de la séance (1:16:28) les élèves rangent leurs affaires et sortent en saluant la professeure (1:17:11)

II.3 - Transcription de l'entretien post de la séance de TP1

1. A : comment évaluez-vous cette séance ?
2. P2 : une séance ordinaire comme les autres quoi.
3. A : comment vous jugez l'ambiance dans votre classe ?
4. P2 : comme d'habitude assez calme les élèves ne posent pas de problèmes majeurs.
5. A : est-ce que vous avez suivi à la lettre votre planification de départ au cours de la séance ?
6. P2 : plus au moins en fait la situation oblige parfois de changer un peu.
7. A : Y-a-t-il des situations que vous avez ressenti des difficultés dans leurs mis en œuvre ?
8. P2 : la manipulation expérimentale et l'interprétation de la courbe pose généralement un peu de difficultés.
9. A : est-ce que vos objectifs sont atteints ? Comment jugez-vous l'apprentissage de ces objectifs ? Vos élèves ont-ils compris ce que vous les avez enseigné ?
10. P2 : j'espère que les objectifs sont atteints et qu'ils ont compris mais en fait on ne peut le savoir que lors d'une évaluation.
11. A : quels messages, même implicites, vouliez-vous les véhiculer à travers l'enseignement de cette partie du programme ?
12. P2 : pas de message, juste atteindre les objectifs du programme... c'est qu'on me demande d'exécuter.

II.4 - Documents distribués par la professeure P2 dans la séance de TP1

TP chimie	Dosage PH-métrique d'un acide fort par une base forte	4sc1
	Prof : ██████████	

I-Objectif

Doser une solution aqueuse d'un acide ou d'une base, par détermination de sa concentration en réalisant une réaction acide-base, ce dosage acido-basique peut-être suivi par pH-métrie (on suit l'évolution du pH au cours de la réaction.)

II-Etude expérimentale

1-Montage



On a les solutions suivantes :

- ◆ Base forte : solution de soude de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$.
- ◆ Acide fort : solution d'acide chlorhydrique de concentration C_A inconnue.

2-Principe

- Prélever, à l'aide de la propipette, un volume $V_A = 20 \text{ mL}$ de la solution chlorhydrique, le verser dans le bēcher et ajouter quelques gouttes de BBT afin que la solution soit colorée en jaune clair.
- Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_B et ajuster le zéro dans la burette.
- Placer le bēcher sur l'agitateur magnétique en glissant une feuille de papier blanc entre le bēcher et l'agitateur, plonger le barreau magnétique dans la solution, faire fonctionner l'agitateur et placer l'ensemble sous la burette.
- Ouvrir le robinet et laisser écouler la solution de soude. On désigne par B (bleu), V (vert), J (jaune) les couleurs de l'indicateur coloré (à pH neutre l'indicateur coloré est vert).
- Après chaque ajout de soude, mesurer le pH de la solution et noter la teinte de l'indicateur coloré.

3- tableau de mesures

VB (ml)								
PH								
couleur								

4-Courbe

Tracer la courbe de dosage (variation du pH en fonction du volume V_B de soude ajouté) (En abscisse 1 cm représente 2 cm^3 de soude. En ordonnée 1 cm représente 1 pour le pH.)

Figure 125 : page 1 de la fiche de TP1 relative à la professeur P2

III-Interprétation

- On définit Le point E comme étant un point d'inflexion pour la courbe $\text{pH} = f(V)$ autour de laquelle la courbe est symétrique. on observe qu'autour de l'équivalence le pH varie brusquement : on parle de saut de pH

Pour déterminer E on trace :

- une tangente T1 à la courbe après l'équivalence
- une tangente T2 à la courbe avant l'équivalence, T1 et T2 doivent être parallèles entre elles (Il est nécessaire d'utiliser une équerre)
- un segment P perpendiculaire à T1 et T2
- le milieu de P
- la droite D parallèle à T1 et T2, perpendiculaire à P et passant par le milieu de P. Cette droite D est alors située à égale distance de T1 et T2
- L'intersection entre la droite D et la courbe $\text{pH}(V)$: c'est le point correspondant à l'équivalence.
- Relever les coordonnées du point d'équivalence E (virage au vert de l'indicateur coloré). $V_E =$
..... $\text{pH} =$

1- Sachant qu'au point d'équivalence, on a la relation : $C_A V_A = C_B V_B$ calculer la concentration C_A de la solution d'acide chlorhydrique étudiée.

.....
.....
.....

1. La solution contenue dans le bécher est-elle neutre, acide ou basique ?

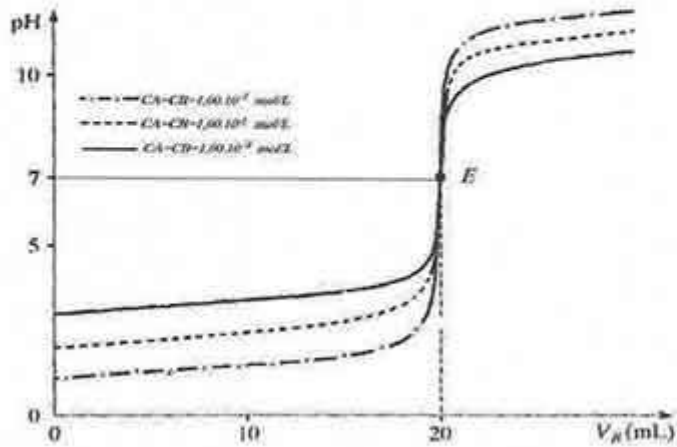
Figure 126 : page 2 de la fiche de TP1 relative à la professeur P2

Influence de la concentration sur l'allure de la courbe de dosage

Superposons les courbes de dosage obtenues pour des concentrations en acide fort.

$CA1 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$; $CA2 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $CA3 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

On observe que le saut de pH est d'autant plus important que la concentration est plus grande.



Dosage d'une base forte par un acide fort

La réaction de dosage est la même que lors du dosage d'un acide fort par une base forte :



Cette réaction est totale

La courbe de dosage a l'allure suivante :

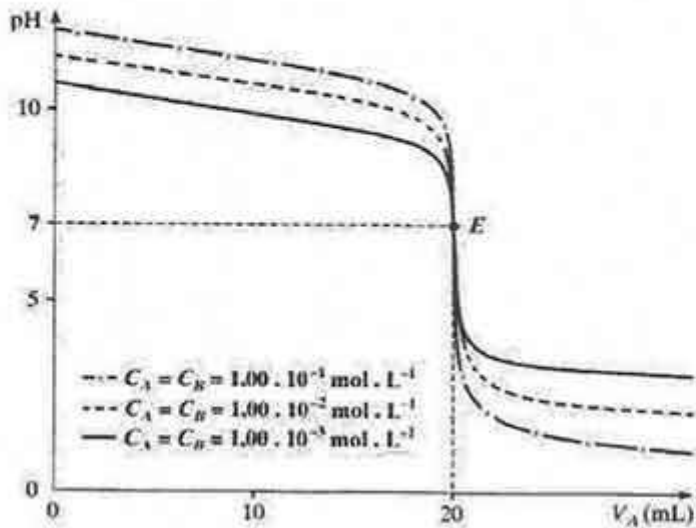


Figure 127 : page 3 de la fiche de TP1 relative à la professeur P2

II.5 - Analyse fine des épisodes N-1 de la séance TP1 de la professeure P2

Jeu 1 : Se rappeler des définitions de l'acide et de la base selon les théories d'Arrhenius et Bronsted et du pH-mètre et des papiers pH comme méthodes pour déterminer le pH d'une solution

Episode 1.1 : se rappeler des définitions des acides et des bases selon les théories d'Arrhenius et Bronsted

Par une série de questions/réponses, la professeure amène l'idée que l'acide est défini comme étant un donneur de H_3O^+ et que son pH est inférieur à 7. Ensuite, après avoir demandé aux élèves de se rappeler les définitions d'un acide et d'une base selon les théories d'Arrhenius et de Bronsted, elle rappelle oralement la définition de l'acide, d'abord selon la théorie de Bronsted, comme étant une entité chimique capable de céder l'ion H^+ ou H_3O^+ et celle de la base comme étant toute entité chimique capable de capter un ion H^+ . Ensuite l'acide est défini (à tort) selon la théorie d'Arrhenius, comme étant une molécule qui dans l'eau donne soit les ions OH^- soit les ions H_3O^+ . Elle conclue sur la présence mutuelle de l'acide et la base dans la théorie de Bronsted.

La chronogenèse avance rapidement sous la responsabilité de la professeure. Les questions posées sont ouvertes (tdp 4, 6) puis relativement fermées (fin du tdp 10), compte tenu des réponses des élèves, concernent la définition d'un acide. Les questions sont évaluées systématiquement et suivies d'une nouvelle question (tdp 8). Devant l'insuffisance des réponses des élèves, la professeure formalise dans un monologue les définitions qu'elle attend (tdp 11). Les régulations susceptibles d'orienter les élèves étant absentes et la professeure opère une formalisation (tdp14) lors de la définition d'un acide et d'une base, selon la théorie de Bronsted. Les élèves, utilisent la mémoire didactique pour apporter dans le milieu des signifiants (tdp16 et 18). Pour finir, la professeure procède à un monologue (tdp19_1) où elle donne la définition d'abord, d'un acide et d'une base selon la théorie de Bronsted, puis selon la théorie d'Arrhenius. Une discontinuité dans l'avancée du savoir est détectée dans cette dernière définition notamment lorsque le professeur énonce, à tort, qu'un acide donne dans l'eau soit les ions H_3O^+ soit les ions OH^- . Une deuxième discontinuité est détectée dans ce dernier tour de parole notamment, entre le champ conceptuel et la représentation symbolique lors de l'écriture de l'équation d'ionisation de NaOH.

Les savoirs, relatifs à la définition d'un acide et d'une base, sont exprimés en langage naturel scientifique, oral et écrit, et concernent essentiellement le monde des théories/modèles en chimie. Ces savoirs sont proposés en alternance entre une phase interactive et une phase monologique épistémiquement dense. Les échanges communicationnels sont de type IRE (tdp 6, 7, 8).

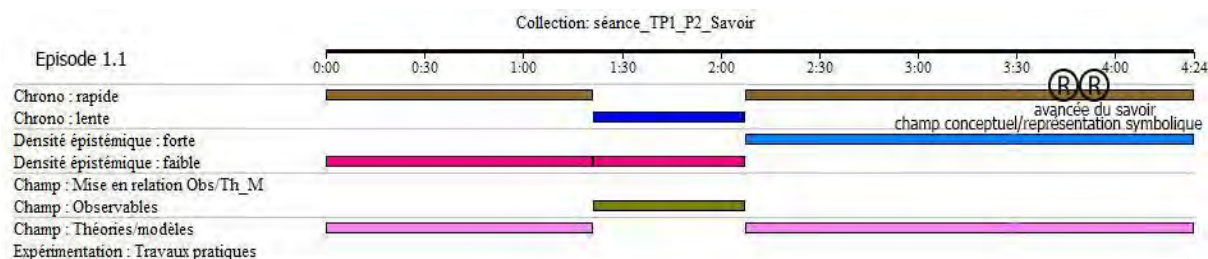


Figure 128: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.1 de la séance de TP1 pour P2

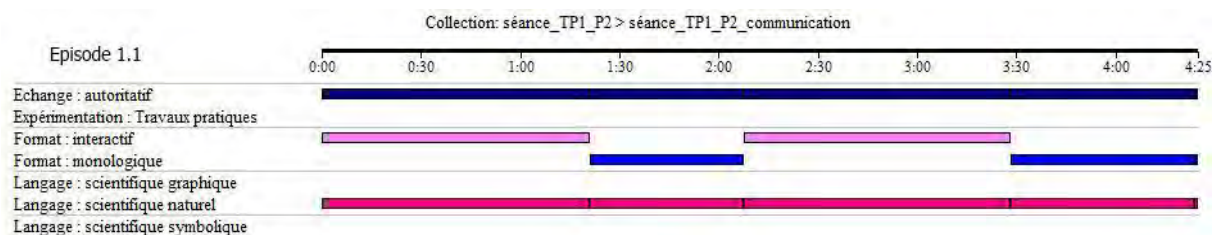


Figure 129: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.1 de la séance de TP1 pour P2

Episode 1.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P		Absente	Absente	Formalisation	

Episode 1.2 : connaître les objectifs de la séance

Après avoir rappelé aux élèves qu'ils ont réalisé des réactions de dosage en deuxième et en troisième année, la professeure informe la classe de l'objectif de la séance en le faisant lire par un élève : déterminer une concentration d'un acide en suivant l'évolution du pH au cours d'une réaction de dosage entre un acide fort et une base forte, évolution annoncée ici en fonction du temps et non du volume de base ajoutée.

La chronogenèse est en repos puisqu'il s'agit d'informer les élèves aux objectifs de la séance. L'apport des élèves dans le milieu est non significatif (lecture à partir de la fiche de TP tdp 23). Les régulations sont absentes. La professeure procède à un monologue d'explicitation des objectifs de la séance (tdp 24_1), au cours duquel elle exprime (à tort) que l'évolution du pH se fait au cours du temps.

Les savoirs, relatifs aux objectifs de la séance sont exprimés en langage scientifique oral.

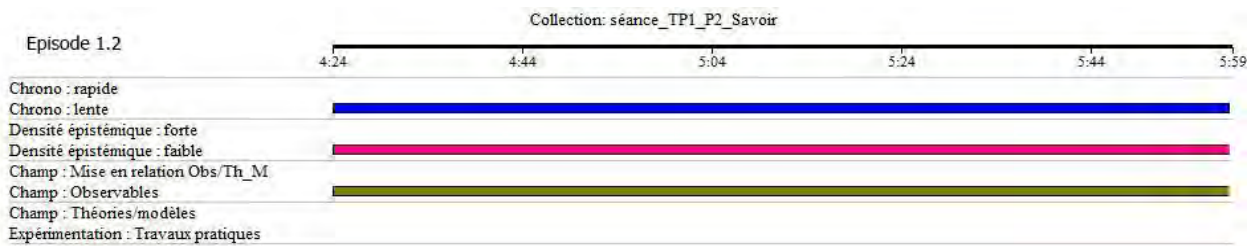


Figure 130: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.2 de la séance de TP1 pour P2

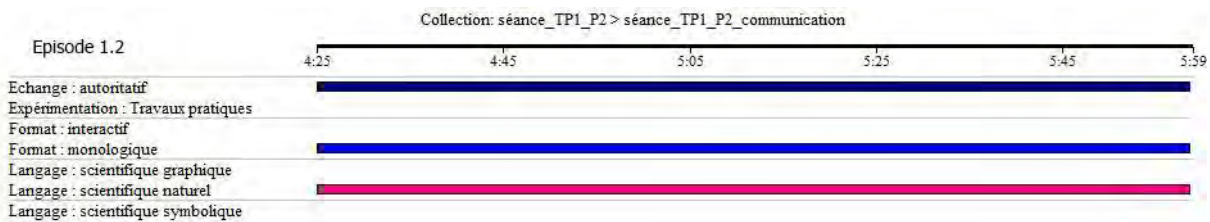


Figure 131: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 1.2 de la séance de TP1 pour P2

Episode 1.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P			Absente	Absente	Absente

Episode 1.3 : se rappeler du pH-mètre et des papiers pH comme méthodes pour déterminer le pH d'une solution

La professeure, par deux questions/réponses amène l'idée que la mesure du pH se fait par deux méthodes, les papiers pH et le pH-mètre, en donnant à ce dernier la préférence en raison de la précision (voire de « l'exactitude ») des mesures.

Le savoir avance rapidement sous la responsabilité de l'enseignante. La professeure est toujours à l'origine de chaque initiative selon le format d'interaction IRE. Les régulations sont inexistantes. Les élèves, participent à l'avancée du savoir sur un axe lié à sa structure logique en apportent les deux méthodes de la détermination du pH (tdp 25, 27), l'enseignante rajoutant la précision et l'exactitude du pH-mètre dans les mesures effectuées (tdp 28_1).

Les savoirs, relatifs aux méthodes pour déterminer le pH d'une solution, sont exprimés en langage scientifique oral, essentiellement dans le champ empirique puisqu'il s'agit d'évoquer les méthodes de mesures du pH d'une solution. La densité épistémique est faible et la dévolution est inopérante.

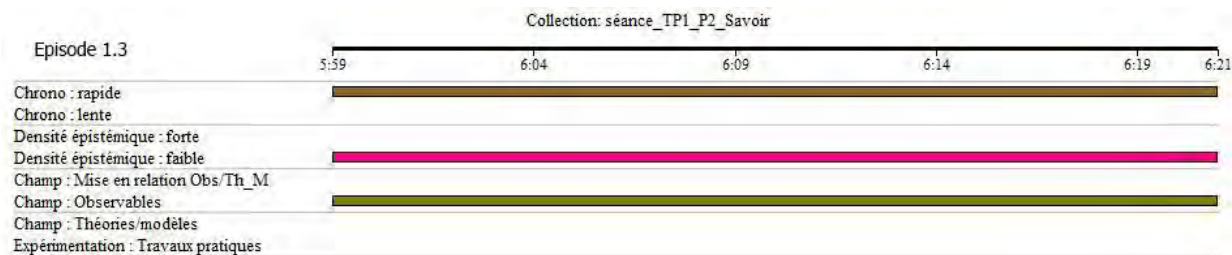


Figure 132: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 1.3 de la séance de TP1 pour P2

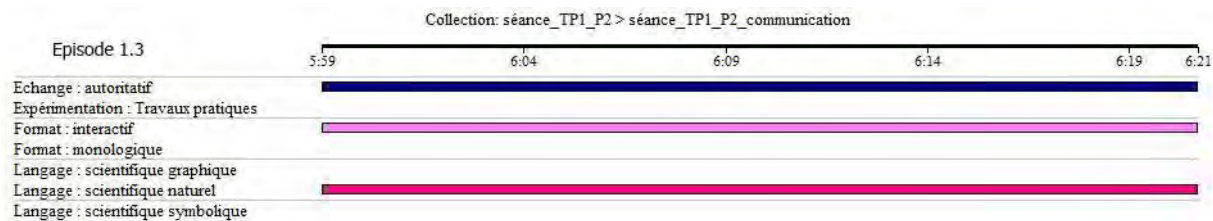


Figure 133: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 1.3 de la séance de TP1 pour P2

Episode 1.3	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Partagée	Méso E		Absente	Absente	Absente	

Jeu 7 : Calculer la concentration inconnue de l'acide fort et déduire la nature de la solution à l'équivalence à partir de la détermination des coordonnées du point d'équivalence

Episode 7.1 : Prendre connaissance de la procédure de détermination de la concentration de l'acide à partir des coordonnées du point d'équivalence

A partir de la lecture de la fiche de TP par un élève, ou à partir d'informations de cette fiche qu'elle prélève elle-même, la professeure amène l'idée que le point d'équivalence de la courbe $pH=f(V_B)$ est défini comme étant un point d'inflexion autour de laquelle la courbe est symétrique et il se situe dans le saut du pH. Ensuite, après avoir demandé aux élèves de rappeler la définition de l'équivalence, étudiée en deuxième année, que ceux-ci l'identifient au fait que pH de la solution égale à 7, la professeure traduit cette définition par l'égalité des quantités de matières de H_3O^+ et OH^- ce qui lui permet d'en déduire l'expression de la concentration inconnue de l'acide en fonction C_B , V_A et V_{BE} .

La chronogenèse avance rapidement sous l'entière responsabilité de la professeure, au début à la vitesse de la lecture de la fiche (tdp 124, 125, 126 et 127), et ensuite par des interactions au format IRE dont les questions d'initiations sont fermées (tdp 128 et tdp 134). Autre que la lecture de la fiche, les élèves apportent au milieu des signifiants en identifiant l'équivalence AF BF à l'obtention d'une solution de $pH=7$ (tdp 129) et à l'égalité de la quantité de matière de H_3O^+ à celle de OH^- (tdp 135). La régulation est absente dans cet épisode bien que l'intervention de l'élève (tdp 133) nécessite une régulation de la part de la professeure qui se

contente d'une négation de la réponse proposée (tdp 134). La professeure s'appuie sur la réponse de l'élève (tdp 135) pour procéder à une formulation, selon un monologue épistémiquement dense, de l'expression de la concentration inconnue de l'acide (tdp 136_1) en fonction de V_A , C_B et V_{BE} . Cette formulation donne une visibilité de l'enjeu de cet épisode préalablement non défini.

Les savoirs, relatifs à la connaissance de la procédure de détermination de la concentration de l'acide inconnue, sont exprimés en langage scientifique oral et écrit et en représentations symboliques selon une alternance entre une phase interactive, dont les échanges communicationnels sont de type IRE, et une phase non interactive sous forme d'un monologue.. La professeure assure gestuellement une continuité entre la description délivrée en langage naturel et l'allure de la courbe, représentée sur la courbe, pour localiser le point d'équivalence dans le saut de pH (tdp 125, 128). Elle n'établit, cependant, pas un lien entre la description microscopique et la gestion d'une relation symbolique. En effet, les élèves ont à leur charge de décoder le lien entre l'égalité des quantités de matière de H_3O^+ et OH^- et celle des concentrations $C_A V_A$ et $C_B V_{BE}$ (tdp 136_1).

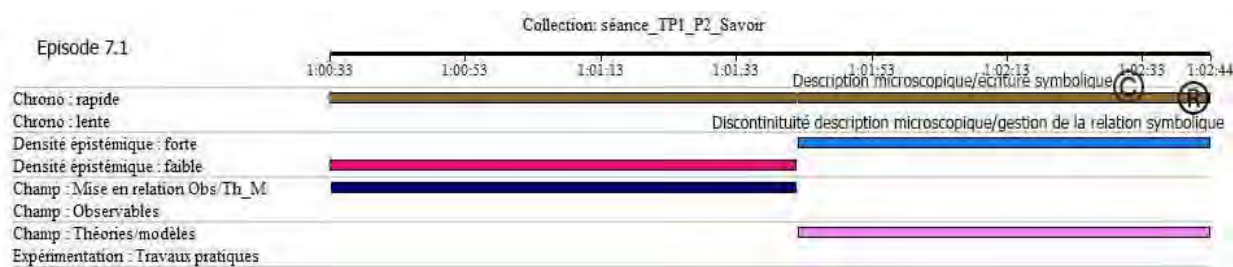


Figure 134: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.1 de la séance de TP1 pour P2

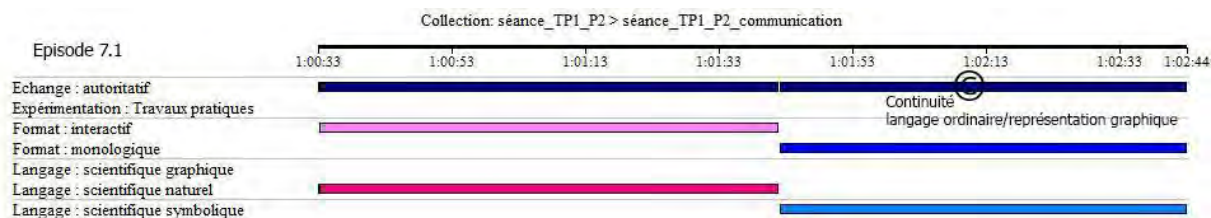


Figure 135: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.1 de la séance de TP1 pour P2

Episode 7.1	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Absente	Formalisation

Episode 7.2 : déterminer le volume de la base V_{BE} à partir de l'identification du point d'équivalence sur la courbe $pH=f(V_B)$ à l'aide de la méthode des tangentes

Après avoir interrogé sur la modalité de la détermination de V_{BE} , volume de la base ajouté au point d'équivalence, puis à partir d'informations de la fiche de TP qu'elle prélève elle-même, la professeure expose la méthode de tangente et amène les élèves à identifier et déterminer les coordonnées du point d'équivalence sur la courbe $pH=f(V_{Baj})$.

La chronogenèse avance sous l'entière responsabilité de la professeure, à la vitesse de traçage des tangentes. Elle n'est matérialisée que lorsque la professeure situe, sous forme de formalisation, le point d'équivalence dans le saut du pH (tdp 149). Cette formalisation sert à identifier le point d'équivalence sur la courbe de dosage AF BF. La professeure, par une interrogation sur la modalité de détermination du V_{BE} , définit l'épisode (tdp 136_2). Cette détermination se fait individuellement et le milieu est propre à chaque élève, qui s'enrichit avec les milieux des élèves au fur et à mesure des traçages des tangentes. La régulation et la dévolution sont totalement absentes.

Les savoirs, relatifs à la détermination du point d'équivalence, sont proposés en langage scientifique naturel et graphique étroitement liés au champ des observables, selon une alternance entre phase interactive et phase monologique, sous forme de monologue, au cours de laquelle la professeure ramène dans le milieu, à partir de sa lecture, des éléments, concernant l'application de la méthode des tangentes et l'identification du point d'équivalence (tdp 138, 147 et 149). Au cours des interactions communicationnelles autoritatives, l'élève expose ses propres valeurs des coordonnées du point d'équivalence (tdp142, 144 et 146). La densité épistémique au cours de cet épisode est faible. La professeure établit constamment des liens gestuels entre la description délivrée en langage naturel et l'allure de la courbe pour représenter les tangentes sur l'allure de la courbe (tdp 138, 142, 147) et pour identifier le point d'équivalence (tdp 149). On infère une discontinuité entre le champ d'observable et le champ des théories/modèles en mathématiques lorsque la professeure n'établit pas un lien entre le changement de concavités de la courbe, de part et d'autre du saut du pH, et une description mathématique mettant en œuvre l'existence d'un point d'inflexion dans ce saut (tdp 149).

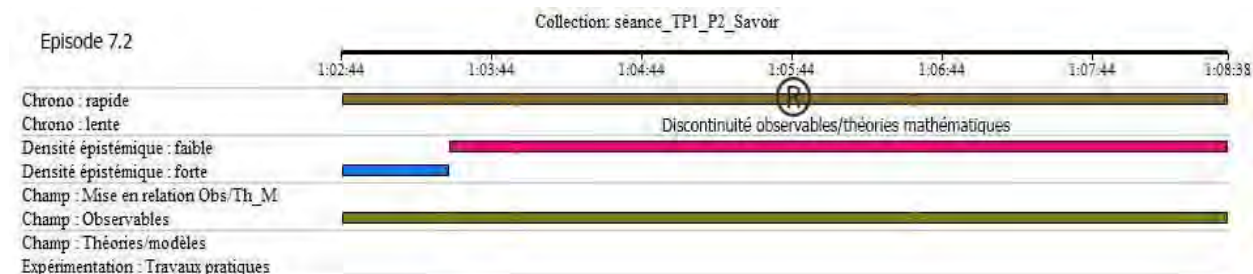


Figure 136: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.2 de la séance de TP1 pour P2

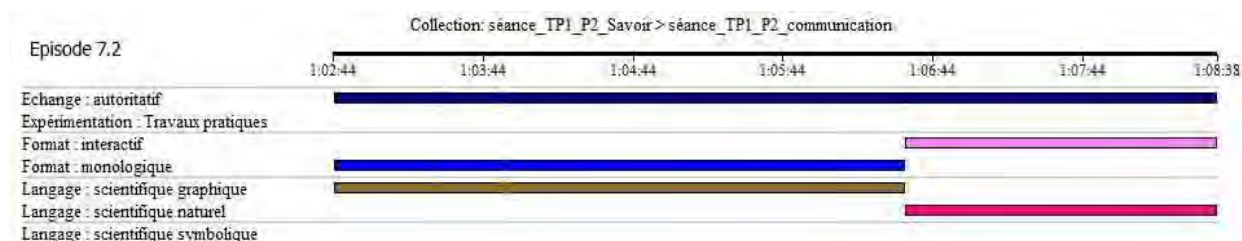


Figure 137: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 7.2 de la séance de TP1 pour P2

Episode 7.2	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Présente	Absente	Absente	Formalisation	

Episode 7.3 :formaliser le calcul de la concentration inconnue de l'acide à partir des coordonnées du point d'équivalence déterminées sur sa courbe

Après que les élèves aient déterminé le point d'équivalence et la valeur de V_{BE} , à partir de la méthode des tangentes, la professeure amène, à partir d'une valeur de V_{BE} déterminée par un élève, le calcul de la concentration inconnue de l'acide. Ensuite, à partir des informations introduites dans la fiche de TP, qu'elle prélève elle-même, elle amène les élèves à déterminer la valeur du pH au point d'équivalence.

La chronogénèse avance rapidement et la professeure en assume la totale responsabilité. La densité épistémique est relativement forte. La topogénèse est côté professeur. La communication est autoritative interactive suivant le type IRE (tdp 163, 166, 168, 176, 178, 179, 180) et la professeure est toujours à l'origine de chaque échange. Lorsqu'elle obtient la bonne réponse elle la valide. Mais lorsque la réponse de l'élève est fautive, elle donne la réponse exacte sans procéder à aucune régulation. On la voit aux (tdp 168 et 178) lorsqu'elle n'établit aucun lien entre l'arrondissement des résultats obtenues par le calcul, de la concentration inconnue de l'acide, et le nombre de chiffres significatifs. Une discontinuité numérique dans le champ des théories/modèles, entre l'arrondissement de résultat obtenu par le calcul, de la concentration inconnue de l'acide, et le nombre de chiffres significatifs, est alors apparue, les élèves ont à leurs charges d'écrire correctement la valeur de la concentration inconnue issue de calcul.

Bien que le travail des élèves soit individuel dans une partie de cet épisode, il est réduit au minimum. L'élève suit le calcul fait par la professeure, à toute la classe, et énonce la valeur de C_A , à partir des coordonnées déterminées sur sa courbe $pH=f(V_B)$.

L'épisode n'est pas défini bien que la professeure donne une visibilité sur les enjeux à la fin de l'épisode (tdp 185) lorsque la professeure ramène dans le milieu classe les informations, relatives à la recherche de la concentration inconnue de l'acide, déjà introduites dans la fiche de TP. Il n'y a ni dévolution ni institutionnalisation au cours de cet épisode.

Les savoirs, relatifs au calcul de la concentration inconnue de l'acide, sont exprimés en langage scientifique oral et écrit et en représentations symboliques. La professeure assure gestuellement une continuité entre la description délivrée en langage naturel, expliquant la différence perçue entre la valeur de la concentration trouvée par le calcul et celle affichée sur la solution de HCl préparée, et l'allure de la courbe, pour localiser V_{BE} à 20mL (tdp 170).

Par ailleurs, dans le tour de parole 179, la professeure assure une continuité entre le champ empirique et le champ de théorie modèle en indiquant le « virage au vert » « vous avez passé directement du jaune au bleu » du BBT. Cette continuité interroge dans la mesure où selon l'état du BBT utilisé au cours de l'expérience (d'origine bleu) on ne peut pas espérer, expérimentalement, l'obtention de la coloration verte à l'équivalence.

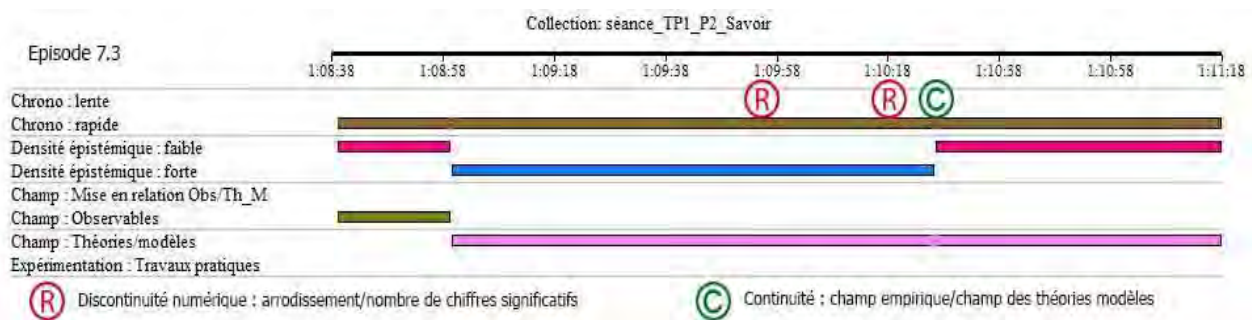


Figure 138: évolution temporelle des descripteurs liées à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.3 de la séance de TP1 pour P2

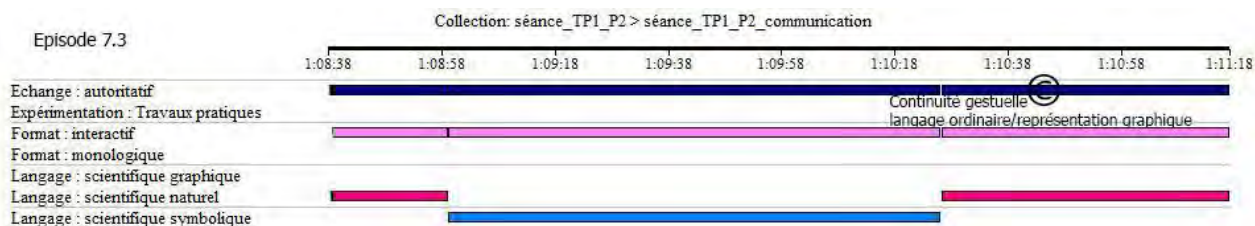


Figure 139: évolution temporelle des descripteurs liées à la communication dans l'épisode 7.3 de la séance de TP1 pour P2

Episode 7.3	Avancée du savoir		Techniques professorales			
	Topo	Méso	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Côté P	Méso P	Absente	Absente	Absente	Absente	Absente

Episode 7.4 : se rendre compte de la neutralité de la solution à l'équivalence

Après que les élèves aient déterminé les coordonnées du point d'équivalence, la professeure s'interroge sur les raisons pour lesquelles la solution est neutre en ce point. Ensuite, en s'appuyant sur la réponse d'un élève, elle amène l'idée (à tort) que l'égalité des quantités de H_3O^+ et OH^- donne de l'eau et écrit, par la suite, l'équation de la réaction de dosage dont le produit est l'eau et signale que le pH dans ce cas est égal à 7.

La chronogenèse avance rapidement, sur un axe lié à la structure logique des savoirs épistémiquement dense, sous la responsabilité du professeur. La topogenèse est plus équilibrée que les jeux précédents. Les élèves apportent des signifiants en prononçant l'égalité des quantités de H_3O^+ et OH^- au point d'équivalence (tdp 188) et en identifiant l'eau comme produit de la réaction qui a lieu au cours de ce dosage (tdp 190). La professeure s'appuie sur cette identification pour procéder à une formulation rapide valant une institutionnalisation (tdp 191).

C'est un épisode interactif où les formes d'interactions, même si ces dernières sont minimales et constituées de cinq tours de paroles, sont au format IRE et la professeure est à l'origine de chaque initiation. La professeure définit l'enjeu de l'épisode dès le début avec une question ouverte (tdp 186). Ensuite, en répétant la réponse d'un élève, concernant l'égalité de la quantité de matière de H_3O^+ et OH^- (tdp 188), elle oriente très fermement la question ne laissant l'élève que de répondre par effet contrat (tdp 189). Néanmoins, lors de cette orientation, la professeure excède à deux abus de langage (tdp 191_1). En effet, le premier

est le fait que les ions H_3O^+ additionnés aux ions OH^- qui donnent de l'eau et non pas l'égalité de la quantité de ces deux ions, comme avance la professeure. Le deuxième abus concerne la nature de la solution à l'équivalence qui est une solution aqueuse de chlorure de sodium et non pas l'eau comme l'indique l'enseignante. On infère, alors, une discontinuité dans l'avancée du savoir au cours de cet épisode. Les élèves ont à leurs charges d'identifier la présence des ions Na^+ et Cl^- formant la solution aqueuse de chlorure de sodium.

Les savoirs, relatifs à la neutralité de la solution à l'équivalence, sont exprimés en langage scientifique naturel et écrit, étroitement à des représentations symboliques, dans le champ de théories/modèles. La professeure assure une continuité entre l'écriture symbolique de la réaction et son interprétation microscopique (tdp 191_1), indépendamment de l'élève qui n'est pas sollicité à cette occasion.

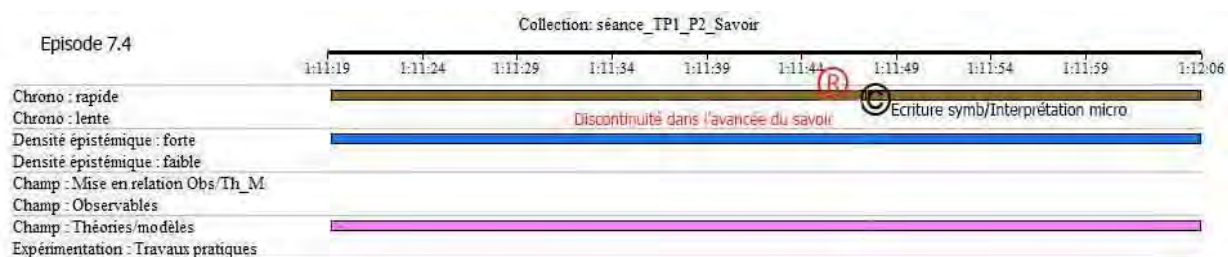


Figure 140: évolution temporelle des descripteurs liés à l'avancée du savoir dans l'épisode 7.4 de la séance de TP1 pour P2

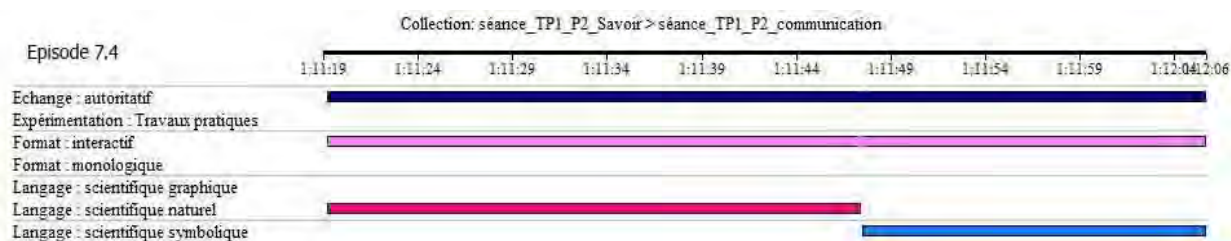


Figure 141: évolution temporelle des descripteurs liés à la communication dans l'épisode 7.4 de la séance de TP1 pour P2

Episode 7.4	Avancée du savoir		Stratégies professorales			
	Topogenèse	Mésogenèse	Définition	Dévolution	Régulation	institutionnalisation
Peu partagée	Méso P2	Présente	Absente	Absente	Institutionnalisation	

III - Deuxième séance : séance de travaux pratiques TP2 intitulée « Dosage d'un acide faible par une base forte » « Dosage d'une base faible par un acide fort » avec la professeure P2

III.1 - Transcription de l'entretien ante de la séance de TP2

1. A : quel est le sujet abordé aujourd'hui ?
2. P2 : aujourd'hui on va faire deux dosage celui d'acide faible par base forte et base faible par acide fort.
3. A : quel est l'intérêt d'enseigner ce cours pour vous ?
4. P2 : distinguer les différents types de dosages.
5. A : comment vous avez planifié vos activités d'apprentissage ?
6. P2 : réaliser des différents modes opératoires et tracer les courbes puis les interpréter.
7. A : quelles sont les difficultés que vous attendiez des élèves ?
8. P2 : la maîtrise des protocoles opératoires.
9. A : quelles sont vos stratégies pour enseigner ce suivi pH-métrie ?
10. P2 : réaliser l'expérience, tracer la courbe et essayer de l'interpréter.
11. A : qu'attendiez-vous que vos élèves retiennent aujourd'hui ?
12. P2 : comprendre ce qui se passe au cours d'un dosage PH métrie acide faible base forte et base faible acide fort.

III.2 - Transcription de la séance de TP2 avec P2

Les entrent dans la salle spécialisée saluent leur professeur et s'installent

Jeu 1 : Saisir les objectifs de la séance et l'intérêt d'un dosage acido-basique

Episode 1.1 : saisir les objectifs de la séance

1. P2 : bon alors on a terminé (0:00:11) le dosage acide fort base forte et nous voulons poursuivre aujourd'hui le thème des acides et des bases (0:00:26) on va faire aujourd'hui deux TP combinés donc un premier groupe il va faire le dosage acide faible base forte et l'autre ça sera la base faible par un acide faible donc comme titre (0:00:42)

Le professeur écrit sur le tableau le titre de la leçon ;

2. P2 : on écrit donc ... dosage d'un acide faible par une base forte (0:01:11) et l'autre groupe il prendra l'inverse au lieu dosage d'un acide faible on va prendre dosage d'une base faible par un acide

3. E : fort voilà.. vous le mettez entre parenthèses (0:01:51)

Le professeur écrit sur le tableau 1/ objectifs

4_1. P2 : alors qui peut me dire (0:01:59)

Episode 1.2 : se rappeler de l'intérêt d'un dosage acido-basique

4_2. P2 : lorsqu'on fait le dosage pH-métrique soit d'un acide faible par une base forte soit d'une base faible par un acide fort alors (0:02:10) lorsqu'on fait le dosage qu'est-ce qu'on cherche en général hein

5. E : le volume à l'équivalence (0:02:32)

6. P2 : voilà on cherche à l'équivalence (0:02:35) et en général pourquoi...pourquoi on cherche l'équivalence (0:02:40)

7. E1 : pour voir si l'acide est fort (0:02:42)

8. E2 : pour déterminer la concentration (0:02:45)

9. P2 : très bien (0:02:47) c'est en général pour calculer la concentration d'une solution inconnue donc soit la solution de l'acide faible soit celle de la base faible (0:02:56) en faisant un dosage pH-métrique ou un dosage que vous connaissez depuis la deuxième année (0:03:01) en dosant la solution par une autre solution de type différente donc comme on a fait la semaine dernière exactement (0:03:08)

Episode 1.3 : prendre connaissance à nouveau des objectifs de la séance

au lieu de prendre un acide fort et une base forte on va prendre l'un qui est faible et l'autre qui est fort on va choisir les deux (0:03:18) on va diviser deux groupes deux TP au même temps faites le dosage d'acide faible par une base forte et base faible par acide fort et on va regrouper les résultats(0:03:28)

Le professeur distribue une fiche intitulé "dosage d'un acide faible par une base forte"

10. P2 : faites attention au titre c'est à dire quel TP vous allez réaliser (0:03:45)

Une élève entre dans la classe

11. P2 : toujours à l'heure toi (0:03:56)

Le professeur continue à distribuer les fiches (0:04:13)

12. P2 : alors (0:04:37) vous soulignez ou utiliser un stylo fluorescent pour le titre selon votre TP d'accord je vous dit comment vous allez faire (0:04:43) on va diviser la classe en deux groupes un premier groupe qui va faire le dosage acide faible base forte l'autre fera la base faible acide fort donc on va échanger les deux cas (0:04:55) d'accord .. ça sera la même procédure le même TP seulement ce qui change à la fin xxxxx d'accord (0:05:03)

Le professeur distribue une deuxième fiche intitulé "dosage d'une base faible par un acide fort"

13. P2 : ne mélangez pas hein ...un peu de concentration c'est tout hein (0:05:12)

Les élèves chuchotent

14. P2 : allez suivez (0:05:33) silence alors vous allez réaliser le même objectif.. comment nous allons faire.. on cherche à déterminer la concentration (0:05:42) donc on va mettre d'abord dosage acide faible par base forte et là base faible par un acide fort

Le professeur divise le tableau en deux colonnes auxquelles elle note les deux titres (0:06:09)

15. P2 : ça y est allez.. vous suivez (0:06:11)

Jeu 2 : Identifier les solutions pour chaque dosage

16. P2 : (en pointant la première colonne) là si on va prendre un acide faible (0:06:13) alors quel type d'acide ..exemple d'acide faible (0:06:18)

17. E : HCOOH

18. P2 : H (0:06:19)

19. E : COOH (0:06:21)

20. P2 : oui l'acide méthanoïque et y a-t-il d'autres

21. E : acide éthanoïque

22. P2 : voilà.. l'acide éthanoïque (0:06:26)

Le professeur écrit sur le tableau sous acide faible CH₃COOH (0:06:30)

23. P2 : ça c'est l'acide faible la base forte maintenant la base forte quel exemple (0:06:37)

24. E : HCl

25. P2 : HCl ? (0:06:39)

26. E : NaOH

27. P2 : HCl n'est pas une base (0:06:43)..donc NaOH là c'est un dosage (elle pointe sur la première colonne) (0:06:47)

Le professeur se déplace vers la colonne 2

28. P2 : Par contre (0:06:47) la base faible par acide fort...qu'est- ce que je peux prendre comme base forte ehhh base faible (0:06:52) allons... base faible (0:06:55)

29. E : NH_3 (0:06:56)

30. P2 : NH_3 très bien l'ammoniac NH_3 est une base faible (0:07:03) d'accord

31. Collectif : oui

32. P2 : donc à chaque fois (0:07:12) on cherche une concentration inconnue...alors acide faible par base forte et donc comme on a fait la dernière fois (0:07:20).

33. E : acide faible dans le

34. P2 : voilà très bien.. donc l'acide faible (0:07:24) c'est celui que je vais le mettre dans le bécher (0:07:25)

Jeu 3 : Percevoir les procédures de préparation des dosages

le professeur schématise sur le tableau un bécher (0:07:27)

35. P2 : donc là (en indiquant le bécher) c'est l'acide faible CH_3COOH (0:07:32) c'est cette solution-là que je dois chercher sa concentration donc sa concentration est C_A est inconnue. Par contre qu'est ce qui est connue ? (0:07:43)

36. E : la concentration (0:07:46)

37. P2 : elle est inconnue ce qui est connue c'est (0:07:50)

38. E : le volume

39. P2 : c'est le volume (0:07:51) très bien donc le V_A qui va prendre 20mL ou autres valeurs par contre ce que je vais ajouter goutte à goutte c'est la base forte c'est à dire la solution de NaOH (0:08:03) donc là (en pointant sur NaOH) c'est que je connais c'est

40. E : le volume de (0:08:07)

41. P2 : là c'est que je connais c'est la concentration C_B de NaOH (0:08:12).. et ce que je vais ajouter c'est le volume de la base et là je vais prendre l'équivalence c'est à dire le V_{BE} d'accord vous voyez les quatre grandeurs (0:08:23) donc $C_B V_{BE}$ si c'était le V_A ce que je vais ajouter donc ça sera le V_{AE} (0:08:33) d'accord et de la même façon

Le professeur se déplace vers la deuxième colonne

42. P2 : alors là qu'est-ce que je dois mettre dans le bécher (0:08:38)

43. E : NH_3

44. P2 : donc le NH_3 très bien (0:08:42) (elle schématise sur le tableau) là c'est la solution de l'ammoniac NH_3 sa concentration (0:08:47) elle est

45. E : inconnue

46. P2 : inconnue (0:08:49) c'est C_B que je vais chercher par contre dans le volume V_B c'est la prise d'essais par exemple 20mL (0:08:57) ce que je vais ajouter à la solution

47. E : l'acide

48. P2 : c'est la solution de HCl (0:09:02) donc elle est de concentration connue C_A

49. E : $C_A V_{AE}$

50. P2 : très bien et le V_{AE} que je vais ajouter ça qu'on va le chercher par par le dosage (0:09:12) d'accord vous suivez non

51. E : oui

52. P2 : d'accord (0:09:15) bon alors la même procédure que la dernière fois pour l'étude expérimentale (0:09:21)

Le professeur note au tableau II- Etude expérimentale - le montage

53. P2 : alors (0:09:37) là (en pointant le schéma de bécher contenant NaOH sur le tableau) c'est schéma simplifié hein (0:09:40) juste vous ajoutez le pH-mètre et vous trouvez la même chose ok alors (0:09:45) dites-moi pour le principe qu'est-ce qu'on peut mettre comme étape de de dosage (0:09:50)

54. E : je lis madame (0:09:50)

55. P2 : vas-y (0:09:51) vous allez lire quel TP lequel vous choisissez

56. E : comme je veux madame ?

57. P2 : oui (0:09:58) c'est la même procédure ce qui change ce qu'est-ce que vous allez ajouter (0:10:02) alors

58. E : relevez à l'aide d'une propipette

59. P2 : attendez s'il te plait c'est quel dosage (0:10:10)

60. E : TP1

61. P2 : non c'est pas TP1 ou TP2 vous allez réaliser (0:10:15) celui du dosage d'un acide faible par une base forte (0:10:19)

62. E : donc TP1

63. P2 : oui je sais (0:10:20) c'est juste de préciser (0:10:22)

64. E : base forte acide faible (0:10:28)

65. P2 : d'accord (0:10:31) donc vous suivez hein base forte acide faible (0:10:38)

66. E : prélevez à l'aide de la propipette un volume $V_A=20\text{ml}$ de la solution d'acide éthanóique le versez dans le bécher et ajouter quelques gouttes de l'indicateur coloré (0:10:44)

67. P2 : voilà donc on ait dans ce dosage-là (en pointant sur la première colonne) (0:10:46) donc on va prendre 20mL de la première solution qui est celle de l'acide faible et on va ajouter

68. E : quelques gouttes de BBT

69. P2 : d'indicateur coloré (0:10:55) alors pas le BBT attendez, comment on appelle le BBT

70. E : indicateur coloré

71. P2 : voilà un exemple d'indicateur coloré c'est pas le BBT (0:11:05) on va utiliser un autre

L'élève lit de la fiche

72. E : remplir la burette graduée par une solution d'hydroxyde de sodium de concentration CB et ajuster le zéro de la burette (0:11:13)

73. P2 : voilà (0:11:13)

74. E : placer le bécher sur l'agitateur magnétique en glissant une feuille de papier blanc entre le bécher et l'agitateur plonger le barreau magnétique dans la solution faire fonctionner l'agitateur et placer l'ensemble sous le burette ouvrir le robinet et laisser écouler la solution de soude après chaque ajout de soude mesurer le pH de la solution et noter la teinte de l'indicateur coloré il faut choisir un indicateur coloré approprié dont la zone de virage englobe le pH à l'équivalence ce pH étant supérieur à 7,0 nous choisirons comme indicateur coloré le phénolphthaléine dont la zone de virage est comprise entre pH=8,2 et 10,0 (0:12:11)

75. E : très bien (0:12:12) donc c'est la même procédure que l'autre fois exactement le même principe de travail seulement vous devez faire attention qu'est-ce que vous utilisez au début est ce que c'est un dosage acide faible ou bien le dosage d'une base faible (0:12:26) d'accord le tableau de mesures vous allez trouver le même tableau soit le volume de la base que vous ajoutez soit c'est le volume de l'acide (0:12:37) d'accord allez on commence (0:12:39) donc vous divisez en deux groupes ou trois groupes comme vous voulez et je vais vous donner le matériel allez-y (0:13:06)

Jeu 4 : Réaliser les expériences du dosage de CH_3COOH par NaOH et de NH_3 par HCl par suivi pH-métrie

Les élèves se divisent en trois groupes et le professeur distribue les solutions (0:15:47)

76. E1 : madame.. l'indicateur coloré (0:16:03)

77. E2 : l'agitateur magnétique (0:16:25)

Les élèves commencent à réaliser le TP (0:18:56)

78. P2 : vous avez noté le pH (0:23:22.2)

79. E : nous avons terminé madame

80. P2 : attendez s'il vous plait (0:24:23)

81. E : madame (0:25:21)

82. P2 : les filles si vous avez terminé tracer la courbe (0:27:27)

Le professeur contrôle le travail des élèves (0:29:57)

83. P2 : alors les garçons (0:31:27) cava (0:34:04)

84. E : madaaaame (0:34:15.4)

85. P2 : allez vous prenez les mesures.. ca y est le virage attention ce n'est pas le BBT c'est un autre indicateur

Elle contrôle le premier groupe

86. P2 : c'est quoi ça vous arrêtez vous êtes en train de réaliser la réaction inverse arrêtez arrêtez (0:37:26) faites vite recommencer (0:37:39) les garçons asseyez-vous et tracez la courbe (0:42:11)

Le premier groupe d'élève recommence l'expérience, les autres tracent leurs courbes (0:42:56)

87. P2 : tracer la courbe et déterminer le point d'équivalence (0:47:41)

Jeu 5 : Tracer les courbes de pH en fonction de volume de NaOH ajouté (1^{er} dosage) et de celui de HCl additionné (2^{ème} dosage)

88. P2 : allez-vous suivez (0:47:50) vous allez prendre puisque ce le même axe de pH d'accord vous prenez l'axe de pH vous divisez votre feuille en deux parties regardez on a de ce côté le pH et là moitié le pH et ça soit le volume de l'acide ajouté soit ici le volume de la base ajouté juste pour voir les deux courbes en même temps (0:48:22) hein d'accord sur la même feuille vous allez la divisez en deux choisissez votre échelle convenablement donc pour le pH vous pouvez prendre l'unité égale à 1cm (0:48:36)

Le professeur contrôle les tracées des élèves

89. P2 : allez vite vite (0:48:58) écrivez les titres de quel dosage s'agit-il (0:49:17)

Le professeur assiste et contrôle le travail d'un groupe

90. P2 : alors on va chercher l'équivalence (0:49:32) on va chercher le V_{AE} et le pH_E (0:49:33) d'accord

Le professeur contrôle les tracées des tangentes

91. P2 : allez faites vite (0:50:51) faites vite tracer la courbe pour chaque groupe noter le type de dosage réalisé ca y est (0:54:43)

92. collectif : non (0:54:51)

Le professeur contrôle les valeurs de pH_E à l'équivalence (0:56:47)

93. P2 : alors c'est bon (0:58:16) alors pour ceux ont terminé hein le traçage de la courbe vous allez me chercher le point d'équivalence ou elle se trouve alors dites-moi comment est-ce qu'on va procéder (0:58:29.1) pour trouver l'équivalence alors dites-moi quelle méthode on va utiliser pour trouver le point d'équivalence alors quelle méthode (0:58:47)

94. E : ah madame on prend la courbe

95. P2 : mais dites-moi d'abord où elle doit se trouver le point d'équivalence sur quelle partie (0:58:58)

96. E : c'est 7

97. P2 : alors c'est pas le 7 vous constatez que c'est pas le 7 (0:59:02)

98. E : ah oui

99. P2 : mais dites-moi dans quelle zone (0:59:04)

100. E : lorsque la couleur change (0:59:04)

101. P2 : attendez (0:59:06) pour connaître on va juste tracer une petite allure de la courbe pour le premier dosage et pour le deuxième dosage hein (0:59:14)

Jeu 6 : Suivre l'interprétation des courbes du dosage

La professeure trace l'allure sur le tableau

102. P2 : alors ça c'est pour le premier donc (0:59:18) là c'est un dosage d'un acide faible par une base forte donc ce que je vais ajouter c'est le volume de la base hein par contre là c'est le pH (en traçant l'axe d'ordonnée) comment est la courbe là pour le cas du dosage d'un acide faible par une base forte (0:59:38) alors

103. E : acide faible

104. P2 : acide faible par une base forte (0:59:46) donc comment elle est l'allure de la courbe (0:59:47)

105. E : (en faisant des gestes à la main) au début elle est comme ça puis elle chute comme ça

106. P2 : elle est croissante décroissante comme elle est (0:59:51)

107. E : décroissante (0:59:52)

108. P2 : je parle de premier dosage acide faible par une base forte (0:59:57)

109. E : croissante

110. P2 : donc initialement (0:59:59) vous avez l'acide faible donc à pH inférieur ou bien supérieur à 7 allez là l'acide faible par une base forte initialement pour le volume de la base ajouté égale à zéro votre pH comment il est c'est un pH acide pH basique comment il est (1:00:19)

111. E : acide (1:00:20)

112. P2 : c'est un pH acide (1:00:21) donc il va avoir une valeur inférieure à 7 (1:00:25) donc nécessairement votre courbe elle est croissante alors comment elle est qu'est-ce qu'elle présente de particulier (1:00:32)

113. E : il y a un saut

114. P2 : voilà on a un saut on peut l'avoir de cette façon-là (1:00:39)

Elle trace l'allure suivante

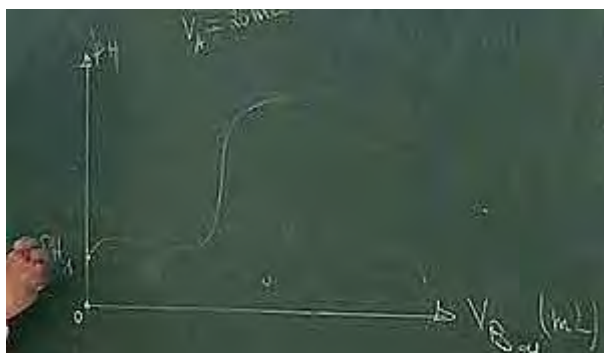


Figure 142 : évolution du pH au cours de la réaction entre l'acide éthanoïque et la soude

115. P2 : ça c'est pour la première alors pour la deuxième c'est comme ça que vous pouvez savoir de quel type il s'agit si c'est un dosage acide par une base commencez toujours par déterminer le pH initial si vous avez un pH initial inférieur à 7 c'est à dire un pH acide alors là vous faite le dosage d'un acide par une base si c'est l'inverse (1:01:04) je vais avoir le dosage d'une base faible par un acide fort (elle trace l'allure) donc ce que je vais ajouter c'est le volume de l'acide (1:01:13) le volume de l'acide ajouté en mL c'est le pH .. le pH initial est celui d'une solution basique donc il est supérieur à 7 (1:01:25) donc là je vais commencer là et bien sûr on va avoir cette allure

Elle trace l'allure suivante



Figure 143 : évolution du pH au cours de la réaction entre l'ammoniac et HCl

116_1. P2 : c'est bon donc soit c'est une courbe croissante soit une courbe décroissante alors

Jeu 7 : Déterminer le point d'équivalence

Episode 7.2 : suivre l'exposé de P2 relatif à la manière de déterminer le point d'équivalence à l'aide d'un indicateur coloré

116_2. P2 : je répète ma question (1:01:39) comment est-ce qu'on peut trouver l'équivalence (1:01:40) ou elle se présente le point d'équivalence

117. E : expérimentalement madame

118. P2 : tu peux déterminer expérimentalement ? Comment (1:01:49)

119. E : au virage de la couleur de la base

120. P2 : non c'est pas virage de la base (1:02:00)
121. E : de l'acide vers le bleu
122. P2 : le virage de
123. E : de l'acide
124. P2 : de l'acide est-ce l'acide (1:02:09)
125. E :
126. P2 : c'est la couleur de l'acide c'est la couleur de l'indicateur coloré que vous avez utilisé (1:02:15)
127. E : ah oui
128. P2 : alors regardez (1:02:17) puisque vous parlez de l'indicateur coloré si vous utilisez le BBT comme l'autre fois pour un dosage fort fort donc on souvient que la teinte est jaune pour le cas d'un acide elle est bleue pour une base et la teinte intermédiaire qui est le vert ça vous indique le point d'équivalence (1:02:36) là vous avez utilisé d'autre indicateur coloré soit c'est l'hélianthine soit le phénol ou le phénolphtaléine alors quelles colorations vous avez (1:02:45)
129. E : le rose
130. P2 : rose ou bien (1:02:48)
131. E : transparent
132. P2 : ou bien transparent (1:02:52) on verra après pour les indicateurs colorés (1:02:53) dites-moi d'abord ou elle se présente l'équivalence dans les deux courbes ou il est ou elle se présente on on peut la trouver l'équivalence (1:03:05)
133. E :
- 134_1. P2 : dans le saut là (1:03:10)

Episode 7.2 : suivre l'exposé de P2 relatif à la détermination des coordonnées du point d'équivalence à l'aide de la méthode des tangentes pour le cas d'une base faible par un acide fort

- 134_2. P2 : ok à partir de la courbe comment est-ce que je peux déterminer l'équivalence le point d'équivalence comment je peux le déterminer (1:03:19)
135. E : on trace les tangentes
136. P2 : très bien (1:03:20) alors on va tracer les deux tangentes là ou il y a changement de concavité exactement comme la dernière fois (1:03:28) TP précédent donc une première tangente (elle trace les tangentes de courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{V}_\text{B})$) et une deuxième tangente voilà puis on va tracer une droite qui sera perpendiculaire à la première vous avez la méthode détaillée hein le milieu entre les deux (elle pointe le point E) voilà pour le premier dosage (1:04:23) on passe au deuxième même méthode hein (elle trace les deux tangente et note le point E) ça c'est le deuxième point d'équivalence (1:04:55) vous trouvez le point vous projetez hein sur l'axe des abscisses sur l'axe des ordonnées déterminer le volume versé à l'équivalence (2ème

allure) soit V_{AE} là je vais avoir un pH_E (1:05:10) et ici (première allure) je vais avoir V_{BE} et pH_E d'accord alors vous les avez trouvé

137. Collectif : oui

138. P2 : vous me dites qu'est-ce que vous avez trouvé (1:05:27)

139. E : madame c'est quoi tout ça

140. P2 : c'est la méthode des tangentes (1:05:33) chercher l'équivalence comme l'autre fois exactement pour le dosage fort fort alors choisissez ce que vous voulez hein (1:05:50)

Le professeur aide une élève à tracer les tangentes (1:05:52) elle contrôle les tracées des autres élèves. (1:08:30) Elle allume un rétroprojecteur et met un transparent contenant une courbe de dosage

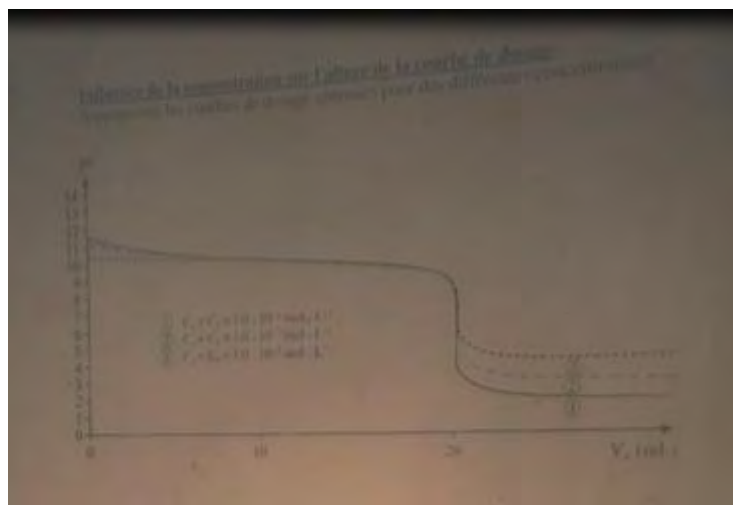


Figure 144 : effet de la dilution sur la courbe $pH=f(VA)$

141_1. P2 : ok alors (1:08:32)

Jeu 8 : Se rendre compte de type de dosage à partir de la valeur du pH initial

141_2. P2 : regardez ça c'est pour quel dosage quel type de dosage (1:08:48)

142. E : acide fort par une base faible (1:08:52)

143. P2 : alors (1:08:53) je répète ma question c'est quel type de dosage

144. E : acide fort et base faible (1:09:00)

145. P2 : dosage de quoi par quoi (1:09:01)

146. E : dosage d'une base faible par un acide fort (1:09:05)

147. P2 : très bien (1:09:06)

148. E : non acide fort

149. P2 : non c'est le dosage d'une base faible par un acide fort (1:09:09)

150. E : non xxxxx
151. P2 : quoi
152. E : madame c'est acide fort par base faible (1:09:15)
153. P2 : vous me dictez tout d'abord qu'est-ce que vous avez comme solutions initiales (1:09:20)
154. E : acide fort et base faible (voix douce)
155. Collectif : base faible
- 156_1. P2 : c'est une base faible c'est pas un acide fort (1:09:25) voilà suivez.. allez je vous ai dit comment vous déterminez de quel type de dosage s'agit-il.. il suffit de voir en premier il suffit de savoir exactement le pH initial regardez là c'est un pH inférieur à 7 donc (1:09:43) donc c'est un pH basique lorsque le volume ajouté égale à zéro donc ce que vous allez dans votre bécher au départ c'est une solution de base .. d'abord est ce que c'est une base faible base forte on verra par la suite mais c'est un dosage d'une base par un acide pourquoi c'est par un acide parce que la concentration va diminuer des ions OH⁻ et je vais avoir un pH qui va diminuer (1:10:06)

Jeu 9 : Percevoir l'effet de la dilution sur les courbes de dosage

156_2. P2 : par contre c'est bon on continue là pour le cas de ces courbes là chaque fois on change de concentration donc quand on vous dit si on va prendre une concentration initiale de la base 10^{-1} ou bien 10^{-2} ou bien 10^{-3} à chaque fois on va trouver la même allure de la courbe mais ce qui change c'est le saut entre les deux chaque fois que vous avez une concentration plus grande vous allez avoir un saut plus grand (1:10:39) d'accord alors je vais vous montrer la deuxième courbe c'est pour l'autre dosage hein (1:10:44)

157. E : madame
158. P2 : oui (1:10:48)

La professeure charge un deuxième transparent ou il y a trois allures de dosages

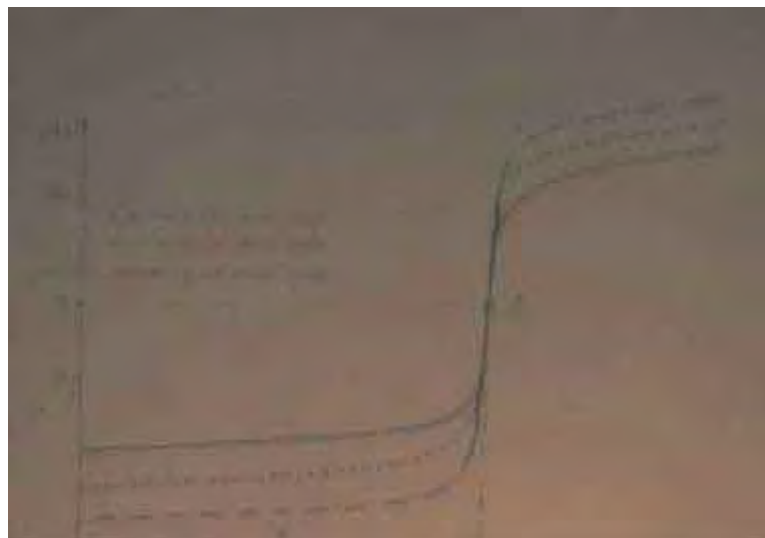


Figure 145 : effet de la dilution sur la courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{VB})$

159. P2 : voilà (1:10:52) ça c'est le dosage de quoi d'un acide ou d'une base

160. E : d'un acide

161. P2 : d'un acide faible par une base forte (1:10:59) parce que initialement un pH acide d'accord et chaque fois qu'on change de concentration si je vais augmenter la concentration pour une concentration plus grande le saut là devient plus grand d'accord nous sommes d'accord alors pour le cas des tangentes (1:11:19).. alors de la même façon ce que vous allez faire c'est que vous mettez la tangente là tracer une tangente là (elle montre le traçage des tangentes sur les allures) tracez la perpendiculaire le milieu vous tracez la parallèle vous trouvez un point d'équivalence E d'accord alors dites-moi (1:11:40)

Les élèves montrent leurs tracés

162. P2 : oui c'est ça c'est bon je vous donne les courbes (1:12:11)

Le professeur distribue des fiches à ses élèves

163. P2 : allez suivez suivez (1:14:00) alors les pages sont en recto verso hein (1:14:06)

164. E : madame madame

165. P2 : attendez stp alors regardez (1:14:15) là cette copie là vous suivez ou non cette copie-là recto verso hein celle-là pour le dosage d'un acide faible par une base forte donc vous l'associez avec votre copie c'est bon alors vous suivez hein pour l'interprétation alors qu'est-ce qu'on vous dit (1:14:53)

166. E3 : je lis

167. P2 : vas-y (1:14:57)

Jeu 10 : Déterminer le pH à l'équivalence pour chaque dosage

168. E : on définit le point E comme étant un point d'inflexion pour la courbe $\text{pH}=\text{f}(\text{V})$ (1:15:04) au cours de laquelle la courbe est symétrique

169. P2 : attendez stp (1:15:09) là si ce cas-là votre courbe elle est symétrique de part et d'autres donc quand on vous parle d'un point d'inflexion qui est ce point-là le point E vas-y continuez (1:15:20)

170. E : (l'élève lit) quand on observe autour de l'équivalence le pH varie brusquement (1:15:25)

171. P2 : on parle de ce saut là (elle pointe sur l'allure du dosage faible forte) (1:15:28)

172. E : on parle de saut de pH il est moins important lors du dosage d'un acide fort (1:15:32) la courbe est xxxxxx pour VB faible contrairement à ce qui se passe pour un acide fort relevez (1:15:42)

173. P2 : les coordonnées du point d'équivalence

174. E : relevez les coordonnées du point d'équivalence (1:15:47)

175. P2 : V_E et pH_E (1:15:51)

176. E : j'ai une question
177. P2 : vas-y
178. E : madame ici dans le cas d'un acide faible par base forte (1:15:56) normalement le pHE est inférieur à 7 (1:15:59)
179. P2 : acide faible
180. E : acide faible base forte normalement le pHE inférieur à 7
181. P2 : pourquoi c'est normalement (1:16:05)
182. E : non je vous pose la question
183. P2 : non c'est pas normalement alors dites-moi vous avez trouvé un pH acide un pH basique (1:16:13) pour le cas d'un dosage acide faible par une base forte (1:16:17)
184. E1 : pHE égale à 8,6 (1:16:19)
185. E2 : virgule 9
186. P2 : 8,6 ?
187. E : oui
188. E : non (1:16:23)
189. E : pourquoi
190. P2 : alors 8,6 8,9 vous avez trouvé combien (1:16:29) un pH acide ou bien un pH basique (1:16:31)
191. E : pH basique
192. P2 : basique (1:16:34) basique et vous vous avez trouvé combien
193. E :
194. P2 : mais quelle valeur vous avez trouvé (1:16:48)
195. E : (l'élève de pH 8,6) mon amie trouve 9
196. P2 : à peu près au à l'entour de 9 hein (1:16:48) alors regardez le point d'équivalence..
197. E : (l'élève de pH 8,6) madame 8,6 et montre son tracé
198. P2 : c'est on peut l'accepter si tu veux hein (1:16:57) alors regardez pour un dosage d'un acide faible par une base forte c'est la base forte qui va imposer le pH à l'équivalence (1:17:06) donc puisque c'est un dosage par une base c'est pourquoi on a trouvé un pH basique (1:17:11) par contre là (dosage d'une base faible par un acide fort) pour un acide fort on va trouver un pH à l'équivalence inférieur à 7 c'est un pH acide parce que c'est toujours imposé par la solution dosante la solution qu'on va ajouter alors regardez c'est pas exactement comme acide fort base forte (1:17:32) là on

Une élève demande la parole

199. P2 : oui attendez (1:17:33) là on a un pH égale à 7 (elle regarde sa montre) oui allez-y (1:17:38)

200. E : toujours pour le dosage d'une base faible par un acide fort le pH est 6

201. P2 : c'est inférieur à 7 oui (1:17:45)

202. E : combien

203_1. P2 : ça dépend avec les solutions (1:17:49) même je peux trouver au à l'entour de 5 virgule d'accord mais l'essentiel ça sera un pH acide d'accord.. nous sommes d'accord alors regardez pour la deuxième partie de la courbe donc là on a.. regardez (1:18:03)

Jeu 11 : Se rendre compte de la méthode de détermination du pka

203_2. P2 : lorsque (elle pointe le dosage d'acide faible par base forte) vous prenez un volume de la base à l'équivalence (1:18:11) là si vous prenez la moitié de cette valeur-là d'accord donc au lieu de prendre V_{BE} prenez la moitié donc $V_{BE}/2$ (1:18:19) d'accord donnez-moi une valeur par exemple V_{BE} égale à combien (1:18:22)

204. E : xxxx

205. P2 : combien

206. E : 15,7 (1:18:26)

207_1. P2 : donc vous prenez la moitié je vais avoir un $V_{BE}/2$ vous projetez sur la courbe cette là on va l'appeler pka on va trouver exactement la valeur de pka de votre acide à peu près hein le pka du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ (1:18:53) d'accord là c'est donc le pka la même chose ici (deuxième courbe) vous prenez le VAE la moitié ou projetez sur l'axe vous projetez sur la courbe vous trouvez là la valeur de pka du couple $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ d'accord c'est bon (1:19:14) c'est pour ça aussi on vous dit que la courbe elle présente deux points d'inflexion un point au point d'équivalence et le deuxième il vous donne le pka la constate d'acidité (1:19:30)

Jeu 12 : Se rendre compte de la définition et de l'utilisation d'un indicateur coloré

207_2. P2 : d'accord ok dites-moi pourquoi on a utilisé comme indicateur coloré l'hélianthine ou bien le phénolphtaléine (1:19:40) et non pas le BBT à votre avis comment est-ce qu'on choisit l'indicateur coloré (1:19:47)

208. E : il faut qu'il est faible

209. P2 : non on va choisir l'indicateur coloré (1:19:55) de telle façon ce que ça donne le virage soit située dans le point d'équivalence (1:20:01) ici je vais avoir un pH inférieur à 7 donc il faut choisir un indicateur coloré tel que sa zone de virage doit englober le point d'équivalence E de côté-là et de côté on va prendre juste deux minutes (1:20:17) pour mettre la définition j'ai pas terminé hein (1:20:22) donc là vous mettez (sur la fiche n°2) (1:20:26) Choix de l'indicateur coloré vous mettez (1:20:33) je vais dicter pour gagner du temps hein

210. E : ou ça madame

211. P2 : dans votre copie (1:20:36) alors on continue l'indicateur coloré.. vous notez ces petites phrases avant de terminer donc vous mettez.. l'indicateur coloré est constitué d'un acide faible dont la teinte est différente de celle de sa base conjuguée point pour chaque indicateur coloré correspond une zone de virage où la teinte de la solution est intermédiaire entre celle de la forme acide et celle de la forme basique (1:22:43) par exemple hein pour le BBT on sait bien la teinte acide est jaune ici la base c'est bleu là sa zone de virage on va la prendre entre 6 et 7,6 par contre pour l'hélianthine on va prendre alors entre 3,1 et 4,4 pour le phénolphtaléine c'est entre 8,2 et 10 voilà c'est pour ça par exemple (1:23:25) pour le cas d'un acide faible par une base forte donc ce qu'on va prendre on va prendre celui qui le pH_E est supérieur à 7 sinon pour l'autre dosage on va prendre l'hélianthine (1:23:37)

212. E : c'est bon madame (1:23:44)

213. P2 : oui c'est bon (1:23:46)

Les élèves rangent leurs affaires et commencent à sortir (1:23:51)

214. E : madame ou on trouve V_A

215. P2 : mais du courbe (1:24:23)

216. E : j'ai pas compris de quelle courbe

217. P2 : là V_A c'est la prise d'essais 20mL je te répète

218. E : non non cava merci (1:24:45)

La professeure rejoint la payasse de l'élève et discute avec elle sur V_A (1:25:25). Les élèves sortent de la classe en saluant leur professeur (1:25:40)

III.3 - Transcription de l'entretien post de la séance de TP2

1. A : est-ce que vous avez suivi à la lettre votre planification de départ au cours de la séance ?
2. P2 : plus au moins ; selon la motivation des élèves et leur implication
3. A : à votre avis vos objectifs sont atteints ?
4. P2 : oui
5. A : comment le saviez-vous
6. P2 : vous avez vu leurs participations non
7. A : qu'est-ce que vous allez changer si vous référiez ce TP
8. P2 : si j'avais le temps j'aurai fait une autre séance de TP
9. A : quel est le point essentiel que vous jugez important dans cette séance
10. P2 : la distinction entre les dosages selon les différentes courbes obtenues c'est très important ça

III.4 - Documents distribués par l'enseignant dans la séance de TP2

TP2 chimie	Dosage PH-métrique d'un acide faible par une base forte	4sc1
	Prof : ██████████	

I-Objectif

On envisage le dosage de l'acide acétique (éthanoïque) par la soude ce dosage acido-basique peut-être suivi par pH-métrie (on suit l'évolution du pH au cours de la réaction.)

II-Etude expérimentale

1-Montage



On a les solutions suivantes :

- ◆ Base forte : solution de soude de concentration $C_B = 0,1 \text{ mol/L}$
- ◆ Acide faible : solution d'acide éthanoïque de concentration C_A inconnue.

2-Protocoles

- Prélever, à l'aide de la propipette, un volume $V_A = 20 \text{ ml}$. de la solution d'acide éthanoïque, le verser dans le bécher et ajouter quelques gouttes de l'indicateur coloré
- Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration C_B et ajuster le zéro dans la burette.
- Placer le bécher sur l'agitateur magnétique en glissant une feuille de papier blanc entre le bécher et l'agitateur, plonger le barreau magnétique dans la solution, faire fonctionner l'agitateur et placer l'ensemble sous la burette.
- Ouvrir le robinet et laisser écouler la solution de soude.
- Après chaque ajout de soude, mesurer le pH de la solution et noter la teinte de l'indicateur coloré. Il faut choisir un indicateur coloré approprié dont la zone de virage englobe le pH à l'équivalence. Ce pH étant supérieur à 7,0, nous choisirons comme indicateur coloré la phénolphtaléine dont la zone de virage est comprise entre pH = 8,2 et 10,0.

3- tableau de mesures

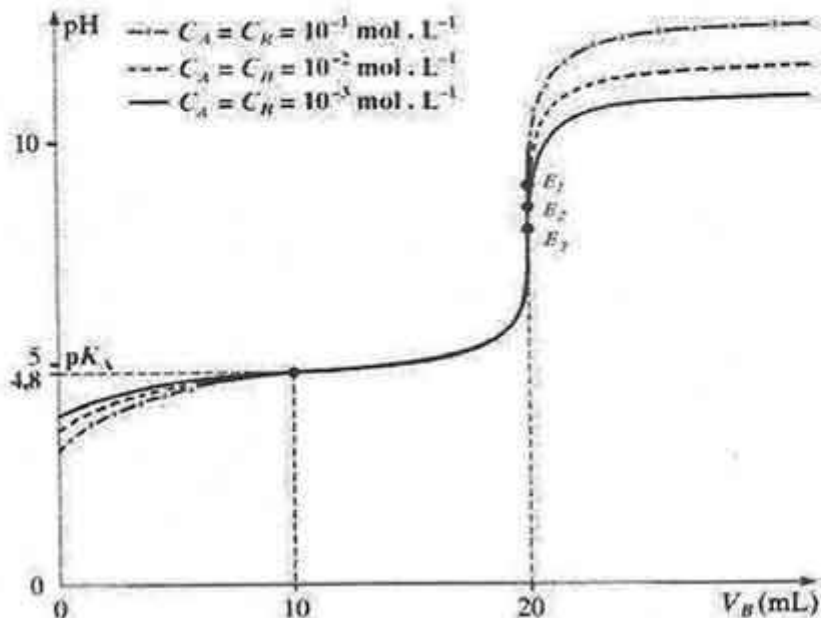
VB (ml)									
PH									
couleur									

4-Courbe

Tracer la courbe de dosage (variation du pH en fonction du volume V_B de soude ajouté) (lin abscisse 1cm représente 2 cm^3 de soude. En ordonnée 1 cm représente 1 pour le pH.)

Figure 146 : page 1 de la fiche de TP2 de la séance de TP2 relative à la professeur P2

- **Influence de la concentration sur l'allure de la courbe de dosage**
- Superposons les courbes de dosage obtenues pour des concentrations en acide acétique $CA1 = 1,00 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$; $CA2 = 1,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$; $CA3 = 1,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$
- On remarque que le saut de pH est d'autant plus marqué que la concentration est plus grande



- **Influence de la force de l'acide**
- Comparons entre eux deux acides faibles de même concentration mais de pK_A différents (ainsi qu'un acide fort pour compléter la comparaison):
- On observe que le saut de pH est d'autant plus marqué que l'acide est plus fort.
- Ce saut de pH devient difficilement détectable pour un acide très faible ($pK_A > 9$)

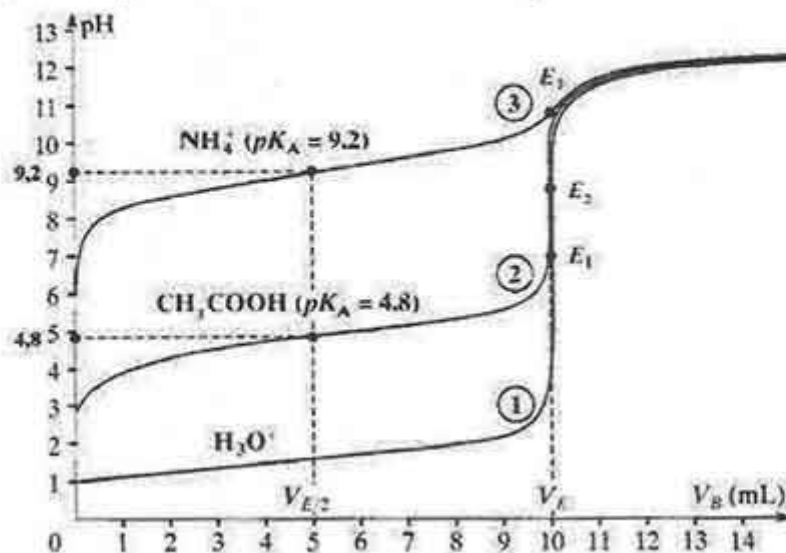


Figure 148 : page 3 de la fiche de TP1 de la séance de TP2 relative à la professeur P2

Tp3 chimie	Dosage PH-métrique d'une base faible par un acide fort	4sc1
	Prof: [REDACTED]	

I-Objectif

On envisage le dosage de l'ammoniac NH_3 par l'acide chlorhydrique, ce dosage acido-basique peut être suivi par pH-métrie (on suit l'évolution du pH au cours de la réaction.)

II-Etude expérimentale

1-Montage



On a les solutions suivantes :

- ◆ Acide fort : solution d'acide chlorhydrique de concentration $C_A = 0,1M$
- ◆ Base faible : solution d'ammoniac de concentration C_B inconnue

2-Principe

- Prélever, à l'aide de la propipette, un volume $V_B = 20 \text{ mL}$ de la solution d'ammoniac, le verser dans le bécher et ajouter quelques gouttes d'un indicateur coloré
- Remplir la burette graduée avec la solution d'acide chlorhydrique de concentration C_A et ajuster le zéro dans la burette.
- Placer le bécher sur l'agitateur magnétique en glissant une feuille de papier blanc entre le bécher et l'agitateur, plonger le barreau magnétique dans la solution, faire fonctionner l'agitateur et placer l'ensemble sous la burette.
- Ouvrir le robinet et laisser écouler la solution d'acide. -Après chaque ajout d'acide, mesurer le pH de la solution et noter la teinte de l'indicateur coloré.

3- tableau de mesures

V_A (ml)								
pH								
couleur								

4-Courbe

Tracer la courbe de dosage (variation du pH en fonction du volume V_A de l'acide ajouté) (En abscisse 1cm représente 2 cm^3 d'acide, En ordonnée 1 cm représente 1 pour le pH.)

III-Interprétation

Figure 149 : page 1 de la fiche de TP2 de la séance de TP2 relative à la professeur P2

- On définit Le point E comme étant un point d'inflexion pour la courbe $\text{pH} = f(V)$ autour de laquelle la courbe est symétrique. on observe qu'autour de l'équivalence le pH varie brusquement : on parle de saut de pH
- La réaction de dosage est : $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$
- La réaction est totale
- Le pH à l'équivalence est celui d'une solution de chlorure d'ammonium (acide faible) donc inférieur à 7,0.
- On peut repérer l'équivalence par le virage d'un indicateur coloré acido-basique, à condition d'en choisir un dont la zone de virage englobe le pH à l'équivalence : par exemple le rouge de méthyle (4,2 – 6,2)
- A la demi équivalence, la moitié de l'ammoniac NH_3 initialement présent a été transformé en autant d'ions ammonium NH_4^+ , donc les concentrations en ammoniac restant et en ammonium formé sont égales
- On a alors $\text{pH} = \text{pKA}$ du couple $(\text{NH}_4^+/\text{NH}_3)$.
- Relever les coordonnées du point d'équivalence E
- $V_E = \dots\dots\dots$
 $\text{pH} = \dots\dots\dots$
- 1- Sachant qu'au point d'équivalence, on a la relation : $C_A V_A = C_B V_B$ calculer la concentration C_B de la solution d'ammoniac étudiée.

.....

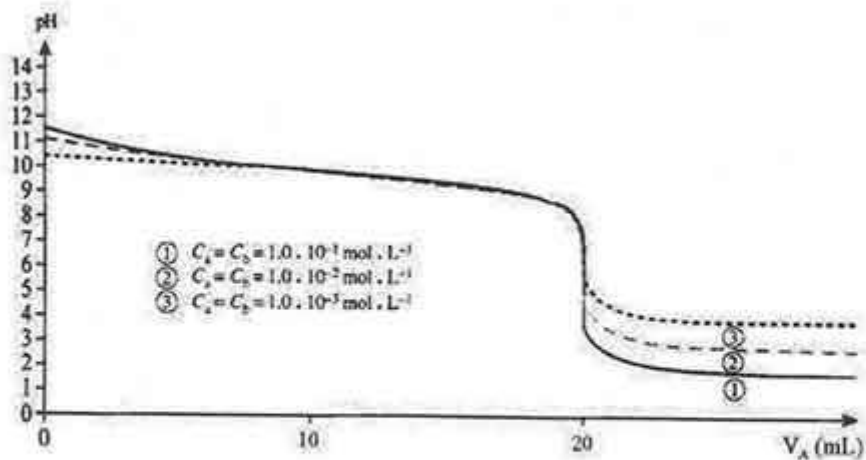
.....

.....

Figure 150 : page 2 de la fiche de TP2 de la séance de TP2 relative à la professeur P2

Influence de la concentration sur l'allure de la courbe de dosage

Superposons les courbes de dosage obtenues pour des différentes concentrations



SOLUTION TAMPON

3.1 Définition

Une solution tampon renferme un acide faible et sa base conjuguée en concentrations égales ou voisines.

On sait que $\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]}$

Si $[\text{Base}] = [\text{Acide}]$ alors $\text{pH} = \text{pKa}$.

Si $[\text{Base}]$ est voisin de $[\text{Acide}]$ alors pH est voisin de pKa .

Une solution tampon possède un pH égal ou voisin du pKa du couple ayant servi à la préparer.

3.2 Propriétés d'une solution tampon

Le pH d'une solution tampon évolue peu :

- par addition en quantité modérée d'acide
- par addition en quantité modérée de base
- par dilution limitée.

Figure 151 : page 3 de la fiche de TP2 de la séance de TP2 relative à la professeur P2

III.5 - Synopsis de la séance de travaux pratique TP2

Thèmes	Jeux didactiques	Episodes		Organisation sociale	Temps
		N°	Intitulés		
Thème 1 Dosage AF BF et vice versa (intérêt – objectif de la séance) 0:00:11 → 0:06:11	(Jeu 1) Saisir les objectifs de la séance et l'intérêt d'un dosage acido-basique	Ep_1.1	Saisir les objectifs de la séance	CE	0:00:11 → 0:01:59
		Ep_1.2	Se rappeler de l'intérêt d'un dosage acido-basique	CE	0:01:59 → 0:03:08
		Ep_1.3	Prendre connaissance à nouveau des objectifs de la séance	CE	0:03:08 → 0:06:11
Thème 2 Les solutions utilisées pour les deux dosages 0:06:11 → 0:07:25	(Jeu 2) Identifier les solutions pour chaque dosage	Ep_2.1	Identifier les solutions pour chaque dosage	CE	0:06:37 → 0:07:25
Thème 3 Réalisation parallèle du dosage de CH ₃ COOH par NaOH et de NH ₃ par HCl 0:07:25 → 0:13:06	(Jeu 3) Percevoir les procédures de préparation des dosages	Ep_3.1	Percevoir les procédures de préparation des dosages	CE	0:07:25 → 0:13:06
Thème 4 Réalisation des dosages en parallèle 0:13:06 → 0:59:14	(Jeu 4) Réaliser les expériences du dosage de CH ₃ COOH par NaOH et de NH ₃ par HCl par suivi pH-métrique	Ep_4.1	Réaliser expérimentalement les dosages de CH ₃ COOH par NaOH (2 groupes) et de NH ₃ par HCl (2 groupes)	G de 4	0:13:06 → 0:47:41

	(Jeu 5) Tracer les courbes de pH en fonction de volume de NaOH ajouté (1 ^{er} dosage) et de celui de HCl additionné (2 ^{ème} dosage)	Ep_5.1	Tracer les courbes de pH en fonction de volume de NaOH ajouté (1 ^{er} dosage) et de celui de HCl additionné (2 ^{ème} dosage)	Indi	0:47:41 → 0:59:14
Thème 5 Interprétation des courbes de variation pH=f(V _B) et pH=f(V _A) 0:59:14 → 1:01:39	(Jeu 6) Suivre l'interprétation des courbes du dosage à partir d'un exposé de P2	Ep_6.1	Suivre l'interprétation des courbes du dosage	CE	0:59:14 → 1:01:39
Thème 6 Détermination du point d'équivalence 1:01:39 → 1:08:32	(Jeu 7) Déterminer le point d'équivalence	Ep_7.1	Suivre l'exposé de P2 relatif à la manière de déterminer le point d'équivalence à l'aide d'un indicateur coloré	CE	1:01:39 → 1:03:10
		Ep_7.2	Suivre l'exposé de P2 relatif à la détermination des coordonnées du point d'équivalence à l'aide de la méthode des tangentes pour le cas d'une base faible par un acide fort	CE	1:03:10 → 1:08:32
Thème 7 Identification du type de dosage 1:08:32 → 1:10:06	(Jeu 8) Se rendre compte de type de dosage à partir de la valeur du pH initial	Ep_8.1	Se rendre compte de type de dosage à partir de la valeur du pH initial	CE	1:08:32 → 1:10:06
Thème 8 Effet de la dilution sur les courbes de dosage 1:10:06 → 1:14:57	(Jeu 9) Percevoir l'effet de la dilution sur les courbes de dosage	Ep_9.1	Percevoir l'effet de la dilution sur les courbes de dosage	CE	1:10:06 → 1:11:40
Distribution des documents aux élèves					1:11:40 → 1:14:57
Thème 9 pH à l'équivalence	(Jeu 10)	Ep_10.1	Déterminer le pH à l'équivalence pour chaque dosage	Indi	1:14:57 → 1:18:03

1:14:57 → 1:18:03	Déterminer le pH à l'équivalence pour chaque dosage				
Thème 10 Détermination du pka 1:18:03 → 1:19:30	(Jeu 11) Se rendre compte de la méthode de détermination du pka	Ep_11. 1	Se rendre compte de la méthode de détermination du pka	CE	1:18:03 → 1:19:30
Thème 11 Indicateur coloré 1:19:30 → 1:23:44	(Jeu 12) Se rendre compte de la définition et de l'utilisation d'un indicateur coloré	Ep_12. 1	Se rendre compte de la définition et de l'utilisation d'un indicateur coloré	CE	1:19:30 → 1:23:44

Tableau 2: synopsis relatif à la séance de TP2, dosage d'un acide faible par une base forte et dosage d'une base faible par un acide fort, pour la professeure P2

