

Mémoire, Partim B, COLLÉGIALITÉ

Auteur : Jamar, Axel

Promoteur(s) : Leyh, Bernard

Faculté : Faculté des Sciences

Diplôme : Master en sciences chimiques, à finalité didactique

Année académique : 2021-2022

URI/URL : <http://hdl.handle.net/2268.2/16514>

Avertissement à l'attention des usagers :

Tous les documents placés en accès ouvert sur le site le site MatheO sont protégés par le droit d'auteur. Conformément aux principes énoncés par la "Budapest Open Access Initiative"(BOAI, 2002), l'utilisateur du site peut lire, télécharger, copier, transmettre, imprimer, chercher ou faire un lien vers le texte intégral de ces documents, les disséquer pour les indexer, s'en servir de données pour un logiciel, ou s'en servir à toute autre fin légale (ou prévue par la réglementation relative au droit d'auteur). Toute utilisation du document à des fins commerciales est strictement interdite.

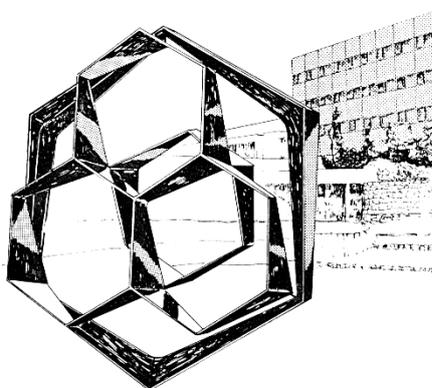
Par ailleurs, l'utilisateur s'engage à respecter les droits moraux de l'auteur, principalement le droit à l'intégrité de l'oeuvre et le droit de paternité et ce dans toute utilisation que l'utilisateur entreprend. Ainsi, à titre d'exemple, lorsqu'il reproduira un document par extrait ou dans son intégralité, l'utilisateur citera de manière complète les sources telles que mentionnées ci-dessus. Toute utilisation non explicitement autorisée ci-avant (telle que par exemple, la modification du document ou son résumé) nécessite l'autorisation préalable et expresse des auteurs ou de leurs ayants droit.

FACULTE DES SCIENCES

Département de Chimie

Didactique de la Chimie - DIDACTIfen - Bernard Leyh

L'enseignement des équilibres et des titrages
acide-base en fin d'enseignement secondaire :
analyse des approches pédagogiques et évaluation
des conceptions alternatives des élèves



Année académique 2021-2022

Dissertation présentée par
Axel Jamar
en vue de l'obtention du diplôme de
Master en Sciences Chimiques

Remerciement

Je tiens à remercier toutes les personnes qui ont contribué au succès de mon mémoire et qui m'ont aidé lors de la rédaction de ce mémoire.

Je voudrais dans un premier temps remercier mon directeur de mémoire Monsieur Bernard LEYH pour sa disponibilité, ses judicieux conseils qui ont contribué à alimenter ma réflexion et SURTOUT pour sa patience qui fut mise à rude épreuve. Je le remercie de m'avoir secoué lors des moments où je n'étais plus motivé.

Je remercie également Madame Brigitte NIHANT pour m'avoir accompagné renfermée à l'intérieur dans mon bureau à travailler pendant ces si belles après-midis ensoleillées. Je la remercie de son expérience et de son aide apportée lors de la validation.

Je tiens à témoigner toute ma reconnaissance aux personnes suivantes, pour leur aide dans la réalisation de ce mémoire :

Madame CLERFAYS Marie-Maud, pour m'avoir obligé à me décarcasser et pour tout le reste.

Monsieur JORSSEN Joseph, pour m'avoir apporté constamment ses lumières, critiques en tous genres et victuailles laitières ou houblonnées !

Mes parents, pour leur soutien constant et leurs encouragements.

Préface

Ce mémoire de fin d'études est l'aboutissement de mon parcours dans l'enseignement supérieur. Il a été rédigé afin de remplir les exigences d'obtention du diplôme de l'enseignement supérieur en sciences chimiques de l'Université de Liège. Je le présente ce mémoire afin d'obtenir mon Master 2 à finalité didactique.

Le mémoire, « L'enseignement des équilibres et des titrages acide-base en fin d'enseignement secondaire : analyse des approches pédagogiques et évaluation des conceptions alternatives des élèves », vous est présenté en accord avec les connaissances accumulées lors de ma formation universitaire et d'expériences personnelles. Il s'est articulé autour d'un sondage évaluant les préconceptions autour l'enseignement des équilibres et des titrages acide-base en fin d'enseignement secondaire.

Le projet a été entrepris avec la supervision de Monsieur Bernard Leyh, professeur à l'Université de Liège.

La recherche fut complexe, mais elle m'a permis de répondre à certaines problématiques rencontrées dans la vie de tous les jours d'un (éventuel peut-être futur) professeur. Fort heureusement, Madame NIHANT et Monsieur LEYH se sont montrés plus qu'investis et ont pu répondre à mes questions. Je souhaite remercier mes directeurs de mémoire pour leurs excellents conseils et leur soutien pendant l'ensemble du processus. Je souhaite également exprimer ma gratitude à toutes les personnes qui ont accepté de participer aux sondages – sans leur collaboration, la conduite de cette analyse aurait été impossible.

Axel Jamar

Liège, 26 août 2022.

Table des matières

Introduction	11
Chapitre 1 État de l'art.....	15
• Les conceptions alternatives et les réflexions didactiques associées.....	15
• Utilisation des outils mathématiques.....	21
• Approches expérimentales	21
• Simulations numériques.....	23
• Tableau récapitulatif des différentes conceptions alternatives	25
• Conclusion de l'état de l'art	30
Chapitre 2 Analyse d'ouvrages de référence.....	33
• Grille de lecture.....	35
• Fiches de lecture.....	37
▪ Chimie, P. Pirson et al, 6e Rénové Cours 3h, de Boeck 1990.....	37
▪ Chimie, P. Pirson et al, 6e Sciences Générales, de Boeck, 2003	39
▪ Chimie, P. Pirson et al, 6e Sciences Générales, de Boeck, 2011	42
▪ Chimie, P. Pirson et al, 6e Sciences Générales, de Boeck Van In, 2018	45
▪ Exercices corrigés de P. Pirson et al, Chimie 6e Sciences Générales, M. Hamelryckx, de Boeck, 2018	47
▪ Chimie Terminale S, Collection Durupthy, Hachette, 2002.....	49
▪ Physique Chimie Enseignement spécifique Term S, Collection Dulaurans-Durupthy, Hachette, 2012.....	52
▪ Chimie des Solutions, J.C. Kotz & P.M. Treichel Jr., de Boeck 2006.....	54
▪ General Chemistry Atoms First, J.E. McMurry & R.C. Fay, Prentice Hall Pearson, 2010	57
▪ Principles of Chemistry: A molecular approach, N.J. Tro, Prentice Hall, 2010	60
▪ Principles of Chemistry: A molecular approach, 2nd Ed., N.J. Tro, Prentice Hall-Pearson, 2011.....	63
▪ Principles of Modern Chemistry, 7th Ed., D.W. Oxtoby et al, Brooks-Cole, 2012	66
▪ Chemistry, 3rd Ed., A. Blackman et al, Wiley, 2016.....	70

▪	Chimie des solutions, 5e édition, R. Chang & O. Jason, de Boeck, 2019..	74
•	Synthèse des analyses des ouvrages de référence.....	76
Chapitre 3	Analyse des compétences et conceptions alternatives des élèves de l'enseignement secondaire belge francophone.....	81
•	Validation du questionnaire.....	81
•	Description des populations d'élèves étudiées	94
▪	Résultats globaux.....	95
▪	Résultats par préconceptions	95
▪	L'apprenant ne comprend pas le mécanisme d'ionisation d'un acide polyprotique	96
▪	L'apprenant se limite à la théorie d'Arrhenius	97
▪	L'apprenant ne corrèle pas correctement les zones de pH et les zones de dominance des différentes espèces (ions hydronium, hydroxyde, formes acide et basique).....	98
▪	L'apprenant ne perçoit pas correctement le rôle de l'eau	101
▪	L'apprenant ne prend pas en compte tous les paramètres intervenant dans le calcul de pH.....	105
▪	L'apprenant comprend mal le concept de force d'un acide ou d'une base et la loi de dilution d'Ostwald.....	106
▪	L'apprenant ne maîtrise pas le domaine de validité des formules.....	108
▪	L'apprenant ne maîtrise pas le calcul du pH en des points caractéristiques de la courbe de titrage	109
▪	L'apprenant ne maîtrise pas la stœchiométrie de la réaction	113
▪	L'apprenant comprend mal le rôle d'un indicateur coloré	116
▪	L'apprenant ne perçoit pas la distinction entre le terme et le point-équivalent.....	120
▪	Questions supplémentaires.....	121
•	Le lien avec les mathématiques	124
•	L'influence du sexe des personnes.....	125
•	Le lien avec le nombre de périodes de sciences.....	126
•	Conclusions de l'enquête sur les compétences et conceptions alternatives..	127
Conclusions, limitations et perspectives.....		131

Bibliographie	135
Annexes	141
• Annexe 1 : Questionnaire de la validation de l'étude.....	141
• Annexe 2 : Questionnaire définitif.....	159
• Annexe 3 : Questionnaire définitif groupé par préconceptions étudiées.....	179
• Annexe 4 : Questionnaire à destination des professeurs.....	201

Introduction

Lorsqu'un professeur de sciences aborde un chapitre du programme scolaire, il est en règle générale confronté à un ensemble non-négligeable de conceptions alternatives chez les apprenants^[1]. Celles-ci sont des idées que l'apprenant possède, ancrées de manière en partie subconsciente, qui lui permettent d'organiser son savoir d'une manière qu'il considère satisfaisante et qu'il ne remet donc pas spontanément en question mais qui se révèlent en conflit avec les connaissances que le professeur veut transmettre et avec la vision scientifique actuelle du phénomène. Ces conceptions alternatives deviennent souvent un obstacle à la compréhension lors de l'enseignement de la matière considérée. Il est donc essentiel que tout enseignant soit conscient de l'existence de ces conceptions alternatives – aussi appelées préconceptions ou *misconceptions* – dès la préparation de son enseignement. Cela requiert qu'il les ait identifiées, soit au travers de son expérience professionnelle, soit grâce aux travaux de la recherche en didactique. C'est dans cette optique que se situe ce mémoire qui vise à contribuer à l'étude des conceptions alternatives qui apparaissent dans le cadre de la théorie des équilibres acide-base et, plus spécifiquement, des titrages associés auprès d'élèves de l'enseignement de transition de la Fédération Wallonie-Bruxelles, afin de les identifier, d'en comprendre l'émergence et les conséquences prévisibles.

Cette identification des préconceptions sera basée sur les résultats d'un questionnaire que nous avons conçu à destination des élèves terminant leur 6^e année d'enseignement de transition en option « sciences générales » (2 périodes de chimie par semaine). Nous y reviendrons dans la suite.

Dans un cadre général, les conceptions alternatives ont été étudiées entre autres par Andrea A. diSessa sous l'angle de l'approche connue sous le nom de « Connaissances par morceaux » (“Knowledge in pieces”)^{[2],[3]}. Cette théorie met en évidence la création ou l'adaptation personnelle par l'apprenant d'un modèle (ou d'une partie de modèle) sur la base de son « instinct » – on pourrait dire aussi son intuition – ou de ses connaissances incomplètes afin de théoriser/modéliser une situation. Cette modélisation d'un phénomène peut s'adapter au contexte. L'apprenant peut prendre, au sein d'un modèle, la partie qui lui convient pour expliquer une situation dans un contexte donné. Cet « instinct » est représenté dans le travail de diSessa par des primitives phénoménologiques (*p-prims*). Celles-ci sont des éléments de connaissances intuitives qui sont à la base de ce qui fait considérer un fait comme évident, plausible ou impossible. Ces intuitions ont, depuis toujours, été à l'origine de la construction de nos différentes modélisations. D'ailleurs, certaines études^[4] sont axées sur l'aspect historique de l'apparition des conceptions alternatives car, au fil des siècles, un même phénomène a pu

être modélisé et enseigné différemment. Cela implique que d'anciennes connaissances obsolètes restent ancrées en nous.

Les conceptions alternatives sont donc souvent la conséquence d'une réflexion intuitive antérieure de l'apprenant. Mais d'autres facteurs peuvent être à l'origine de ses conceptions alternatives : l'enseignement du professeur, des livres de références imprécis, des reliquats d'anciennes théories, des méthodes d'apprentissage inadaptées, une mauvaise déduction de l'apprenant lorsqu'il est confronté à une situation inconnue... C'est la raison pour laquelle nous établissons également un bilan aussi systématique que possible des méthodes didactiques mises en œuvre dans différents manuels scolaires (niveau enseignement secondaire supérieur) et traités de chimie de 1^{er} cycle universitaire afin d'identifier de possibles sources de conceptions alternatives. Une grille de lecture a été développée à cet effet. Cette grille de lecture a été construite de manière itérative au fur et à mesure de la lecture des ouvrages dans le but de créer une grille aussi complète que possible. Bien que les aspects couverts restent sensiblement les mêmes, la manière de les traiter peut être très différente d'un ouvrage à l'autre. Certains se focalisent plus sur le dosage comme une procédure systématique, une méthode assez "mécanique", alors que d'autres vont plus loin dans la réflexion et la justification de leurs propos. Il est donc intéressant d'examiner de manière critique ces ouvrages à la lumière de la littérature scientifique disponible sur le sujet.

Plusieurs théories seront présentées dans ce mémoire, même si à l'heure actuelle, il est difficile de dessiner avec précision les contours de ce domaine, et particulièrement dans le domaine des conceptions alternatives des titrages acide-base, domaine relativement peu étudié jusqu'à ce jour. La littérature scientifique traitant de ce sujet révèle plusieurs catégories de sujets d'articles pertinents dans le cadre de mémoire et qui seront détaillées dans le chapitre consacré à l'état de l'art : les préconceptions, les réflexions didactiques et méthodologiques, les approches expérimentales, les outils mathématiques, les simulations numériques, ...

Si de nombreux articles ont été consacrés à des propositions méthodologiques relatives à l'enseignement des titrages acido-basiques, l'analyse didactique du processus d'apprentissage, en particulier des conceptions alternatives et des obstacles cognitifs, reste beaucoup plus limitée. Effectivement, peu d'articles ressortent sur les plateformes de recherche. En introduisant les mots-clés « *misconception AND titration* » il n'apparaît que 15 articles sur Scifinder_n et 2 articles sur ERIC (Education Resources Information Center). Il serait donc intéressant de creuser la question dans ce domaine précis. De plus, la didactique ayant une dimension socioculturelle, il est intéressant de noter qu'aucun article trouvé ne discute d'études effectuées au niveau de l'enseignement belge en

particulier. Notre étude pourra donc apporter un éclairage sur les spécificités de l'enseignement belge francophone.

Ce mémoire est organisé de la manière suivante.

- Le chapitre 1 présente l'état de l'art en analysant la littérature disponible pertinente par rapport aux aspects évoqués dans cette introduction. Une liste de préconceptions identifiées dans la littérature sera entre autres présentée.
- Le chapitre 2 présente l'analyse de manuels et de traités de chimie que nous avons réalisée selon une grille de lecture mise au point dans le cadre de ce mémoire.
- Le chapitre 3 aborde l'étude que nous avons effectuée sur les conceptions alternatives d'élèves de l'enseignement général de transition en Belgique francophone : nous y discuterons le contexte, les critères d'établissement du questionnaire, sa validation, les modalités de passation et les résultats que nous pouvons en déduire.
- Le mémoire se termine par une conclusion générale assortie de perspectives pour des recherches futures.

Chapitre 1 État de l'art

• Les conceptions alternatives et les réflexions didactiques associées

Plusieurs articles que nous citerons et discuterons dans ce chapitre identifient un certain nombre de conceptions alternatives. Afin d'en avoir une vue plus synoptique, nous ne les citerons pas en détail pour chaque article mais nous les listerons dans un tableau (voir « Tableau récapitulatif des différentes conceptions alternatives » page 21) en fin de chapitre.

La naissance des préconceptions fausses, comme dit plus haut, peut avoir son origine dans le déroulement de l'histoire. Un article de *Kousathana et al.*^[4] propose deux origines aux préconceptions fausses. Les conceptions liées à notre vie, notre expérience personnelle ou notre intuition. La seconde proviendrait de l'enseignement lui-même, c'est-à-dire d'une transmission inadéquate des concepts aux apprenants, que la responsabilité en revienne aux professeurs ou aux livres de références. Par exemple, les modèles des acides et bases utilisés (Bronsted-Lowry, Arrhenius et Lewis) depuis des années peuvent être mal compris par les apprenants car on leur demande d'intégrer et souvent de mémoriser un concept sans comprendre la raison de son émergence, sa construction^[5]. Les professeurs et les livres de références proposent ainsi un modèle dans sa version finale sans avoir expliqué le cheminement qui a mené à ce même modèle. De plus, les livres de références ont tendance à ne pas être clairs sur la distinction des différents modèles et présentent donc un modèle hybride. Ceci peut donc amener une confusion chez l'apprenant. Dans ce cas, l'apprenant ne sait pas quand utiliser un modèle ou un autre. Ce problème est encore plus accentué lorsqu'il n'y a qu'une seule source d'enseignement, un seul livre de référence ou un seul professeur. Il est donc intéressant de multiplier les sources d'enseignement.

Différents tests ont été menés dans des écoles secondaires d'Athènes^[4]. Plusieurs tendances ont été relevées. Tout d'abord, il a été remarqué un manque de précision dans l'utilisation du vocabulaire chimique et, plus précisément, le fait de mélanger plusieurs termes qui semblent désigner la même chose mais qui en réalité sont bien différents. Ensuite, il y a la tendance de l'apprenant à mélanger les modèles pour les raisons citées plus haut. Cela étant, il y a aussi le manque de précision donné sur les limites du modèle utilisé (Ex : le pH de HCl de concentration $10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, 1 apprenant sur 5 répondra 8). Après cette étude, il en résulte qu'il serait intéressant que l'histoire nous serve de leçon. Car les embûches qu'ont pu avoir les scientifiques lors de la construction du modèle à

l'époque, les apprenants les rencontrent aussi dans leur cheminement de pensée. Le fait de remettre en contexte les modèles peut aider à la compréhension globale de ceux-ci.

Dans le cadre plus circonscrit des conceptions alternatives fausses liées aux titrages, l'article de *Sri Supatmi et al.*^[6], relatif à une recherche conduite en Indonésie, tente de faire une identification de celles-ci en posant différentes questions à choix multiple et des questions ouvertes. Après analyse de ces résultats, il en résulte une identification de certaines conceptions alternatives, qui seront reprises plus loin dans ce travail, et la mise en évidence d'une mauvaise maîtrise des notions liées aux équilibres acido-basiques préalables à la compréhension des titrages associés.

Après avoir identifié les conceptions alternatives liées aux titrages acido-basiques, il est indispensable de les éradiquer au maximum. Pour cela, une méthode basée sur la dissonance cognitive^[7] et la multiplication des représentations a été développée. D'après un article^[8] de *Vaidis et al.* : "Selon la théorie de la dissonance cognitive, lorsque les circonstances amènent une personne à agir en désaccord avec ses croyances, cette personne éprouvera un état de tension inconfortable appelé dissonance, qui, par la suite, tendra à être réduit, par exemple par une modification de ses croyances dans le sens de l'acte.". Les résultats montrent que l'application de cette technique d'apprentissage diminue les préconceptions de 28,6% à 9,5% ! Devant cette dissonance cognitive, l'apprenant change de comportement et tente de vouloir comprendre. La multiplication des représentations à différentes échelles de la matière permet à l'apprenant de mieux comprendre un concept dans sa globalité. De plus, cet article liste également certaines conceptions alternatives.

Une autre manière d'éviter l'émergence de conceptions alternatives est proposé dans un article de *Sesen et al.*^[9]. Cet article propose une pédagogie active basée sur la théorie du constructivisme de Piaget. En somme, on propose à l'apprenant de développer et de construire lui-même un modèle théorique avec le professeur comme guide. Ce dernier sert de facilitateur afin d'aider à la compréhension. Cette technique met vraiment en avant la proactivité, une prise en main de l'apprenant par lui-même, et elle met moins l'accent sur la mémorisation des informations. La conception de la classe change donc. Ce n'est plus le professeur qui tente de transmettre son savoir à l'apprenant mais l'apprenant qui apprend par lui-même avec l'aide de son professeur, un guide dans le processus de réflexion de l'apprenant. Pour finir, les résultats ont montré que le nombre de conceptions alternatives présentes chez les apprenants après avoir pratiqué la pédagogie active avait largement diminué et les tests ont montré une meilleure compréhension des concepts. De plus, les auteurs ont réussi à repérer certaines conceptions alternatives qui n'avaient jamais été reportées dans la littérature. Cette méthode d'enseignement semble donc prometteuse.

Pan et al.^[10] ont publié un article de revue abordant la littérature internationale et donc également des contextes locaux différents, concernant les apprenants de fin d'enseignement secondaire et de début d'université à propos des notions d'acide-base et des conceptions alternatives qu'ils développent au fur et à mesure de leur scolarité. Les auteurs recroisent les différents articles traitant du sujet afin de pouvoir lister ces différentes préconceptions. Celles-ci se révèlent très difficiles à faire disparaître une fois assimilées par l'apprenant, d'où l'importance de les éviter dès le départ ou de les identifier et de les combattre le plus tôt possible. Afin d'identifier les préconceptions qu'ont les apprenants d'une classe, les auteurs relèvent qu'il serait intéressant pour le professeur d'interroger individuellement les apprenants. Évidemment, à l'université, vu les populations concernées, les professeurs ne peuvent pas interroger individuellement chaque apprenant. D'où l'intérêt de la liste de recoupement de préconceptions les plus courantes que l'article de revue propose. Cette liste reprend les préconceptions relatives à 6 aspects essentiels des réactions et équilibres acido-basiques : les propriétés macroscopiques, les propriétés microscopiques, la neutralisation, la force d'un acide, le pH et le titrage.

Pour les bases de calcul de pH, *Ouertatani et al.*^[11] ont publié un article discutant de ces calculs pour des apprenants en fin d'études secondaires et ceux arrivant en 1^{re} année de bachelier à l'université. Cette étude met encore en avant le fait que les modèles ne sont pas bien délimités lors de l'enseignement ce qui peut conduire à la création d'un modèle hybride dans la pensée des apprenants. De plus, peu de liens se font au sein de la matière. Chaque chapitre est assez individualisé.

Dans le même esprit, un article^[12] de *Paik et al.* discute également de la compréhension et de l'utilisation des différents modèles acido-basique. Cette incompréhension proviendrait de livres imprécis ou de professeurs eux-mêmes imprécis dans leur enseignement. De plus, même les livres de références peuvent diverger entre eux, ce qui peut être à la base de la confusion de l'apprenant. Ensuite, comme beaucoup d'autres articles le proposent, il est intéressant de ne pas simplement présenter la science comme un fait mais d'expliquer le cheminement qui a mené à la formation de ce modèle. En particulier, quelles ont été les hypothèses qui ont permis le développement de ce modèle ? En outre, les modèles présentés en cours sont cumulatifs. Or, les concepts cumulatifs sont difficilement assimilables par l'apprenant. C'est pour cela que les auteurs proposent de changer le schéma de représentation des modèles les uns par rapport aux autres. Dans le cas de cet article, les auteurs séparent les modèles en 2 catégories : ceux qui sont basés sur la constitution submicroscopique de la matière (atomes, molécules, ions) et ceux qui concernent un procédé. Les auteurs lancent également quelques pistes de réflexion relatives à des termes ambigus (par exemple : neutralisation, terme qui pourrait mener à une confusion chez l'apprenant)^[13].

Une autre méthode pour aider la compréhension consiste à discuter qualitativement comment construire une courbe de titrage comme le propose un article^[14] de *Barnum et al.*. Ces auteurs proposent la construction d'une courbe de titrage de manière qualitative et intuitive, pour générer une compréhension plus globale de la matière en forçant l'apprenant à réfléchir. Cela invite l'apprenant à réfléchir aux phénomènes plutôt que d'appliquer mécaniquement des formules mathématiques. Cet article est assez intéressant afin de faire comprendre intuitivement la matière malgré quelques raccourcis qui pourraient prêter à confusion.

Une autre réflexion didactique a également été menée sur l'influence des travaux écrits^[15] sur la compréhension des notions d'acide-base. Les auteurs se sont posé trois questions :

- Les travaux écrits permettent-ils d'atténuer les différences entre un groupe-cible et un groupe témoin, sachant que les performances du groupe-témoin étaient initialement supérieures ?
- Les travaux écrits permettent-ils de renforcer la sûreté de soi des étudiants sur le thème traité ?
- Ces tâches favorisent-elles une rétention à long terme des connaissances ?

Dans les trois cas, une amélioration s'est fait remarquer. Cependant, vu que l'étude se pratiquait en 2 phases, certains sujets de l'étude de la phase 1 ne se sont pas présentés pour la phase 2, ce qui est susceptible d'influer sur les résultats.

Un article^[16] de *Harizal et al.* a établi, grâce à un questionnaire de 12 questions ouvertes proposées dans 6 écoles différentes à Medan en Indonésie, une liste de 15 conceptions alternatives et 11 sous-conceptions alternatives. Certaines d'entre-elles sont intéressantes dans le cadre de ce mémoire (voir Tableau récapitulatif des différentes conceptions alternatives page 21). Les auteurs ont constaté que 9,5% des apprenants comprenaient convenablement le concept de titrage acide-base et que 90,5% avaient des conceptions alternatives spécifiques aux titrages acide-base. Cette étude a mis en avant le fait qu'il y a une incompréhension concernant certains concepts ou outils inhérents aux titrages tel que : les symboles et formules mathématiques, le cloisonnement des chapitres concernant les acides et les bases et donc la non-recontextualisation d'un problème dans la globalité de la matière.

Un article^{[17],[18]} de *Jiménez-Liso et al.* tente de cerner les conceptions alternatives des étudiants de 1^{re} année de bachelier d'universités anglaises en chimie grâce à un questionnaire. Ils ont mis en avant quelques points qui pourraient être à l'origine de l'émergence de conceptions alternatives

- Un terme pouvant avoir plusieurs sens (polysémique) dont « neutralisation » pourrait être un exemple^[13].
- Le fait que les étudiants confondent les valeurs de concentration ($[H_3O^+]$) avec les valeurs de pH ($-\log [H_3O^+]$)

De plus, les chercheurs ont proposé plusieurs conclusions à la suite de cette étude.

- L'étudiant focalise son étude sur le modèle de Brønsted-Lowry et accorde peu d'importance aux autres modèles.
- Le raisonnement causal séquentiel est très présent chez les étudiants en chimie au niveau universitaire.
- Les étudiants ne tiennent pas compte de la situation d'équilibre simultanée tout au long du processus d'évaluation.

Cet article a également pour but de déterminer certaines conceptions alternatives des étudiants et de proposer une stratégie pouvant les aider à surmonter les difficultés liées à ces concepts.

Les solutions tampons sont aussi sources d'incompréhension pour certains étudiants. Un article^[19] de *Orgill et al.* étudie ce phénomène. Le but de ce dernier est de déterminer comment l'apprenant comprend et visualise les solutions tampons et de déterminer le type d'aide dont l'apprenant a besoin pour surmonter cette difficulté de compréhension. Il a été préalablement déterminé dans un article^[20] de *White et al.* que l'étudiant pense comprendre le concept de tampon en utilisant simplement l'équation d'Henderson-Hasselbalch car celle-ci permet de répondre aux différents problèmes posés en classe. Ils ont donc une vue biaisée de cette facette de la matière. Pour approfondir cette question, les auteurs ont interrogé des étudiants sur leurs expériences concernant les solutions tampons. Lors de l'entrevue, il a été demandé à l'apprenant de réfléchir et d'expliquer son raisonnement à haute voix afin de comprendre ses mécanismes de réflexion. Les auteurs proposent trois méthodes d'enseignement pour aborder et expliquer ce que sont les solutions tampons. L'accent est ici plus mis sur la construction d'un modèle par l'apprenant (supervisé par un professeur) plutôt qu'une simple transmission de professeur à apprenant.

Les préconceptions alternatives, si elles ne sont pas immédiatement résolues, peuvent mener l'étudiant à certains problèmes récurrents de compréhension. Grâce à un questionnaire écrit, contenant des questions à choix multiple, 66 étudiants de chimie analytique ont été interrogés par *Widarti et al.*^[21] Les réponses des apprenants ont été analysées et il en ressort que 35,1 % d'entre eux ont des conceptions alternatives fausses sur les titrages. Celles-ci concernent principalement : les représentations symboliques, le choix de l'équipement adéquat et les méthodes de calcul utilisées dans les titrages. Pour

éviter l'émergence d'une conception alternative ou pour faire disparaître une idée préalablement présente, plusieurs pistes de solutions sont proposées. Entre autres, une pédagogie basée sur la dissonance cognitive est une des solutions envisagées.

Un article de *Çetingül et al.* ^[22] développe l'importance de la théorie du changement conceptuel, qui vient compléter les recherches sur la dissonance cognitive. Cette théorie a pour principe que pour passer des conceptions alternatives aux conceptions correctes que l'on souhaite leur enseigner, il faut créer un conflit cognitif chez les étudiants, afin de leur faire réaliser que leurs conceptions initiales ne fonctionnent pas dans toutes les situations. En changeant ainsi leur perspective, ils pourront construire de nouvelles conceptions s'appliquant à un plus grand nombre de situations jusqu'à finalement arriver à la conception enseignée^[23]. Ils devront alors surmonter l'obstacle cognitif en cherchant à améliorer leur conception initiale, jusqu'à finalement arriver à la conception scientifique. Les auteurs ont réalisé des entrevues avec certains des étudiants afin d'évaluer certains points tels que l'évolution des conceptions alternatives avant et après traitement par dissonance cognitive. Cette étude a été menée sur 4 semaines avec un groupe expérimental et un groupe de contrôle. Les deux groupes ont assisté à des cours pendant 4 périodes de 45 minutes par semaine. Le même sujet leur était attribué. Cependant, dans le groupe contrôle, les étudiants ont reçu un enseignement traditionnel tandis que le groupe expérimental a reçu un enseignement basé sur la théorie du changement conceptuel grâce un texte comportant des analogies susceptibles d'aider l'étudiant à mieux comprendre certains concepts. Cette étude identifie certaines lacunes de connaissances des apprenants et de mauvaises interprétations conduisant à des conceptions alternatives erronées. Les étudiants ont entre autres un problème pour relier la concentration et la force d'une espèce acido-basique avec l'acidité de la solution. La comparaison des deux approches pédagogiques révèle toutefois que l'utilisation de la théorie du changement conceptuel est plus efficace que l'enseignement traditionnel dans l'élimination des conceptions alternatives.

Les représentations externes^[24] (modèles, diagrammes, symboles, schémas, ...) sont des outils servant à représenter ce que l'humain ne peut pas percevoir grâce à ses sens. Ces représentations peuvent aider à la compréhension de la chimie. Baldwin et Orgill ^[24] posent la question suivante : le professeur utilise-t-il des représentations externes pour passer outre une difficulté sur un point de matière qu'il perçoit compliqué pour ses apprenants ? Ces auteurs ont eu une entrevue avec 11 enseignants et assistants de chimie à propos de l'enseignement des titrages acide-base en laboratoire. Lors de cette entrevue, il est demandé aux enseignants de décrire leur expérience d'enseignement sur les titrages et d'identifier les problèmes à surmonter pour les étudiants. Cette étude met en avant les défis d'enseignement des apprenants que les professeurs et assistants perçoivent. Un

résultat ressortant de ces entrevues suggère que soit les étudiants ne comprennent pas les concepts de chimie derrière les graphiques soit ils ont mal interprété les informations représentées sur les graphiques. De plus, il ressort que les élèves ne comprennent pas toujours l'utilité des représentations externes et que par conséquent, ils ne veulent pas les utiliser ou ne les utilise simplement pas (par exemple, ne pas dessiner la structure de Lewis)

De plus, les chercheurs ont remarqué que les professeurs ne prenaient pas le temps en laboratoire d'expliquer un phénomène avec des représentations externes. Ceci implique une mauvaise compréhension de l'expérience lors des laboratoires de l'apprenant.

• Utilisation des outils mathématiques

La maîtrise des équilibres et des titrages acide-base requiert non seulement une compréhension conceptuelle mais aussi une certaine familiarité avec la manipulation d'outils mathématiques. Il est donc intéressant de faire des liens avec d'autres matières.

Si les relations entre les performances des apprenants en chimie et en mathématiques sont généralement établies^[25], il existe peu d'études ciblées sur l'analyse du raisonnement des apprenants à l'interface entre mathématiques et chimie. *Bain et al.*^[26] proposent une approche intéressante focalisée sur la cinétique chimique mais dont on peut tirer des perspectives utiles concernant l'enseignement des titrages, en particulier au niveau du symbolisme, de l'analyse des graphiques et des dérivées.

Dans cet article^[26], les auteurs approfondissent la nature des liens entre la chimie et les mathématiques. Les mathématiques apportent une logique et une rigueur à l'apprenant. L'utilisation des mathématiques dans l'apprentissage de la chimie facilite la compréhension. Cela peut aider à modéliser une situation par exemple. De plus, les mathématiques ont des outils utiles tels que les symboles ou les représentations graphiques qui, intégrés dans des concepts de chimie, peuvent aider à la compréhension. Cependant, ce domaine n'a été que très peu exploré jusqu'à maintenant. Par exemple, la représentation graphique d'un raisonnement covariationnel peut aider à la compréhension de la situation (Ex : concentration VS. Temps, pour la cinétique). Cet article est très intéressant car il est actuel et qu'il discute de domaines encore assez peu développés dans la littérature scientifique.

• Approches expérimentales

Nous avons identifié trois articles qui cherchent, par des approches expérimentales sortant un peu du cadre conventionnel, d'améliorer la compréhension des concepts sous-jacents aux titrages acide-base.

Un article^[27] de *Azevedo et al.* propose de réaliser un titrage de l'acide borique par du NaOH avec différentes quantités de mannitol par une détection potentiométrique. Cet article montre l'intérêt d'optimiser la visualisation du saut de pH. En effet, sans le mannitol, le saut de ce titrage reste très peu visible. Ce style de titrage correspond au niveau de deuxième année de bachelier.

Le titrage des acides polyprotiques est un cas particulier plus compliqué, abordé par Ouertatani et Dumon.^[28] Cet article propose d'accompagner l'apprenant dans l'apprentissage et l'exécution d'un tel titrage. Le but de cet article va être d'identifier les tâches que doit résoudre l'apprenant, les techniques utilisées pour la résolution, dans quelles mesure l'apprenant a acquis les connaissances enseignées. Ainsi les apprenants pourront faire le lien entre les observations et les concepts appris en classe et donc construire leurs connaissances du phénomène et les concepts associés. Pour arriver à cela, les auteurs ont analysé plusieurs manuels de travaux pratiques afin de cibler leurs faiblesses, identifier chaque technique utile à l'exécution du titrage, les interventions des enseignants et les comptes-rendus d'étudiants concernant la manipulation relative au titrage de l'acide phosphorique. Il ressort de cette étude, autant dans le discours de l'enseignant que dans les ouvrages de référence, l'absence d'explication de certaines techniques nécessaires pour l'interprétation des courbes de titrage. De plus, d'après les auteurs, il serait intéressant de favoriser la mise en relation par les étudiants du registre empirique avec le monde des théories et modèles afin d'avoir une vue globale de la matière. Un vocabulaire plus précis aiderait également l'étudiant à ne pas développer de conceptions alternatives. Cet article, contrairement à d'autres, va aussi proposer que l'apprenant développe un modèle mixte entre les théories de Brønsted-Lowry et d'Arrhenius.

Enfin, un article de *D'Amélia et al.*^[29] propose de comparer plusieurs titrages de bases aminées par des acides carboxyliques, titrages qui diffèrent par les espèces mises en œuvre mais qui se font dans les mêmes conditions de concentration. Cela va permettre de mettre en avant plusieurs points.

- Le pH au point équivalent diminue lorsque le pK_a de l'acide carboxylique diminue.
- Plus la base aminée est forte, plus le pH au point équivalent sera grand.
- La constante de formation de sel (K_{SF}) augmente avec la force des bases et des acides.

En outre, le but de cet article est de développer la compréhension de l'équilibre acide-base en utilisant un logiciel particulier (Vernier Logger Pro). A partir de là, d'autres informations sont disponibles et sont intéressantes pour l'apprenant.

- Déterminer le pK_a de l'acide carboxylique et le pK_b de la base aminée à partir de la courbe de titrage
- Déterminer la valeur du pH au point équivalent à partir de la courbe de titrage
- Comparer ces courbes avec les courbes “espèce forte par espèce faible”
- Comprendre l'effet d'un substituant chloré supplémentaire sur la valeur de la force de l'acide carboxylique (pK_a).

Finalement, cet article vise à favoriser une meilleure compréhension des courbes de titrage et de la formation des sels par les apprenants. Cela a pu être mesuré grâce à un questionnaire écrit donné après avoir effectué la séance de travaux pratiques. Lors d'un entretien, certains apprenants affirment ressentir une amélioration de leur compréhension de l'équilibre acido-basique.

• Simulations numériques

Les techniques numériques jouent un rôle croissant dans l'enseignement des sciences^{[30],[31]}. Cela s'applique également au cas des équilibres acide-base et particulièrement des titrages qui se prêtent bien à des simulations numériques permettant d'évaluer l'impact des différents paramètres (valeurs des différents pK_a , concentration) sur les formes des courbes pH-métriques.

Parmi les outils numériques que nous avons identifiés, il y a une simulation de titrage en réalité augmentée proposée par *Tee, et al.*^[32]. Grâce à leurs smartphones, les étudiants peuvent simuler un titrage par réalité augmentée. Pour cela, ils doivent être dans le laboratoire et doivent utiliser la vraie verrerie. Cependant, ils ne doivent pas utiliser de produits chimiques. Ceci permet de réduire les risques, de faire des économies et de prendre ses marques dans un laboratoire. Les liquides sont simulés par smartphone grâce à une application qui utilise la caméra. Ainsi, l'apprenant voit sur son smartphone à quoi ressemblerait son plan de travail s'il utilisait les vrais produits. Ce type d'enseignement a également été proposé par *Alfaro et al.*^[33] en partant du principe que la réalité augmentée pouvait réellement améliorer le parcours académique des apprenants.

Il est très intéressant d'utiliser les smartphones car à l'heure actuelle, c'est un objet que quasiment tout le monde procède. Cela permet de s'affranchir du casque de réalité virtuelle qui est encombrant, onéreux et qui demande une certaine logistique. Pour cela, il se sont basés sur la technologie d'entraînement à la réalité virtuelle (TrainAR)^{[34],[35]}.

Ces articles suggèrent que le transfert de connaissances et leur rétention ne sont pas nécessairement plus élevés lorsque des interactions réelles et tangibles sont comparées à des environnements et des interactions purement virtuels.

En conclusion, le but est de développer un outil que les étudiants peuvent utiliser pour

s'entraîner aux travaux pratiques en laboratoire sans être physiquement présents dans un laboratoire.

Un article de *González-Gómez et al.*^[36] propose aussi de créer sur ordinateur une simulation de titrage dans laquelle il est possible pour l'apprenant de modifier tous les paramètres. Ainsi, l'apprenant pourra expérimenter diverses situations afin d'en rencontrer un maximum et de les comprendre grâce aux outils inclus dans le programme (visualisation de la courbe de titrage, courbe dérivée, courbe de la dérivée seconde). Ce programme va donc permettre l'auto-apprentissage de l'apprenant.

La pensée computationnelle repose sur un algorithme, c'est-à-dire un ensemble de procédures qui permettent de résoudre de manière systématique un problème posé. Cet aspect est utilisé dans l'article^[37] de *Matsumoto et al.*, qui propose de développer cette compétence chez les étudiants. Cet outil va permettre à l'apprenant de visualiser, de manipuler les données et de leur donner du sens. Cinq notions sont mises en avant dans cet article : la simulation/modélisation, l'analyse des données expérimentales, la programmation, la résolution des problèmes/le raisonnement par algorithme et les statistiques. Le cas des titrages est discuté dans la section traitant de la modélisation. Le software va permettre dans le cas des titrages de calculer la dérivée première qui déterminera le volume exact de titrant ajouté.

Les auteurs comparent Excel et Mathematica, deux logiciels qui permettent d'utiliser les données pour créer un modèle ou une représentation graphique. Même si Excel semble moins élégant à utiliser, il est tout de même plus facile car l'utilisation de Mathematica implique d'en connaître le langage. Cependant, Mathematica sera plus adapté pour les modélisations plus complexes.

Le fait de visualiser une information permet davantage de la retenir d'après un concept déjà émis par Edgar Dale dans les années 1960 dans son cône de la connaissance^[38]. C'est pourquoi de nombreuses applications pédagogiques ont été créées pour permettre aux étudiants d'apprendre des concepts théoriques par le biais de supports visuels et de manière interactive. L'objectif principal de Fernando et al.^[39] est d'introduire l'application Microsoft Excel pour étudier les concepts théoriques associés aux titrages acide-base. Grâce à l'application, les étudiants peuvent clairement visualiser le changement de pH pendant le titrage, la région tampon, l'effet des concentrations de réactifs et des valeurs de K_a et K_b sur les courbes de titrage. Il en résulte que l'utilisation d'un programme de visualisation tel que Excel, en plus du tableau conventionnel, est assez efficace mais de plus que les élèves accueillent cet outil avec enthousiasme.

• Tableau récapitulatif des différentes conceptions alternatives

Un tableau récapitulatif des différentes conceptions alternatives mentionnées dans les différents articles scientifiques que nous avons cités précédemment vous est proposé. Celles-ci concernent les concepts liés aux réactions et équilibres acide-base et plus particulièrement ceux relatifs aux titrages acide-base. Nous remarquerons que certaines préconceptions sont récurrentes à travers la littérature scientifique. Pour les répertorier, nous avons sélectionné le passage concerné que nous avons également traduit en français.

N°	Références	Conceptions alternatives
1	[16]	"Solution with pH = 0 doesn't contain H ₃ O ⁺ and OH ⁻ ion" → Une solution de pH = 0 ne contient pas d'ion H ₃ O ⁺ ni OH ⁻
2	[16]	"Solution with pH = 0 is a strong base 10 ⁻¹⁴ M solution" → Une solution de pH = 0 est une solution de base forte de 10 ⁻¹⁴ M
3	[16]	"Solution with pH = 0 have [H ₃ O ⁺] = 0 M" → Une solution à pH=0 a une concentration en [H ₃ O ⁺] = 0 M
4	[16]	"pOH of acidic solution increases in dilution process" → Le pOH d'une solution acide augmente lors d'une dilution
5	[16]	"K _a increases in dilution process" → Le K _a augmente lors d'une dilution.
6	[16]	"Acid-base indicator changes the color at the same pH value namely >7 or <7 in which there's no change in pH = 7" → L'indicateur coloré change de couleur selon que le pH est au-dessus ou en dessous de 7. A pH=7, il n'y a pas de changement.
7	[16]	"Acid-base indicator is a catalyst in acid-base reaction" → Un indicateur coloré est un catalyseur de la réaction acide-base.
8	[16]	"Solutions containing the same molarity, volume, and number of H in the formula, have same pH" → Les solutions contenant la même concentration, le même volume et le même nombre de H dans la formule brute, ont le même pH.
9	[16]	"All solutions in equivalent point have the same pH" → Toutes les solutions ont le même pH au point équivalent.
10	[16]	"Polyprotic acid is ionized in one step ionization reaction" → Un acide polyprotique s'ionise en une seule étape.

11	[17],[18]	"utilisation des termes « neutre » et, « neutralisation » dans un double sens : relation stœchiométrique et $\text{pH} = 7$; [l'élève] est enclin à l'utiliser que dans le premier sens. [...] de nombreux étudiants disent qu'une réaction stœchiométrique [...] entre un acide et une base donne toujours lieu à une solution neutre, qui ne contient ni protons ni ions hydroxydes car ceux-ci réagissent complètement pour donner de l'eau."
12	[19]	"Le pH d'une solution HCl 10^{-10} M est 10"
13	[19]	"Confused the concentration of hydronium ion (used to calculate the pH) with the concentration of weak acid used in the Henderson-Hasselbalch equation." → Confondent la concentration en ions hydronium avec la concentration d'un acide faible utilisée dans l'équation d'Henderson-Hasselbalch.
14	[19]	"He assumes that the pH of a weak acid in solution is equal to its pK_a " → Il suppose que le pH d'une solution d'acide faible est égal au pK_a .
15	[19]	"Buffers maintain neutral pH ($\text{pH} = 7$)" → Les solutions tampons maintiennent le pH à 7.
16	[21]	"The notion that the endpoint or equivalence point of a titration is always at pH 7." → La conception selon laquelle le terme ou le point équivalent d'un titrage se situe toujours à $\text{pH}=7$.
17	[21]	"Misconceptions also occur in the answer of the question number 7 (the calculation of mole of NaOH needed for titration with 10 mL 0,1 M oxalic acid solution). In student's perception, the mmoles of oxalic acid is equal to mmoles of NaOH at the endpoint of titration, without considering the chemical equation." → Au point équivalent, il y a toujours la même quantité de matière de base ajoutée que d'acide initialement présent. L'apprenant ne prends pas en compte l'équation chimique et les coefficients stœchiométriques correspondants.
18	[21]	"Washing and rinsing erlenmeyer" Un matériel non rincé ne va pas influencer la mesure de pH
19	[21]	"Rinsing technique along titration" Rincer les parois de l'erlenmeyer lors d'un titrage va influencer les quantités de matière présentes (titré et titrant)

20	[22]	"The strength of an acid depends on the number of hydrogen atom and a base depends on the number of hydroxide group." → La force d'un acide dépend du nombre d'atomes d'hydrogène et la force d'une base dépend du nombre de groupes hydroxyde présents.
21	[22]	"Any substance that contains H is an acid, OH is a base." → Toute substance contenant un H est un acide et toute substance contenant OH est une base.
22	[22]	"Strong acids always have a higher pH than weak acids." → Une solution d'acide fort a toujours un pH plus élevé que celle des acides faibles.
23	[22]	"At pH=0 substances are neither an acid nor a base." → A pH=0, les substances ne sont ni acides ni basiques.
24	[22]	"Acids and bases show opposite properties of each other." → Les formes acides et basiques ont des propriétés opposées.
25	[22]	"Strong acids only react with strong bases and weak acids only react with weak bases or vice versa." → Les acides fort ne réagissent qu'avec les bases fortes et les acides faibles ne réagissent qu'avec les bases faibles et vice-versa.
26	[22]	"Reactions of acids and bases always result in a neutral solution." → Les réactions acido-basiques donnent toujours des solutions neutres.
27	[22]	"Strong acids contain more hydrogen bond than weak acids." → Les acides forts contiennent plus de liaisons hydrogène que les acides faibles.
28	[22]	"Acids are more dangerous than bases." → Les acides sont plus dangereux que les bases.
29	[22]	"Indicators are used to provide the neutralization in acid-base reactions." → Les indicateurs colorés sont utilisés pour détecter la neutralisation de la solution.
30	[22]	"H ₂ O cannot act as an acid or a base, it only serves as a solvent" → L'eau n'agit pas comme acide ou comme base. Elle n'est qu'un solvant.
31	[22]	"Concentrated acids always have a high pH value; dilute acids have a low pH value." → Un acide concentré aura toujours une haute valeur de pH. Les acides dilués ont une basse valeur de pH.

32	[22]	"Strong acids are more concentrated than dilute acids." → Les acides forts sont plus concentrés que les acides dilués.
33	[22]	"Indicators are used as a measure of acidic strength." → Les indicateur colorés mesurent la force d'un acide.
34	[40]	"Acids and bases neutralize only when mixed at equal concentration." → Les acides et les bases ne se neutralisent que s'ils sont mélangés à exactement la même concentration.
35	[40]	"pH indicators change color when pH of the solution reaches 7." → Les indicateurs de pH changent de couleur lorsque le pH de la solution atteint pH=7.
36	[40]	"pH increases with acidity." → Le pH augmente avec l'acidité.
37	[40]	"Different pH solutions have different colors" → Différentes solutions à des pH différents ont des couleurs différentes
38	[40]	"[pH] distinguishes acids and bases, is a measure of acidity only, and measures the strength of an acid" → Le pH distingue les acides et les bases, c'est une mesure de l'acidité uniquement et cela mesure la force d'un acide.
39	[7]	"While the strength of an acid increases, its molar concentration also increases." → Plus l'acide est fort, plus la concentration molaire de cet acide augmente.
40	[7]	"While a diluted solution of an acid is weak, its concentrated solution is strong" → Une solution d'acide diluée est faible et une solution concentrée d'acide est fort.
41	[7]	"The salt solutions of strong acid/base and weak base/acid have neutral properties." → La solution saline obtenue par la réaction d'un(e) acide/base fort(e) avec un(e) base/acide faible a des propriétés neutres.
42	[7]	"While the reaction of a strong acid and strong base is complete neutralization, the reaction of a weak acid/base and strong base/acid is partial neutralization." → La réaction d'un acide fort avec une base forte donne une neutralisation complète tandis que la réaction d'un(e) acide/base faible avec un(e) base/acide forte donne une neutralisation partielle.

43	[7]	"The solution formed as a result of neutralization does not include H_3O^+ and OH^- ions." → La solution résultant d'une neutralisation ne contient pas d'ion H_3O^+ et OH^- .
44	[7]	"If any solution does not include OH^- and H_3O^+ ions, it is neutral." → Si une solution ne contient pas d'ion H_3O^+ et OH^- , alors elle est neutre.
45	[7]	"The pH values of strong acids are near to 7." → La valeur de pH d'un acide fort est proche de 7
46	[7]	"While number of H in a molecule increases, the pH value decreases." → Lorsque le nombre d'hydrogène dans une molécule augmente, la valeur de pH diminue.
47	[7]	"If the strength of an acid increases, the pH value increases." → Si la force d'un acide augmente, la valeur de pH augmente.
48	[7]	"Any indicators can be used in titration." → N'importe quel indicateur peut être utilisé pour un titrage.
49	[7]	"pH is always 7 at the equivalence point." → Le pH vaut toujours 7 au point équivalent.
50	[7]	"Equivalence point is the pH value at which colour change occurs." → Le point équivalent est la valeur de pH à laquelle la couleur de l'indicateur change.
51	[7]	"The volume of acid as an analyte and base as a titrant is always equal at the equivalence point." → Le volume de titrant et de titré est toujours égal au point équivalent.
52	[7]	"Weak bases cannot titrate with weak acids" → Des bases faibles ne peuvent pas être titrées par des acides faibles. ¹

Une telle liste de conceptions alternatives extraites de différents travaux de la littérature paraît a priori un peu décousue. Néanmoins, une analyse plus fine permet de déceler certaines grandes tendances : il s'agit de points d'incompréhension des apprenants que nous supposons être à la base de la majorité des préconceptions relevées. Nous proposons

¹ Il n'est pas a priori inenvisageable de titrer une espèce faible par une autre espèce faible mais ce n'est pas une procédure analytique recommandée puisque le saut de pH sera dans ce cas de moins bonne qualité : hauteur et netteté moindres.

la classification suivante. Certaines préconceptions peuvent ressortir à différentes catégories.

- L'apprenant ne comprend pas le mécanisme d'ionisation d'un acide polyprotique (préconceptions n° 10, 17, 20)
- L'apprenant se limite à la théorie d'Arrhenius (préconceptions n° 20, 21, 43, 44)
- L'apprenant ne corrèle pas correctement les zones de pH et les zones de dominance des différentes espèces (ions oxonium et hydroxyde, formes acides et basique) (préconceptions n° 1, 2, 3, 4, 11, 23, 43, 44, 45)
- L'apprenant ne perçoit pas correctement le rôle de l'eau (préconceptions n° 12, 18, 30, 43, 44)
- L'apprenant ne prend pas en compte tous les paramètres intervenant dans le calcul de pH (préconceptions n° 8, 9, 12, 13, 14, 15, 16, 22, 26, 31, 32, 36, 38, 39, 40, 41, 46, 47, 49)
- L'apprenant comprend mal le concept de force d'un acide ou d'une base et la loi de dilution d'Ostwald (préconceptions n° 5, 20, 22, 25, 27, 28, 31, 32, 36, 39, 40, 41, 42, 47, 52)
- L'apprenant ne maîtrise pas le domaine de validité des formules (préconceptions n° 12, 13, 14)
- L'apprenant ne maîtrise pas le calcul du pH en des point caractéristique de la courbe de titrage (préconceptions n° 9, 11, 15, 16, 26, 41, 45, 49)
- L'apprenant ne maîtrise pas la stœchiométrie de la réaction (préconceptions n° 17, 34, 51)
- L'apprenant comprend mal le rôle d'un indicateur coloré (préconceptions n° 6, 7, 29, 33, 35, 37, 48, 50)
- L'apprenant ne perçoit pas la distinction entre le terme et le point-équivalent (préconception n°50)

Cette liste servira de base à l'établissement du questionnaire destiné à évaluer les préconceptions d'élèves de fin d'enseignement secondaire général en Fédération Wallonie-Bruxelles.

• Conclusion de l'état de l'art

Notre recherche bibliographique, centrée sur les aspects didactiques des titrages acide-base mais incluant également l'enseignement des équilibres chimiques correspondants, a montré toute l'importance des conceptions alternatives également dans ce domaine de la chimie. Ces conceptions alternatives se révèlent tenaces et les incompréhensions conceptuelles qu'elles révèlent sont à l'origine de nombreuses difficultés d'apprentissage chez les apprenants. Diverses sources de préconceptions peuvent être identifiées :

transmission inadéquate de la part de professeur, livres de référence inexacts ou imprécis, utilisation d'un vocabulaire ambigu, analogies trompeuses, par exemple. On notera également la grande variété de conceptions alternatives identifiées dans la littérature et listées dans le tableau récapitulatif des pages précédentes. Si certaines préconceptions sont attendues, d'autres sont quand même assez déroutantes – en particulier les préconceptions n° 1, 2, 3, 7, 22, 23, 31, 36, 45 et 47 – et bon nombre d'enseignants sont probablement loin de penser que des telles idées se développent dans l'esprit de leurs élèves. Il faut cependant noter que les études présentées couvrent plusieurs pays, que les méthodes d'enseignement peuvent différer d'une contrée à l'autre et que les conceptions alternatives peuvent donc aussi présenter une certaine "couleur locale". Cela justifie l'enquête que nous avons menée en Fédération Wallonie-Bruxelles et que nous décrivons au chapitre 3.

Différents moyens sont proposés par les chercheurs et praticiens en didactique de la chimie afin d'éviter l'émergence de conceptions alternatives ou de les éliminer *a posteriori*. Une approche constructiviste dans la lignée de Piaget peut permettre d'éviter l'apparition de préconceptions en laissant l'apprenant construire lui-même un modèle théorique avec le professeur comme guide. Ce dernier peut faire appel à une approche épistémologique afin de faire comprendre aux apprenants l'émergence des différents modèles individuellement à travers l'histoire, ce qui permet d'acquérir une vision plus authentique de la nature des différents modèles, de leur statut de représentation de la réalité et de leurs limites de validité. Cela permet également d'éviter, si nécessaire, la construction de modèles hybrides résultant d'une mauvaise perception des spécificités de chaque modèle. De manière plus spécifique, une recontextualisation des titrages dans la globalité de la matière les concernant, c'est-à-dire l'établissement de liens explicites avec la théorie des équilibres acide-base est recommandée pour éviter l'émergence de conceptions fausses. Illustrer la matière par des représentations (graphiques, symboles, ...) apporte également son lot d'avantages en termes de compréhension et de rétention. L'utilisation, mais aussi la génération de représentations par les élèves est très intéressante pour l'apprentissage de la matière. Pour générer des représentations, le software Microsoft Excel ressort souvent pour sa facilité.

En revanche, lorsqu'une conception fautive est intégrée par l'élève, il est parfois difficile de la supprimer. Cependant, il existe un concept psychologique intéressant qui peut être mis en avant : la dissonance cognitive. Pour cela, l'apprenant est mis dans une situation qui oblige celui-ci à reconnaître que sa représentation de la réalité, ses "croyances", sont inadéquates. Face à cette dissonance cognitive, l'apprenant est en quelque sorte forcé naturellement à changer de représentation et, si la situation didactique proposée est bien choisie, il est alors guidé vers la conception scientifiquement admise.

D'après la littérature établie dans le domaine, certaines des préconceptions listées précédemment connaissent leur émergence au sein des ouvrages de référence. Nous allons donc approfondir cet aspect dans le chapitre suivant.

Chapitre 2 Analyse d'ouvrages de référence

Comme nous l'avons mentionné au chapitre 1, les conceptions alternatives peuvent avoir une double origine : l'intuition liée à l'expérience courante et certaines lacunes liées à l'enseignement lui-même, enseignement qui se fait par strates successives, selon une procédure en spirale, en commençant par l'enseignement secondaire pour continuer, pour les étudiants concernés, par les cours de bachelier puis éventuellement de master. Une image de ces modes d'enseignement est révélée par les manuels et les traités utilisés à ces différents niveaux. Il nous a donc paru intéressant d'examiner un certain nombre de tels ouvrages, en définissant préalablement une grille de lecture que nous avons raffinée progressivement au gré de nos lectures. Nous commencerons donc par présenter cette grille puis nous l'appliquerons aux ouvrages suivants qui nous semblent représentatifs de l'enseignement secondaire francophone et du début de l'enseignement supérieur. Dans ce dernier cas, il s'agit de traités anglo-saxons, dont certains sont disponibles en traduction française. Même si notre mémoire s'est focalisé sur les compétences atteintes par les élèves de fin d'enseignement secondaire, il nous a paru intéressant d'examiner également comment l'enseignement du sujet d'intérêt se poursuit dans le début de l'enseignement supérieur. Cette analyse pourra être également utile pour des études ultérieures impliquant des étudiants de l'enseignement supérieur.

Manuels de l'enseignement secondaire (Belgique francophone et France)

- Chimie, P. Pirson et al, 6^e Rénové Cours 3h, de Boeck, 1990 ^[41]
- Chimie, P. Pirson et al, 6^e Sciences Générales, de Boeck, 2003 ^[42]
- Chimie, P. Pirson et al, 6^e Sciences Générales, de Boeck, 2011 ^[43]
- Chimie, P. Pirson et al, 6^e Sciences Générales, de Boeck Van In, 2018 ^[44]
- Exercices corrigés de P. Pirson et al, Chimie 6^e Sciences Générales, M. Hamelryckx, de Boeck, 2018 ^[45]
- Chimie Terminale S, Collection Durupthy, Hachette, 2002^[46]
- Physique Chimie Enseignement spécifique Term S, Collection Dulaurans-Durupthy, Hachette, 2012^[47]

Traité de niveau bachelier universitaire (en français et en anglais)

- Chimie des Solutions, J.C. Kotz & P.M. Treichel Jr., de Boeck, 2006^[48]
- General Chemistry Atoms First, J.E. McMurry & R.C. Fay, Prentice Hall Pearson, 2010^[49]
- Principles of Chemistry : A molecular approach, N.J. Tro, Prentice Hall, 2010^[50]

- Principles of Chemistry : A molecular approach, N.J. Tro, Prentice Hall-Pearson, 2011^[51]
- Principles of Modern Chemistry 7th, D.W. Oxtoby et al, Brooks Cole Editions, 2012^[52]
- Chemistry 3rd Ed, A. Blackman et al, Wiley, 2016^[53]
- Chimie des solutions 5e édition, R. Chang & O. Jason, de Boeck 2019.^[54]

- Grille de lecture

- **A.** Le problème est-il présenté dans un contexte ? Si oui, quelle est la mise en situation ?
- **B.** Contenus : quel niveau atteint-on ? Quels points de matière sont abordés ?
 - **B1** - Acides forts et acides faibles ?
 - Bases fortes et bases faibles ?
 - Tampons ?
 - **B2** Les acides polyprotiques sont-ils abordés ?
 - **B3** Discute-t-on la hauteur du saut de pH en fonction de la concentration en base ou en acide ($C_{a \text{ ou } b}$), de la force de l'acide ou de la base ($pK_{a \text{ ou } b}$) et, pour les polyacides et polybases, la différence de force ($\Delta pK_{a \text{ ou } b}$) ? Discute-t-on des paramètres permettant une meilleure détermination du point-équivalent ?
 - La hauteur du saut de pH en fonction de la concentration
 - La différence de pK_a entre titrant et titré
 - Ou un autre paramètre...
 - **B4** Effectue-t-on des calculs détaillés de pH en différents points de la courbe de titrage ?
 - **B5** Explique-t-on comment mesurer le terme avec précision ? Présente-t-on la technique des tangentes ou de la dérivée ?
- **C.** Méthodes et qualités didactiques :
 - **C1** Utilise-t-on la théorie des équilibres chimiques en général ? Y fait-on référence ?
 - **C2** Fait-on référence aux théories des équilibres acide-base (Arrhenius et Brønsted-Lowry) ?
 - **C3** Les différentes théories des acides et des bases (Arrhenius vs Brønsted-Lowry) sont-elles clairement distinguées ? Le livre pourrait-il laisser l'apprenant créer un modèle hybride ?
 - **C4** Les phénomènes sont-ils expliqués ou se limite-t-on à la présentation d'une recette de calcul ?

- **C5** Comment justifie-t-on les calculs de pH ? Par une approche séquentielle de l'établissement de l'équilibre² ou en faisant un calcul d'équilibre directement ?
- **C6** Discute-t-on du domaine de validité des formules ?
- **C7** Ce livre serait-il à l'origine d'une ou plusieurs conceptions alternatives pour différentes raisons ?
- **C8** Ce livre est-il précis dans son vocabulaire ?
- **C9** Y a-t-il des schémas, des représentations graphiques qui améliorent la qualité didactique de la présentation ?
- **C10** Des exercices sont-ils présents ?

² Prenons l'exemple suivant : titrage de HAc par NaOH. Beaucoup de livres vont faire le raisonnement suivant. On fait d'abord réagir quantitativement l'acide et la base puis on voit à quel mélange on arrive ainsi. Par exemple, avant le point équivalent, un mélange HAc/Ac⁻ et donc on utilise la formule des tampons. On donne donc l'impression qu'il y a deux étapes, alors qu'on pourrait très bien effectuer un exercice d'équilibre tenant compte des quantités mises en œuvre à un moment donné du titrage et de la constante K_a.

- Fiches de lecture

- Chimie, P. Pirson et al, 6e Rénové Cours 3h, de Boeck 1990

TITRE		<i>Chimie, P. Pirson et al, 6e Rénové Cours 3h, de Boeck, 1990</i>	
A	1	Non	Pas de mise en situation : le titrage est défini d'emblée. Ensuite, approche expérimentale indiquant directement dans les consignes où se situe le saut de pH et donc où il faut ajouter de faibles quantités de titrant.
	2	Non	On ne présente qu'un cas dans l'exercice 8 et cela se limite à l'application de la relation de titrage, sans avoir abordé la théorie préalablement.
B	3	Non	Il y a un simple graphique de comparaison du titrage de NaOH 1M et 0,1M p.149 mais il n'y a pas de développement sur le sujet et on ne mentionne pas la diminution de la hauteur du saut.
	4	Oui	La méthode de calcul est supposée connue. On fait réaliser les calculs par les apprenants selon une méthode séquentielle vue dans le chapitre précédent (pp 137-138).
	5	Non	Non spécifié
C	1	Non	La théorie des équilibres n'est pas abordée. La flèche utilisée dans la réaction p.152 est une flèche de réaction complète mais on ne la justifie pas.
	2	Non	On ne fait pas directement référence aux différents modèles.
	3	Non	Sans le préciser, les auteurs utilisent la théorie de Brønsted-Lowry pour les acides forts. La réaction de titrage est écrite en faisant intervenir H_3O^+ comme acide. Pour les acides faibles, ce n'est pas très clair : $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$ Cela pourrait aussi être interprété comme une neutralisation selon Arrhenius.
	4		Peu d'explications sont fournies dans les différents cas présentés. Peu de relation sont faites entre théorie et graphiques. (Ex : Le point d'inflexion pp150-151 qui est signalé mais pas mis en relation avec le phénomène de tampon)
	5		Approche séquentielle expliquée convenablement pp137-138
	6	Non	
	7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Le diagramme de bilan p. 148 donne l'impression que $[H_3O^+] = [OH^-] = 0$ au point équivalent. La valeur de pH = 7 n'est

		<p>pas justifiée. Le tableau page 145 stipule qu'il n'y a aucune espèce prépondérante au point équivalent.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Le diagramme de bilan de la p. 153 (titrage de l'acide acétique par NaOH) ne parle pas de H_3O^+. • Le mélange tampon est présenté comme apparaissant dans toute la zone avant le point équivalent.
8	Oui	Notons toutefois qu'à aucun moment, il n'y a eu de distinction entre "Terme du titrage" et "point équivalent"
9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Le bilan • Les courbes de pH • Pas de comparatif excepté la différence de hauteur de saut dû à la différence de concentration. (P. 149)
10	Oui	Il s'agit d'applications pures faisant peu appel aux raisonnements physico-chimiques, sauf pour l'exercice 2 qui demande de distinguer une courbe de titrage d'un acide fort et d'un acide faible, ce qui n'a cependant pas été préparé par la théorie.
Commentaires		

- Chimie, P. Pirson et al, 6e Sciences Générales, de Boeck, 2003

TITRE		<i>Chimie, P. Pirson et al, 6e Sciences Générales, de Boeck, 2003</i>		
A	1	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Présentation générale de la technique avec quelques exemples (ex : vinaigre, influence de l'effet tampon) • Présentation d'un titrage acide fort par base forte pour introduire la matière et les courbes pH-métriques. • Proposent l'utilisation de Excel mais uniquement pour faire le graphique. Proposent en activité le titrage de solutions 0,1M • Même approche qu'en 1990 à part l'utilisation de Excel ; indiquent directement où se situe le saut (ajouts de 0,2 mL à la fois dans cette zone). 	
	1		Acide fort, base faible, acide faible, base faible	
	2	Non		
	B	3	Non	Aucun graphique ne compare 2 différentes courbes de titrage de concentrations différentes en titrant, contrairement à la version précédente (1990). Pas de comparaison de la hauteur de saut pour le titrage de HCl et de l'acide acétique.
		4	Non	<ul style="list-style-type: none"> • Les auteurs parlent de points stratégiques mais ils ne développent pas les calculs. • Les tableaux se focalisent uniquement sur les quantités de matière des espèces majoritaires. • Le calcul du pH en différents points du titrage fait pourtant partie des ressources à intégrer mentionnées p. 161.
	5	Non	Les auteurs parlent juste d'utiliser Excel mais pas de développement (dérivé première, seconde, ...)	
C	1	Oui	Dès la mise en situation, la réaction de titrage est présentée comme complète, ce qui est justifié par $K_c > 10^3$ et traduit par les flèches de réactions qui indiquent des réactions complètes. Le point est réabordé dans les activités d'intégration où on demande de le justifier.	
	2	Non	Même commentaire qu'en C1. Sinon, il n'est pas fait référence aux théories des réactions acide-base.	
	3	Non	Il n'y a pas de distinction claire et explicite. Des concepts des deux théories sont utilisés un peu indifféremment.	
	4		Cette version est plus riche en explications que celle de 1990. Les étapes sont plus détaillées et justifiées.	

		<p>Distinction plus explicite la situation des acides forts et faibles</p> <ul style="list-style-type: none"> • Discussion du point d'inflexion • Justification de $\text{pH}=\text{pK}_a$ au point d'inflexion (p. 156) • Explication détaillée de l'effet tampon
5		Utilisent l'approche séquentielle (tableau p. 153) pour calculer des quantités de matière (nombre de moles) d'espèces majoritaires mais sans calcul explicite du pH pour différents ajouts de titrant.
6	Non	Sans objet, cf C5.
7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • La négligence de l'autoprotolyse de l'eau est écrite trop petite (p. 150) et n'est pas assez rappelée. Ce qui peut être à l'origine d'un problème dans le tableau pp.149 où il est indiqué qu'au point d'équilibre, $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 0$. • p. 147 : « Au point d'équivalence n'existent plus que des ions Cl^- et Na^+, ions neutres du point de vue acido-basique » : il n'y a pas d'explication de la valeur $\text{pH} = 7$. • p. 150 : même commentaire : la valeur $\text{pH} = 7$ est expliquée par le fait qu'il n'y a plus que des ions Na^+ et Cl^- en solution. • Diagramme-bilan p. 149 : les auteurs ne précisent pas que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$. On croit lire « 0 ». • Tableau p. 153 : il n'est pas précisé que les quantités de matière d'acétate etc. ne sont pas celles à l'équilibre. • p. 156 : « Au point d'équivalence, les seules espèces responsables du pH du milieu réactionnel sont les ions CH_3COO^-, base faible : le milieu est donc basique. Après ce point, le nombre de moles d'ions CH_3COO^- reste constant et les ions OH^- ajoutés en surplus, restent intacts, conférant ainsi au milieu un caractère essentiellement « base forte ». » La relation entre pH et équilibres acide-base est complètement escamotée.
8	Oui	Insistance sur la définition de « Point-Équivalent »
9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Courbes bilan • Courbe pH • Tableau récapitulatif des données
10	Oui	Des exercices revenant par moment sur des notions de bases (ex : Concentration en masse), présentés sous forme d'activités d'appropriation puis d'intégration

- Chimie, P. Pirson et al, 6e Sciences Générales, de Boeck, 2011

TITRE		<i>Chimie, P. Pirson et al, 6e Sciences Générales, de Boeck, 2011</i>	
A	1	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Définition du titrage en tête de chapitre dans un résumé général • Mise en contexte rapide suivie d'un laboratoire de titrage de l'acide acétique d'un vinaigre commercial : mode opératoire précis. • Différentes définitions et calculs généraux afin d'introduire le titrage en général.
	1		Acides forts et faibles. Le titrage d'une base faible est abordé dans l'exercice 11.
B	2	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Brève allusion (p.104) à H_2SO_4 pour établir la formule $2C_A V_A = C_B V_B$ • Exercice 3 : utilisation de la relation de titrage pour l'oxalate de potassium • Exercice 20 : analyse de la courbe de titrage d'un acide bifonctionnel, ce qui n'a pas été abordé dans la théorie
	3	Non	Pas vraiment. Uniquement une mention (p. 106) du fait que le saut de pH est plus important pour un acide fort que pour un acide faible, à concentrations égales
	4	Oui	Méthode séquentielle et les formules simplifiées
	5	Oui	Technique des tangentes et graphique correspondant. Pas d'utilisation de Excel, contrairement à la version précédente. La méthode de la dérivée est seulement citée.
C	1	Oui	Justification du caractère complet de la réaction de titrage. L'explication de la situation à la demi-équivalence en utilisant la théorie de l'équilibre n'apparaît plus dans cette version.
	2	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Pour justifier le caractère complet de la réaction acide-base ($K_c > 1000$) • Utilisation des formules simplifiées de pH
	3	Non	Il n'y a pas de distinction claire et explicite. Des concepts des deux théories sont utilisés un peu indifféremment.
	4		L'évolution positive vis à vis de l'édition de 1990. Les points sont expliqués et les calculs justifiés

		<ul style="list-style-type: none"> • Présentation comparative dès le départ (p. 106) du titrage d'un acide fort (HCl) et d'un acide faible (HAc) : établissement des similitudes et différences. C'est une amélioration par rapport aux versions précédentes. • Les auteurs insistent sur la présence d'un point d'inflexion à la demi-équivalence mais pas sur le fait que c'est le centre de la zone tampon.
5		Approche séquentielle : voir par exemple pp 109-110 pour le titrage de l'acide acétique
6	Non	
7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • La négligence de l'autoprotolyse de l'eau n'est pas mentionnée. • p. 129 : « [au point équivalent], l'acide éthanoïque a complètement disparu de la solution et [...] la base titrante n'y est pas encore présente ou en quantité tellement faible qu'elle peut être considérée comme négligeable. » Pourtant l'équilibre acide éthanoïque/éthanoate va fixer le pH. • Dans le tableau de la p. 108, on indique $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) = 0$ au point équivalent mais $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$. La contradiction est en partie expliquée p. 109 mais de manière un peu confuse puisque les auteurs écrivent d'une part que « le nombre de moles d'ions H_3O^+ s'annule » et « des ions H_3O^+ et OH^- en concentration équivalente à celles dans l'eau pure ($10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$), valeur qui ne peut être représentée sur le graphique. » Il s'agit néanmoins d'une évolution par rapport aux éditions précédentes. • La figure de la p.109 (colonne de droite) mentionne la présence du tampon dans toute la zone de volume inférieure au point équivalent. • p. 110 : « A l'équivalence, les seules espèces responsables du pH du milieu réactionnel sont les ions CH_3COO^-, une base faible. » Ceci est un raccourci qui peut être source d'incompréhensions.
8	Oui	Plusieurs définitions sont disponibles et sont en gras. Un récapitulatif des savoirs et savoir-faire est présent pour insister sur les points importants.
9	Oui	La méthode des tangentes

	10	Oui	Oui, 20 exercices variés classés selon les familles de tâches avec au moins 8 contextualisés (incluant 3 laboratoires, famille de tâches 2).
Commentaires			

- Chimie, P. Pirson et al, 6e Sciences Générales, de Boeck Van In, 2018

TITRE		<i>Chimie, P. Pirson et al, 6e Sciences Générales, De Boeck Van In, 2018</i>	
A	1	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Définition du titrage en tête de chapitre dans un résumé général • Mise en contexte rapide suivie d'un laboratoire de titrage de l'acide acétique d'un vinaigre commercial : mode opératoire précis. <p>Différentes définitions et calculs généraux afin d'introduire le titrage en général.</p>
	1		Acides forts et faibles. La courbe de titrage d'une base faible est présentée dans l'exercice 11.
B	2	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Brève allusion (p.131) à H_2SO_4 pour établir la formule $2C_A V_A = C_B V_B$ • Exercice 3 : utilisation de la relation de titrage pour l'oxalate de potassium • Exercice 21: analyse de la courbe de titrage d'un acide bifonctionnel, ce qui n'a pas été abordé dans la théorie
	3	Non	Uniquement une mention à la p.133 du fait que le saut de pH est plus important pour un acide fort que pour un acide faible, à concentrations égales.
	4	Oui	Par la méthode séquentielle et les formules simplifiées
	5	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • La méthode des tangentes est développée en détail. • La méthode de la dérivée est seulement citée
C	1	Oui	Le caractère complet de la réaction de titrage est justifié. L'explication de la situation à la demi-équivalence en utilisant la théorie de l'équilibre a disparu par rapport à la version de 2003.
	2	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Pour justifier le caractère complet de la réaction acide-base ($K_c > 1000$) • Utilisation des formules simplifiées de pH
	3	Non	Il n'y a pas de distinction claire et explicite. Des concepts des deux théories sont utilisés un peu indifféremment.
	4		<ul style="list-style-type: none"> • Présentation comparative dès le départ du titrage d'un acide fort (HCl) et d'un acide faible (HAc) : établissement des similitudes et différences. C'est une amélioration par rapport aux versions de 1990 et 2003.

		<ul style="list-style-type: none"> • Les auteurs insistent sur la présence d'un point d'inflexion à la demi-équivalence mais pas sur le fait que c'est le centre de la zone tampon.
5		Approche séquentielle : voir par exemple pp 136-137 pour le titrage de l'acide acétique
6	Non	
7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • La négligence de l'autoprotolyse de l'eau n'est pas mentionnée. • p. 129 : « [au point équivalent], l'acide éthanoïque a complètement disparu de la solution et [...] la base titrante n'y est pas encore présente ou en quantité tellement faible qu'elle peut être considérée comme négligeable. » Pourtant l'équilibre acide éthanoïque/éthanoate va fixer le pH. • Dans le tableau de la p. 135, on indique $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) = 0$ au point équivalent mais $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$. La contradiction est en partie expliquée p. 136 mais sans y insister. • La figure de la page 136 (colonne de droite) mentionne la présence du tampon dans toute la zone de volume inférieure au point équivalent. • p. 137 : « A l'équivalence, les seules espèces responsables du pH du milieu réactionnel sont les ions CH_3COO^-, une base faible. » Ceci est un raccourci qui peut être source d'incompréhensions.
8	Oui	Une liste de définitions à connaître est présentée au début du chapitre.
9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Méthode des tangentes • Tableaux récapitulatifs
10	Oui	Oui, 21 exercices variés avec au moins 8 contextualisés. La répartition en familles de tâches a été supprimée (adaptation aux nouveaux référentiels de la FWB).
Commentaires		Ce chapitre est quasiment identique à celui de la version précédente (2011).

- Exercices corrigés de P. Pirson et al, Chimie 6e Sciences Générales, M. Hamelryckx, de Boeck, 2018

TITRE		<i>Exercices corrigés de P. Pirson et al, Chimie 6e Sciences Générales. M. Hamelryckx, de Boeck (2018)</i>	
A	1		Sans objet
B	1		Même matière que P. Pirson et al, Chimie 6e Sc. Gen. (2018)
	2	Oui	Dans les exercices 3 (utilisation de la relation de titrage) et 21 (analyse de la courbe de titrage, présentant deux sauts, d'un acide bifonctionnel). L'exercice 21 fait une brève allusion à la hauteur moindre du 1er saut de pH par rapport à un acide monofonctionnel mais sans discuter de critère.
	3	Non	L'exercice 21 fait une brève allusion à la hauteur moindre du 1er saut de pH par rapport à un acide monofonctionnel mais sans discuter de critère.
	4	Oui	Pour plusieurs exercices, via la méthode séquentielle
	5	Oui	Méthode des tangentes utilisée par exemple, dans les exercices 9, 11 et 13
C	1	Non	Très peu. Eventuellement pour l'exercice 17 (calcul de $K_c = K_{a1}/K_{a2}$)
	2	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Utilise plutôt la théorie de Brønsted (cf par exemple, p.78, 95) • Calcul de $K_C = K_{a1}/K_{a2}$ dans l'exercice 17 page 93 pour justifier le caractère complet de la réaction.
	3	Oui	Uniquement modèle de Brønsted
	4		Ici, il s'agit d'exercices résolus et donc l'aspect explicatif prime.
	5		Par une approche séquentielle avec utilisation des formules simplifiées.
	6	Non	
	7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • On retrouve les mêmes ambiguïtés que dans le manuel de théorie. Par exemple, p. 90 (exercice 13) : « ... les seules espèces responsables du pH du milieu sont les ions NO_2^-, une base faible. » • Les équations ioniques impliquant un acide ou une base faible sont écrites avec une double flèche d'équilibre alors que les équations moléculaires correspondantes sont écrites avec une flèche simple (directe) uniquement (voir par exemple équations (1) et (2) page 93)
	8		Pas de remarque

	9	Courbes de pH et diagrammes de bilan
	10	Il s'agit d'un fascicule d'exercices corrigés
Commentaires		

▪ Chimie Terminale S, Collection Durupthy, Hachette, 2002

TITRE		<i>Chimie Terminale S, Collection Durupthy, Hachette, 2002</i>	
A	1	Oui	<ul style="list-style-type: none"> Précision des prérequis et des objectifs Contextualisation par deux activités: titrage conductimétrique et dosage d'un détartrant
			<ul style="list-style-type: none"> Les termes « faible » ou « fort » ne sont pas mentionnés explicitement mais les titrages des acides et bases forts et faibles sont illustrés. Manque de précision dans la définition du titrage p. 160. Il n'est pas précisé pas que le titrant doit être une espèce forte
B	2	Non	
	3	Oui	<ul style="list-style-type: none"> L'influence du pKa est discutée explicitement en comparant le titrage de l'acide acétique et de l'acide hypochloreux (3.2. La qualité du titrage, pp. 163-164) L'influence de la concentration est discutée explicitement dans le cas du titrage de l'acide acétique (p. 164)
			4
	5	Oui	Les méthodes de la dérivée et des tangentes sont toutes les deux présentées.
	C	1	Oui

2	Oui	Utilisation généralisée de la théorie de Brønsted. Par exemple, page 177, dans les « Conseils », on précise de « ne pas écrire HCl pour une solution d'acide chlorhydrique mais H_3O^+ (aq) + Cl^- (aq). »
3	Non	Utilisation généralisée de la théorie de Brønsted
4		<ul style="list-style-type: none"> • La description des courbes de pH, leurs propriétés en fonction du pK_a et de la concentration sont décrites et on en tire des caractéristiques générales. • Cependant, la forme des courbes, la différence entre les courbes pour les acides (bases) forts et les acides (bases) faibles, en particulier la zone tampon, ne sont pas expliquées. • L'accent est mis fortement sur l'aspect « qualité du titrage ». Par exemple, la hauteur du saut est envisagée de ce point de vue. • L'approche est plutôt de style empirique (induction à partir de documents) que déductif. Par exemple, dans l'exercice p. 169 (titrage de HCl par NaOH), le $\text{pH} = 7$ au point équivalent n'est pas déduit de la théorie mais obtenu à partir d'une courbe « expérimentale » (ou simulée) par la méthode des tangentes.
5		Les calculs de pH ne sont pas abordés.
6	Non	Non applicable. Les calculs de pH ne sont pas présentés.
7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Vu le caractère plus descriptif qu'explicatif et la quasi-absence de calculs numériques, on ne décèle pas de point pouvant mener à des conceptions alternatives. • L'encadré pp.158 indique qu'un couple Acide-base est caractérisé par son K_a et par son pK_a comme si ces notions étaient indépendantes.
8	Non	Ce n'est pas à proprement parler une imprécision mais plutôt une lacune : à aucun moment les notions de force de l'acide ou de la base ne sont mentionnées et mobilisées.
9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Dispositif expérimental d'un titrage • Courbes pH-métriques • Explication de la méthode des tangentes • Graphique de la dérivée première • Zone de virage d'un indicateur et courbe pH-métrique
10	Oui	Types variés d'exercices <ul style="list-style-type: none"> • Laboratoires de titrages (vinaigre, déboucheur, détartrant, vitamine C) (avec description détaillée du protocole)

		<ul style="list-style-type: none"> • Analyse de document (titrage de l'acidité d'un vin) • Applications directes • Exercices expérimentaux ou documentaires • Exercices « Objectif Bac » pour s'entraîner
Commentaires		La mise en page est très chargée et peu agréable à la lecture et donc à l'apprentissage

▪ Physique Chimie Enseignement spécifique Term S,
Collection Dulaurans-Durupthy, Hachette, 2012

TITRE		<i>Physique Chimie Enseignement spécifique Term S, Collection Dulaurans-Durupthy, Hachette (2012)</i>	
A	1	Oui	La séquence qui traite de manière plus générale du contrôle qualité par dosage commence par des activités expérimentales dont un titrage pH-métrique (aspirine) (p. 467) assorti de questions d'exploitation.
	1		<ul style="list-style-type: none"> • Il n'y a pas de précision sur la force des espèces acido-basique excepté p.472 • La notions de tampon n'est pas abordée • Le livre ne montre que la courbe de titrage d'un acide faible dans la partie théorique. Dans l'exercice 21 (catégorie « pour aller plus loin »), le titrage d'une solution d'ions acétate est proposé avec sa courbe de titrage (p. 483).
B	2	Non	
	3	Non	Contrairement à la version de 2002, cette édition ne discute pas de ce point.
	4	Non	
	5	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Méthode des tangentes parallèles • Méthode des dérivées
C	1	Non	<ul style="list-style-type: none"> • Les réactions sont écrites sans double flèche d'équilibre, par exemple: $C_9H_8O_4 + OH^- \rightarrow C_9H_7O_3^- + H_2O$ • Dans ce cas, le livre met plus en évidence l'aspect « Dosage » que les explications de la valeur du pH aux différents points de la courbe.
	2	Non	
	3	Non	
	4		<ul style="list-style-type: none"> • Pas d'explications physico-chimique des courbes de titrage <ul style="list-style-type: none"> ◦ La notions des tampons n'est pas abordée ◦ L'aspect technique est mis en avant • Cependant, le déroulement et l'explication du titrage conductimétrique sont plus détaillés et permettent de suivre l'évolution de la courbe de conductivité (p.471).
	5		Il n'y a pas de calculs de pH.
	6	Non	Il n'y a pas de calculs de pH

	7	Non	Il y a peu d'explications physico-chimiques. Le discours est descriptif et donc peu susceptible d'introduire des conceptions alternatives.
	8	Oui	C'est le seul livre qui introduit le concept de titrage direct.
	9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Dispositifs expérimentaux • Illustration de la technique des tangentes parallèles • Illustration de la technique de la dérivée première
	10	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Exercice résolu • Exercices à résoudre de base • Exercices à résoudre plus complexes « pour s'entraîner » (niveau bac) • Exercices à résoudre plus complexes « pour aller plus loin » (niveau bac)
Commentaires			Disposition beaucoup plus aérée et donc beaucoup plus agréable à lire par rapport à la version de 2012

▪ Chimie des Solutions, J.C. Kotz & P.M. Treichel Jr., de Boeck 2006

TITRE		<i>Chimie des Solutions, J.C. Kotz & P.M. Treichel Jr., de Boeck 2006</i>	
A	1	Non	Il n'y a pas vraiment de mise en situation sauf une description du titrage de l'acide oxalique en introduction
	1		Acides et bases forts et faibles + acides diprotiques
B	2	Oui	P.204-205, le dosage d'un acide diprotique (acide oxalique) est abordé mais la différence de hauteur et de raideur des deux sauts n'est pas discutée.
	3	Oui	L'influence du pK_a est discutée (p. 207) mais pas celle de la concentration. Pour le titrage de l'acide oxalique, la différence de hauteur et de raideur des deux sauts n'est pas discutée.
	4	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Selon la méthode séquentielle expliquée au chapitre précédent (chapitre 4, §4.7.3). • Pour les cas du titrage d'un acide fort par une base forte, d'un acide faible par une base forte et d'une base faible par un acide fort, les calculs sont présentés: au point initial, avant le point équivalent, au point équivalent et après le point équivalent, en illustrant à certains endroits par des exemples. • Pour le cas du titrage d'un acide faible polyprotique par une base forte, il n'y a pas de calcul mais quelques justifications pour savoir ce qui fixe le pH dans certaines zones.
	5	Non	
C	1	Non	Les théories des acides et des bases ont été vues au chapitre précédent (chapitre 4). Beaucoup d'aspects sont donc ici sous-entendus et non repris, sauf en guise de renvoi au chapitre 4. Les réactions de titrage des acides et bases faibles sont écrites directement comme des réactions complètes : on mentionne toutefois, avant le point équivalent : « pratiquement tous les ions OH^- donnent des ions acétate » (p. 203) et « pratiquement tous les ions H_3O^+ donnent des ions ammonium ».
	2	Non	<ul style="list-style-type: none"> • Les théories d'Arrhenius et de Brønsted-Lowry ne sont pas mentionnées explicitement. • La théorie de Brønsted est utilisée.
	3	Non	<ul style="list-style-type: none"> • Les théories d'Arrhenius et de Brønsted-Lowry ne sont pas mentionnées explicitement. • Seule la théorie de Brønsted est utilisée.

4		<ul style="list-style-type: none"> • L'évolution des différentes courbes de titrage est expliquée en identifiant les espèces majoritaires et en réalisant les calculs de pH. Le schéma utilisé est le suivant, pour chaque type de titrage : présentation de la courbe de titrage, description et explication en parallèle (imbriquées) en identifiant 4 zones (avant ajout de titrant ; avant le point équivalent ; au point équivalent ; après le point équivalent). • La forme du saut (hauteur et raideur) n'est pas expliquée en détail.
5		Approche séquentielle telle qu'expliquée (de façon un peu artificielle, voir point C7) au §4.7.3 (exemple 4.8, p. 165).
6	Oui	Oui, dans la mesure où les auteurs font explicitement référence au chapitre 4 où ces questions sont abordées.
7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • p. 204 : « Au point équivalent, la solution ne contient que de l'acétate de sodium, l'acide acétique et l'hydroxyde de sodium ayant été totalement consommés. Le pH est déterminé par la concentration des ions acétate ... » . Le calcul de pH renvoie alors au chapitre 4 (p. 160). La méthode qui est utilisée pour les titrages est en fait celle qui est décrite p. 165, où on écrit de manière étonnante la même réaction successivement dans un sens puis dans l'autre, d'abord avec une simple flèche et ensuite avec une double flèche d'équilibre. • p. 204 : « Après le point équivalent, quand tout l'acide acétique a été consommé, le pouvoir tampon de la solution a disparu et les ions OH⁻ ajoutés la rendent très basique. » Le pouvoir tampon ne s'étend pas jusqu'au point équivalent. • p. 206 : mêmes remarques pour le titrage de NH₃. L'exemple 4.8 de la p. 165 correspond exactement à la méthode de calcul proposée pour ce titrage. Voir la remarque ci-dessus.
8	Oui	Pas de remarque particulière. On peut regretter, pour un livre universitaire, des expressions du genre « les ions OH ⁻ donnent des ions acétate » (p. 203)
9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Illustration des différentes étapes d'un titrage • Illustration d'une molécule d'acide oxalique et de sa base conjuguée • Courbes de pH (Acide fort par Base forte, Acide faible par base forte, Acide faible polyprotique par base forte, base faible par acide fort)

		<ul style="list-style-type: none"> • Comparaison de différentes courbes de pH selon la force (pK_a) des acides et bases concernés • Schémas explicatifs du calcul du pH pour le titrage d'un acide fort, avant et après le point équivalent (pp. 200-201) • Illustration de la zone de virage d'un indicateur coloré sur une courbe de titrage.
10	Oui	Exercices d'application assez directe p. 231 (exercices 21 à 25)
Commentaires		

- General Chemistry Atoms First, J.E. McMurry & R.C. Fay, Prentice Hall Pearson, 2010

TITRE		<i>General Chemistry Atoms First, J.E. McMurry & R.C. Fay, Prentice Hall Pearson, 2010</i>	
A	1	Non	La partie du chapitre consacrée aux titrages commence directement avec la définition du titrage, l'explication d'un dispositif expérimental et la procédure général d'un titrage.
B	1		Titration des acides forts et faibles, des bases fortes et faibles. Le titrage base forte – acide fort est illustré par une figure mais n'est pas traité en détail (p. 604), le principe de calcul étant similaire à celui du titrage acide fort par base forte. Cependant, le titrage base faible par acide fort est traité plus en détail (pp. 607-609, section 15.8)
	2	Oui	Oui. La courbe de titrage de l'alanine protonée est discutée et accompagnée de calculs de pH aux différents points caractéristiques.
	3	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • P.605-606 , l'influence de la force de l'acide est abordée. • p. 605 : les auteurs mentionnent que "The increase of pH in the region near the equivalence point is smaller in the weak acid case than in the strong acid case. The weaker the acid, the smaller the increase in the pH, as illustrated in Figure 15.9." (La figure compare les courbes de titrage d'un acide fort et de 5 acides faibles de $pK_a = 2, 4, 6, 8$ et 10) • Pour les acides diprotiques, il est mentionné (p. 609) que le fait que K_{a1} et K_{a2} diffèrent par plusieurs puissances de 10, on observe deux sauts.
	4	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Chaque zone de la courbe de pH est détaillée et justifiée. • Méthode séquentielle mais sans détails (renvoi à des types de calculs effectués antérieurement dans le chapitre précédent). • Calculs détaillés dans le cas d'un acide diprotique (pp. 609-611).
	5	Non	
C	1	Oui	p. 602 : les auteurs annoncent dès le début que "We can calculate the pH titration curves using the principles of aqueous solution equilibria."
	2	Non	Les théories d'Arrhenius et de Brønsted-Lowry ne sont pas mentionnées explicitement. Les auteurs utilisent essentiellement,

		sans le préciser, la théorie de Brønsted-Lowry, qui est utilisée pour les calculs de pH.
3	Non	Les équations sont toutes écrites en théorie de Brønsted-Lowry.
4		Les calculs de pH (non détaillés, voir B4 et C6, sauf pour les acides diprotiques) sont utilisés pour décrire et expliquer l'évolution des courbes de titrage. L'aspect explicatif est développé.
5		La méthode utilisée est la méthode séquentielle. La neutralisation est présentée sans justification comme une réaction complète.
6	Non	<ul style="list-style-type: none"> • Non car les calculs ne sont pas refaits en détail. Les auteurs renvoient au chapitre précédent. • p. 605, les auteurs précisent : "In general, $[\text{OH}^-]$ from the reaction of the anion of a weak acid with water is negligible beyond the equivalence point and the pH is determined by the concentration of OH^- from the excess NaOH."
7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • p. 602, la réaction "$\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq}) 100\% \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} (\text{l})$" est présentée comme une réaction complète avant le point équivalent du titrage d'un acide fort. Le concept d'équilibre est escamoté. Au point équivalent (p. 604), la justification de $\text{pH} = 7$ ne se base pas sur l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau mais sur le fait que "... the pH is 7.00 because the solution contains only water and NaCl, a salt derived from a strong base and a strong acid." Il s'agit donc d'une référence à la théorie d'Arrhenius. • p. 604, la réaction "$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq}) 100\% \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq})$" est présentée comme complète (avant le point équivalent) puis comme limitée à un équilibre au point équivalent et au-delà (p. 605) : "$\text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$", sans justification. • p. 607 : "Key concept problem 15.15". Cet exercice demande d'attribuer des images (modèles schématiques) de solutions à différents moments du titrage. Les auteurs ne précisent pas qu'ils ne représentent que les espèces majoritaires. H_3O^+ est absent alors que cette partie du chapitre est consacré au calcul du pH. • p. 608 : la réaction de titrage de l'ammoniac est présentée comme complète ("$\text{NH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) 100\% \rightarrow \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$") et écrite dans le cadre de la théorie de Brønsted-Lowry en mentionnant que "The neutralization reaction goes to completion.". Quelques lignes plus loin, la même

		<p>réaction est présentée, pour le point équivalent, dans le sens inverse et limitée à un équilibre.</p> <ul style="list-style-type: none"> • pp. 609-611 : on retrouve les mêmes caractéristiques pour le calcul du pH à différents points du titrage de l'alanine protonée : les neutralisations sont présentées comme complètes, en insistant (100%), et les réactions des espèces résultant de ces neutralisations sont écrites comme limitées à un équilibre.
8	Oui	Pas de remarque particulière. Pas de distinction entre terme ("endpoint") et point équivalent ("equivalence point").
9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Photo du dispositif de titrage • Illustration de modèles moléculaires (action alanine, cation méthionine) • Courbes de pH (Acide fort par Base forte, Acide faible par base forte, Acide faible polyprotique par base forte, base faible par acide fort) avec certains détails • Comparaison de différentes courbes de pH selon la force (pK_a) de l'acide. • Illustration de la zone de virage d'un indicateur coloré sur une courbe de titrage.
10	Oui	1 "worked example" (p.611, titrage d'un acide aminé) ; 5 "key concept problems" qualitatifs, 12 + 3 problèmes numériques non contextualisés et 3 "multiconcepts problems" en fin de chapitre.
Commentaires		

- Principles of Chemistry: A molecular approach, N.J. Tro, Prentice Hall, 2010

TITRE		<i>Principles of Chemistry: A molecular approach, N.J. Tro, Prentice Hall, 2010</i>	
A	1	Non	La partie commence directement avec la définition du titrage, l'explication d'un dispositif expérimental et la procédure générale d'un titrage.
	1		Acides forts et faibles en détail, courbes de titrage des bases fortes et faibles représentées (Figs. 16.7 et 16.8) en signalant que le traitement est analogue à celui des acides correspondants. Le titrage d'une base forte est décrit dans l'exemple 16.6 (pp. 616-617).
B	2	Non	
	3	Non	Cet aspect est uniquement évoqué très brièvement au début (p. 612) : "The exact shape of the pH curve depends on several factors, including the strength of the acid or base being titrated." Quand l'auteur compare les courbes de titrage d'un acide fort et faible, il mentionne uniquement que, pour l'acide faible, le pH au point équivalent est basique (p. 620).
	4	Oui	Chaque zone de la courbe de pH est détaillée par la méthode séquentielle dont on n'explique pas l'origine.
	5	Non	
	1	Oui	Uniquement via les tableaux d'avancement (pp. 617-619) pour $V = 0$ et $V = V_{\text{point équivalent}}$. Les réactions de titrage sont écrites comme complètes.
C	2	Non	L'auteur utilise à la fois la théorie d'Arrhenius et celle de Brønsted-Lowry, sans le mentionner explicitement : Les équations de titrage, p. 613 ("The neutralization reaction that occurs during the titration is as follows: $\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{NaCl (aq)}$ ") et p. 617 sont écrites selon la théorie d'Arrhenius. De même, p. 616 : "Since NaOH is a strong base, it dissociates completely, so the amount of OH^- is equal to the amount of NaOH." En revanche, p. 614, il introduit $\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O (l)}$ et, pp. 617 et 619, il écrit les réactions de dissociation de $\text{HCHO}_2 \text{ (aq)}$ et d'hydrolyse de CHO_2^- selon la théorie de Brønsted.
	3	Non	Les deux théories (Arrhenius et Brønsted-Lowry) sont utilisées indifféremment selon les circonstances (voir C2). Il écrit les

		équations des réactions complètes ou considérées comme telles selon la théorie d'Arrhenius et les équations des réactions limitées à un équilibre (ionisation de l'acide formique, hydrolyse du formiate) selon la théorie de Brønsted-Lowry, sans justification. Il existe un risque de confusion.
	4	L'ouvrage justifie à de nombreuses reprises les calculs effectués et les illustre par des exemples. L'aspect explicatif est mis en avant par les calculs détaillés de pH, étape par étape, et leur mise en relation avec la forme des courbes de pH (pp. 613-616 et 617-621). Chaque partie se conclut par un résumé reprenant le principe des calculs de pH et la discussion de l'évolution du pH.
	5	<p>Il s'agit d'une approche séquentielle classique : le mot "stoichiometric" apparaît très fréquemment.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Pour le cas du titrage d'un acide faible par une base forte, la réaction de titrage est écrite comme complète sans justification : "When titrating a weak acid with a strong base, the added NaOH converts a stoichiometric amount of the acid into its conjugate base." (P. 618) • Au point équivalent, le calcul du pH est réalisé à partir de l'équilibre d'hydrolyse, l'auteur parle toutefois, mais sans insister, de concentration initiale de CHO_2^-, obtenue par calcul stœchiométrique. • p. 620, après calcul du pH au point équivalent: "..., at the equivalence point, all of the acid has been converted into its conjugate base, resulting in a weakly basic solution." • p. 621, dans le résumé du titrage de l'acide formique: "At the equivalence point, the acid has all been converted into its conjugate base. Calculate the pH by working an equilibrium problem for the ionization of water by the ion acting as a weak base."
	6	Oui
	7	Oui
		Oui, à diverses reprises ("x is small") : pp. 617, 618, 618. Le fait que la base forte OH^- soit déterminante pour le pH au-delà du point équivalent du titrage d'un acide faible est justifié explicitement.
		<ul style="list-style-type: none"> • Distinction peu claire entre les modèles d'Arrhenius et de Brønsted-Lowry, qui ne sont pas mentionnés explicitement (cf. C2 et C3). Les réactions de titrage sont présentées comme complètes et écrites selon la théorie d'Arrhenius. Les réactions à $V = 0$ et $V_{\text{point équivalent}}$, sont présentées comme

		<p>limitées à un équilibre, ce qui permet de calculer aisément le pH.</p> <ul style="list-style-type: none"> • La relation entre le titrage des acides et bases faibles et la théorie des équilibres n'est pas très claire dans la mesure où l'auteur n'explique pas quand il faut écrire une réaction complète et quand il faut écrire un équilibre (cf. C5). Les calculs d'équilibre apparaissent comme « plaqués » sur une équation de titrage stœchiométrique.
8	Oui	Pas de remarque particulière. La distinction « endpoint » – « equivalent point » est introduite p. 622 au début de la section consacrée aux indicateurs.
9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Schéma expérimental et illustration des différentes étapes d'un titrage avec photos • Courbes pH-métriques des différents cas de titrage traités • Graphique de l'évolution de la couleur de la phénolphtaléine au cours du titrage
10	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • 2 exercices résolus en détail dans le texte théorique • 20 exercices systématiques non contextualisés en fin de chapitre.
Commentaires		

- Principles of Chemistry: A molecular approach, 2nd Ed., N.J. Tro, Prentice Hall-Pearson, 2011

TITRE		<i>Principles of Chemistry: A molecular approach, 2nd Ed., N.J. Tro, Prentice Hall-Pearson, 2011</i>	
		N.B. : Le texte est quasiment identique à Principles of Chemistry : A molecular approach, N.J. Tro, Prentice Hall, 2010 à deux exceptions près : une brève section sur les acides diprotiques a été ajoutée et la discussion sur les indicateurs colorés est un peu plus détaillée.	
A	1	Non	La partie commence directement avec la définition du titrage, l'explication d'un dispositif expérimental et la procédure générale d'un titrage.
B	1		Acides forts et faibles en détail, courbes de titrage des bases fortes et faibles représentées (Figs. 16.7 et 16.8) en signalant que le traitement est analogue à celui des acides correspondants. Le titrage d'une base forte est décrit dans l'exemple 16.6 (p. 733).
	2	Oui	L'exemple d'un acide diprotique est discuté p. 739.
	3	Non	Cet aspect est uniquement évoqué très brièvement au début (p. 730) : "The exact shape of the pH curve depends on several factors, including the strength of the acid or base being titrated." Quand l'auteur compare les courbes de titrage d'un acide fort et faible, il mentionne uniquement que, pour l'acide faible, le pH au point équivalent est basique (p. 736).
	4	Oui	Chaque zone de la courbe de pH est détaillée par la méthode séquentielle dont l'origine n'est pas justifiée.
	5	Non	
C	1	Oui	Uniquement via les tableaux d'avancement pour $V = 0$ et $V = V_{\text{point équivalent}}$. Les réactions de titrage sont écrites comme complètes.
	2	Non	L'auteur utilise à la fois la théorie d'Arrhenius et celle de Brønsted-Lowry, sans le mentionner explicitement : Les équations de titrage, p. 730 ("The neutralization reaction that occurs during the titration is as follows : $\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{NaCl (aq)}$ ") et p. 733 sont écrites selon la théorie d'Arrhenius. De même, p. 733 (exemple 16.6) : "Since NaOH is a strong base, it dissociates completely, so the amount of OH^- is equal to the amount of NaOH." Cependant, p. 730, il introduit

		$\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ et, pp. 734 et 735, il écrit les réactions de dissociation de $\text{HCHO}_2 (\text{aq})$ et d'hydrolyse de CHO_2^- selon la théorie de Brønsted.
3	Non	<p>Les deux théories (Arrhenius et Brønsted-Lowry) sont utilisées indifféremment selon les circonstances (voir C2). Il écrit les équations des réactions complètes ou considérées comme telles selon la théorie d'Arrhenius et les équations des réactions limitées à un équilibre (ionisation de l'acide formique, hydrolyse du formiate) selon la théorie de Brønsted-Lowry, sans justification. Il existe un risque de confusion.</p>
4		<p>L'ouvrage justifie à de nombreuses reprises les calculs effectués et les illustre par des exemples. L'aspect explicatif est mis en avant par les calculs détaillés de pH, étape par étape, et leur mise en relation avec la forme des courbes de pH (pp. 730-733 et 733-739). Chaque partie se conclut par un résumé reprenant le principe des calculs de pH et la discussion de l'évolution du pH.</p>
5		<p>Il s'agit d'une approche séquentielle classique : le mot "stoichiometric" apparaît très fréquemment.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Pour le cas du titrage d'un acide faible par une base forte, la réaction de titrage est écrite comme complète sans justification : "When titrating a weak acid with a strong base, the added NaOH converts a stoichiometric amount of the acid into its conjugate base." (P. 734) • Au point équivalent, le calcul du pH est réalisé à partir de l'équilibre d'hydrolyse, l'auteur parle toutefois, mais sans insister, de concentration initiale de CHO_2^-, obtenue par calcul stœchiométrique (p.736). • p. 736, après calcul du pH au point équivalent: "..., at the equivalence point, all of the acid has been converted into its conjugate base, resulting in a weakly basic solution." • p. 621, dans le résumé du titrage de l'acide formique : "At the equivalence point, the acid has all been converted into its conjugate base. Calculate the pH by working an equilibrium problem for the ionization of water by the ion acting as a weak base."
6	Oui	<p>A diverses reprises ("x is small") : pp. 734, 735, 736. Le fait que la base forte OH^- soit déterminante pour le pH au-delà du point équivalent du titrage d'un acide faible est justifié explicitement (p. 737).</p>

	7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Distinction peu claire entre les modèles d'Arrhenius et de Brønsted-Lowry, qui ne sont pas mentionnés explicitement (cf. C2 et C3). Les réactions de titrage sont présentées comme complètes et écrites selon la théorie d'Arrhenius. Les réactions à $V = 0$ et $V_{\text{point équivalent}}$, sont présentées comme limitées à un équilibre, ce qui permet de calculer aisément le pH. • La relation entre le titrage des acides et bases faibles et la théorie des équilibres n'est pas très claire dans la mesure où l'auteur n'explique pas quand il faut écrire une réaction complète et quand il faut écrire un équilibre (cf. C5). Les calculs d'équilibre apparaissent comme « plaqués » sur une équation de titrage stœchiométrique. • Pour les acides diprotiques, il est mentionné (p. 739) que “if K_{a1} and K_{a2} are sufficiently different, the pH curve will have two different equivalent points.” Il y a ici une confusion entre “point équivalent” et “saut de pH”.
	8	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Confusion “point équivalent” et “saut de pH” (p. 739) • La distinction « endpoint » – « equivalent point » est introduite p. 741 au début de la section consacrée aux indicateurs.
	9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Schéma expérimental et illustration des différentes étapes d'un titrage avec photos • Courbes pH-métriques des différents cas de titrage traités, dont l'acide diprotique • Graphique de l'évolution de la couleur de la phénolphtaléine au cours du titrage
	10	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • 2 exercices résolus en détail dans le texte théorique • 24 exercices systématiques non contextualisés en fin de chapitre.
Commentaires			

- Principles of Modern Chemistry, 7th Ed., D.W. Oxtoby et al, Brooks-Cole, 2012

TITRE		<i>Principles of Modern Chemistry, 7th Ed., D.W. Oxtoby et al, Brooks-Cole, 2012</i>	
A	1	Non	La partie du chapitre commence directement avec la définition du titrage, l'explication d'un dispositif expérimental et la procédure générale d'un titrage.
B	1		Acides forts et faibles. Les cas des bases fortes et faibles sont mentionnés comme étant analogues mais ne sont pas traités explicitement.
	2	Oui	La théorie des acides polyprotiques est abordée juste après les titrages des acides monoprotiques, en trois phases : aspects généraux (paragraphe 15.7, pp 704-705), pH des solutions d'ampholytes (paragraphe 15.9, pp. 717-718), titrage de l'acide phosphorique (paragraphe 15.9, pp. 718-719, présentation assez succincte).
	3	Oui	<ul style="list-style-type: none"> Dès l'introduction p.699, il parle de l'influence du K_a et de la concentration des réactions sur l'allure de la courbe de pH. Les auteurs mentionnent aussi que "The slope of pH versus volume of strong base is less steep near the equivalence point for a weak acid than it is for a strong acid." Ils ne présentent toutefois pas l'évolution des courbes en fonction de K_a. Pour les acides polyprotiques, les auteurs mentionnent seulement, en légende de la Fig. 15.17 (titrage d'H_3PO_4, p. 719) : "No clear third equivalence point is seen at 300 mL because K_a for HPO_4^{2-} is not much greater than K_a for H_2O in solution."
	4	Oui	Calculs détaillés et justifiés du point de vue des approximations introduites.
	5	Non	
C	1	Oui	<ul style="list-style-type: none"> Les auteurs mentionnent, p. 699, que "The concepts and tools of acid-base equilibria predict the exact shape of titration curves when these quantities [K_a and concentrations] are all known." Certaines équations sont écrites avec une double flèche d'équilibre.

		<ul style="list-style-type: none"> • On justifie par calcul, p.701, pourquoi la réaction d'un acide faible avec une base forte est une réaction complète. • Néanmoins, p. 701 toujours, les auteurs indiquent explicitement que le titrage d'un acide faible par une base forte (ou d'une base faible par un acide fort) implique un équilibre chimique : "The calculation of the titration curve differs from the strong acid-strong base case in that now equilibrium (reflected in the K_a of the weak acid) enters the picture." • Une section ("A deeper look", pp. 714-718) traite les équilibres acide-base de manière exacte en utilisant les bilans de matière et de charge.
2	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Les auteurs utilisent la théorie de Brønsted-Lowry mais ne le stipulent pas explicitement (voir C3). • Il est fait régulièrement appel explicitement à la théorie des équilibres, comme le montrent les extraits ci-dessous. <ul style="list-style-type: none"> ○ Pour le titrage d'un acide faible (exemple de l'acide acétique), les auteurs écrivent la réaction avec une double flèche d'équilibre et précisent (p. 701) : "Because OH^- is a stronger base than acetate ion, it reacts almost completely with the acid originally present." (Et le justifient par la valeur de la constante d'équilibre de la réaction). ○ Ils appellent les concentrations en espèces acidobasiques obtenues en supposant la réaction quasi-totale « nominal concentrations » et donnent leurs valeurs avec un signe \approx (p. 702) ○ Au point équivalent, les auteurs précisent (p. 703) : "An identical solution could have been prepared simply by adding ... mol of the base CH_3COO^- (in the form of NaCH_3COO) to ... L of water". Ils calculent alors logiquement le pH en considérant l'équilibre d'hydrolyse de l'acétate.
3	Non	En fait, la seule théorie utilisée, sans le préciser car c'est implicite vu la structure du livre (la section « titrage » est insérée dans le chapitre sur les équilibres acide-base), est la théorie de Brønsted-Lowry.
4		Ici, nous avons clairement affaire à un ouvrage qui approfondit le sujet afin de présenter une vue globale de la matière pour permettre

		à l'apprenant de comprendre le phénomène. Les calculs détaillés du pH en différents points du titrage et les discussions qui les accompagnent mènent à des explications claires de l'allure des courbes de titrage. Par exemple, pp 702-703, on met clairement en relation l'évolution lente du pH à mi-équivalence et l'effet tampon pour un acide-faible.
5		<ul style="list-style-type: none"> • La section « A Deeper Look » p.714 justifie l'emploi des formules simplifiées en prenant en compte tous les facteurs pouvant modifier le pH. Dans ce cas-ci, les 2 méthodes de justifications sont proposées. L'ouvrage propose autant une approche séquentielle de l'établissement de l'équilibre qu'en faisant un calcul d'équilibre directement. • Il s'agit d'une approche séquentielle mais clairement justifiée, introduisant le concept de « nominal concentration » (p. 702) et précisant qu'au point équivalent la solution obtenue est équivalente à celle que l'on obtiendrait en dissolvant la quantité appropriée d'acétate de sodium (p. 703).
6		<ul style="list-style-type: none"> • Le fait de négliger l'autoprotolyse de l'eau à moins que la concentration en espèce acido-basique soit vraiment très faible est clairement annoncé. • Les auteurs précisent p. 702 que l'équation du tampon (Henderson-Hasselbalch, même s'ils ne la désignent pas ainsi) est approximative. • La section 15.9 (« A deeper look ») (pp. 714-718) discute les conditions d'applicabilité des formules simplifiées et montre comment aller au-delà quand c'est nécessaire.
7	Non	<ul style="list-style-type: none"> • Des sources de conceptions alternatives n'ont pas été identifiées. Le traité réalise un bon équilibre entre clarté et rigueur (voir les autres points pour une discussion plus détaillée et des exemples). • L'effet de K_a et de la concentration sur les sauts de pH (raideur, hauteur) n'est cependant que mentionné ou discuté superficiellement.
8	Oui	Distinction entre « Endpoint » et « Equivalent point » (Terme et point équivalent).
9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Courbes pH-métriques des différents cas traités • Courbes de distribution des espèces acido-basiques

	10	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • 12 exercices variés sur le titrage des acides et bases monoprotiques • 8 exercices sur les acides polyprotiques.
Commentaires			Il est important de noter que c'est le seul ouvrage expliquant qu'il y a une rétro-hydrolyse de l'espèce qui va impliquer un pH différent de 7. (P. 722)

- Chemistry, 3rd Ed., A. Blackman et al, Wiley, 2016

TITRE		<i>Chemistry, 3rd Ed., A. Blackman et al, Wiley 2016</i>	
A	1	Non	La partie du chapitre commence directement avec la définition du titrage, l'explication d'un dispositif expérimental et la procédure générale d'un titrage.
B	1		Titration des acides forts et faibles discutés en détail. Pour les bases fortes et faibles, les courbes de titration sont fournies en signalant que le traitement est analogue à celui des acides correspondants.
	2	Oui	Assez sommairement pour les acides diprotiques (½ page)
	3	Non	<ul style="list-style-type: none"> • L'influence de K_a et de la concentration n'est pas discutée explicitement. On trouve seulement des remarques du type (p. 477) : "... ; the weaker the acid, the stronger its conjugate base, and therefore the more basic the solution at the equivalence point." Ces remarques ne sont toutefois pas suffisantes pour se faire une idée de l'influence de K_a sur la forme des courbes de titration. • L'analyse des différences ("obvious differences") entre le titrage de HCl et celui de CH₃COOH par NaOH est l'objet de l'exercice supplémentaire 11.130, p.492 • Pour les acides diprotiques, il est mentionné cependant que deux sauts sont observés si les pK_a sont suffisamment différents (p. 478, voir aussi C8).
	4	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Pour le titrage d'un acide fort, uniquement : <ul style="list-style-type: none"> ◦ Point initial ◦ Point-Équivalent • Les auteurs fournissent une formule pour, respectivement, la zone précédant et la zone suivant le point d'équivalence mais sans calcul explicite. • Pour le titrage d'un acide faible, calcul du pH initial, à la demi-équivalence et au point équivalent. Sinon, les auteurs fournissent des formules générales pour la zone tampon et après le point équivalent.
	5	Non	
C	1	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Utilisation de la théorie de l'équilibre chimique pour calculer le pH lors du titrage d'un acide faible au début et au point équivalent (utilisation d'un tableau d'avancement).

		<ul style="list-style-type: none"> Explication du fonctionnement de l'indicateur coloré avec sa constante d'équilibre
2	Non	Les théories d'Arrhenius et de Brønsted-Lowry ne sont pas mentionnées explicitement mais les deux approches sont utilisées avec une prédominance de la théorie de Brønsted-Lowry.
3	Non	Les auteurs passent implicitement de l'une à l'autre (voir par exemple les extraits des pp. 472, 476 et 477 mentionnés en C7).
4		<ul style="list-style-type: none"> Les différentes zones du titrage sont décrites et expliquées (pp. 473-474) mais l'absence de calculs spécifiques en plusieurs points ne montre pas bien l'origine du saut de pH pour le titrage acide fort par base forte. La même remarque vaut pour le titrage d'un acide faible, où les valeurs calculées de pH ne sont données qu'au départ, à la demi-équivalence et au point équivalent (pp.474-477).
5		Méthode séquentielle non justifiée explicitement. Voir aussi les commentaires en C7.
6	Oui	L'approximation de négliger x ("x is small compared with 0.200") est mentionnée à plusieurs reprises (pp. 476-477).
7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> P. 472 : "In all acid-base titrations, regardless of the strength of the acid or base involved, the essential reaction that occurs is : $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$". Cette phrase est contredite p. 476 : "While the only reaction to note in the strong acid – strong base titration was $\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$, the situation is more complicated when weak acids or bases are involved. In this case, initial addition of NaOH (aq) to $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq})$ forms $\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq})$ according to the equation: $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{NaOOCCH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$". En outre, les deux extraits précédents mélangent les théories d'Arrhenius et de Brønsted sans les mentionner explicitement. p. 474 : titrage d'un acide fort : " [at the equivalent point] the reaction $\text{OH}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ has gone to completion, and the solution contains only Na^+ and Cl^- ions in water. The pH of the solution at the equivalence point is exactly 7.0 because Cl^- is the conjugate base of a very strong acid and therefore has essentially no basic properties." Cette façon de présenter escamote la théorie des équilibres acide-

		<p>base et la réaction</p> $\text{OH}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}).$ <ul style="list-style-type: none"> • Dans le tableau d'avancement p. 475, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0$ en conditions initiales au lieu de $[\text{H}_3\text{O}^+] \approx 0$ ou $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$. Même remarque pour $[\text{OH}^-]$ dans le tableau p.477. • p. 476 : "... we can calculate the pH at any point in the acidic region using the Henderson-Hasselbalch equation, ...". Ceci ne tient pas compte du domaine d'applicabilité de l'équation en question. Plus loin, les auteurs précisent : "Note that this equation is not exact ... it gives a very good approximation, especially when the concentration of the acid and conjugate base are similar." Cela reste toutefois vague. • Concernant le point équivalent du titrage d'un acide faible, les auteurs mentionnent (p. 477) que "the reaction has gone to completion ... In other words, at this point we have a 0.1 M aqueous solution of NaOOCCH₃". Dans ce paragraphe, deux équations sont superposées, une écrite selon la théorie d'Arrhenius correspond à une réaction complète et l'autre, écrite dans le sens inverse et selon la théorie de Brønsted-Lowry, est écrite avec une double flèche d'équilibre : $\text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{NaOH} (\text{aq}) \rightarrow \text{NaOOCCH}_3 (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ $\text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$ <p>Il est difficile pour l'étudiant débutant de comprendre pourquoi la même réaction est tantôt complète, tantôt limitée à un équilibre.</p>
8	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Établit dès le départ une différenciation entre point équivalent et terme du titrage (p. 472) • p. 478 : "Provided that the values of pK_{a1} and pK_{a2} differ by several powers of 10": il s'agit en fait des valeurs de K_{a1} et K_{a2}. Les pK_a, eux, doivent différer de plusieurs unités.
9	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • Photo d'un titrage • Photos d'indicateurs colorés • Courbe pH avec désignation et explication des différents points importants ; Idem pour les polyprotiques • Courbes de distribution des espèces acido-basiques

	10	Oui	En fin de chapitre : 7 “review questions”, 4 “review problems” contextualisés de calculs de concentration à partir des résultats d’un titrage (utilisation de la formule de titrage), 6 “review problems” non contextualisés de calculs de pH lors d’un titrage, 1 exercice supplémentaire (11.130, voir aussi B3)
Commentaires			

- Chimie des solutions, 5e édition, R. Chang & O. Jason, de Boeck, 2019

TITRE		<i>Chimie Des Solutions, 5e édition, R. Chang, & O. Jason, de Boeck, 2019.</i>	
A	1	Non	Pas de mise en situation : le titrage est défini d'emblée. On précise également les différents cas qui sont abordés.
	1		3 cas sont réellement abordés : Acide fort + Base forte Acide faible + Base forte Acide fort + Base faible Les solutions tampons sont également abordées.
B	2	Oui	En établissant la formule type d'un titrage : $C_a V_a = C_b V_b$ Les auteurs précisent que cette égalité n'est pas vraie pour une diacide. Des applications stœchiométriques sont proposées mais la présence ou l'absence de plusieurs sauts n'est pas discutée. Il n'y est fait que brièvement allusion dans les exercices 5.40 et 5.50.
	3	Oui	Une section est dédiée à cela. (5.3.4 L'influence de la concentration et la force des acides et des bases sur l'allure de la courbe de titrage). Ils ne précisent pas qu'utiliser ces paramètres peut améliorer la détermination du point équivalent. L'effet de concentration est mal expliqué et des erreurs sont présentes: constance du pH en début de titrage et au point équivalent pour différentes concentrations.
	4	Oui	Deux exemples sont proposés (p.245, E5.6 et p.248, E5.7) en détaillant les différents calculs (acide faible – base forte; base faible – acide fort).
	5	Oui	La méthode des tangentes n'est pas évoquée. Cependant, la méthode de la dérivée première l'est très succinctement. De plus, ils évoquent l'utilisation de la dérivée seconde.
	1	Oui	P.244, les auteurs expliquent les équilibres mis en œuvre dans la réaction de l'acide acétique. De plus, une explication de la définition de la force d'un acide (pK_a) est fournie dans les chapitres précédents.
C	2	Non	Dans la section dédiée aux titrages, les noms des différents modèles ne sont pas évoqués. A part l'utilisation des valeurs de K_a , K_b , pK_a et pK_b pour les calculs de pH, la mise en relation avec la théorie des acides et des bases de Brønsted est quasi-absente.
	3	Non	Voir point C2

4		La méthode présentée est la méthode classique : réaction de neutralisation complète, identification des espèces dominantes puis calcul du pH en utilisant les formules simplifiées.
5		Approche séquentielle de l'équilibre : les calculs sont justifiés par les équilibres acido-basiques en faisant référence à la page 201.
6	Non	Quasiment pas, sauf une remarque p. 249
7	Oui	<ul style="list-style-type: none"> • A différents endroits, on pourrait déduire qu'on peut titrer H_3PO_4 au 3^e saut (question 5.3.1 page 243, exercice 5.19) • Page 241, les auteurs semblent sous-entendre que l'hydrolyse des cations et anions n'est importante que pour le titrage acide faible par base faible • La distinction « espèce dominante » vs « espèce présente » est souvent escamotée, laissant croire à l'absence d'espèces comme H_3O^+ ou OH^- en certains points du titrage (alors qu'on en calcule le pH correspondant). Des phrases comme « Au point d'équivalence, les concentrations de l'acide et de la base sont toutes les deux égales à zéro » sont ambiguës (pp 246 et 249). • La figure 5.9 donne l'impression que la hauteur du saut diminue quand la concentration analytique en acide faible augmente • Une confusion s'installe entre le point de virage d'un indicateur et le point équivalent du titrage : « Le point de virage, qui correspond au point d'équivalence, est atteint lorsque l'indicateur change de couleur. » (Page 252).
8	Oui	<p>Comme beaucoup de livres de référence, les auteurs ne distinguent pas « terme » et « point équivalent ». Ils assimilent point d'équivalence et point de virage. (p.251: « La solution change de couleur au point d'équivalence »)</p> <p>Confusion apparente entre « réaction complète » et « réactifs en proportions stœchiométriques » (p.250)</p>
9	Oui	Le livre présente des représentations et des illustrations. Il y a des photos d'appareillages réels et des illustrations de courbes de titrage pour comparer certains cas mais l'échelle des ordonnées (pH) des courbes potentiométriques n'est pas calibrée, ce qui rend, par exemple, l'exercice de l'exemple 5.8 difficile à résoudre.
10	Oui	Des exercices et les solutions sont présentés. Dans la catégorie « exercices par section : titrages acido-basiques », 23 exercices de difficulté moyenne (selon les auteurs) essentiellement. Difficulté faible : 3, difficulté moyenne : 15,

		<p>difficulté élevée : 5. 9 exercices de calculs de concentration, 9 exercices de calculs de pH (au sens large, dont 1 analyse de courbe de pH), 6 exercices sur le choix d'indicateurs</p> <p>34 problèmes variés faisant tous appel à des titrages acido-basiques, dont trois analyses de courbes pH-métriques.</p>
	Commentaires	<p>Le livre présente la matière de manière assez compacte, explicite le calcul du pH à différents points du titrage mais ne met guère la matière en relation avec la théorie générale des équilibres acide-base pour en approfondir les concepts. L'approche est pragmatique et orientée vers les calculs.</p>

• Synthèse des analyses des ouvrages de référence

Après avoir analysé de manière systématique différents ouvrages en utilisant une grille de critères et d'indicateurs communs, examinons les conclusions générales que l'on peut tirer de cette étude. Ces conclusions sont évidemment limitées aux ouvrages sélectionnés. Nous pensons toutefois qu'elles donnent une image réaliste de l'enseignement secondaire belge francophone où la collection "Pirson" jouit d'un quasi-monopole et que les deux manuels français sélectionnés sont également assez caractéristiques de la pédagogie assez centralisée suivie dans ce pays. Quant aux manuels de l'enseignement supérieur que nous avons sélectionnés, les caractéristiques communes que nous y avons identifiées indiquent qu'il s'agit de tendances qui semblent générales.

On observe tout d'abord que, à partir des années 2000, les mises en situation et contextualisations deviennent la règle dans les manuels de l'enseignement secondaire. Les ouvrages destinés à l'enseignement supérieur entament quant à eux la matière de manière plus frontale, entrant directement dans les considérations strictement scientifiques.

Tant dans l'enseignement secondaire qu'au début de l'enseignement supérieur (niveau de la 1^{re} année de bachelier), l'accent est mis sur les titrages les plus courants, c'est-à-dire acide fort par base forte, acide faible par base forte, base forte par acide fort et base faible par acide fort, toutes ces espèces étant monofonctionnelles. Le cas des acides polyprotiques est envisagé dans les ouvrages de la collection belge "Pirson" à partir de 2011 en se focalisant sur l'aspect stoechiométrique (cas de H₂SO₄). Les situations où deux sauts de pH sont présents sont envisagées éventuellement en exercices. Les traités d'enseignement supérieur abordent les acides polyprotiques dans la majorité des cas mais avec des degrés d'approfondissement variables. Selon les cas, la condition de présence de sauts distincts est discutée de même que les caractéristiques des sauts (hauteur, netteté).

L'accent est mis sur les acides diprotiques sauf chez Oxtoby et al qui envisagent aussi le titrage de H_3PO_4 .

Les caractéristiques du saut de pH (hauteur, netteté) font seulement l'objet de brèves allusions dans la collection "Pirson". Dans la version de 2002 de la collection française "Durupthy", en revanche, cet aspect est envisagé ce qui peut être lié au fait que cet ouvrage met l'accent sur l'aspect analytique (précision du dosage). Étonnamment, la version de 2012 n'en parle pas. Dans les traités d'enseignement supérieur, on décrit essentiellement l'influence du pK_a de l'acide faible sur la hauteur du saut, à des degrés d'approfondissement variables. L'influence de la concentration n'est généralement pas abordée ou simplement mentionnée très succinctement, comme dans le livre de Chang & Jason, où la figure correspondante est cependant en partie erronée.

L'analyse physico-chimique des courbes de titrage pH-métriques est généralement discutée en calculant le pH en divers points de la courbe : avant ajout de titrant, avant le point d'équivalence, au point d'équivalence, après celui-ci. La méthode généralement privilégiée peut être caractérisée de séquentielle. Nous y reviendrons plus loin. Les ouvrages de la collection "Pirson", à l'exception de la version de 2003 qui n'aborde pas cet aspect, font appel aux formules de pH sans considération de leur domaine de validité. Les ouvrages de la collection "Durupthy" se focalisent sur l'aspect analytique et n'analysent pas les formes des courbes. Dans les ouvrages destinés à l'enseignement de bachelier, la méthode séquentielle est généralement utilisée mais elle n'est justifiée que par Oxtoby et al. Certains auteurs se limitent au calcul du pH avant l'ajout de titrant et au point équivalent, en réalisant un calcul d'équilibre si l'espèce titrée est faible. Certains auteurs insistent sur le domaine de validité des formules et sur les approximations réalisées (Tro, Oxtoby et al, Blackman et al), d'autres renvoient simplement au chapitre ou aux sections consacrées à la théorie des équilibres acide-base où ces questions ont été abordées (Kotz & Treichel, McMurry & Fay).

L'aspect analytique de la détermination précise du terme du titrage est présenté via la méthode des tangentes parallèles dans la collection "Pirson" (2011, 2018) et dans la collection "Durupthy" en détail par la méthode des tangentes parallèles et celle de la dérivée première. Rappelons l'accent analytique de cette collection. Les traités d'enseignement de bachelier n'abordent pas ce point sauf Chang & Jason qui évoquent brièvement la méthode de la dérivée première et montrent aussi le comportement de la dérivée seconde au saut de pH. La distinction entre "point équivalent" (ou "point d'équivalence") et "terme du titrage" n'est mentionnée que dans les traités de Tro, d'Oxtoby et al et de Blackman et al.

Examinons maintenant les aspects méthodologiques et la qualité didactique des différents ouvrages.

Dans les ouvrages destinés à l'enseignement secondaire, le caractère complet de la réaction de titrage est justifié comme un équilibre déplacé totalement vers la droite en faisant appel à la constante d'équilibre $K_c = K_{a1}/K_{a2}$. Hormis cela, il est généralement peu fait référence à la théorie générale des équilibres chimiques et à la théorie spécifique des équilibres acide-base. L'accent est plus mis sur le titrage en tant que méthode de dosage, ce que traduit aussi le nombre d'exercices consacré à cet aspect, et sur les aspects strictement calculatoires : on fournit aux élèves des recettes pratiques pour calculer le pH à diverses étapes du titrage.

Dans les traités d'enseignement supérieur (niveau bachelier), il est généralement fait référence aux sections sur la théorie des équilibres acide-base mais sans vraiment les mobiliser en profondeur sauf éventuellement pour le calcul du pH avant ajout de titrant et au point d'équivalence. Signalons que le livre d'Oxtoby et al est une exception positive à cette situation générale.

Les modèles d'Arrhenius et de Brønsted-Lowry ne sont généralement pas mentionnés explicitement ni différenciés dans le chapitre sur les titrages. En général, les auteurs écrivent les équations par commodité selon un modèle ou l'autre sans que la logique du choix n'apparaisse clairement. Comme ce chapitre est souvent focalisé sur l'aspect calculatoire, cela n'a guère de conséquences de ce point de vue mais ne contribue pas à clarifier les conceptions des apprenants.

Les calculs de pH en différents points de la courbe de titrage sont effectués par une méthode que nous qualifions de "séquentielle". On considère que l'équilibre existant à un moment donné du titrage (ajout de x mL de titrant) est atteint séquentiellement : une première étape, décrite par l'équation chimique du titrage, est complète et mène aux espèces prépondérantes qui sont, elles, soumises à un équilibre acide-base qui va fixer le pH. Le pH est alors calculé soit en résolvant explicitement un problème d'équilibre par la méthode du tableau d'avancement, principalement avant ajout de titrant et au point équivalent, soit en utilisant les formules simplifiées de pH vues précédemment. La justification de cette procédure, que rien ne prépare dans les sections sur la théorie des équilibres acide-base mais qui semble considérée par beaucoup d'auteurs comme suffisamment intuitive pour se passer de justifications, n'est en fait explicitée que dans le traité d'Oxtoby et al qui représente une exception, pour ses qualités de rigueur et de profondeur de réflexion physico-chimiques, par rapport aux autres ouvrages que nous avons analysés.

En ce qui concerne les conceptions alternatives que ces ouvrages pourraient induire, nous n'en avons pas vraiment identifié qui correspondent à celles mentionnées au chapitre 1 et qui s'assimilent parfois à des erreurs assez grossières. Il s'agit ici plutôt de manques de rigueur, d'explications ambiguës, qui peuvent perturber l'élève ou l'étudiant, oblitérer sa compréhension et lui faire considérer ce chapitre comme une entité à part déconnectée de la théorie générale des équilibres acide-base. Relevons ici les principales conceptions alternatives que ces ouvrages pourraient générer. Nous ne mentionnons ici que celles qui apparaissent de manière assez récurrente à travers les ouvrages analysés et renvoyons aux fiches de lecture pour plus de détails.

- 1) Le fait de considérer que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 0$ au point équivalent du titrage d'un acide fort par une base forte et donc de négliger l'autoprotolyse de l'eau. On explique que la présence d'ions Na^+ et Cl^- dont l'effet sur le pH est nul justifie que $\text{pH} = 7$. En fait, cela revient à se restreindre implicitement à la théorie d'Arrhenius.
- 2) Le fait de considérer que l'acide faible HA est complètement absent au point équivalent du titrage de cet acide alors que c'est le rapport $[\text{HA}]/[\text{A}^-]$ qui détermine le pH en tout point du titrage.
- 3) Il n'apparaît pas clairement quand une équation doit être écrite avec une simple flèche (réaction complète) ou une double flèche (réaction limitée à un équilibre). A titre d'exemple, pour illustrer ce point, dans le traité de McMurry & Fay, la réaction " $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq})$ " est présentée comme complète (avant le point équivalent) puis comme limitée à un équilibre au point équivalent et au-delà : " $\text{CH}_3\text{CO}_2^- (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$ ", sans justification.
- 4) L'équation de Henderson-Hasselbalch est présentée comme valide dans tout le domaine précédent le point d'équivalence.
- 5) L'influence du pK_a sur la hauteur du saut de pH n'est pas analysée en détail, ce qui laisse certains auteurs, par exemple Chang & Jason, envisager le titrage de H_3PO_4 au troisième saut.

Du point de vue des illustrations, la qualité des différents ouvrages est tout à fait satisfaisante. De nombreuses courbes pH-métriques sont présentées et annotées clairement. Des photos du dispositif de titrage et de différentes étapes de celui-ci sont également souvent présentées.

Les exercices proposés par la collection "Pirson" ont évolué au cours des versions et de l'évolution de programmes pour inclure plus d'exercices contextualisés. Ceux de la collection "Durupthy" sont également assez variés, contextualisés et de difficulté progressivement croissante. Dans les traités d'enseignement de bachelier, on propose

souvent un nombre d'exercices assez important mais leur niveau est variable d'un ouvrage à l'autre : exercices systématiques non contextualisés chez Kotz & Treichel et chez Tro, exercices plus conceptuels ou faisant appel à plusieurs concepts chez d'autres auteurs (McMurry & Fay, Oxtoby et al. Blackman et al., Cheng & Jason).

Pour finir, même si les préconceptions établies au chapitre 1 ne sont pas précisément retrouvée au sein des ouvrages de référence, nous constatons effectivement que les ouvrages de références peuvent être à l'origine de *misconceptions*. Afin de vérifier les conclusions émises jusqu'à maintenant à l'issue des deux premiers chapitres de ce mémoire, nous avons construit un questionnaire qui sera détaillé au chapitre 3.

Chapitre 3 Analyse des compétences et conceptions alternatives des élèves de l'enseignement secondaire belge francophone

La recherche bibliographique présentée dans le chapitre 1 et l'analyse des ouvrages de référence faisant l'objet du chapitre 2 ont permis d'identifier un certain nombre de conceptions alternatives liées aux titrages acide-base et à la théorie générale sous-jacente des équilibres associés. Le chapitre 2 a montré entre autres que plusieurs manuels et traités n'établissaient pas de liens clairs et directs entre la théorie générale des équilibres acido-basiques et l'interprétation ainsi que le calcul des courbes pH-métriques. Le but de ce dernier chapitre de notre mémoire est de présenter une étude des conceptions alternatives des élèves de l'enseignement secondaire belge francophone général de transition suivant un cours dit de "sciences générales", c'est-à-dire comportant deux périodes (50 minutes) de chimie par semaine, parmi un ensemble de 6 ou 7 périodes de sciences, avec éventuellement des activités de laboratoire supplémentaires.

Le questionnaire que nous avons mis au point comporte 23 questions à choix multiple dont 14 demandant en plus une brève justification par l'élève de sa réponse. Sa version initiale se trouve en annexe 1. Il a été validé en deux étapes : il a d'abord été testé à l'Athénée Royal d'Eupen dans des classes de Mme Brigitte NIHANT, assistante pédagogique à l'Université de Liège. Il a pour cela dû être traduit préalablement en allemand. Notons que les programmes et méthodes d'enseignement des Communautés Germanophone et Française (Fédération Wallonie-Bruxelles) de Belgique sont relativement similaires, ce qui garantit une procédure de validation adéquate. Ensuite, le questionnaire a été également adapté en fonction des commentaires que nous ont transmis les trois professeurs de l'enseignement de la Fédération Wallonie-Bruxelles qui avaient accepté de faire participer leurs élèves à notre étude.

Les élèves disposaient d'une période de cours de 50 minutes pour répondre au questionnaire.

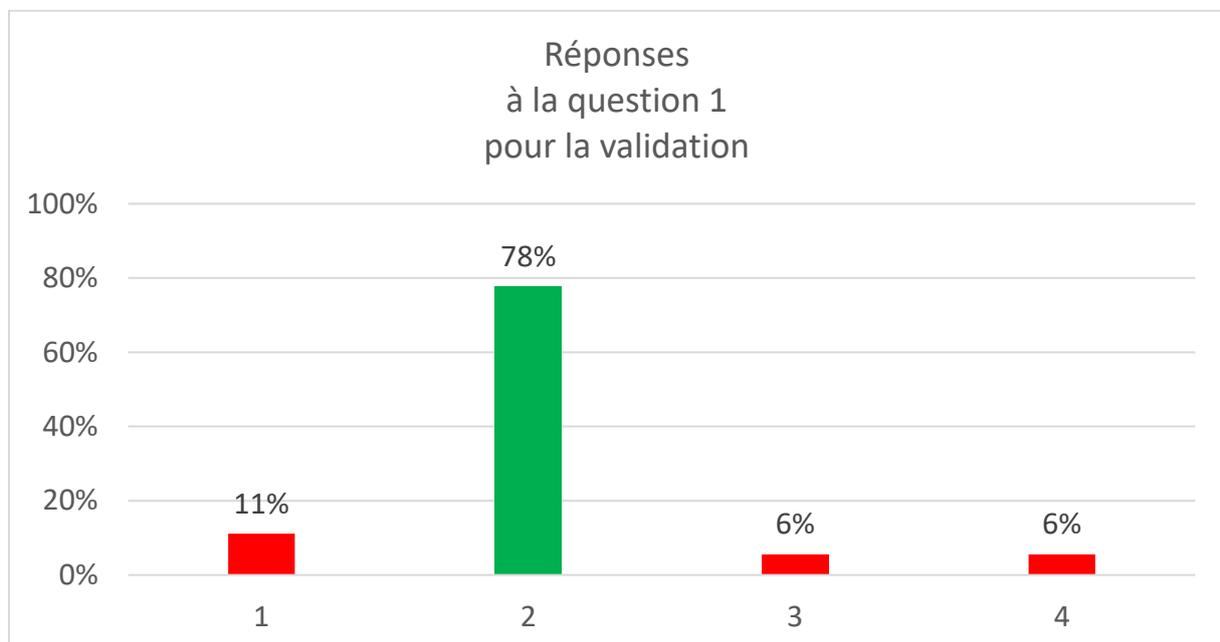
Le questionnaire a été structuré en fonction des grandes catégories, identifiées à la fin du chapitre 1, de lacunes de compréhension à la base des préconceptions. Le questionnaire tel qu'il a été soumis aux élèves est présenté en annexe 2, ainsi que la version où apparaissent en sous-titres les catégories en question (annexe 3).

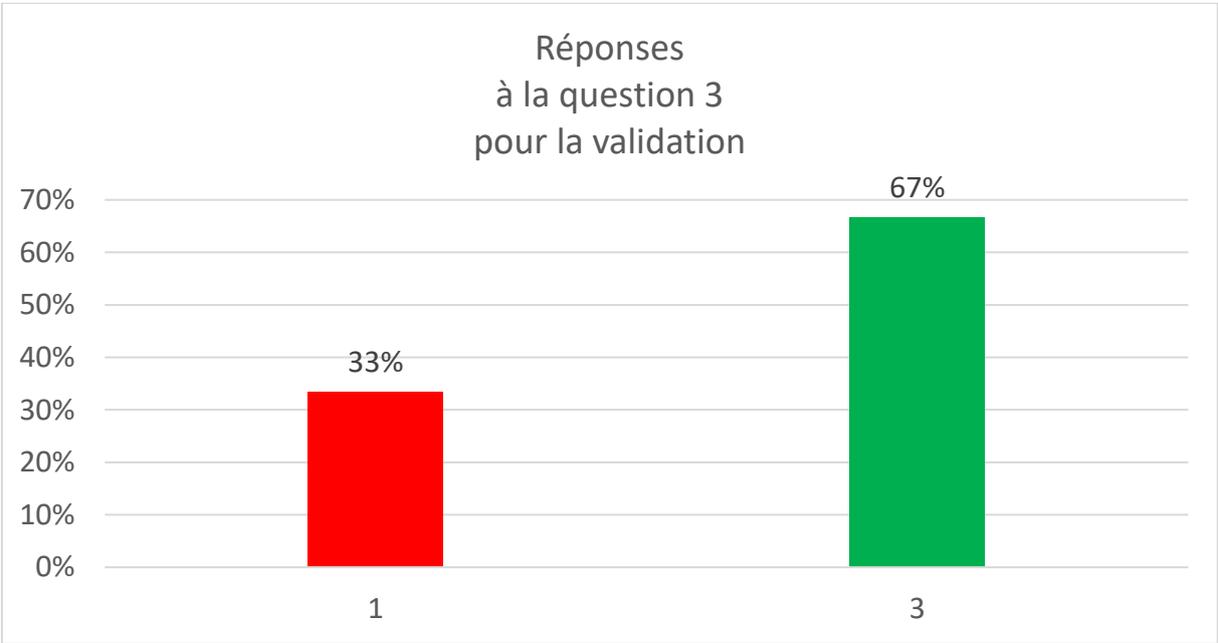
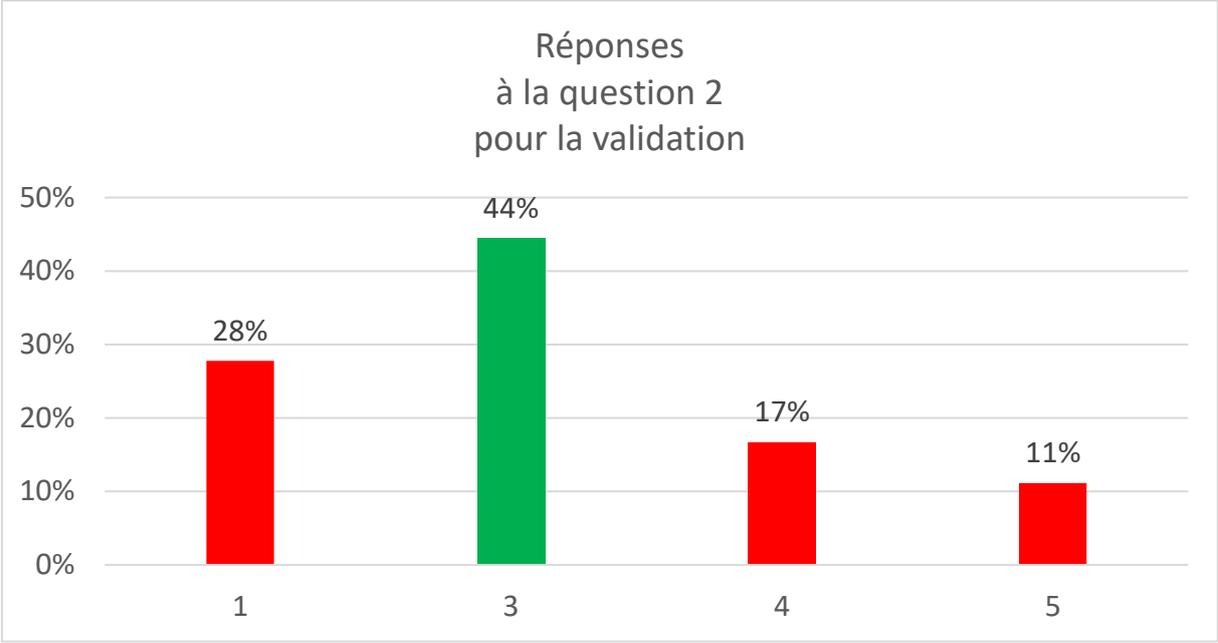
- Validation du questionnaire

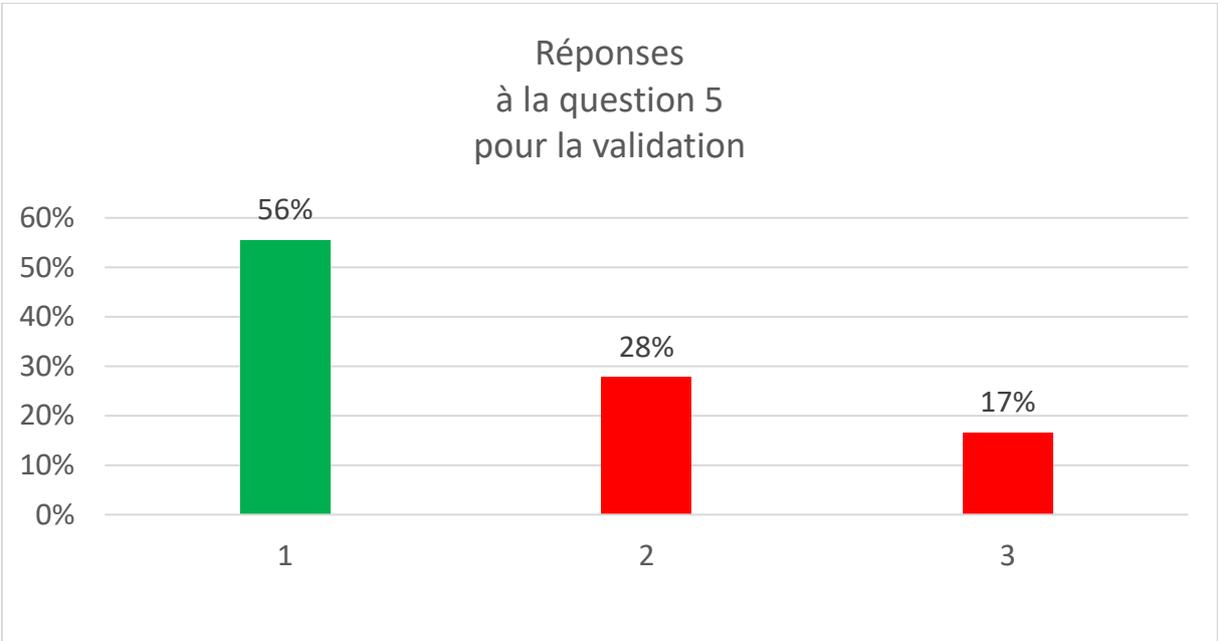
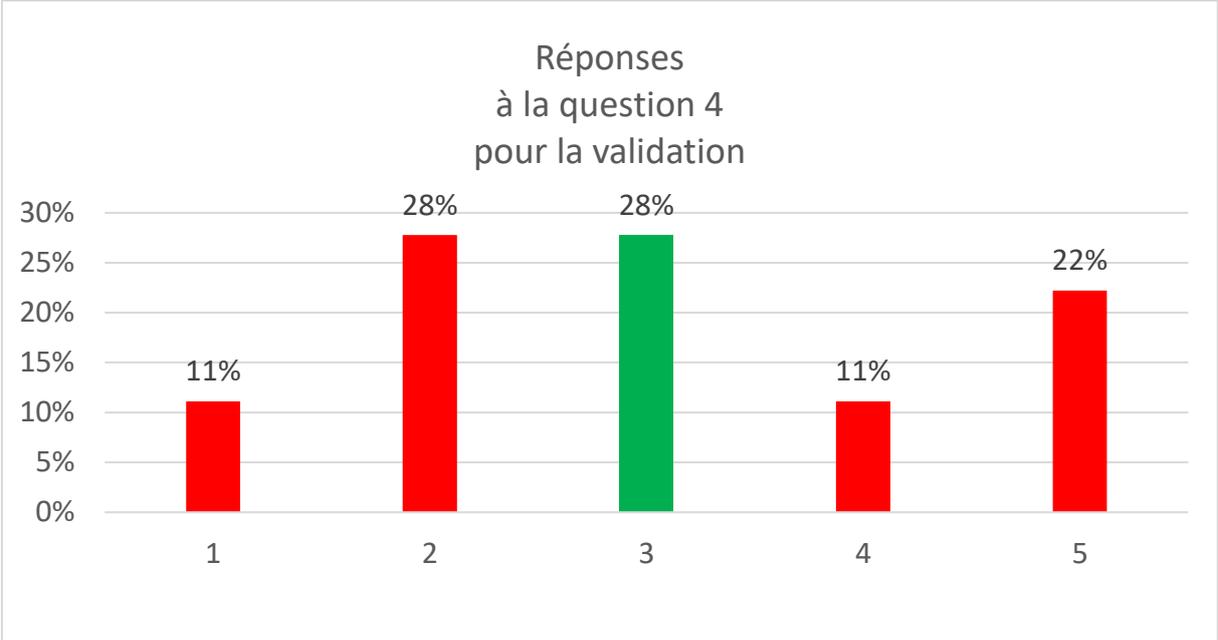
Comme mentionné précédemment, le questionnaire a été soumis à des élèves du cours de sciences générales de l'Athénée Royal d'Eupen dans le cadre d'un examen. Le nombre d'élèves concernées était de 18 (7 de genre masculin, 11 de genre féminin). Les résultats obtenus par les élèves sont les suivants :

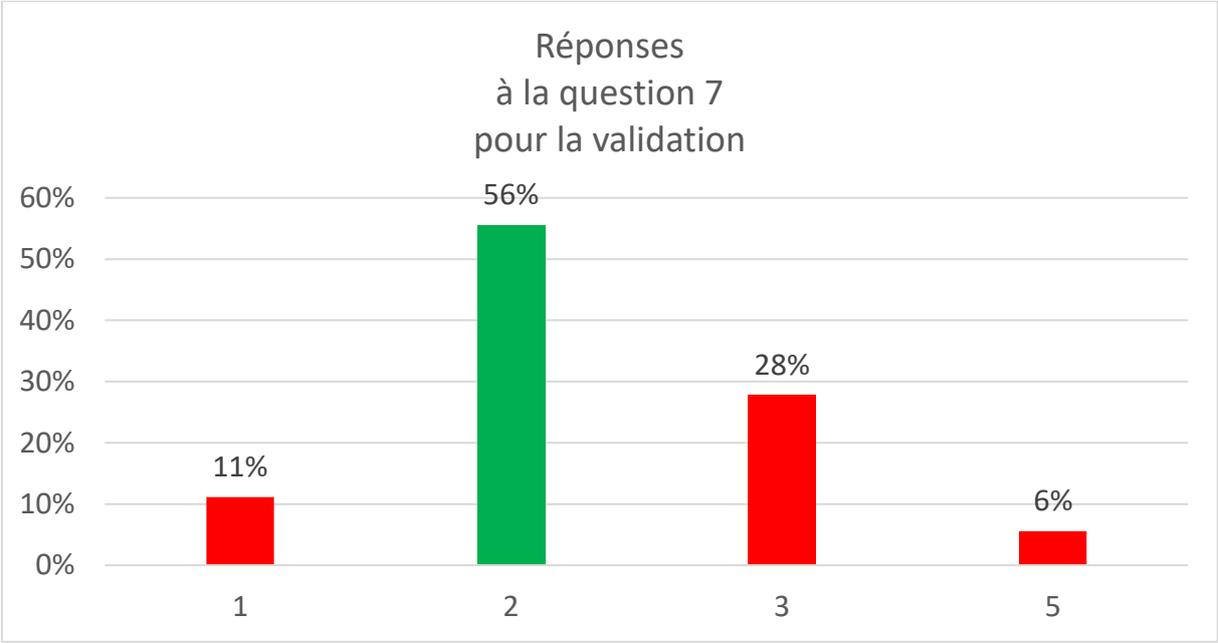
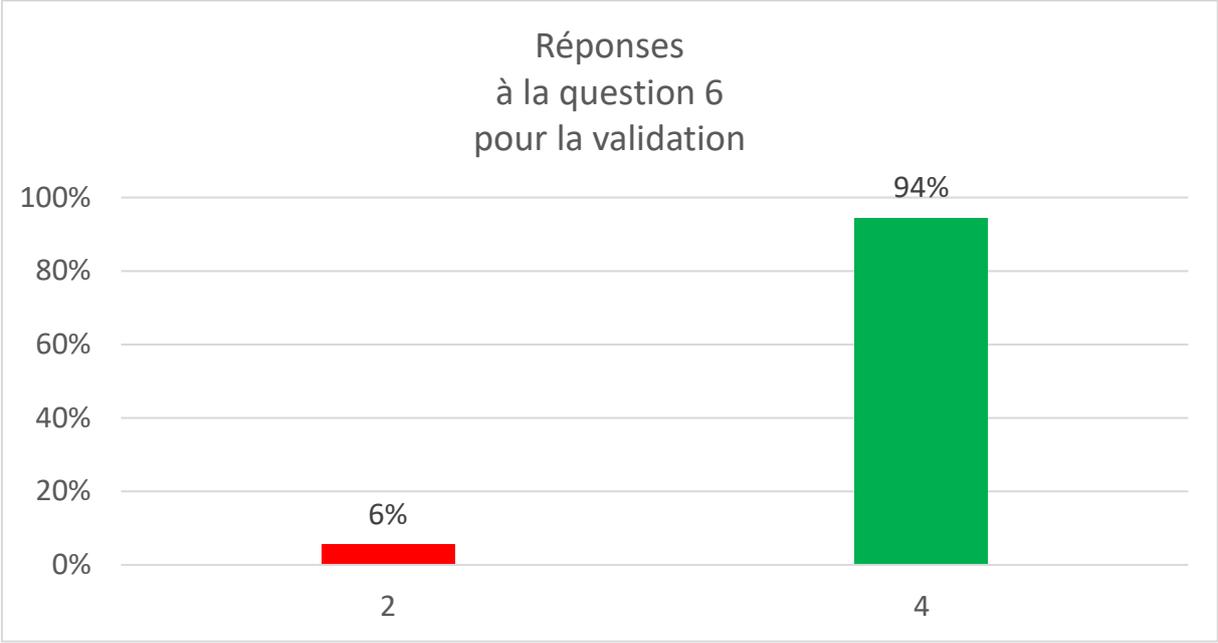
- Pourcentage moyen de réussite : 63 %
- Écart type : 11 %
- Pourcentage de réussite question par question : les différentes propositions ("distracteurs") du questionnaire à choix multiple (annexes 1 et 2) sont repérées par un numéro croissant (1 pour la proposition "1", 2 pour la proposition "2" etc.). La réponse 0 correspond à une absence de réponse de la part de l'élève.

Voici les résultats obtenus :

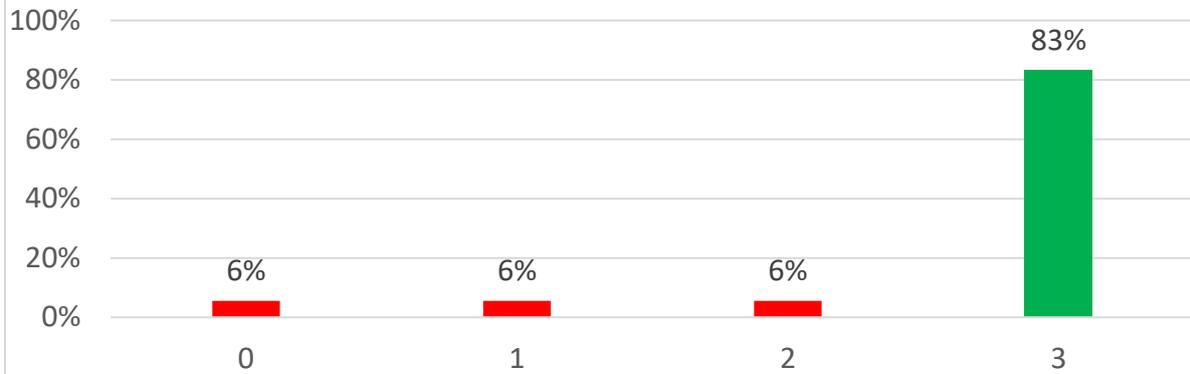




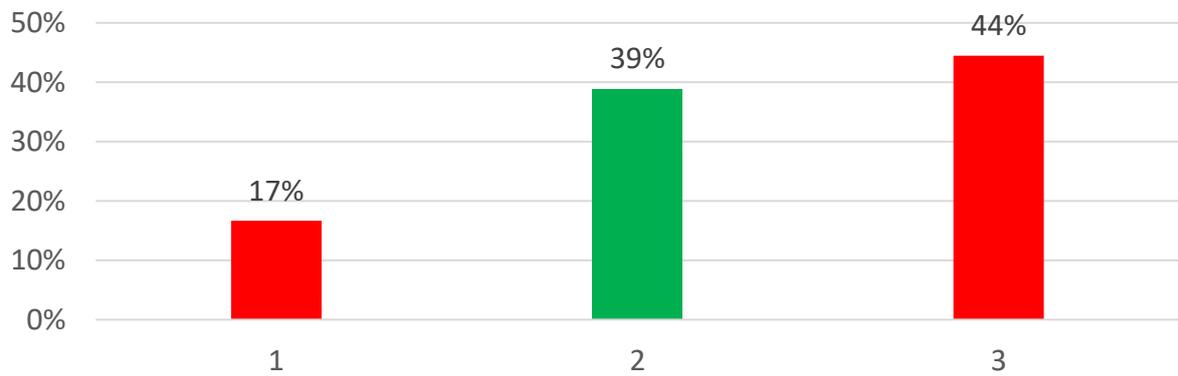


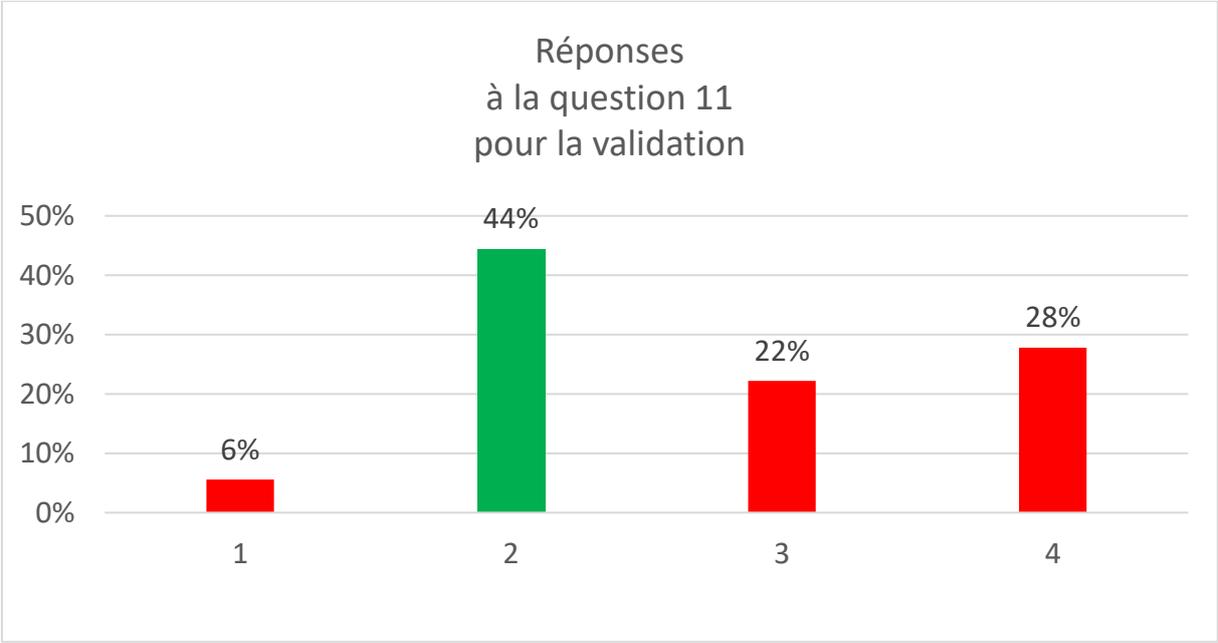
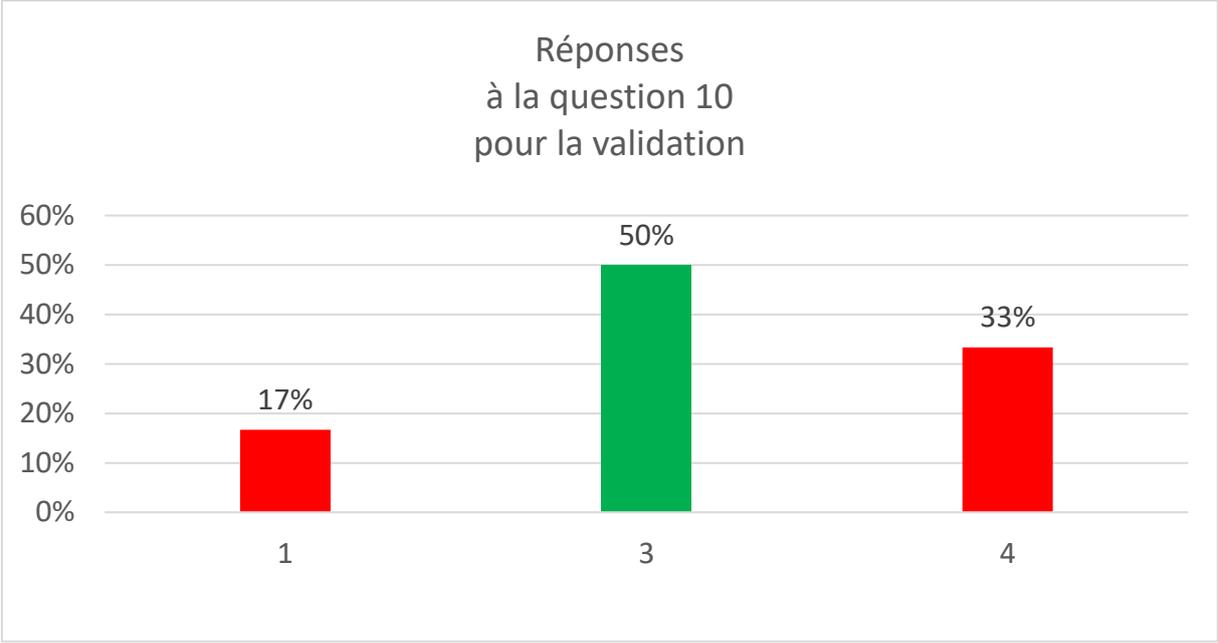


Réponses
à la question 8
pour la validation

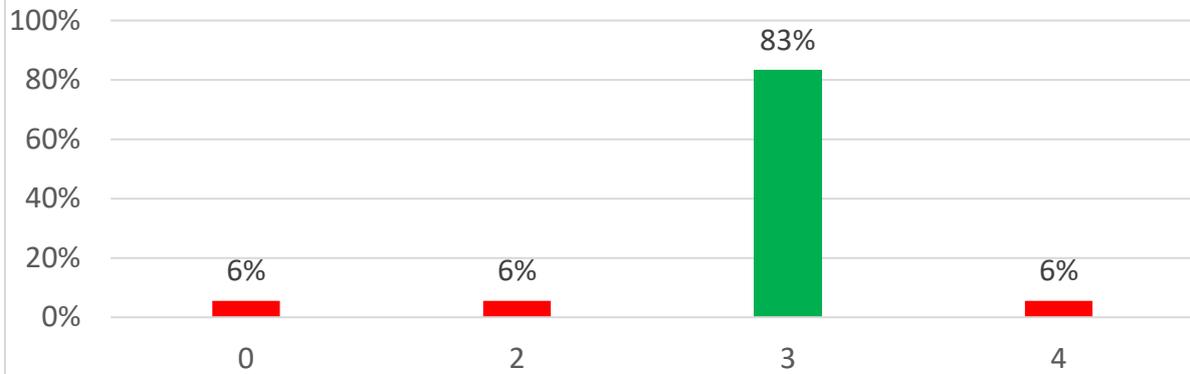


Réponses
à la question 9
pour la validation

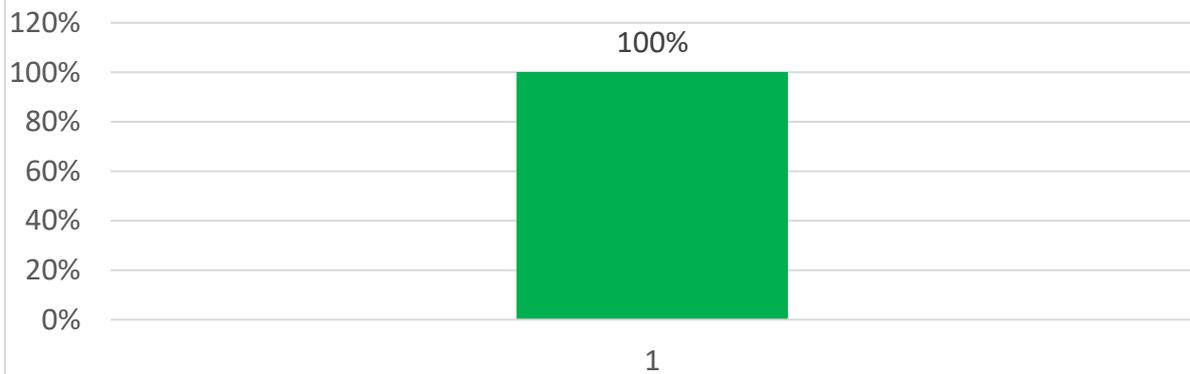




Réponses
à la question 12
pour la validation



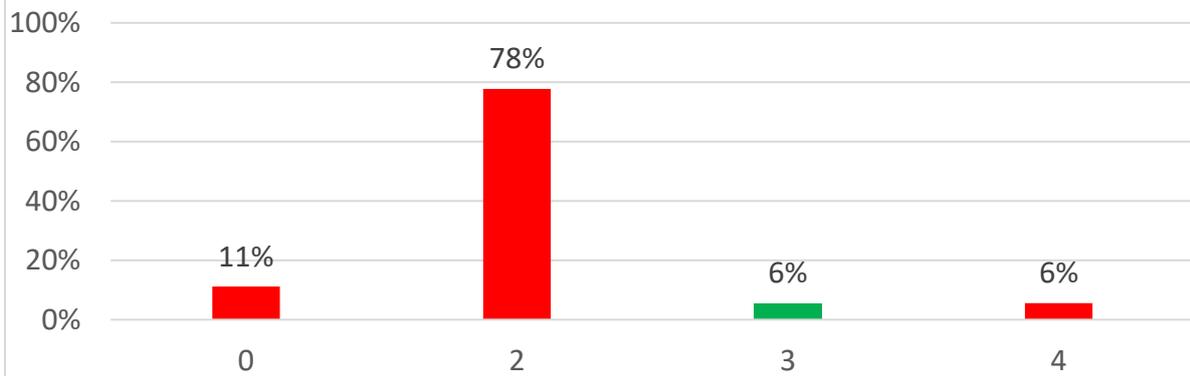
Réponses
à la question 13
pour la validation



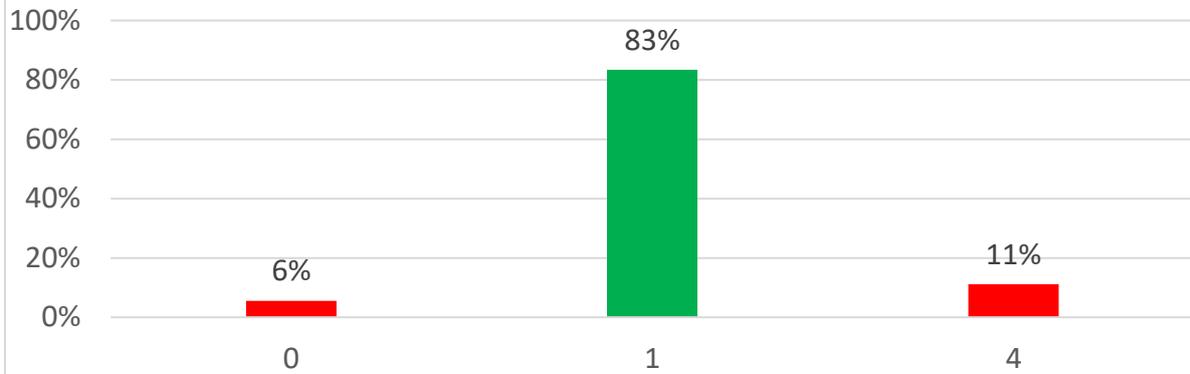
Réponses
à la question 14
pour la validation



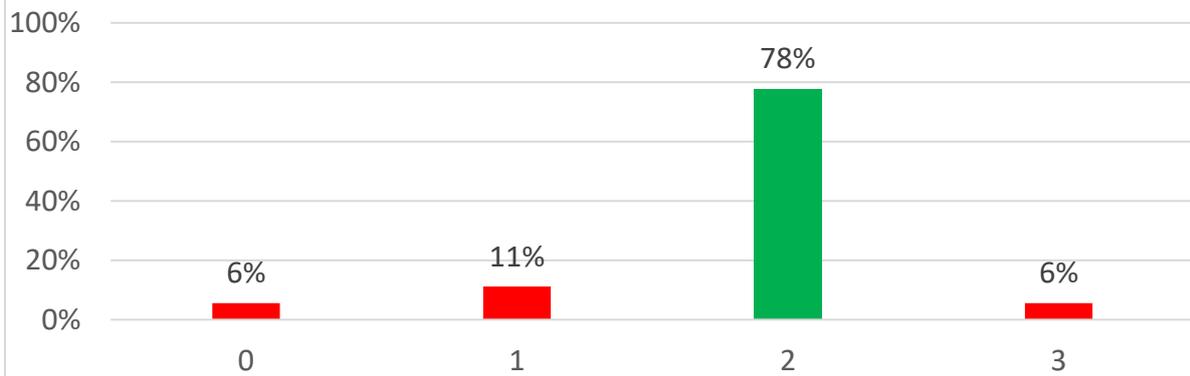
Réponses
à la question 15
pour la validation



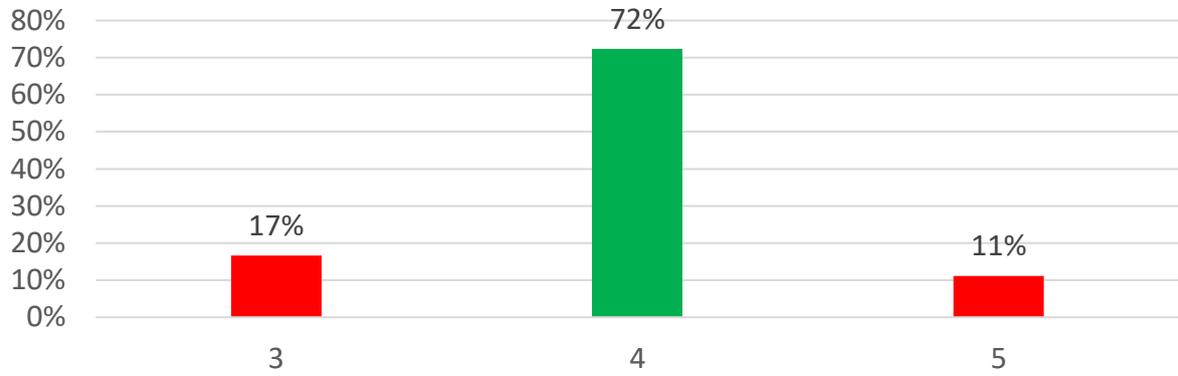
Réponses
à la question 16
pour la validation



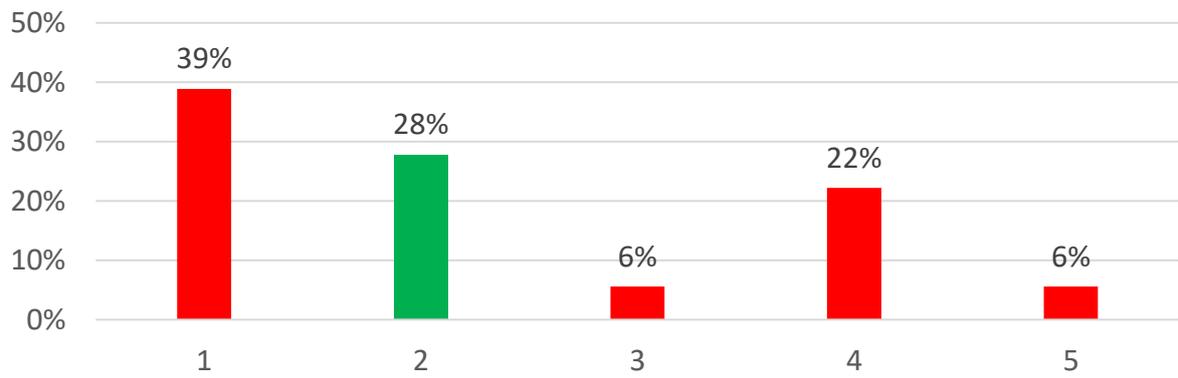
Réponses
à la question 17
pour la validation

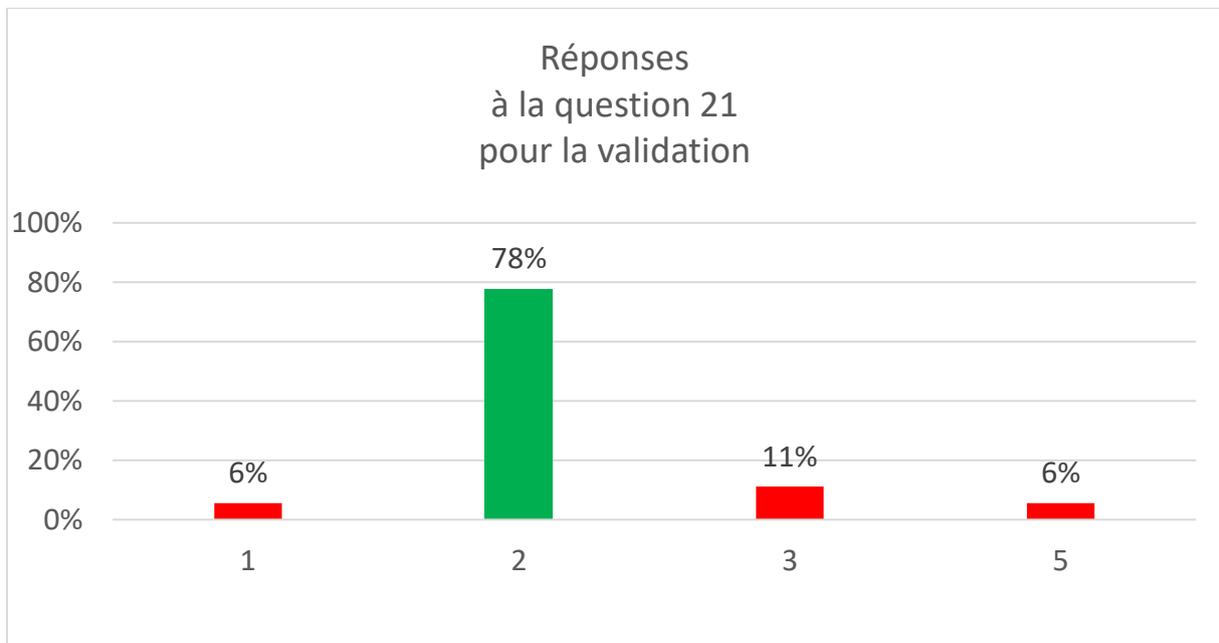
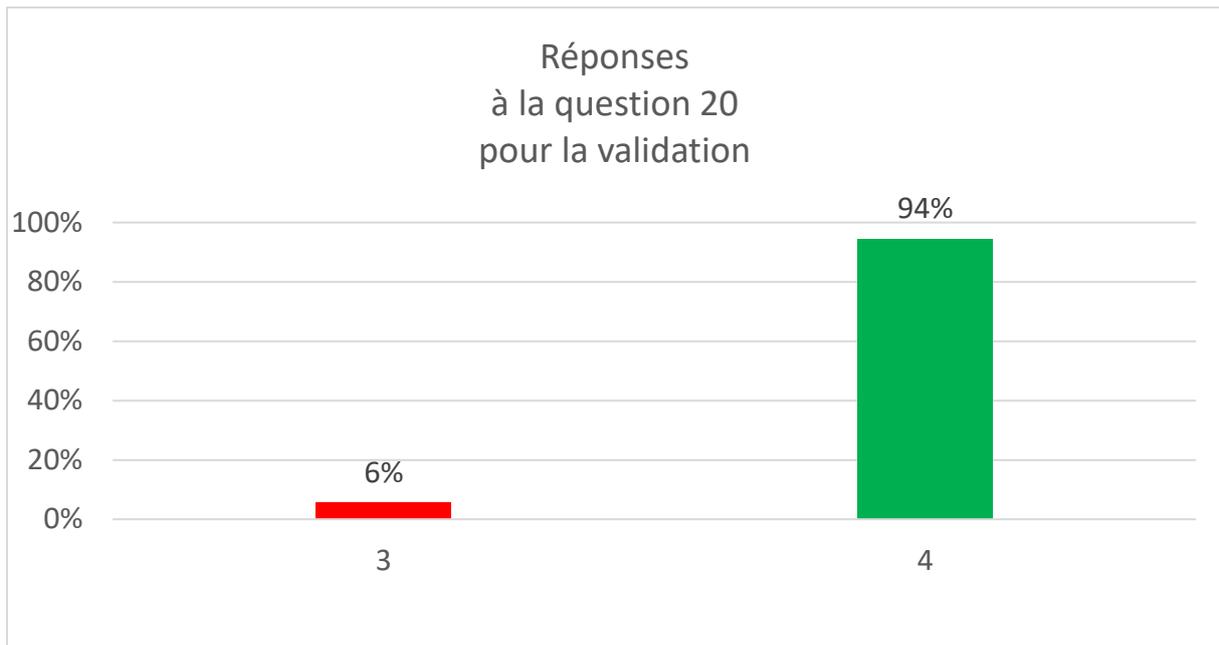


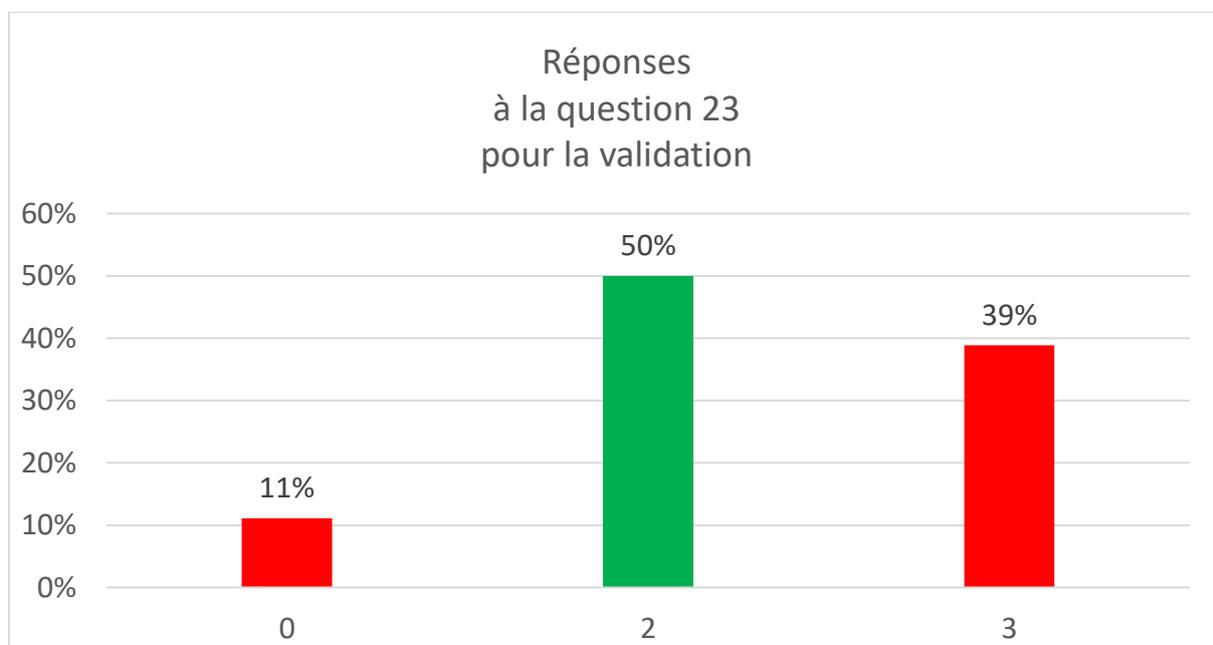
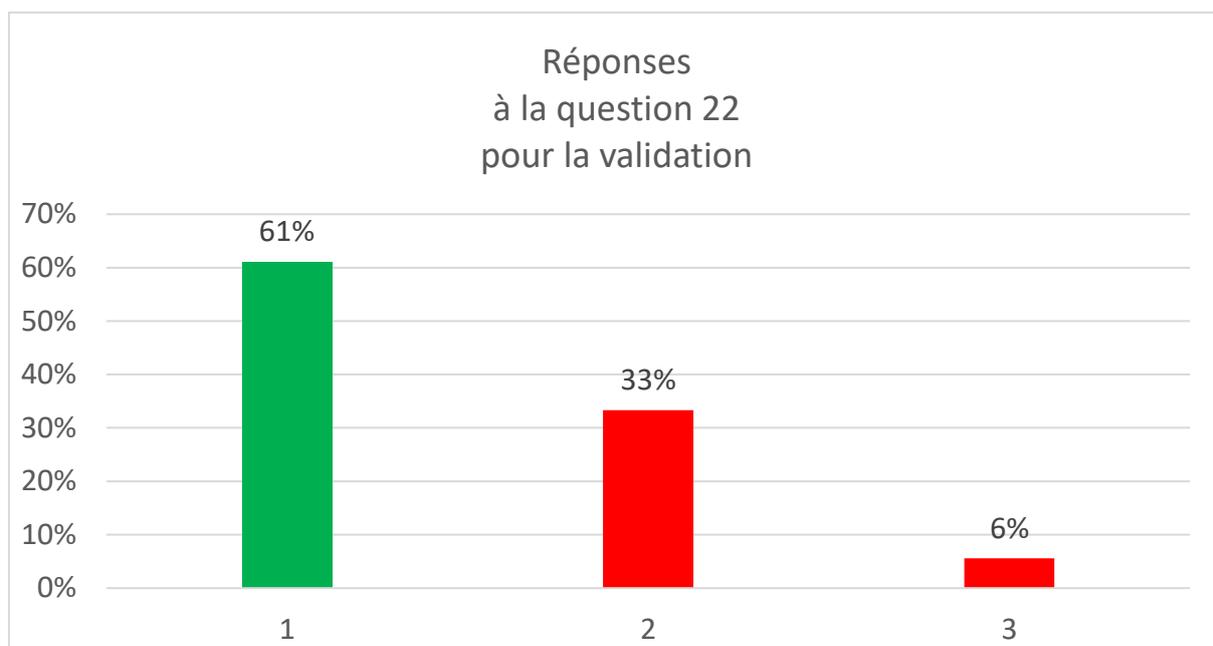
Réponses
à la question 18
pour la validation



Réponses
à la question 19
pour la validation







On constate que, pour 19 questions sur 23, la réponse correcte est majoritaire avec un score compris entre 44% et 100%. Les quatre questions ayant posé le plus de difficulté et pour lesquelles la réponse majoritaire est incorrecte sont :

- La question 15 relative à stœchiométrie de la réaction dans le cas d'un acide diprotique,
- La question 4 relative à la corrélation incorrecte des zones de pH et des zones de dominance des différentes espèces (ions hydronium, hydroxyde, formes acides et basique),
- La question 19 relative à la mauvaise compréhension du rôle d'un indicateur coloré et à la position de la zone de virage sur une courbe pH-métrique,

- La question 9 relative à la loi de dilution d'Ostwald.

À la suite de cette première étape et des commentaires des professeurs des écoles participantes, nous avons apporté les modifications suivantes au questionnaire.

- Nous avons demandé aux élèves s'ils suivaient 6 ou 7 heures de sciences.
- Nous avons introduit le concept de réaction dans l'énoncé de la question 1.
- Nous avons remplacé $[\text{OH}^-] = 0$ par $[\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$ dans les propositions 1 et 2 de la question 4.
- Pour la question 15, nous avons mis en gras le mot « **complètement** » afin d'attirer l'attention des apprenants sur le fait que les deux protons de l'acide sulfurique seraient titrés.
- Nous avons défini concept de "terme du titrage" dans l'énoncé de la question 21 afin d'éviter que de mauvaises réponses ne viennent du simple fait de l'ignorance du vocable.
- Dans la question 22, nous avons précisé que HA et A⁻ étaient bien les formes acide et basique du même couple.

● Description des populations d'élèves étudiées

Cette analyse a été effectuée en Fédération Wallonie-Bruxelles dans 3 classes de 6^e année secondaire d'enseignement général, dont les professeurs ont accepté la participation de leurs élèves.

- Deux classes du Collège Sainte-Véronique à Liège, comportant respectivement 26 et 20 élèves. La proportion de genre masculin/féminin de la première classe est de 46 % (12 hommes) et 54 % (14 femmes). Dans la seconde classe, il est de 35% (7 hommes) et 65% (13 femmes)
- Une classe du Collège Saint-Barthélemy à Liège, comportant 21 élèves. La proportion de genre masculin/féminin est de 57 % (12 hommes) et 43 % (9 femmes).

Les réponses aux questions préalables (genre, nombre de périodes de mathématiques, de sciences et de laboratoire) sont résumées dans le tableau ci-dessous.

		Collège Sainte Véronique classe 1	Collège Sainte Véronique classe 2	Collège Saint Barthélemy
Population	Globale	26	20	21
	Masculin	12	7	12
	Féminin	14	13	9
Mathématiques : (périodes/semaine)	2	0	0	0
	4	19	4	1
	6	6	12	14
	8	1	4	6
Sciences : (périodes/semaine)	6	18	10	3
	7	8	10	18
Laboratoires : (périodes / mois)	< ou = 2	26	20	20
	>2	0	0	1

▪ Résultats globaux

Le score moyen de réussite du questionnaire (pourcentage de réponses correctes) est de 40%. L'écart-type est de 16 %.

Collège Sainte-Véronique classe 1 : score de réussite = 35 %

Collège Sainte-Véronique classe 2 : score de réussite = 48 %

Collège Saint-Barthélemy : score de réussite = 39 %

Le pourcentage global moyen d'absence de réponse s'élève à 25 %.

▪ Résultats par préconceptions

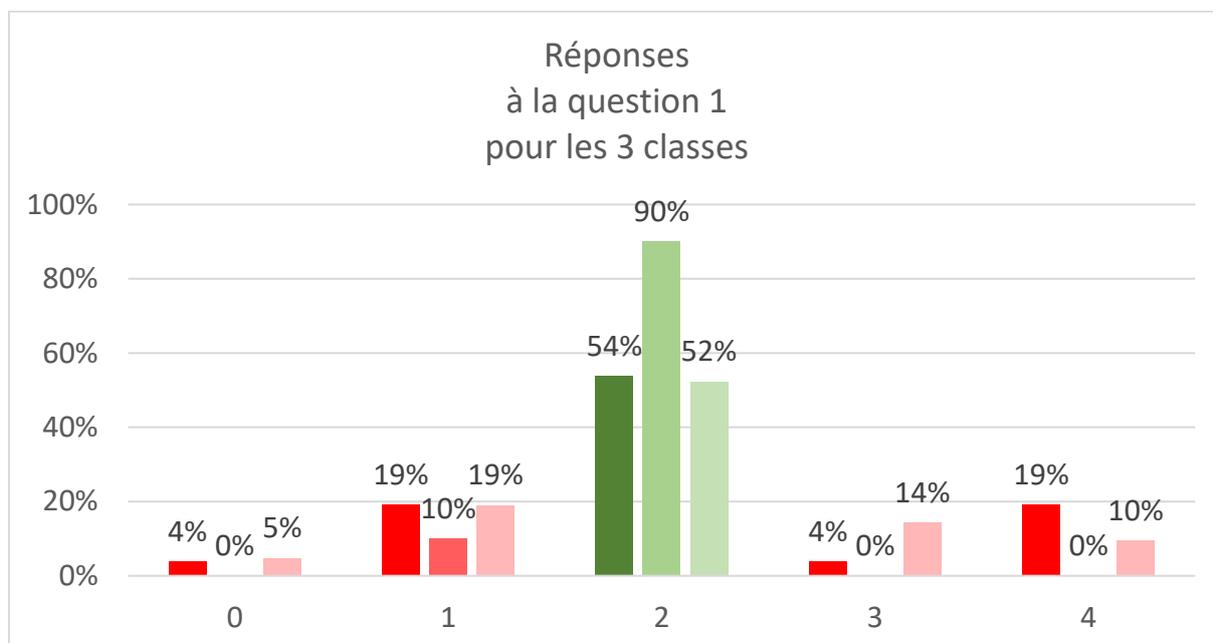
Les résultats de cette enquête sont ici présentés par catégorie de préconception, ou, plus précisément, par catégorie de lacune de compréhension menant à une série de préconceptions (cf. chapitre 1). A la suite des résultats obtenus, des suggestions d'interprétation sont proposées sur la manière qu'ont les élèves de réfléchir face à certaines situations. Pour chaque question de chaque catégorie, le premier graphique présentera les réponses proposées en dissociant chacune des classes participantes. Les deux premières colonnes représenteront les réponses de chacune des deux classes du Collège Sainte Véronique et la dernière colonne représentera les réponses du Collège Saint-Barthélemy. Le second graphique globalisera les réponses des 3 classes afin d'avoir une vue d'ensemble. On observe évidemment des fluctuations entre les différentes classes

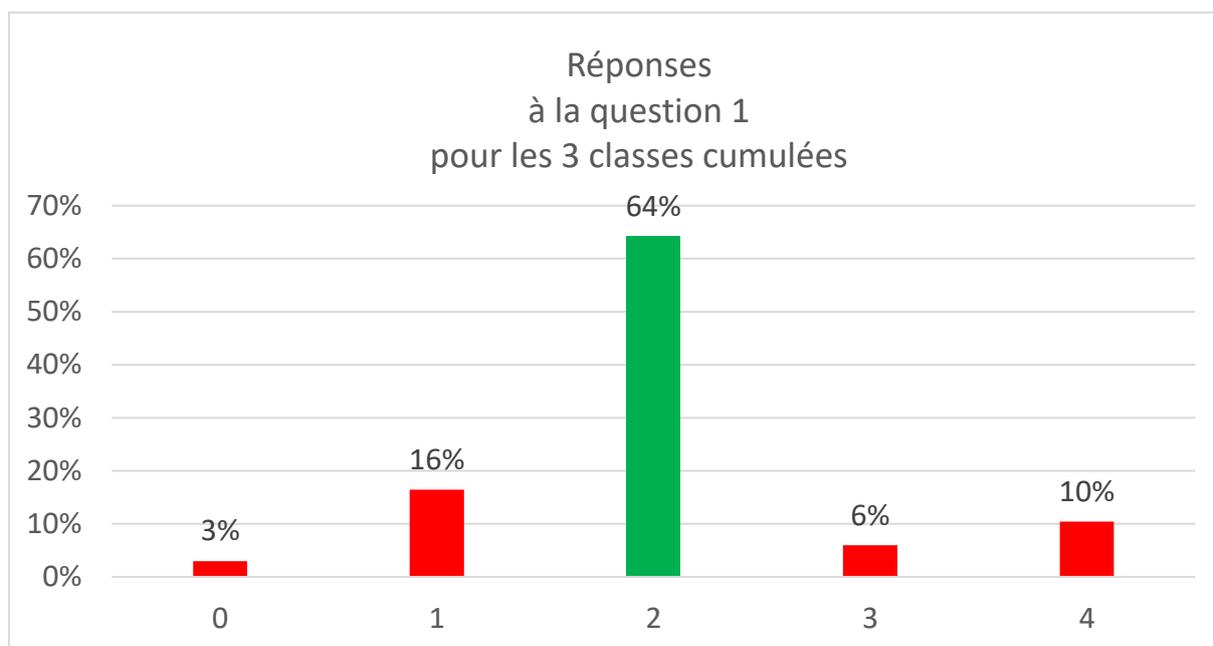
mais, globalement, les grandes tendances se maintiennent.

Rappelons que les différentes propositions (“distracteurs”) du questionnaire à choix multiple (annexes 2 et 2) sont repérées par un numéro croissant (1 pour la proposition “1”, 2 pour la proposition “2” etc.). La réponse 0 correspond à une absence de réponse de la part de l’élève.

▪ L’apprenant ne comprend pas le mécanisme d’ionisation d’un acide polyprotique

On observe que l’apprenant comprend majoritairement le mécanisme d’ionisation d’un acide polyprotique. Cependant, une certaine proportion (10%) considère que l’entière des protons sont titrés ce qui fait écho à la question 15. Ce dernier point sera développé dans la section correspondante (Cf section « L’apprenant ne maîtrise pas la stœchiométrie de la réaction » page 109 .)



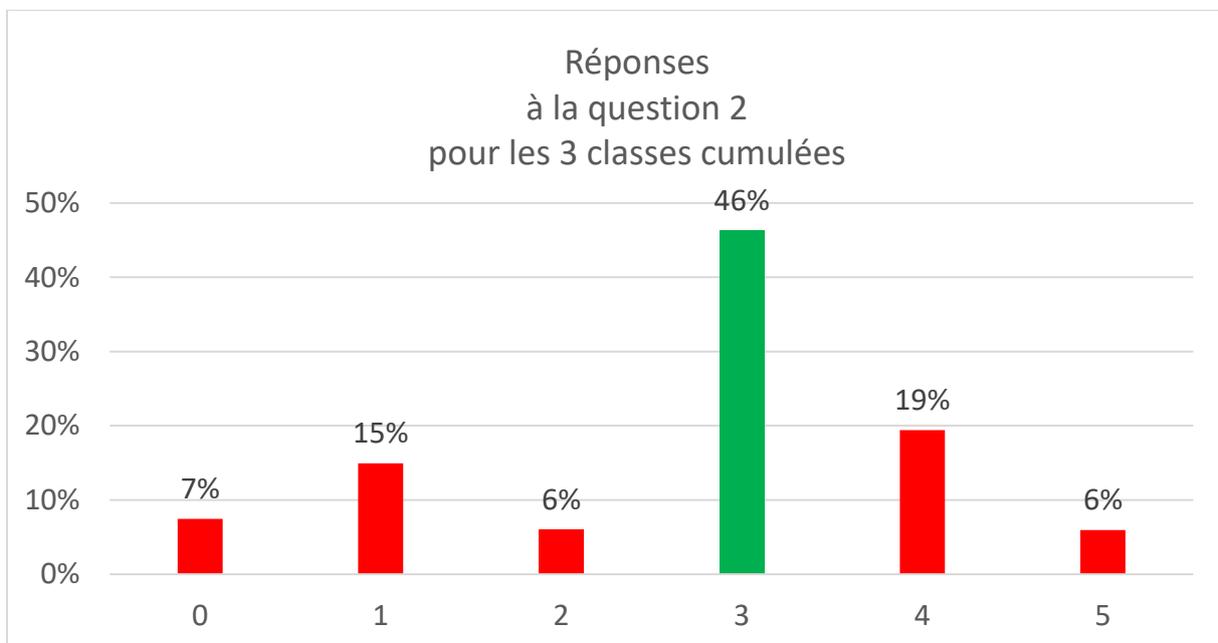
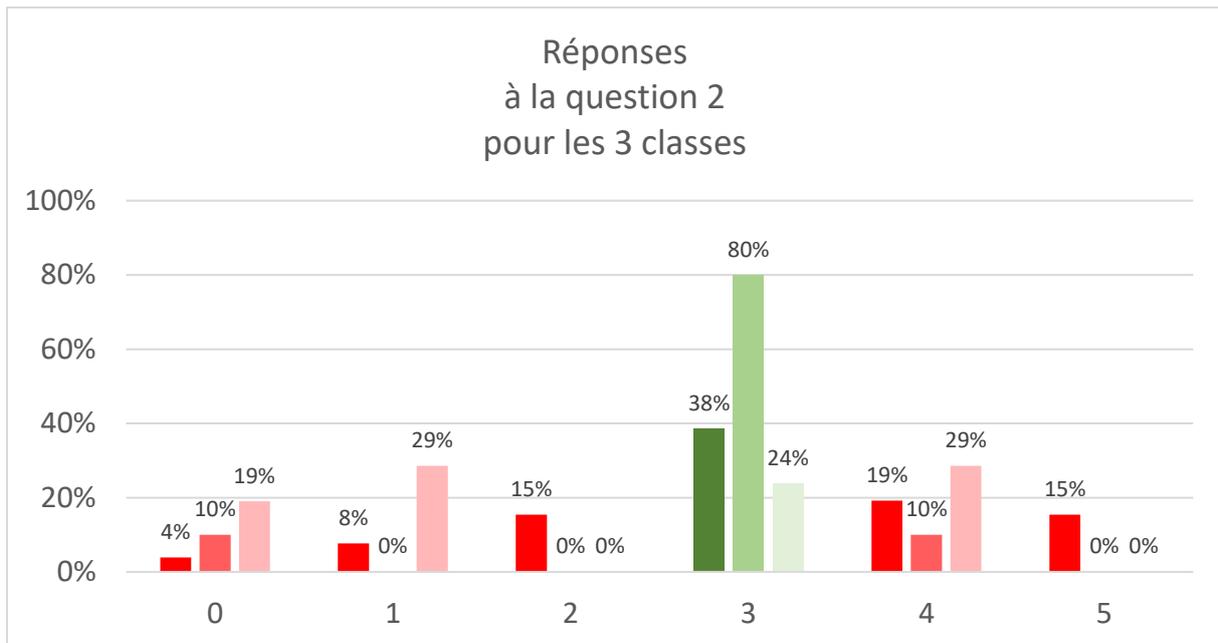


- L'apprenant se limite à la théorie d'Arrhenius

Les apprenants répondent à 47 % correctement à la question posée. Cependant, certains (19%) fournissent la réponse correspondant à la théorie d'Arrhenius.

De plus, il ressort que l'apprenant ne cherche pas à comprendre la structure des molécules proposées mais recherche le motif -OH pour les associer aux concepts de base du modèle d'Arrhenius bien que les apprenants aient abordé préalablement la séquence de cours dédiée à la chimie organique et donc, en particulier, la fonction alcool (UAA 8 – Sciences Générale / UAA 7 – Sciences de Base).

Le modèle de Brønsted n'est pas bien compris par les apprenants ce qui peut être dû à une distinction insuffisante avec le modèle d'Arrhenius. En outre, l'apprenant ne perçoit pas le fait que le modèle de Brønsted englobe le modèle d'Arrhenius. Comme le relève l'article^[5] de *Maria Rut Jiménez-Liso et al.*, ceci peut être lié à l'enseignement des 2 modèles qui sont présentés en même temps dans la même heure de cours sans insister sur les raisons qui ont amené l'émergence de la nécessité de proposer un nouveau modèle pour expliquer les phénomènes observés. Ces auteurs proposent de construire une séquence d'enseignement d'un point de vue épistémologique en prenant le fil de l'histoire afin d'articuler sa séquence de cours. Le fait d'étudier l'émergence de ces modèles permettrait de mieux les distinguer.



- L'apprenant ne corrèle pas correctement les zones de pH et les zones de dominance des différentes espèces (ions hydronium, hydroxyde, formes acide et basique)

Des différences majeures ont pu être constatées entre les résultats des questions 3 et 4. Ces dernières portaient sur des situations similaires mais demandaient deux types de réflexions différentes : une quantitative et l'autre qualitative.

Proposer une possibilité de réponse par un raisonnement quantitatif permet aux apprenants de répondre correctement, tandis que la question 4 leur impose un raisonnement qualitatif. Dans ce dernier cas, le taux de bonne réponse baisse

drastiquement par rapport à la question 3. Cette différence pourrait s'expliquer par le fait que les apprenants n'interprètent pas leurs résultats du point de vue physico-chimique et donc qu'ils ne les remettent pas en question. C'est ainsi que les élèves ayant bien répondu à la question 3 auraient dû éliminer d'emblée les propositions 1 et 2 qui correspondent à un milieu acide. A la question 3, les apprenants peuvent appliquer mécaniquement une formule pour calculer le pH au point équivalent sur la base de l'espèce prédominante qui est une base faible. Pour répondre à la question 4, en revanche, ils ne devaient pas uniquement interpréter la solution du point de vue des espèces dominantes mais bien dans sa composition globale.

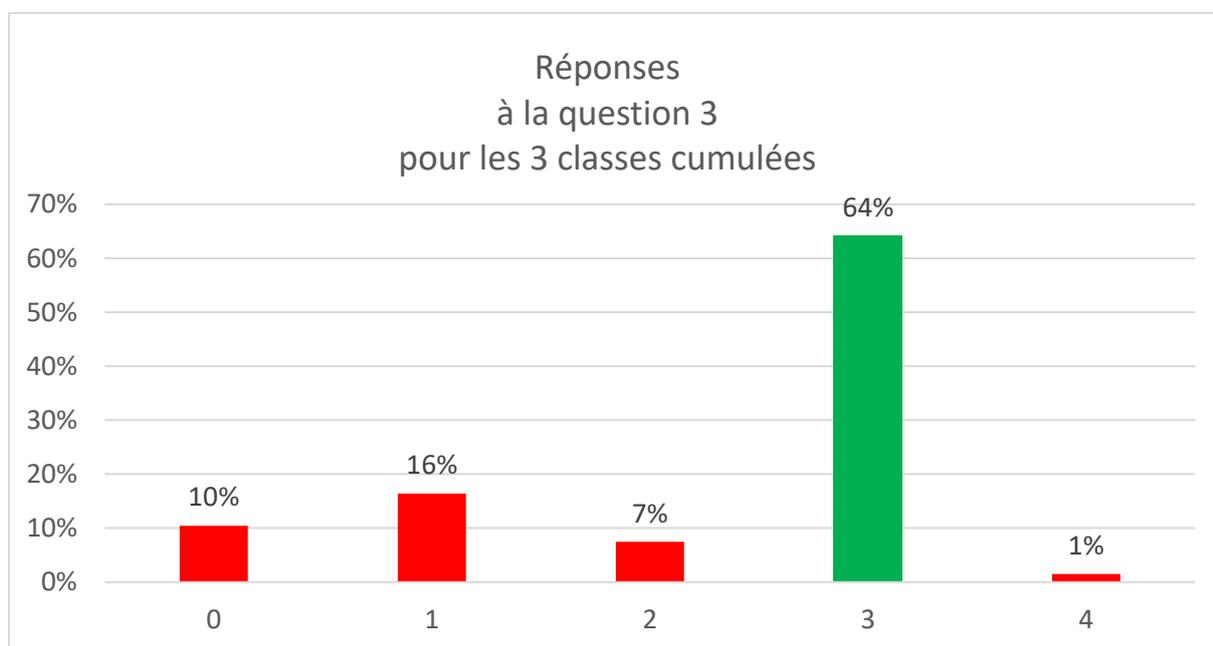
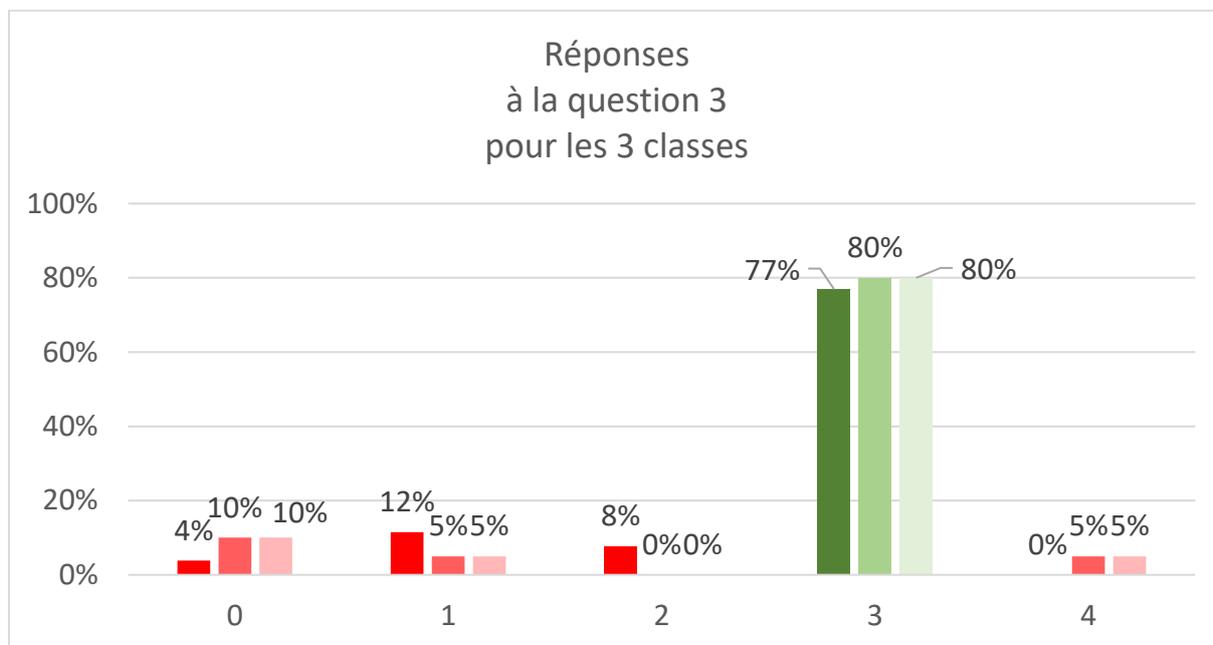
De plus, la question 4 met en exergue la notion de complétude d'une réaction qui semble mal acquise par les apprenants. En effet, bien qu'on considère la réaction de titrage comme "complète", elle ne l'est pas strictement parlant : elle est plutôt "quantitative". "Quantitative" signifie que la réaction a atteint un équilibre assez déplacé d'un point de vue expérimental pour que l'on puisse considérer que la précision de la mesure sera celle voulue. La proposition 3 (la bonne réponse) de la question 4 met cela en avant en proposant une égalité de concentration entre l'acide formique et l'ion hydroxyde : $[\text{HCOOH}] = [\text{OH}^-]$, alors que deux propositions proposaient une concentration de l'acide formique nulle, ce qui serait le cas si la réaction était vraiment complète. Les apprenants n'ont donc pas une compréhension détaillée de la situation au point équivalent du titrage, ce qui est probablement lié à la façon d'enseigner cette matière en ne faisant pas suffisamment référence à la théorie des équilibres chimiques, comme nous l'avons conclu à la fin du chapitre 2.

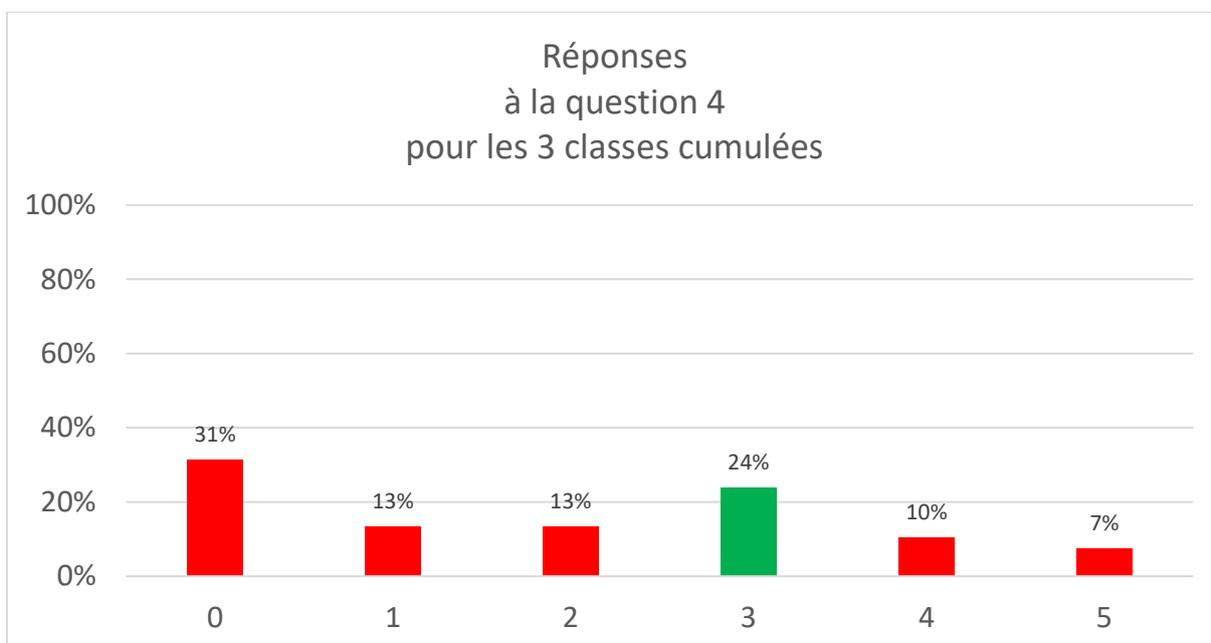
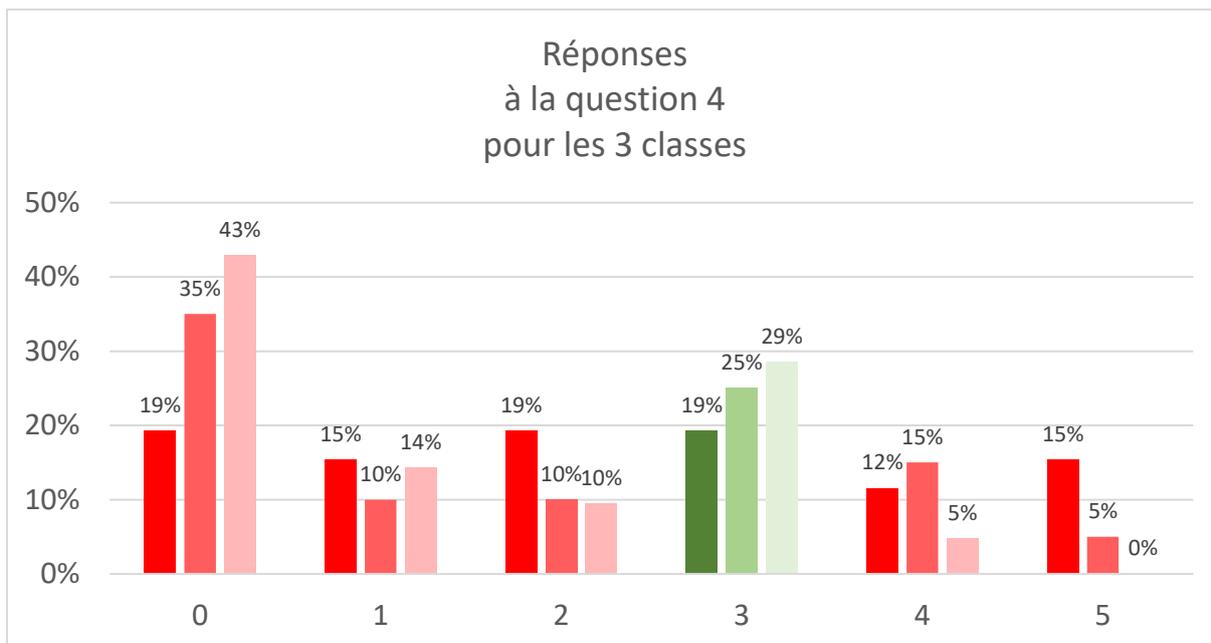
Pour évaluer la prévalence de cette préconception, nous avons examiné le nombre de personnes ayant réussi à la fois la question 3 et la question 4. Au total, 13 apprenants (19%) ont répondu correctement aux deux questions. Parmi ces apprenants, ceux ayant les meilleurs résultats globaux ont pour la plupart au moins 6 périodes de mathématiques par semaine. Une différence significative de moyenne des résultats globaux se remarque entre les élèves suivant un cours de mathématiques de 4 périodes par semaine (40,00%) et ceux suivant un cours de 6 périodes (68,12%). Parmi ces 13 personnes, ceux qui ont les meilleurs résultats sur l'entièreté du test sont des personnes ayant au moins 6h de mathématique.

Nous en concluons donc que les apprenants rencontrent des difficultés d'interprétation de l'origine des valeurs de pH et de leur corrélation à la composition de la solution. Il semble qu'une majorité (64%) des élèves soient capables de calculer le pH au point équivalent pour la question 3. Cependant, seuls 30% d'entre eux sont capables d'interpréter correctement la valeur de pH calculée et de décrire la situation au point

équivalent du titrage. Ceux-ci suivent en général au moins 6 heures de mathématiques par semaine.

Pour la question 3, on notera aussi que 16% des élèves choisissent la proposition 1, soit $\text{pH} = \text{pK}_a$, ce qui correspond à une préconception relevée dans la littérature (chapitre 1, préconception n°14).





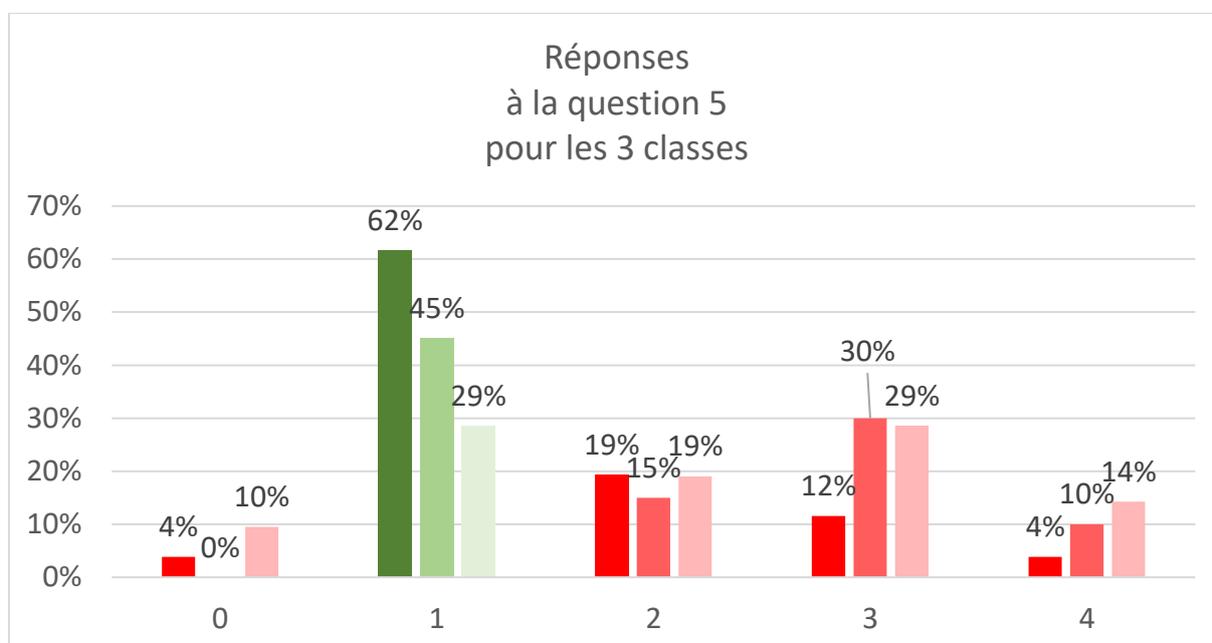
- L'apprenant ne perçoit pas correctement le rôle de l'eau

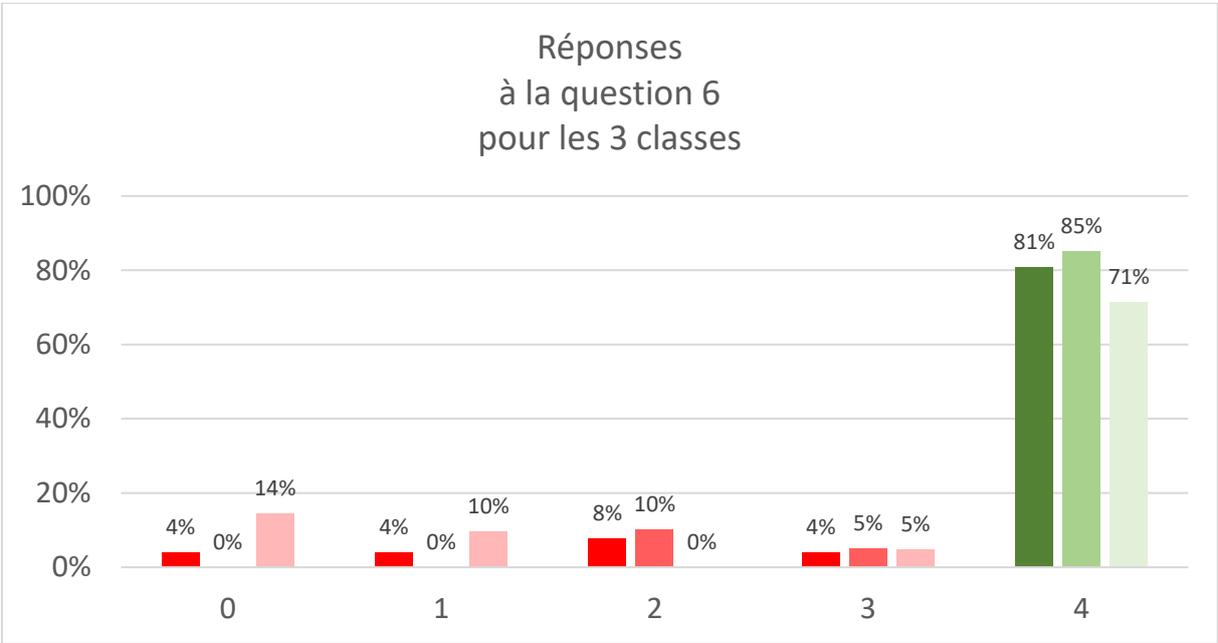
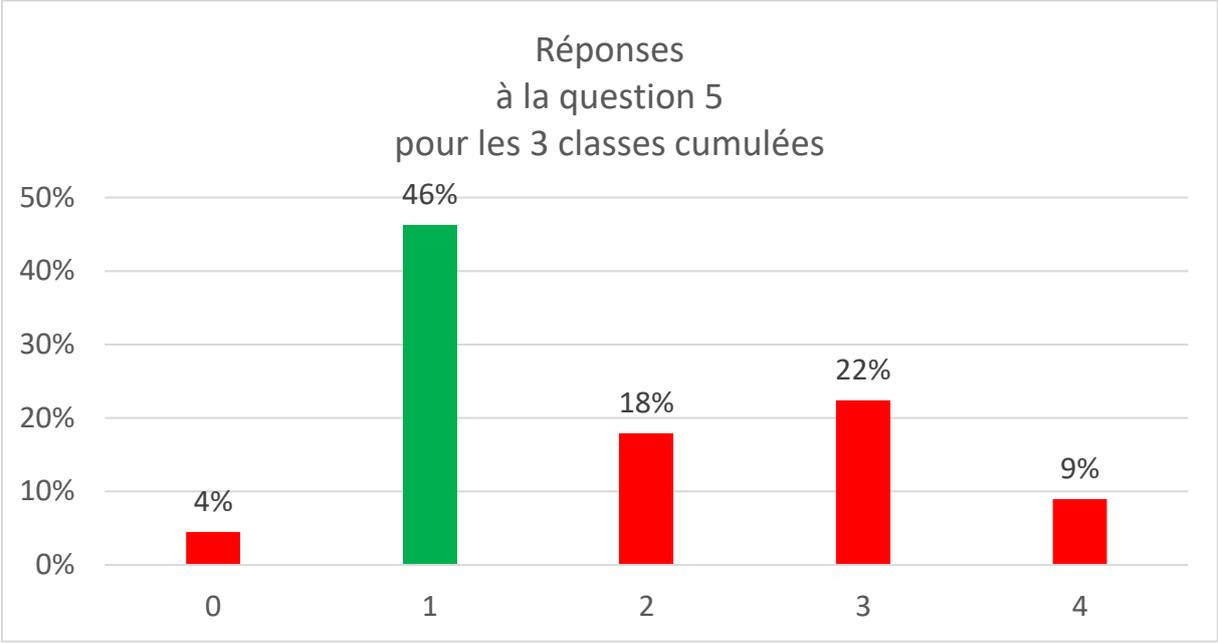
Les résultats de la question 6 (79% de réponses correctes) pourraient faire croire que l'apprenant a parfaitement compris le rôle de l'eau en théorie de Brønsted. Cependant, à la lumière des résultats apportés par la question 5 (46% de réponses correctes), cela ne semble pas aussi clair. Le taux élevé de bonnes réponses à la question 6 semble s'expliquer par le fait que la question proposée était un paradigme de la séquence « Acide-base » dans les cours. Les apprenants ont déjà rencontré cette situation et peuvent l'avoir gardée en mémoire sans réellement l'interpréter et la comprendre. Ils appliquent simplement la définition enseignée.

En effet, en sélectionnant l’item 2 à la question 5, 18% des apprenants envisagent la base ajoutée comme un capteur de proton, ce qui correspond bien à la définition de Brønsted, mais ils ne s’intéressent pas à l’origine de ces protons et au transfert de proton de l’eau, agissant ici comme un acide, vers la base. L’aspect “transfert de proton” de la théorie de Brønsted n’est pas suffisamment mis en avant par rapport à l’aspect “donneur” ou “accepteur” de proton des entités individuelles. Les apprenants négligent ainsi l’aspect acido-basique et ampholyte de l’eau. Dans ce cas-ci, la molécule d’ammoniac va réagir avec l’eau. L’eau n’a pas uniquement le rôle de solvant.

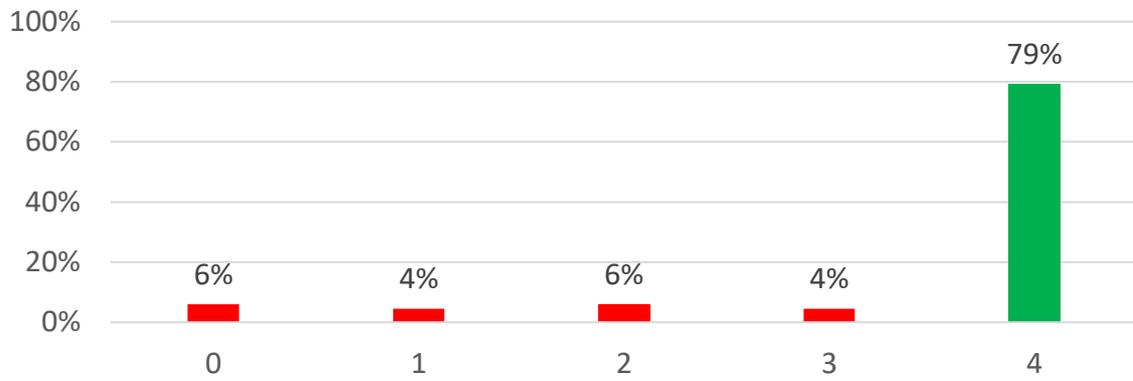
22% des apprenants choisissent la proposition 3 : ils ont retenu que NH_3 est une base et doit donc mener à un pH basique. Il reste quand même 9% des élèves qui sélectionnent la proposition 4 et traitent NH_3 comme un acide. On retrouve la préconception n°36 du chapitre 1 : le pH augmente avec l’acidité.

La question 7 a obtenu un score moyen de 67% de réponses correctes. Les élèves qui ont bien répondu ont pu appliquer les formules connues (définition du pH, produit ionique de l’eau). On constate à nouveau que les résultats sont meilleurs lorsque l’aspect calculatoire est mis en avant. En revanche 16% des élèves choisissent la proposition 3, ce qui montre à nouveau que les espèces non prépondérantes ont tendance à être négligées, comme on l’a déjà signalé à partir de l’étude des ouvrages de référence. Ici, au-delà du fait d’attribuer une concentration strictement nulle à une espèce non prépondérante, il s’agit également, plus fondamentalement, du fait de négliger l’autoprotolyse de l’eau.

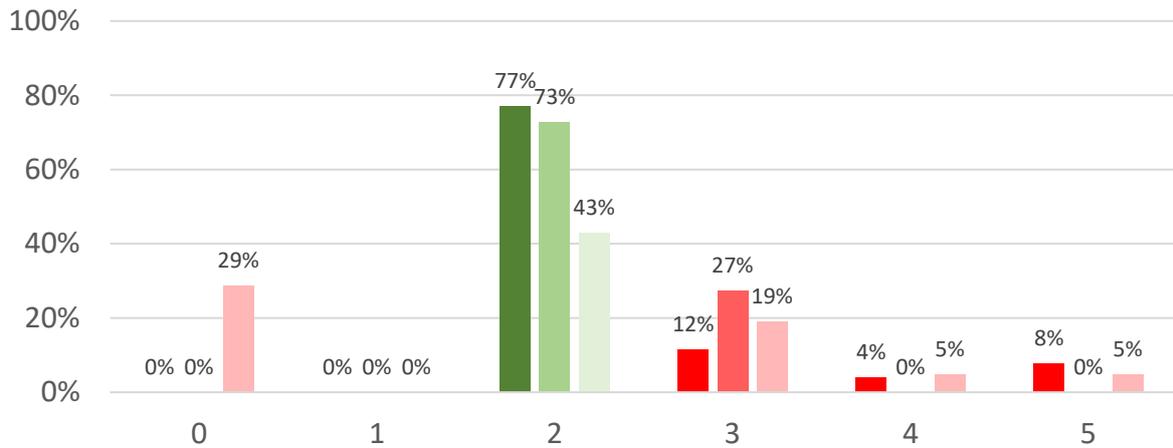


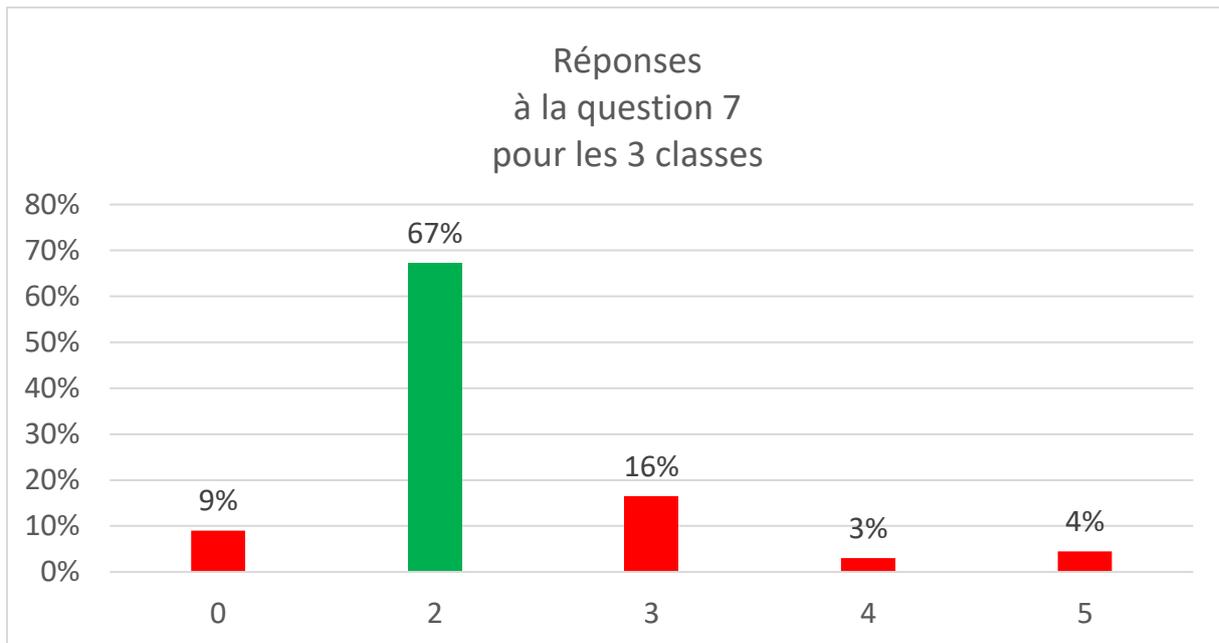


Réponses
à la question 6
pour les 3 classes cumulées



Réponses
à la question 7
pour les 3 classes

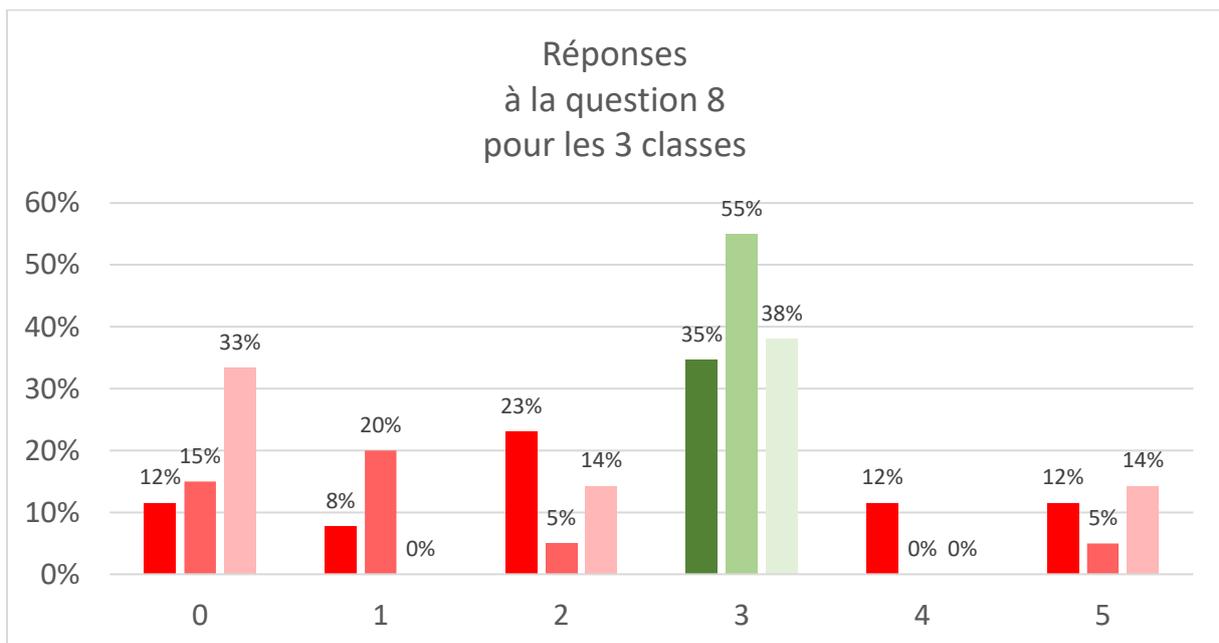


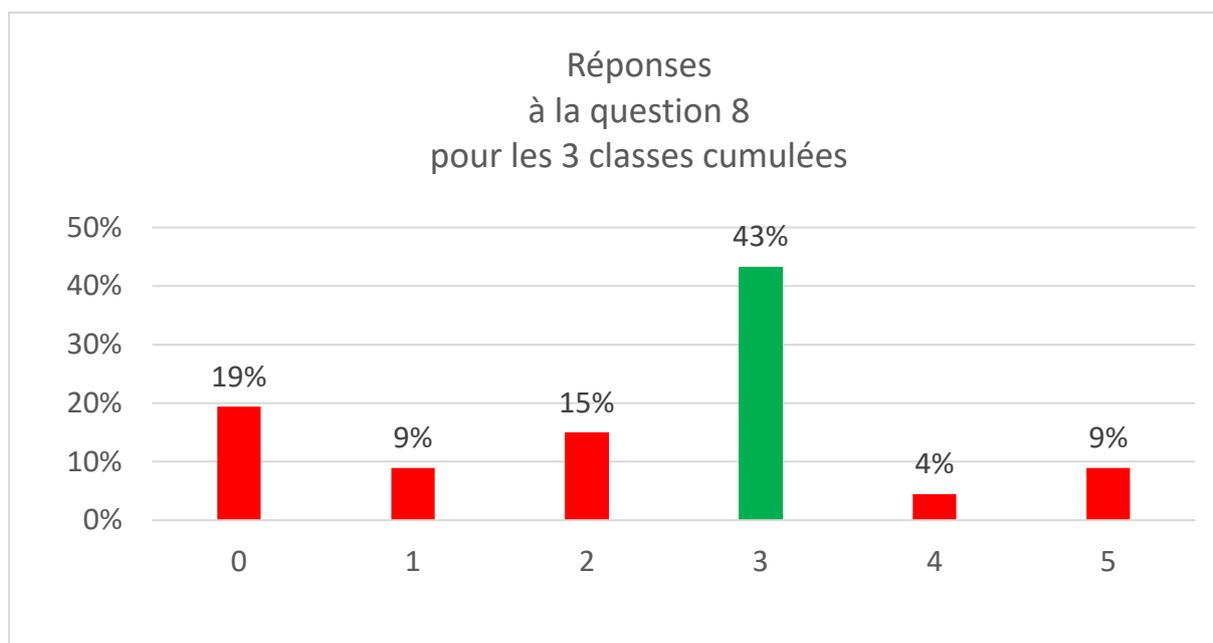


- L'apprenant ne prend pas en compte tous les paramètres intervenant dans le calcul de pH

Peu de conclusions ont pu être tirées de la question n°8 relatives à cette conception alternative. 43% des apprenants ont réussi la question.

La mauvaise réponse prépondérante (15%) correspond à l'ordre inverse de la bonne réponse. Cela peut faire penser que l'élève a tendance à inverser l'échelle de pH (plus la solution est acide, plus le pH est élevé). C'est une préconception relevée dans la littérature (liste du chapitre 1, préconception n°36, par exemple)





- L'apprenant comprend mal le concept de force d'un acide ou d'une base et la loi de dilution d'Ostwald

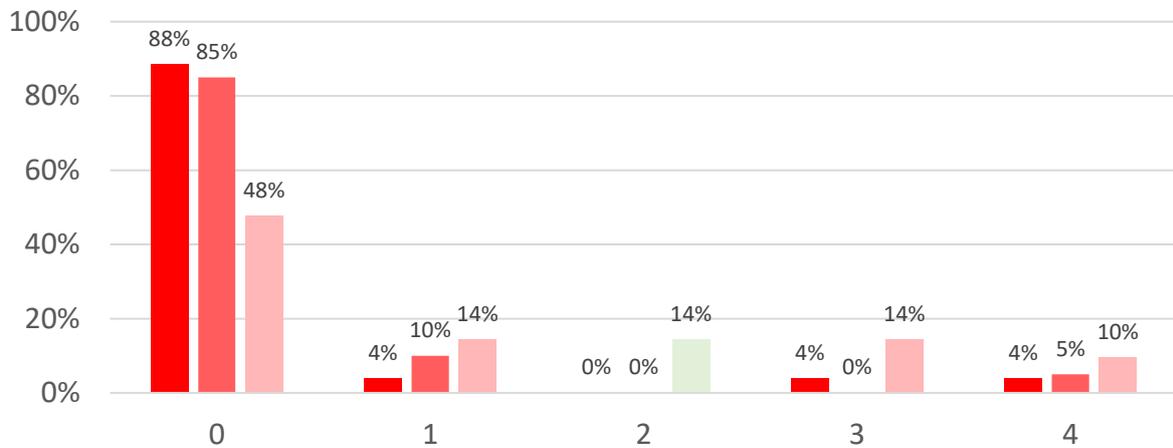
Au vu de l'année compromise par la Covid-19 / Sars-Cov 2, certaines classes n'ont pas pu voir la matière concernant ce sujet. Par conséquent peu de conclusions ont pu être tirées au vu du manque de données. On constate en effet qu'une majorité d'élèves n'a pas répondu à la question (item "0") pour les deux questions 9 et 10.

Cependant, nous remarquons tout de même que la réponse correcte à la question 9 est la réponse minoritaire. La réponse fautive majoritaire affirme que K_a diminue quand le coefficient de dissociation diminue. Il s'agit d'une erreur fréquente : les apprenants n'ont pas intégré le fait que la constante d'équilibre ne dépend pas de la concentration.

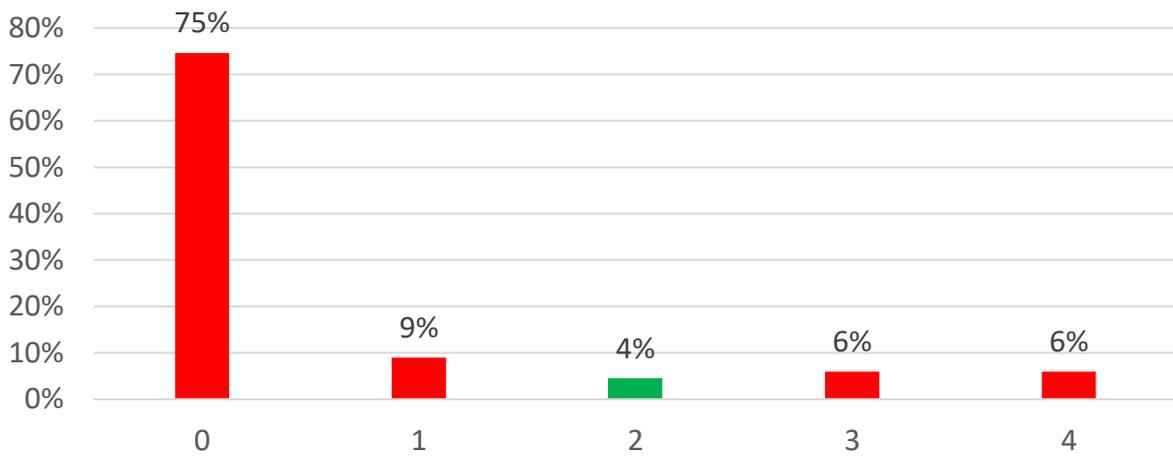
De plus, pour la question 10, nous remarquons que l'école Saint-Barthélemy se distingue par son résultat (38%) de bonnes réponses mais également par un taux plus faible de non-réponses (33%). Cela montre que cette notion a été vue en cours. Néanmoins, une fraction notable des élèves n'a pas assimilé correctement la loi de dilution d'Ostwald.

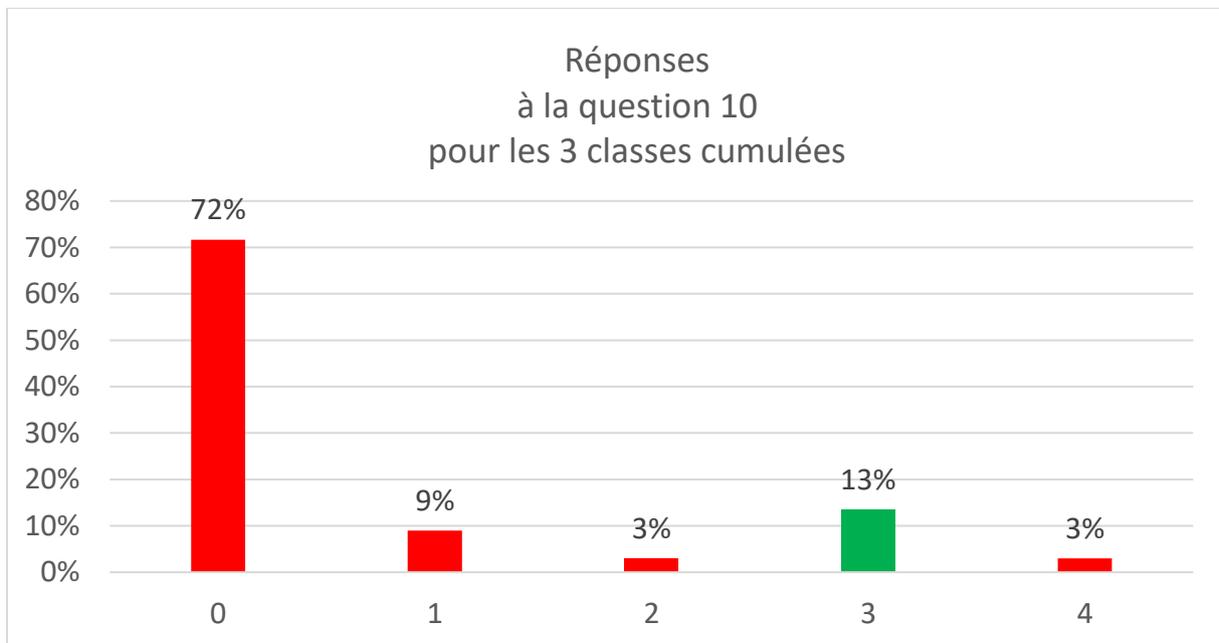
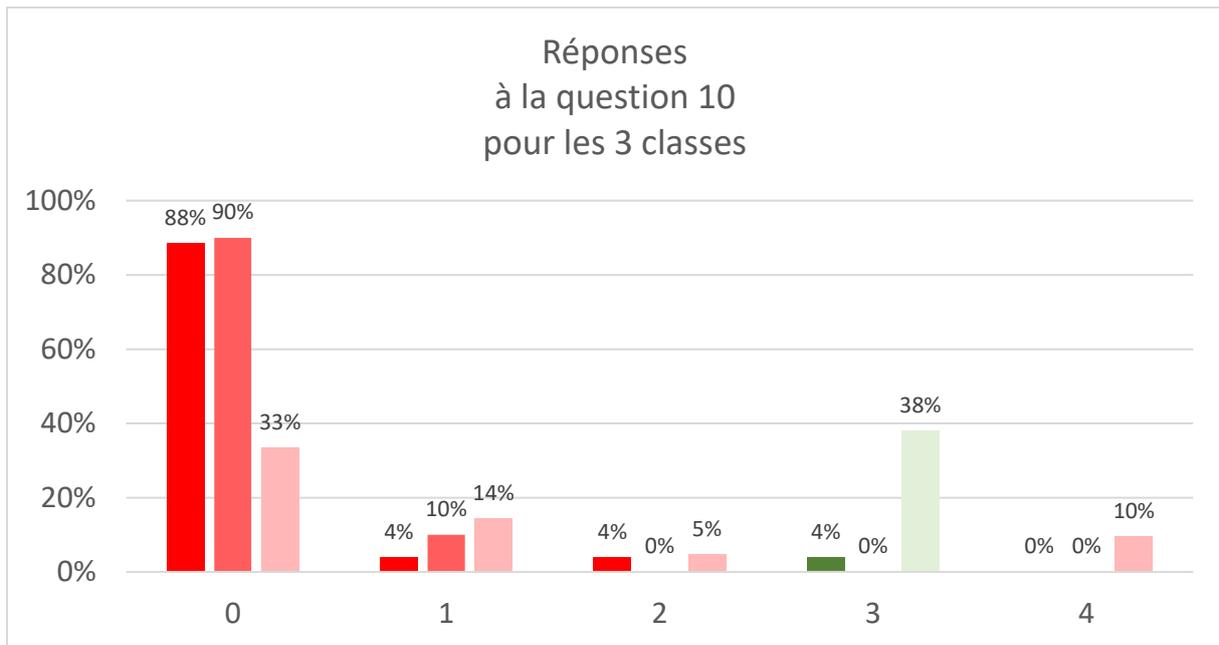
On notera également que, dans la classe où la validité du questionnaire a été testée, une fraction importante des élèves considère que la constante d'équilibre peut varier avec la concentration.

Réponses
à la question 9
pour les 3 classes



Réponses
à la question 9
pour les 3 classes cumulées

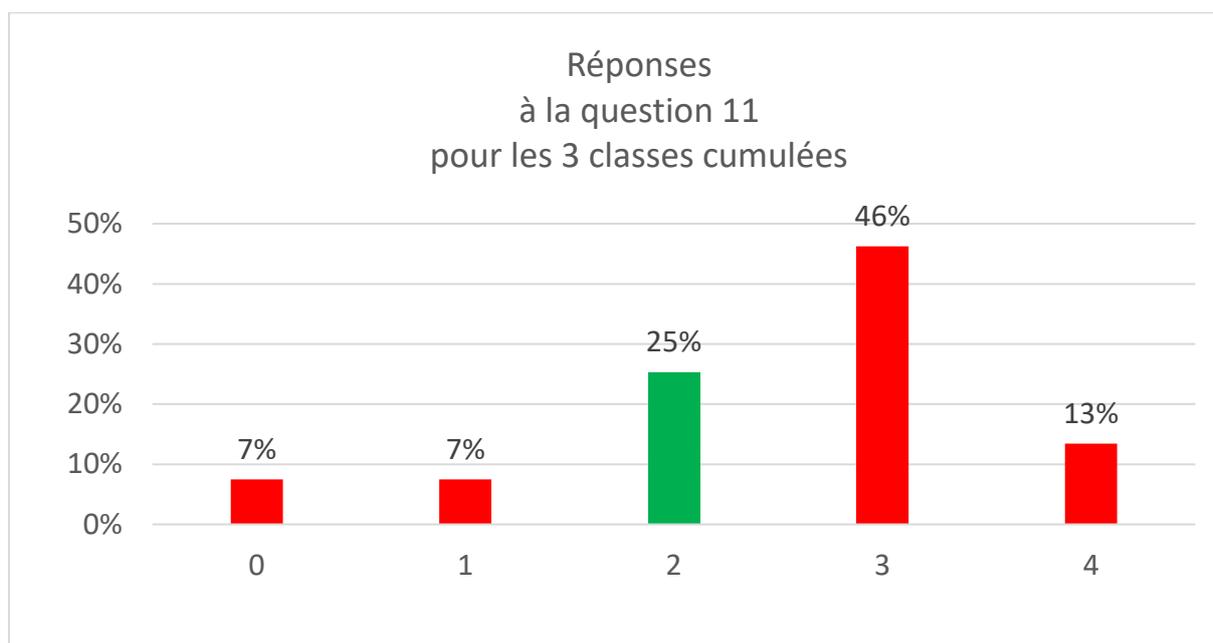
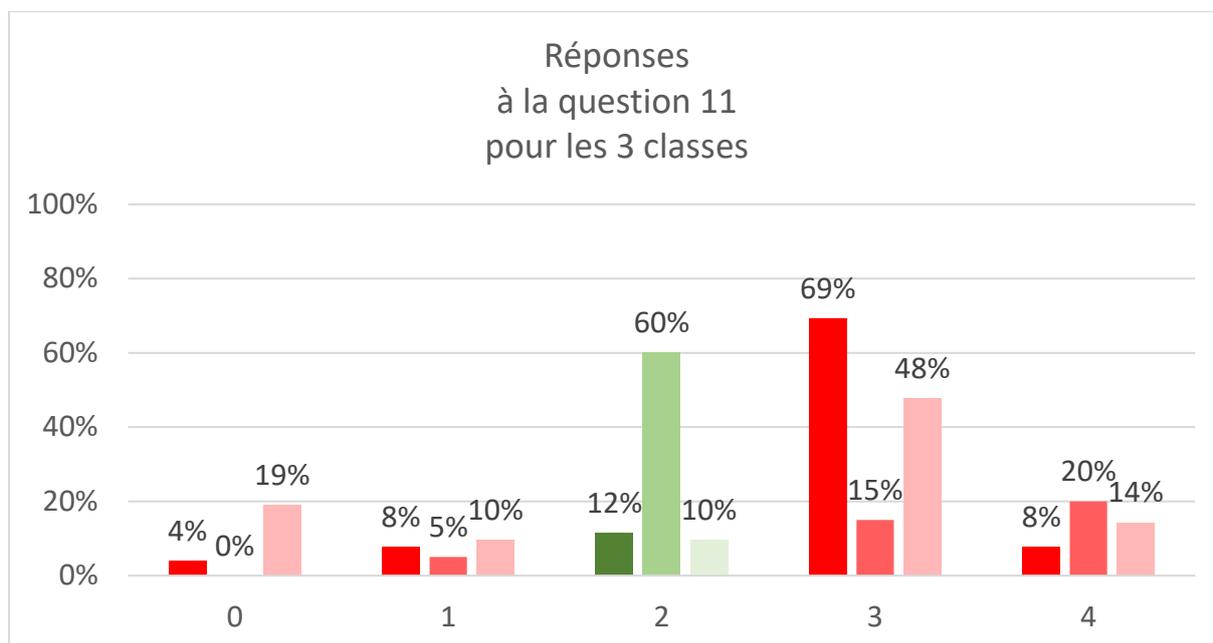




- L'apprenant ne maîtrise pas le domaine de validité des formules

Les résultats de la question 11 tendent à confirmer nos conclusions des points précédents. Les apprenants montrent une tendance à appliquer froidement les formules sans faire preuve d'esprit critique, sans se rendre compte qu'elles ont été établies sur la base de certaines approximations qui peuvent tomber en défaut. En effet, la réponse correspondant au pH de 10 pour une solution $10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ d'acide fort était la réponse majoritaire (46%). La bonne réponse n'a été sélectionnée que par 25% des apprenants. On constate aussi, étonnamment, que 7% des élèves sélectionnent la proposition pH = 0,

ce qui correspond aux préconceptions n°1 et 3 du chapitre 1. On constate donc que certaines conceptions alternatives qu'on pourrait penser à priori assez farfelues ont tout de même une certaine prévalence.

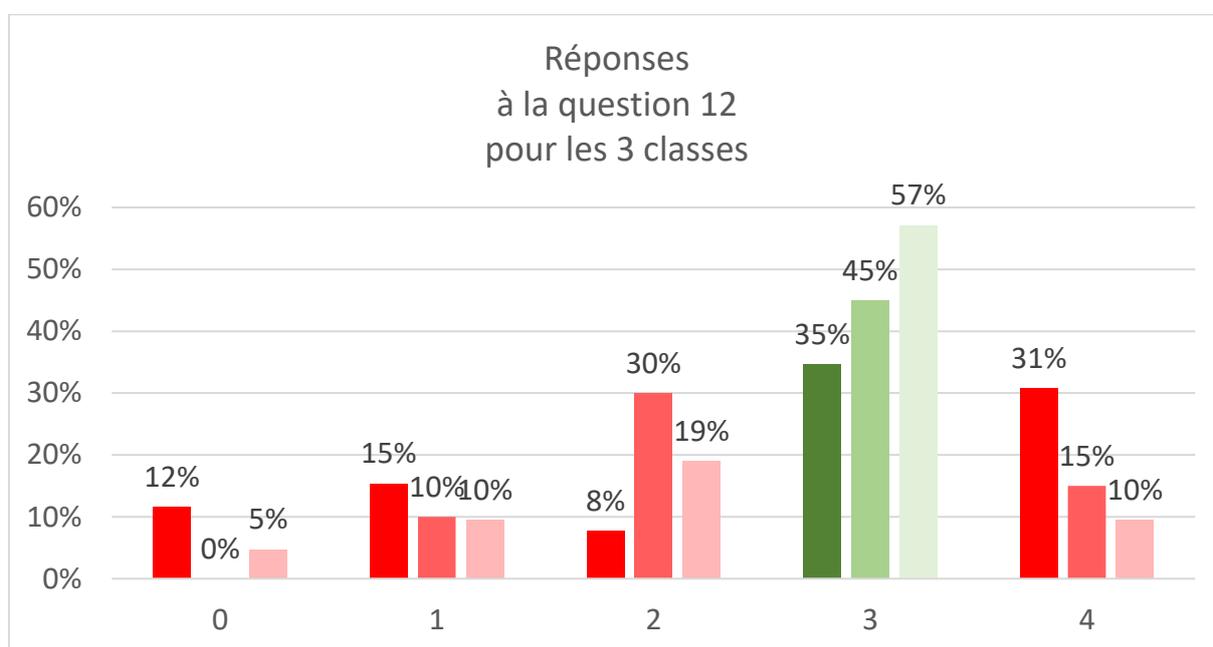


- L'apprenant ne maîtrise pas le calcul du pH en des points caractéristiques de la courbe de titrage

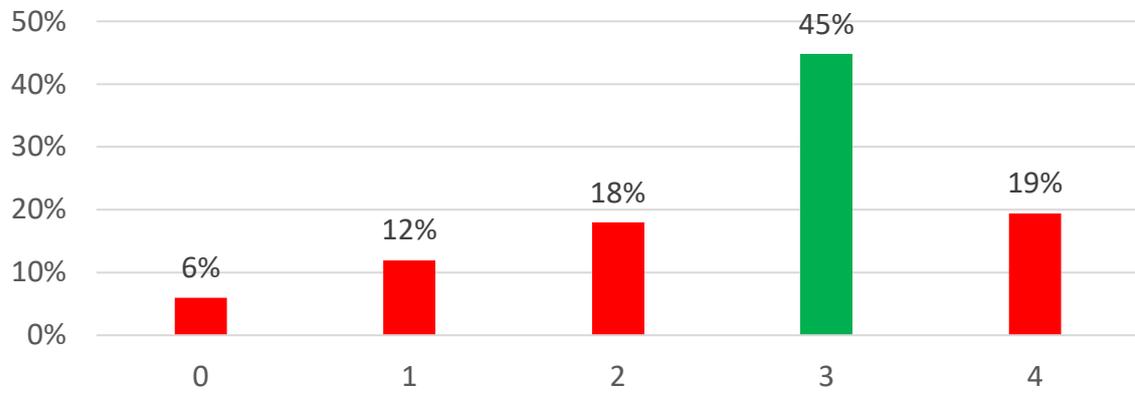
Même si 45% des élèves répondent correctement à la question 12, 19% d'entre eux montrent une propension à vouloir répondre de manière quantitative alors que la question requerrait simplement un raisonnement qualitatif. Ils estiment nécessaire de connaître la valeur du pK_a pour répondre à la question. Cette proportion descend à 6% pour la

question 13 où les apprenants ont manifestement reconnu qu'il s'agissait du titrage d'un acide fort. Le taux de bonnes réponses est ici plus élevé (60%) mais il s'agit d'un "cas d'école". On constate quand même que 24% des apprenants pensent que le pH au point équivalent du titrage de HCl est différent de 7.

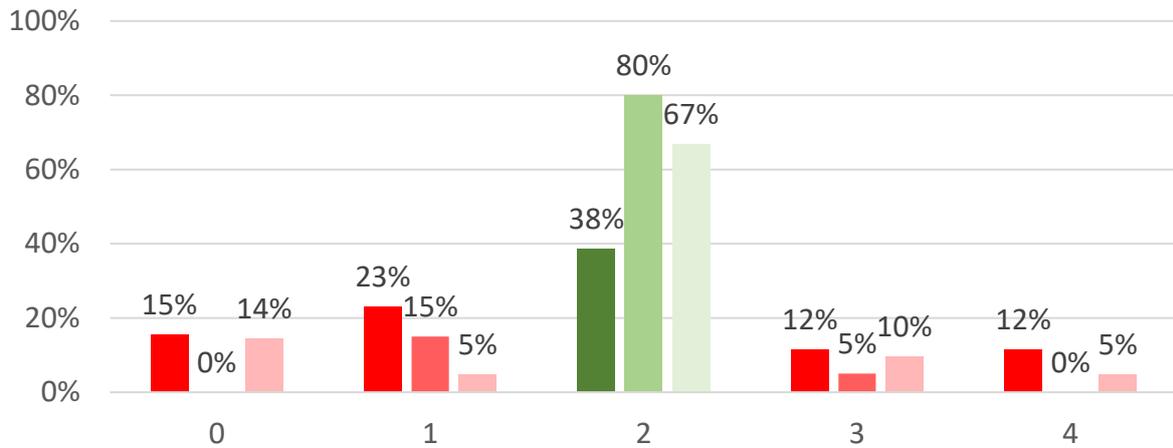
66% des élèves ont choisi la réponse correcte à la question 14 qui demandait le pH à la demi-équivalence du titrage de l'acide acrylique. C'est une question classique qui est couverte par le programme (cf chapitre 2). 16% ont choisi la réponse qui correspondait au pH au point équivalent de ce titrage. Les justifications proposées par les élèves sont malheureusement trop sommaires pour que nous puissions décider s'il s'agit d'une mauvaise compréhension conceptuelle ou d'une lecture trop rapide de la question menant à une confusion entre la demi-équivalence et l'équivalence.



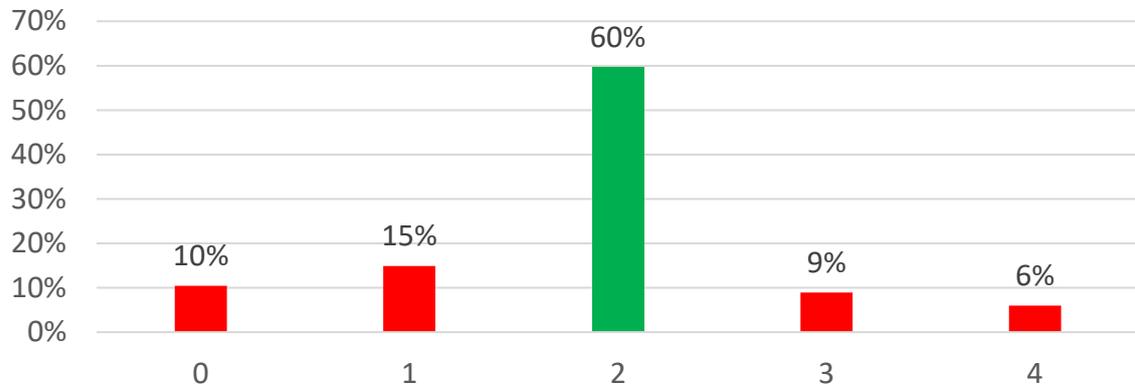
Réponses
à la question 12
pour les 3 classes cumulées



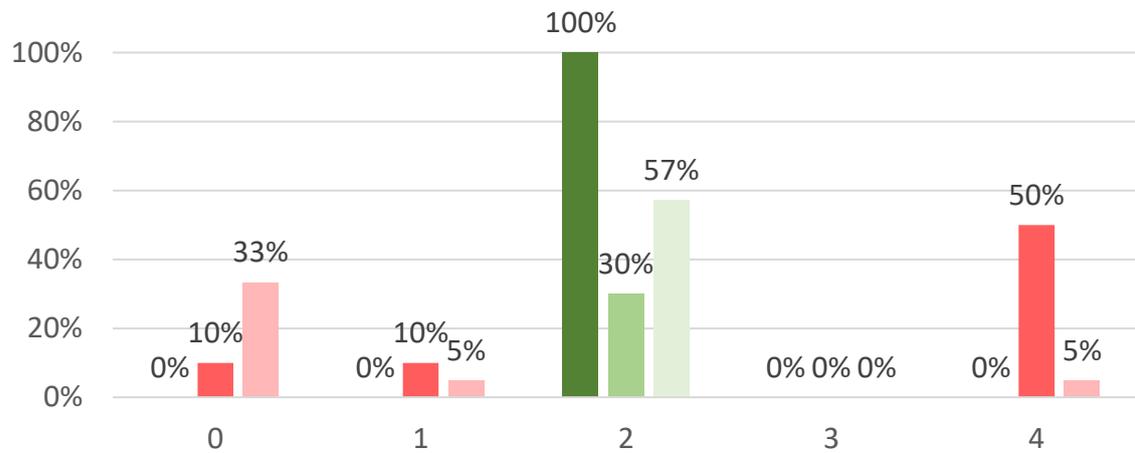
Réponses
à la question 13
pour les 3 classes

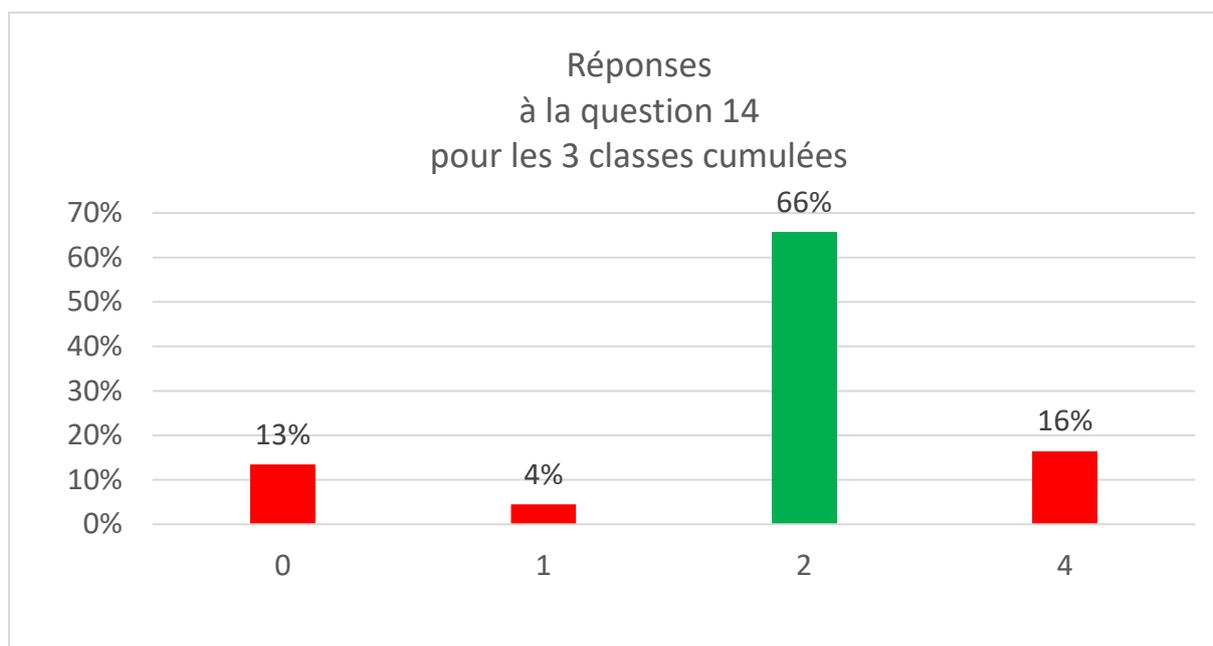


Réponses
à la question 13
pour les 3 classes cumulées



Réponses
à la question 14
pour les 3 classes





- L'apprenant ne maîtrise pas la stœchiométrie de la réaction

Ce qui frappe, lorsqu'on compare les résultats des questions 15, 16 et 17, c'est que le score atteint pour la question 15 (titrage de H_2SO_4) est très mauvais (13% de réponses correctes) alors que pour les questions 16 (titrage de NH_3) et 17 (neutralisation de HCl par NaOH), on atteint des scores de 48% et 43% respectivement. Quand on examine les justifications fournies par les élèves pour la question 15, on constate que, quelle que soit la classe,

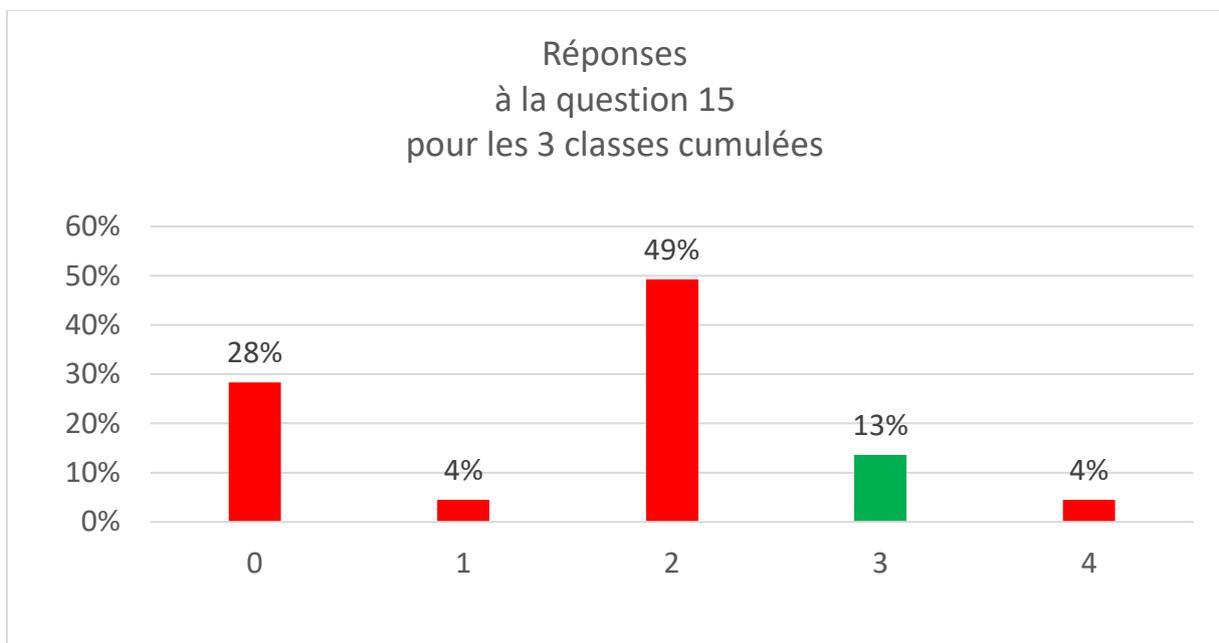
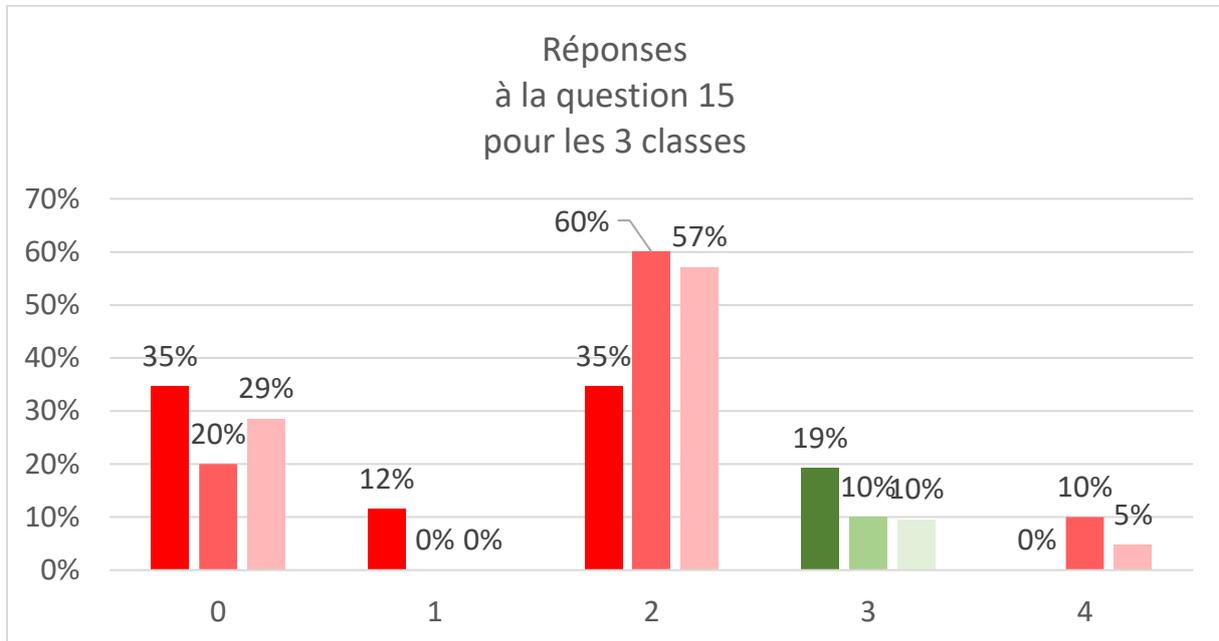
- Une infime minorité d'élèves écrit l'équation chimique du titrage, qui devrait attirer l'attention sur la stœchiométrie adéquate,
- La majorité des arguments justificatifs se résume à l'équation $n_{\text{acide}} = n_{\text{base}}$

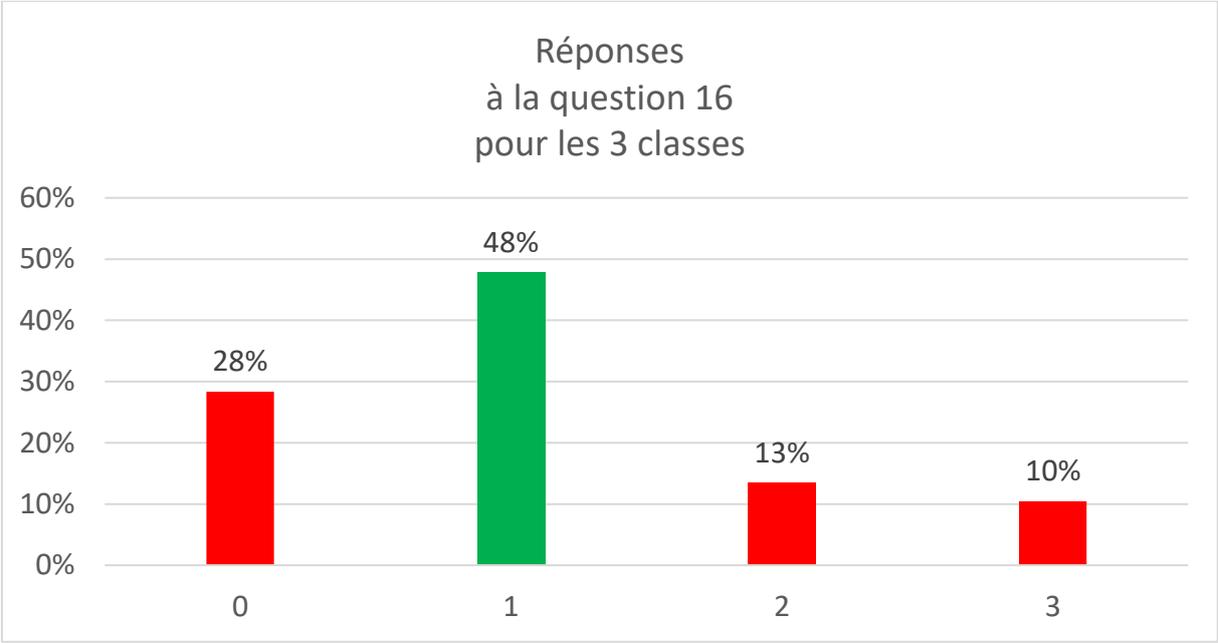
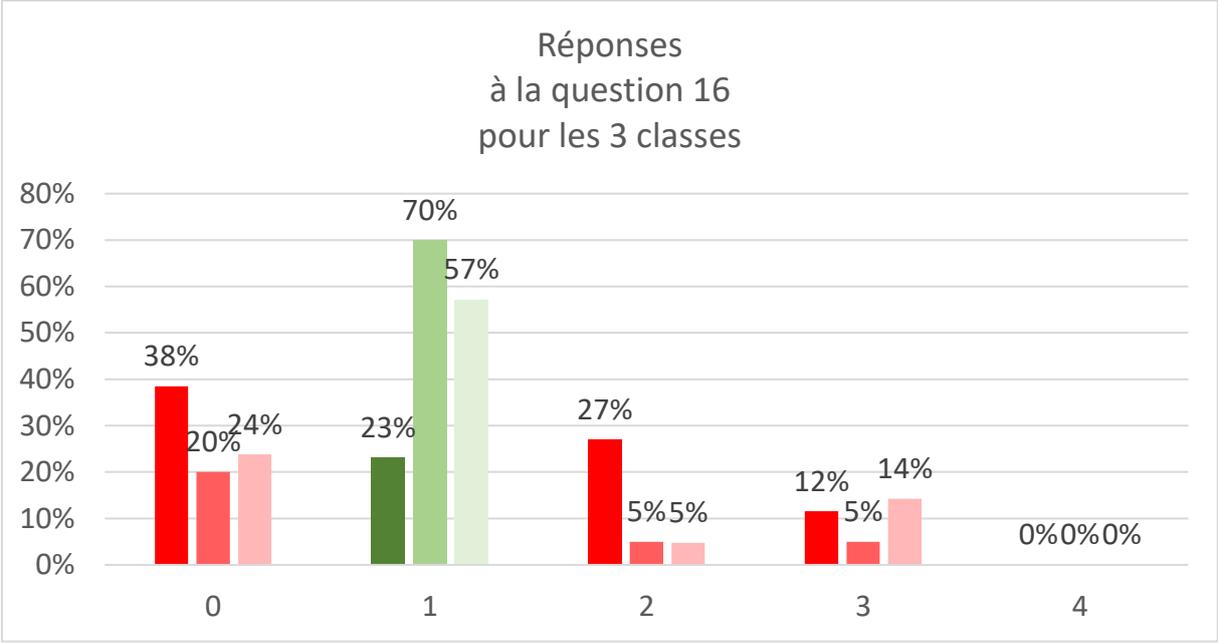
C'est l'application erronée de cette dernière équation qui mène au 49% de choix de la proposition incorrecte n°2.

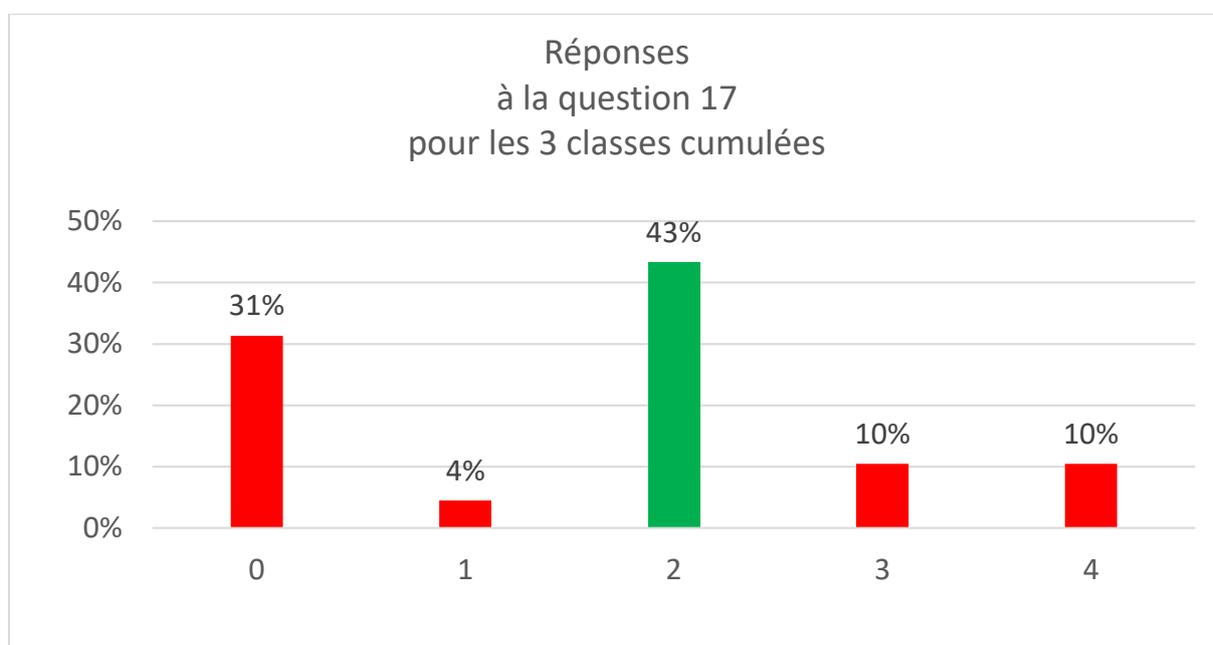
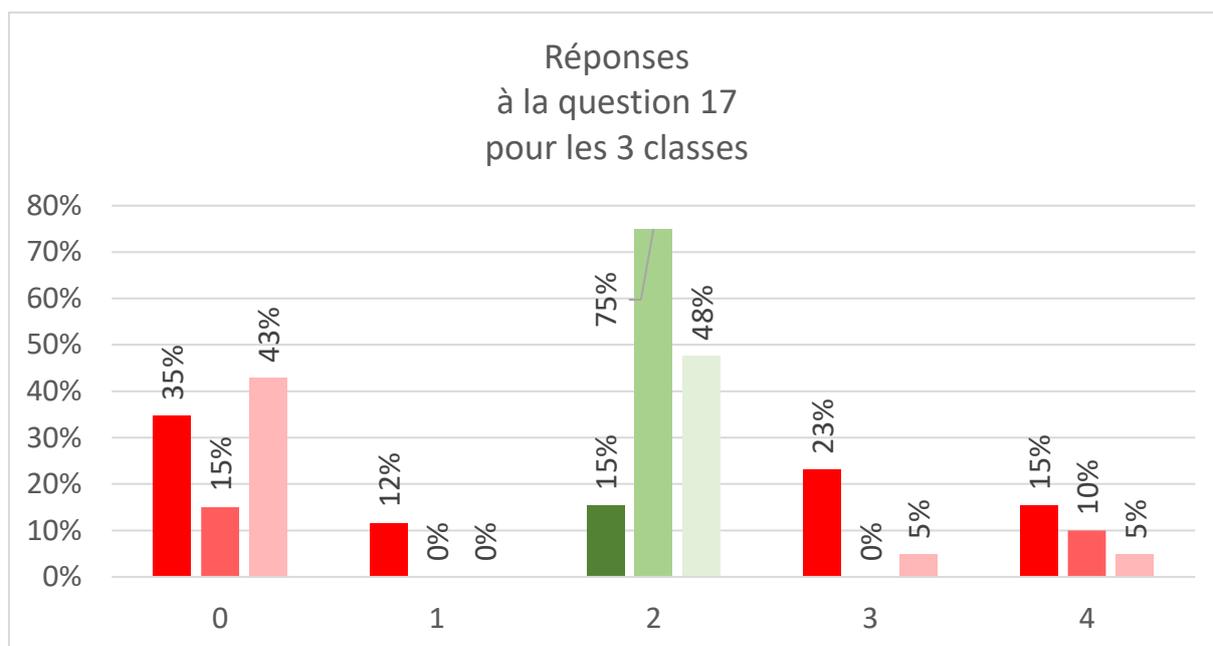
Pour les questions 16 et 17, cependant, on a affaire à une stœchiométrie 1:1 qui autorise d'écrire $n_{\text{acide}} = n_{\text{base}}$ au point équivalent. La question 17 est une application un peu indirecte, camouflée, de la formule de base $C_{\text{acide}} V_{\text{acide}} = C_{\text{base}} V_{\text{base}}$.

Il apparaît donc ici que les élèves semblent appliquer des automatismes qu'ils ont retenus de leur enseignement : au point d'équivalence, $n_{\text{acide}} = n_{\text{base}}$ ou $C_{\text{acide}} V_{\text{acide}} = C_{\text{base}} V_{\text{base}}$. Ils n'ont pas clairement identifié l'importance de la stœchiométrie pour le titrage des acides biprotiques, alors que ce point est abordé dans la collection Pirson (éditions 2011 et 2018), néanmoins relativement brièvement.

Il est également frappant de constater que, pour ces trois questions, environ 30% des élèves ne répondent pas du tout. Pour la question 16, la réponse incorrecte la plus fréquente (13%) correspond à $V_{\text{acide}} = V_{\text{base}}$. Cela correspond à la préconception n°51 du chapitre 1. On retrouve aussi cette préconception à raison de 10% dans la question 17.







- L'apprenant comprend mal le rôle d'un indicateur coloré

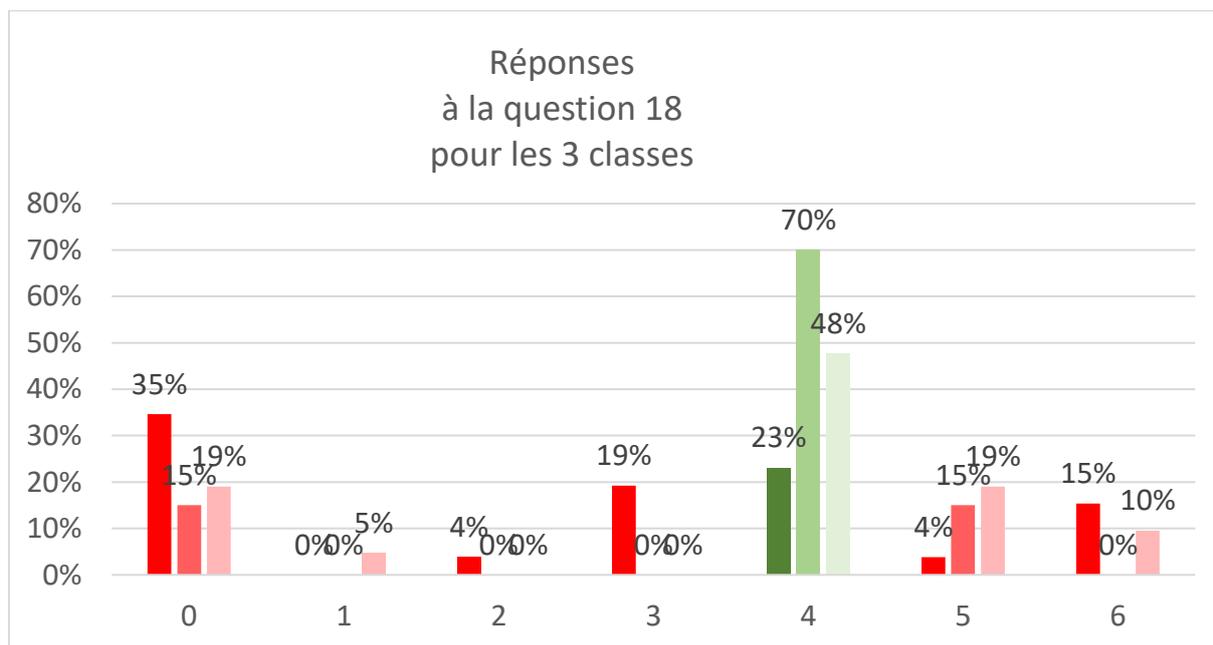
On constate tout d'abord que le taux de non-réponses aux deux questions concernées (18 et 19) est élevé : 24% et 40% respectivement. C'est assez étonnant étant donné que c'est une matière couverte par le programme et les ouvrages de référence. On constate aussi que 9% des élèves choisissent la proposition "Toutes les réponses ci-dessus sont fausses" à la question 18, ce qui représente une faute de logique puisque l'ensemble des propositions couvrirait tous les cas de figure.

Globalement, le score atteint pour la question 18 est nettement meilleur (45%) que pour la question 19 (21%), ce qui n'est pas vraiment étonnant dans la mesure où la

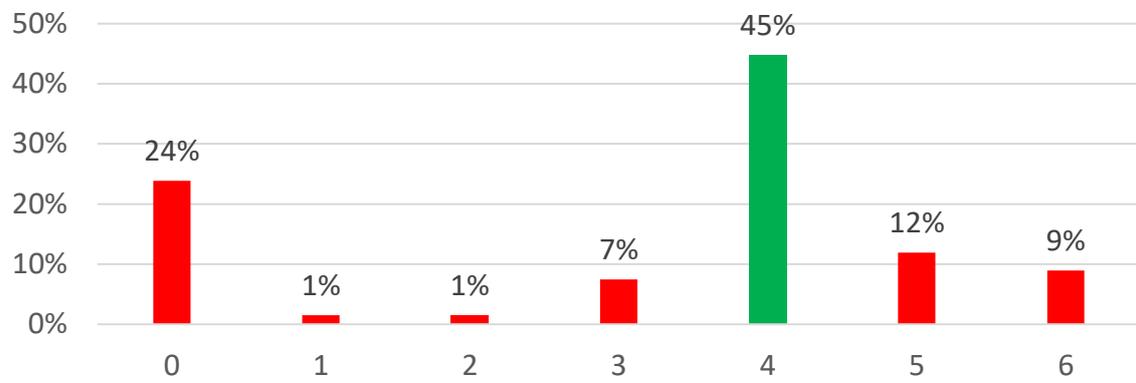
question 18 traite d'un cas d'école (titrage d'un acide fort par une base forte). Le cas de la question 19 est plus intéressant dans la mesure où la réponse fautive majoritaire (proposition 1) consiste à choisir $pK_{a, \text{indicateur}} = pH_{\text{virage}}$. Notons que cette réponse correspond à la préconception n°50 mentionnée au chapitre 1. Comment expliquer cela ? Les élèves ont appris deux choses à propos des indicateurs colorés :

- Il faut choisir un indicateur dont le pK_a est aussi voisin que possible du pH au point équivalent du titrage ;
- La zone de virage de l'indicateur est comprise typiquement entre $pK_a - 1$ et $pK_a + 1$.

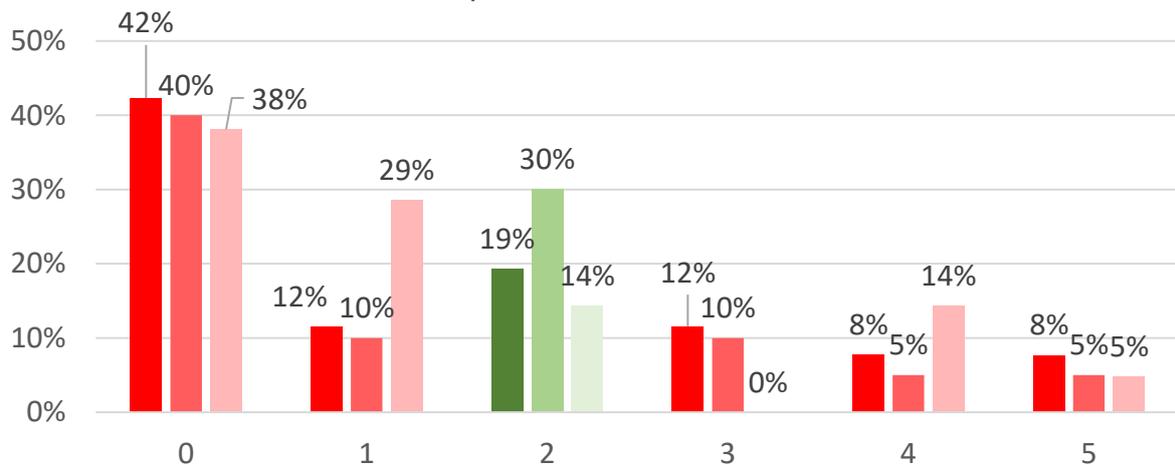
L'information fournie dans la question n'était pas le pH au point équivalent mais le pH du début de la zone de virage : il fallait donc utiliser les deux informations précédentes pour déduire $pK_{a, \text{indicateur}} = pH_{\text{virage}} + 1$ soit environ 9. On constate donc ici également que les élèves acquièrent des automatismes, des connaissances parcellaires, des "knowledges in pieces"^{[2],[3]} (DiSessa) qu'ils n'arrivent pas à mettre correctement en réseau les unes avec les autres. Tant qu'on se limite à un seul aspect, une unique "piece" de DiSessa, les résultats sont acceptables. Ils se dégradent lorsqu'un maillage des connaissances est requis.



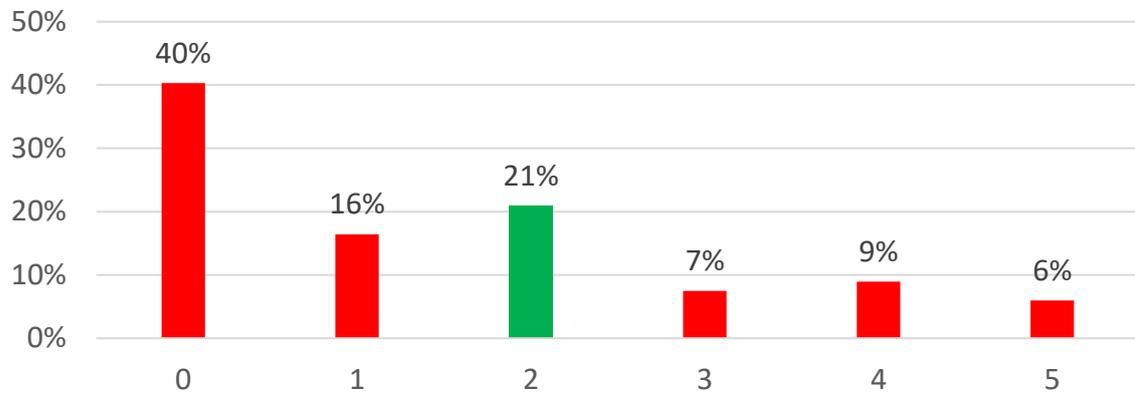
Réponses
à la question 18
pour les 3 classes



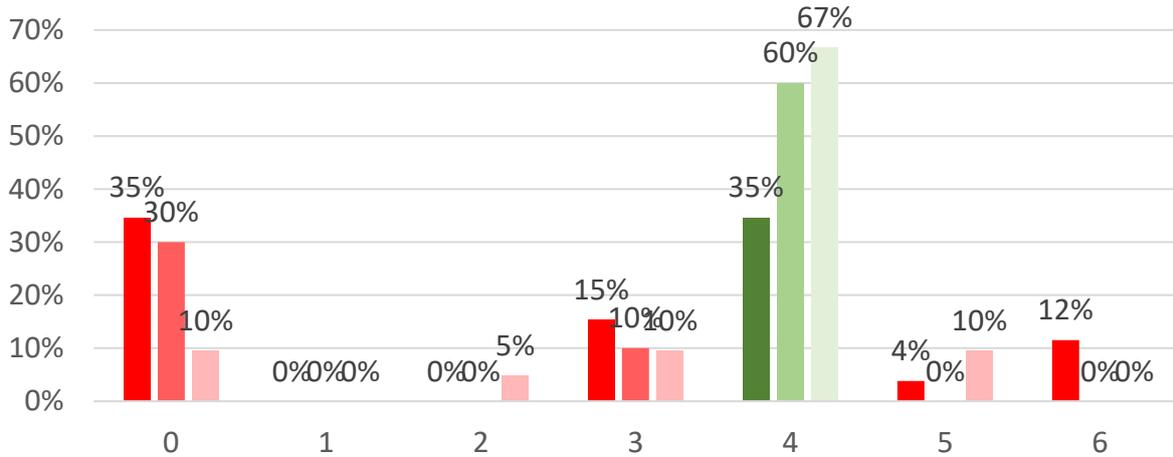
Réponses
à la question 19
pour les 3 classes

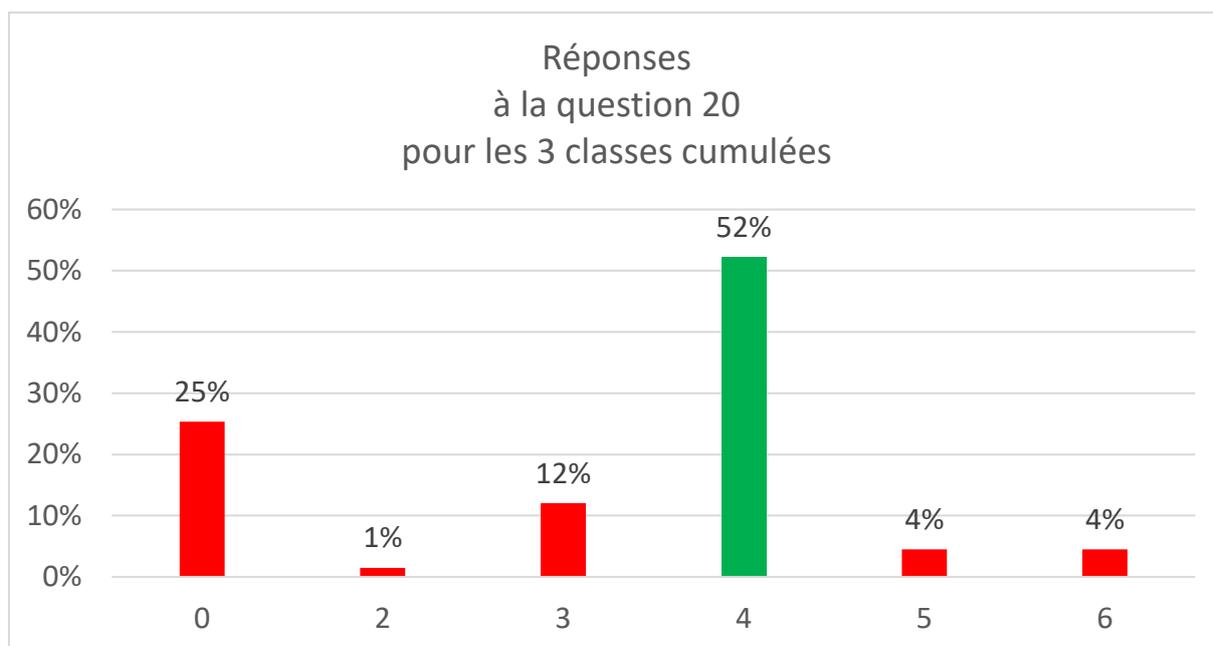


Réponses
à la question 19
pour les 3 classes cumulées



Réponses
à la question 20
pour les 3 classes



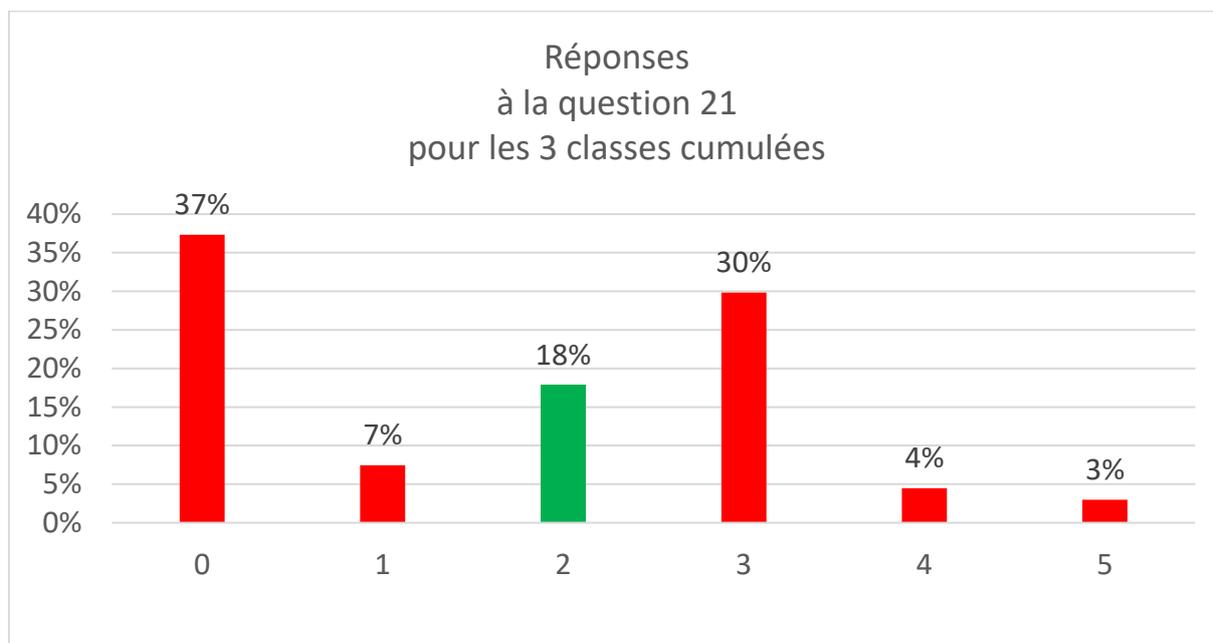
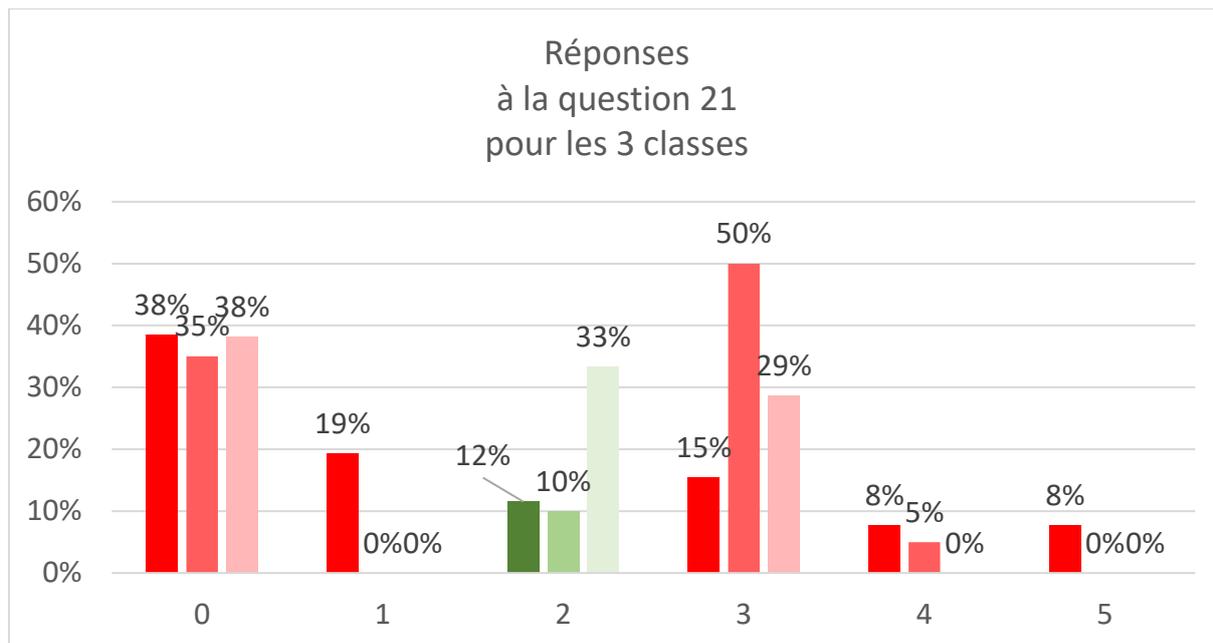


- L'apprenant ne perçoit pas la distinction entre le terme et le point-équivalent

Les résultats obtenus aux deux questions (20 et 21) relatives à ce thème ont donné également, comme pour la catégorie précédente, des résultats assez différents. Le taux d'absence de réponse est important dans les deux cas : respectivement 25% et 37%. La question 20 est assez classique (choix d'un indicateur coloré) et remporte un score de réponses correctes de 52%. La mauvaise réponse qui remporte le score le plus élevé (12%) montre que les élèves se focalisent uniquement sur le milieu de la zone de virage de l'indicateur, appliquant en gros la règle que le $pK_{a,\text{indicateur}}$ doit être inclus dans le saut de pH (règle $pK_{a,\text{indicateur}} \approx pH_{\text{Point Equivalent}}$). Ceci est à mettre en relation avec les résultats de la question 19 où 16% des apprenants se focalisaient également sur le milieu de la zone de virage. Alors que de nombreux manuels et traités (voir le chapitre 2) illustrent clairement la zone de virage en superposant une bandelette de coloration changeante sur des courbes pH-métriques, les élèves n'assimilent manifestement pas le message relatif à la position à laquelle le changement de coloration s'opère.

La réponse majoritaire (30%) à la question 21 consiste à assimiler les deux concepts de "point équivalent" et de "terme". 18% des apprenants fournissent la réponse correcte. On rappellera que, pour éviter que de mauvaises réponses soient fournies en raison d'une simple méconnaissance de vocabulaire, le vocable "terme" avait été défini dans la question. La même discussion que celle du paragraphe précédent – une mauvaise interprétation de la zone de virage de l'indicateur – peut être proposée : malgré les outils didactiques fournis dans les manuels, les élèves ne visualisent pas correctement la zone de virage sur une courbe pH-métrique.

Les deux catégories que nous venons de discuter, le rôle d'un indicateur coloré et la distinction terme vs point équivalent, pourraient finalement être regroupées en une seule. La conclusion principale est que les élèves ont mal assimilé le rôle que l'étendue de la zone de virage joue sur la détermination du terme du titrage que l'on cherche à rendre aussi voisin que possible du point équivalent. Des deux informations reçues (condition $pK_{a,\text{indicateur}} \approx \text{pH}_{\text{Point Equivalent}}$ et zone de virage comprise entre $pK_{a,\text{indicateur}} - 1$ et $pK_{a,\text{indicateur}} + 1$), les élèves retiennent essentiellement la première et, même s'ils connaissent la seconde, ils ne l'appliquent pas conjointement à la première.



- Questions supplémentaires

En plus des catégories définies à la fin du chapitre 1 et qui nous ont guidés pour structurer ce questionnaire, nous avons introduit deux questions sur l'extraction de données relative à la force des acides et des bases à partir de courbes pH-métriques (questions 22 et 23). On constate tout d'abord ici encore le taux important d'absence de réponses (48% et 34%), taux qui tend d'ailleurs à augmenter au fur et à mesure des questions, manifestant peut-être la fatigue de l'élève ou le manque de temps pour terminer le questionnaire.

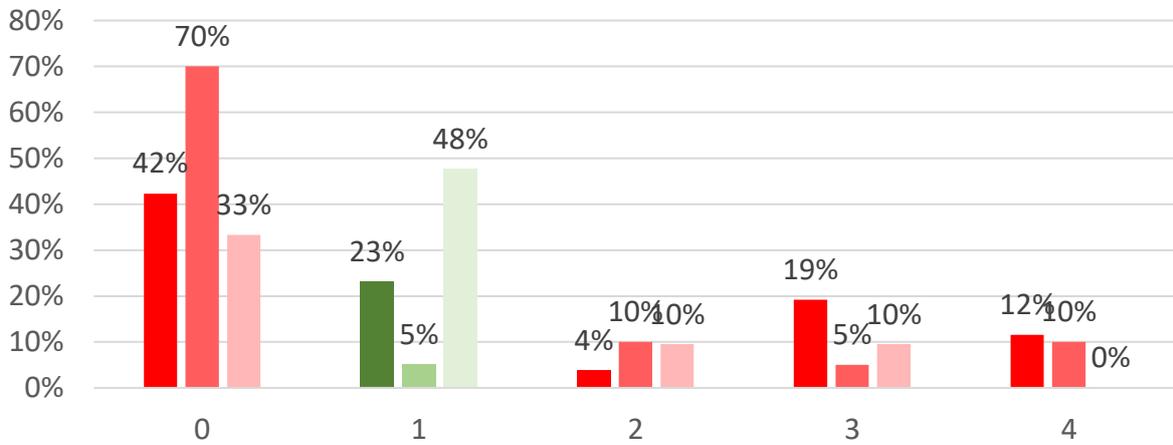
Le taux de bonnes réponses à la question 22 est de 25%. La réponse fautive majoritaire consiste à affirmer que HA et A^- ont la même force. Notons qu'il y avait plusieurs manières de justifier à priori la bonne réponse en observant les courbes de titrage : détermination de la valeur du pK_a et du pK_b , hauteur du saut, netteté du saut, pH avant ajout de titrant. Même si les justifications des élèves sont assez sommaires, on retrouve ces différentes possibilités, sauf la netteté du saut, chez ceux qui ont fourni la réponse correcte. Certains élèves ont par exemple cherché à comparer le pH initial à celui d'un acide ou d'une base forte.

Chez les élèves ayant fourni une réponse incorrecte, on décèle dans les justifications une volonté d'associer le concept de force au couple acide-base dans sa globalité, en concluant de manière erronée que si l'acide est faible, alors la base conjuguée l'est aussi.

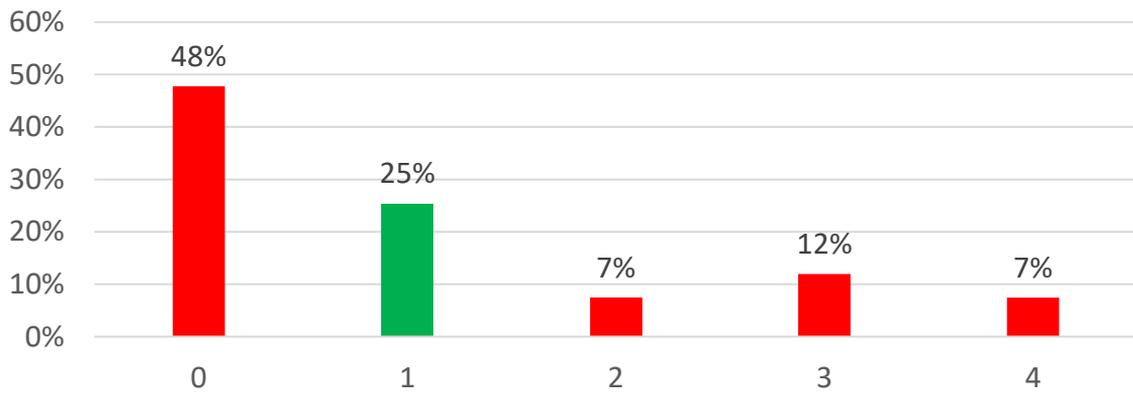
On constate donc, de la part des élèves, des difficultés à corréler l'information apprise au cours sur les équilibres acide-base en général, c'est-à-dire que "plus l'acide du couple est fort, plus sa base conjuguée est faible et inversement", à des observations sur une courbe de titrage. Cela rejoint une de nos conclusions du chapitre 2. Les titrages sont souvent enseignés en ne faisant pas suffisamment référence aux concepts – et pas seulement aux formules – enseignés dans le chapitre sur les équilibres acido-basiques.

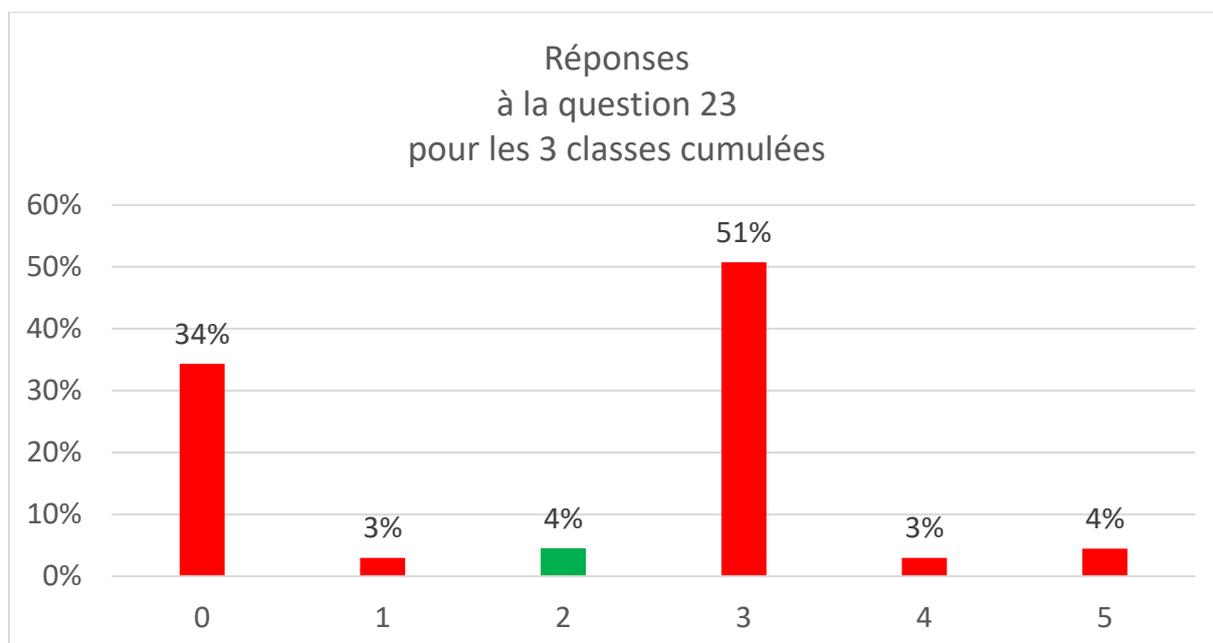
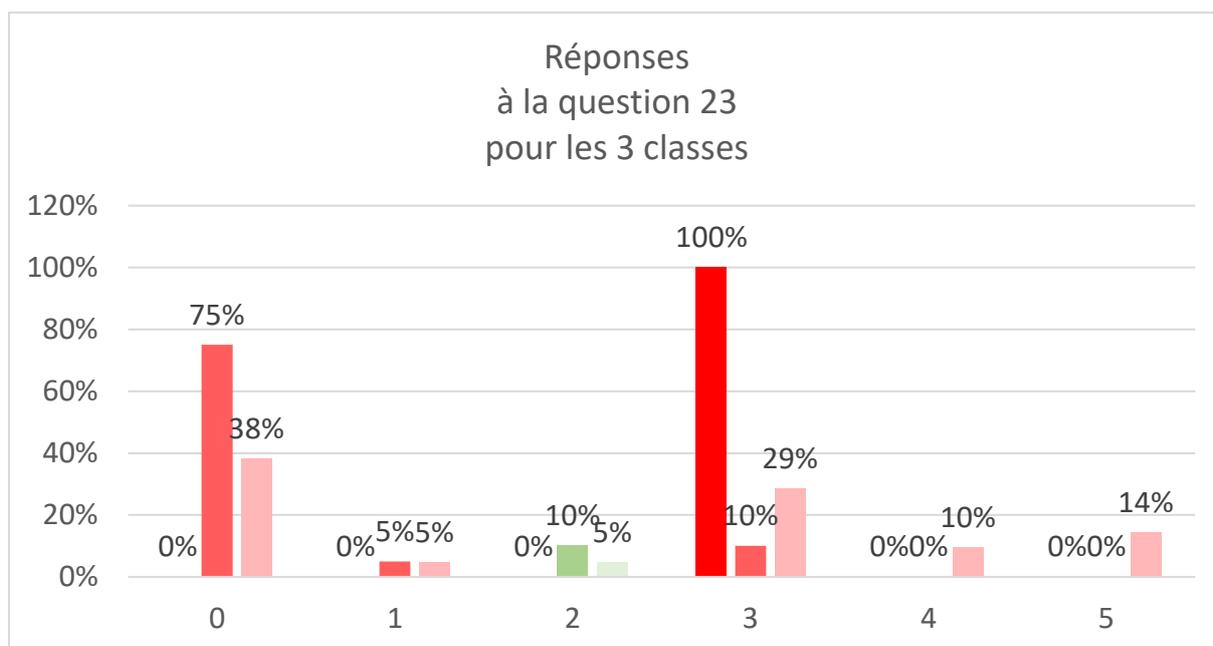
On peut sans doute tirer des conclusions similaires des résultats à la question 23, dont le score de bonnes réponses est extrêmement faible (4%). La réponse fautive largement majoritaire (51%) consiste à affirmer que, pour le titrage d'une base faible, le pH à la demi-équivalence (zone tampon) est égal au pK_b , comme l'ont justifié explicitement un certain nombre d'élèves. On constate donc ici aussi une difficulté à corréler des notions pourtant vues dans le chapitre général sur les équilibres acide-base (si $[HB^+] = [B]$, alors $pH = pK_a(HB^+/B)$, $pK_a + pK_b = 14$) aux points caractéristiques d'une courbe de titrage. On peut soupçonner ici également une généralisation abusive du type : "si, pour le titrage d'un acide faible, $pH = pK_a$ à la demi-équivalence, alors, par analogie, pour le titrage d'une base faible, à la demi-équivalence $pH = pK_b$." De telles généralisations par analogie sont bien connues en didactique tant dans le domaine de l'apprentissage des sciences que dans celui des langues modernes, par exemple.

Réponses
à la question 22
pour les 3 classes



Réponses
à la question 22
pour les 3 classes cumulées





- **Le lien avec les mathématiques**

Une corrélation entre le nombre de périodes de mathématiques et le résultat global du questionnaire peut être mis en avant d'après les résultats obtenus lors de l'enquête.

Tout d'abord, la score global moyen des élèves ayant :

- 4 heures de mathématiques est de : 34,2 % ;
- 6 heures de mathématiques est de : 42,7 % ;
- 8 heures de mathématiques est de : 44,3 % ;

Ensuite, on observe que la distribution des résultats se déplace vers les plus hauts scores quand le nombre de périodes de mathématiques suivies augmente. Ce résultat tendant à associer un caractère prédictif aux mathématiques pour le succès en chimie va dans le sens de diverses études dont Towns et al. proposent une revue^[55].

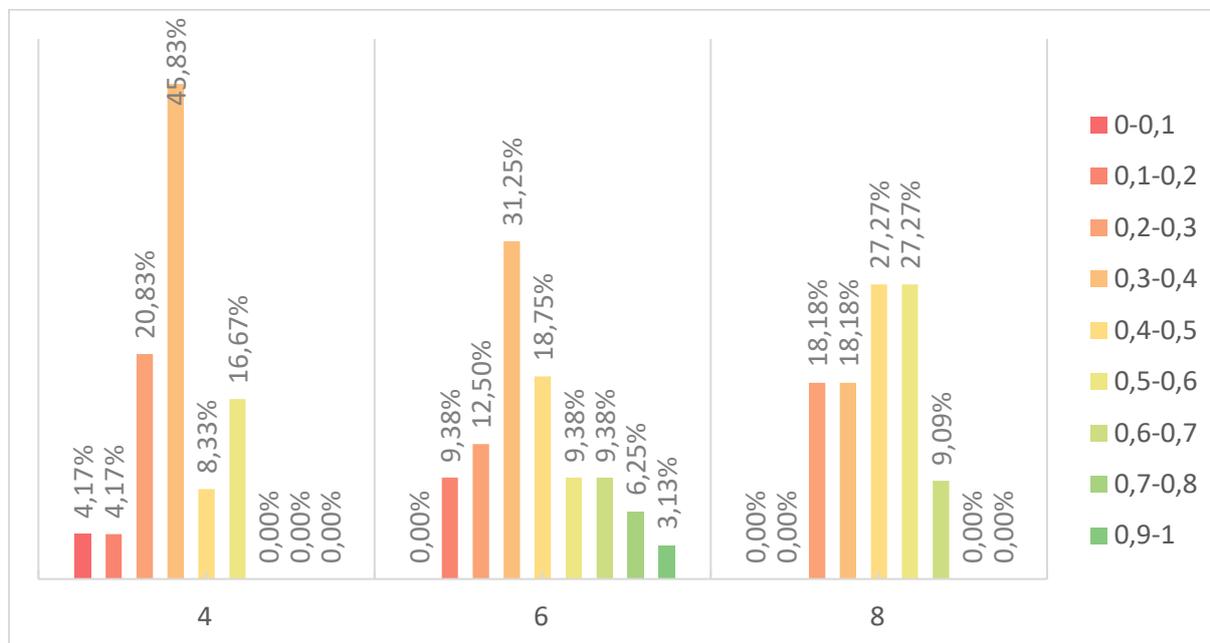


Figure 1 : Distribution des résultats selon le nombre de période de mathématique par semaine.

• L'influence du sexe des personnes

L'aisance à assimiler des concepts abstraits et mathématiques est souvent étudiée en fonction du genre^[56]. Cependant, lors de notre enquête, aucune différence significative n'a été remarquée. En effet, la différence de moyenne est de l'ordre de 1% et l'écart type est de 15% pour les femmes et 17% pour les hommes.

Sexe	Nombre d'élèves	Moyenne de Résultats	Écart type de Résultats
Femme	36	39,49%	14,64%
Homme	31	40,39%	17,22%
Total général	67	39,91%	15,77%

Tableau 1 Moyenne et écart type des résultats obtenus par les différents sexes lors de l'enquête.

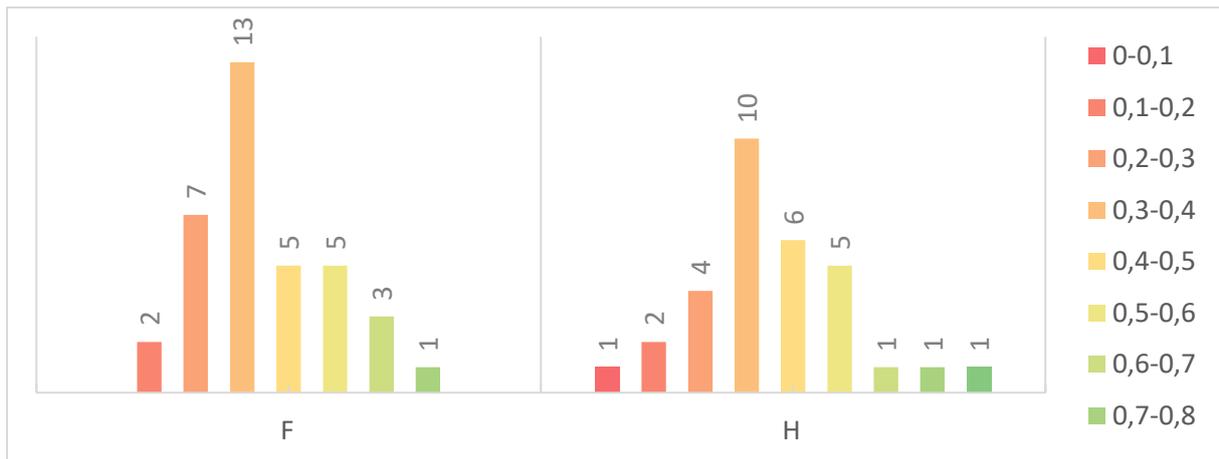


Figure 2 : Distribution des résultats obtenus selon le sexe

- Le lien avec le nombre de périodes de sciences

Il semblerait évident que le nombre de périodes d'enseignement par semaine de sciences pourrait influencer le résultat d'un questionnaire tel que le nôtre. Cependant les résultats ne montrent aucune influence significative. En effet, La moyenne obtenue pour les élèves ayant 6 périodes de sciences par semaine est de 39% avec un écart type de 13% tandis que les élèves ayant 7 périodes de sciences par semaine ont une moyenne de 41% avec un écart type de 18 %.

Sexe	Nombre d'élèves	Moyenne des résultats	Écart-type des résultats
6	31	39%	13%
7	36	41%	18%

Tableau 2 : Moyenne et écart type des résultats obtenus sur l'étude de l'influence du nombre de période d'enseignement en sciences par semaine lors de l'enquête menée.

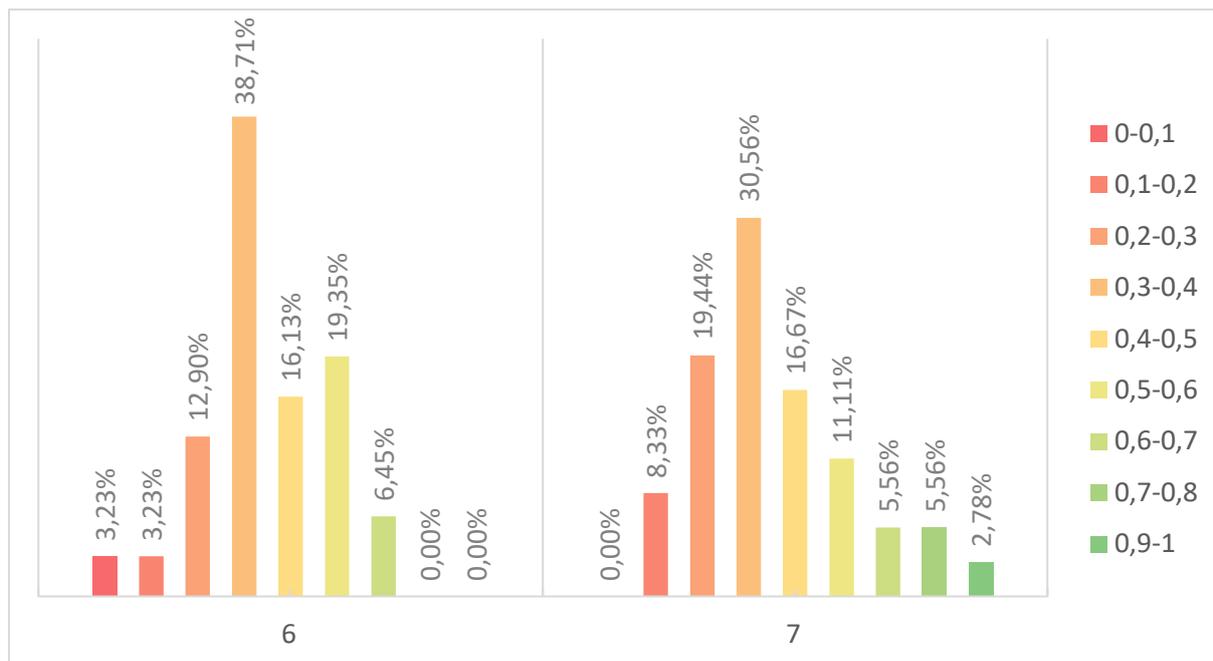


Figure 3 : Distribution des résultats selon le nombre d'heure de sciences

• Conclusions de l'enquête sur les compétences et conceptions alternatives

L'enquête menée au sein de trois classes de deux écoles de la Fédération Wallonie-Bruxelles a pu mettre en lumière plusieurs éléments intéressants dont certains confirment ceux déjà rapportés dans la littérature.

Nous remarquons tout d'abord une nette différence entre le taux de réussite du questionnaire de la phase de validation (63% de réponses correctes, écart-type de 11%) et le questionnaire effectif (40% de réponses correctes, écart-type de 16%). Cela peut s'expliquer par certains biais qui ont pu influencé l'étude. Tout d'abord, la validation à l'Athénée Royal d'Eupen n'était pas soumise à des contraintes de temps aussi strictes puisqu'elle se passait dans le cadre d'un examen de 2 périodes de cours (2 x 50 minutes) alors que le questionnaire soumis aux élèves de la Fédération Wallonie-Bruxelles devait être résolu en une seule période de cours (50 minutes). Il avait en effet été calibré par nos soins sur une durée de 44 minutes et nous ne souhaitons pas prendre trop de temps aux enseignants concernés à une époque de l'année (fin du 3e trimestre) toujours très chargée. Il serait certainement profitable de laisser plus de temps aux élèves, ce qui leur permettrait de soigner leurs justifications. Celles-ci étaient en effet souvent sommaires ou inexistantes, ce qui ne permettait d'interpréter que certaines d'entre elles.

De plus, le questionnaire de validation avait été proposé, comme déjà mentionné, dans le cadre d'un examen. Par conséquent, les élèves avaient préalablement étudié la matière de manière plus approfondie. En revanche, le questionnaire effectif a été proposé aux élèves après la séquence d'enseignement sur les titrages. Ces élèves avaient donc vu la matière mais ne l'avaient pas forcément encore étudiée en détail. Le fait que le test de validation ait été réalisé lors d'un examen a aussi très vraisemblablement contribué à la motivation des élèves à s'impliquer dans les réponses aux questions, alors que le test effectif reposait uniquement sur la bonne volonté intrinsèque des élèves. Un aménagement qui pourrait améliorer l'analyse de nos données serait d'introduire une possibilité de réponse « Je ne sais pas ». Ceci pourrait éliminer le biais relié au fait que l'élève choisisse une réponse au hasard ou ne réponde simplement pas pour d'autres raisons (manque de temps, manque d'envie de s'impliquer, ...).

Malgré ces différences, les tendances générales restent similaires. En particulier, les questions 4, 9, 15 et 19 présentent des scores faibles également dans le test effectif. D'autres questions présentent des scores nettement plus faibles dans le test effectif par rapport au test de validation. C'est d'abord la question 10, relative à la loi de dilution d'Ostwald, qui n'a pas été vue dans deux classes. La question 11, relative au domaine de validité des formules simplifiées présente également un score faible (25%). Viennent ensuite les questions 21, 22 et 23 avec des scores très faibles (18%, 25% et 4%, respectivement) : il s'agit de la question relative à la différence entre terme et point équivalent, manifestement non abordée dans ces trois classes et des deux questions sur la déduction, à partir d'une courbe pH-métrique, des forces des acides et des bases.

Parmi les 52 conceptions alternatives listées au chapitre 1 et provenant de la littérature de recherche en didactique, nous n'en avons relevé au sens strict qu'un nombre limité dans notre enquête : il s'agit des préconceptions n° 1, 3, 14, 36, 50 et 51. Notre enquête a plus mis en évidence des lacunes de compréhension qui pourraient être à la base des préconceptions.

Il ressort notamment de nos analyses qu'un grand nombre d'erreurs seraient dues à la propension des élèves à employer des formules ou stratégies de réponse mémorisées, des algorithmes tout faits, sans examiner en détail le contexte de la question comprenant l'identification des espèces en présence tant majoritaires que minoritaires, la stœchiométrie de la réaction ou encore les interactions avec le solvant qui est ici un ampholyte. Ces automatismes mêlés à des connaissances parcellaires de la matière ("knowledge in pieces") pourraient expliquer une bonne part des mauvaises réponses. On remarque que les compétences des apprenants diminuent drastiquement lorsque l'on s'éloigne des cas d'école en suggérant par exemple un acide polyprotique ou en demandant

d'identifier les espèces présentes et d'évaluer qualitativement leurs concentrations relatives.

De plus, ceci se remarque également lorsque l'on s'intéresse au caractère quantitatif (application algorithmique de formules) ou qualitatif (compréhension conceptuelle) de la question. L'obligation de répondre et de justifier de manière qualitative met en exergue les difficultés et le manque d'interprétation physico-chimique de la matière alors que la plupart des élèves justifient plus aisément les réponses quantitatives. Ceci pourrait, à nos yeux, être amélioré en établissant plus de liens entre les concepts enseignés dans la théorie des équilibres acide-base et les titrages eux-mêmes où l'accent est plus mis sur l'application de certains automatismes de pensée. Cette opposition entre une approche algorithmique, aisée à évaluer et souvent privilégiée, et le développement de compétences plus conceptuelles avait déjà été analysée il y a bientôt 30 ans par Nakhleh^[57].

Enfin, il est nécessaire de constater qu'il existe dans l'esprit des élèves des confusions liées à des lacunes sur les définitions exactes de certains concepts tels que la zone de virage, le terme du titrage, le point-équivalent du titrage.

Conclusions, limitations et perspectives

Notre recherche s'est focalisée sur les conceptions alternatives, encore appelées préconceptions, ou, en utilisant un anglicisme, *misconceptions*, et leurs conséquences dans le domaine de la théorie des équilibres acide-base et plus spécifiquement des titrages associés, auprès d'élèves de l'enseignement général de transition de la Fédération Wallonie-Bruxelles. Ce mémoire avait pour but d'identifier ces préconceptions, d'en comprendre leur émergence et les conséquences prévisibles afin de pouvoir les corriger et d'améliorer la compréhension du domaine étudié. Il faut rappeler qu'aucun article trouvé ne discute d'études sur ce sujet au niveau de l'enseignement belge en particulier. Cela est d'autant plus important que le domaine de la pédagogie possède une dimension socio-culturelle.

Notre recherche bibliographique, centrée sur les aspects didactiques des titrages acide-base mais incluant également l'enseignement des équilibres chimiques correspondants, a montré toute l'importance des conceptions alternatives dans ce domaine de la chimie. Grâce à ces recherches, une liste de 52 préconceptions a pu être établie ainsi que leurs sources éventuelles : transmission inadéquate de la part de professeur, livres de référence inexacts ou imprécis, utilisation d'un vocabulaire ambigu, analogies trompeuses, ... Parmi, ces préconceptions, certaines peuvent sembler classiques ou évidentes, mais d'autres sont relativement étonnantes et déroutantes.

Pour éviter l'émergence de conceptions alternatives, les chercheurs ont proposé différentes pistes : approche constructiviste et épistémologique, établissement de liens plus explicites avec la théorie sous-jacente, illustration de la matière par des représentations, génération de celles-ci par les élèves. Une méthode permettant de corriger une conception alternative préalablement intégrée par l'élève reste la dissonance cognitive qui génère une contradiction entre les croyances de l'élève et la réalité expérimentale et le force à revoir ses conceptions.

Les ouvrages de référence utilisés dans le cadre de l'enseignement jouent un rôle central. Ils peuvent être la source de diverses préconceptions. C'est pourquoi nous en avons analysé plusieurs, tant de l'enseignement secondaire que supérieur, sous différents angles selon une grille de lecture préétablie et peaufinée au fur et à mesure des lectures. Nous en avons conclu que très peu de conceptions alternatives établies au chapitre 1 se retrouvent dans les ouvrages de référence. Cependant, d'autres points peuvent être à l'origine d'autres préconceptions en manquant de rigueur ou en expliquant de façon ambiguë. On observe souvent que trop peu de liens sont établis entre le chapitre sur les titrages et la théorie sous-jacente des équilibres acide-base, ce qui peut aussi mener à des conceptions alternatives ou des lacunes conceptuelles comme :

- la négligence de l'autoprotolyse de l'eau,
- le fait de considérer que, dans le titrage d'un acide faible, celui-ci est complètement absent au point équivalent,
- le fait de ne pas bien identifier quand il faut utiliser, dans l'équation chimique, une flèche simple (réaction complète) ou une double flèche (équilibre),
- la présentation de l'équation de Hendersson-Hasselbalch comme valide dans tout le domaine précédant le point équivalent,
- la méconnaissance de l'influence du pKa sur la hauteur du saut de pH.

Ces préconceptions s'ajoutent donc à la liste déjà établie qui nous a servi à construire un questionnaire nous permettant d'évaluer l'impact des conceptions alternatives sur les compétences des élèves.

L'analyse des résultats du questionnaire soumis à des élèves de fin d'enseignement secondaire général a permis de retrouver un nombre limité des préconceptions identifiées par la littérature de recherche en didactique. Elle a surtout permis de proposer des logiques et mécanismes d'émergence des préconceptions évaluées. Celles-ci sont grandement dues à la tendance des élèves à utiliser des procédures systématiques mémorisées sans replacer la question au sein de la globalité de la matière des équilibres acide-base. Une approche algorithmique plus que conceptuelle pourrait expliquer un certain nombre de réponses incorrectes. Les justifications de certaines réponses ont été peu nombreuses mais précieuses lors de notre analyse. Nous avons en effet pu constater que les élèves ont une propension à vouloir répondre de manière quantitative car cela rentrait dans leur canevas habituel de justification. Une justification qualitative était relativement rare. Malheureusement, les élèves ont manifestement eu trop peu de temps pour élaborer leurs justifications et seul un nombre limité de celles-ci étaient exploitables. Des imprécisions dans la définition des concepts, déjà mentionnées lors de l'analyse des ouvrages de référence, ont également pu être relevées lors de l'analyse des résultats du questionnaire.

Comme bien des travaux de recherche, les nôtres présentent également leurs limitations.

- Limite conjoncturelle : ce mémoire a été réalisé durant la période de restrictions liées au SARS-CoV 2. Le manque de temps d'enseignement engendré par cette pandémie a influencé la quantité de matière vue par les professeurs. Par conséquent certaines questions n'ont pas pu être évaluées convenablement.
- Limite temporelle : la passation du questionnaire s'est faite sur une période de 50 minutes. Cela n'a pas permis aux élèves d'élaborer avec suffisamment de détails leurs justifications, demandées pour certaines questions. Seules les justifications

d'un nombre très limité de questions étaient exploitables. Des interviews semi-dirigées auraient aussi été utiles afin de comprendre plus finement les modes de raisonnement des élèves mais elles n'ont pu être réalisées dans le cadre de ce mémoire.

- Limite d'échantillonnage : Cette étude s'est faite sur un échantillon total de 67 élèves de trois classes de deux écoles de la FESEC (enseignement catholique) en Fédération Wallonie Bruxelles. De plus, la validation du questionnaire a été réalisée en communauté germanophone.

Ces limitations suggèrent immédiatement certaines perspectives évidentes. Il faudrait tester le questionnaire sur une population plus nombreuse, plus représentative, incluant également des écoles d'autres réseaux d'enseignement. Il faudrait laisser deux périodes de 50 minutes pour la passation du questionnaire. Des interviews semi-dirigées devraient être réalisées. Nous avons également pensé, mais n'avons pu le faire par manque de temps, à sonder les professeurs quant aux préconceptions qu'ils rencontrent chez leurs élèves. Nous avons d'ailleurs préparé un tel questionnaire, disponible à l'annexe 4.

Ce mémoire a pu mettre en évidence certains mécanismes de réflexion des élèves reliés à l'émergence de préconceptions. Nous terminerons par quelques réflexions qui pourraient aider à construire une séquence de cours permettant d'améliorer la compréhension de la matière reliée aux titrages acide-base.

- Justifier l'approche séquentielle de calcul du pH au cours du titrage en faisant explicitement référence à la théorie des équilibres acide-base.
- Justifier explicitement l'usage des flèches de réaction simples et doubles.
- Combiner les approches quantitative et qualitative. Interpréter de manière physico-chimique chaque résultat de calcul pour bien comprendre, par exemple, le concept de force des acides et des bases et sa relation aux grandeurs telles que le pK_a et le pK_b .
- Insister sur l'utilisation d'un vocabulaire précis
 - o Désamorcer les confusions liées aux termes de "neutralisation" et "pH neutre" et expliquer clairement qu'une espèce acido-basique neutralisée ne conduit pas systématiquement à une solution neutre ($pH = 7$)
 - o Insister sur la différence entre terme et point équivalent.
- Expliquer clairement en quoi la théorie de Bronsted complète celle d'Arrhenius en utilisant une approche historique et épistémologique.
- Faire modéliser de manière graphique (illustrations annotées) les élèves par eux-mêmes les différentes situations rencontrées au long d'un titrage pour bien évaluer les espèces dominantes et celles qui sont minoritaires mais néanmoins essentielles

pour fixer le pH. L'efficacité d'une telle approche pour la compréhension conceptuelle a été démontrée dans d'autres contextes^[57].

Bibliographie

- [1] Barke, H.-D.; Hazari, A.; Yitbarek, S. *Misconceptions in Chemistry - Addressing Perceptions in Chemical Education*; Springer Verlag, 2009.
- [2] diSessa, A. A. A Friendly Introduction to “Knowledge in Pieces”: Modeling Types of Knowledge and Their Roles in Learning. *Éducation Didact.* **2018**, *11* (2), 65–84. https://doi.org/10.1007/978-3-319-72170-5_5.
- [3] diSessa, A. A. Une Introduction Accessible à La « Connaissance Par Morceaux » A Friendly Introduction to “Knowledge in Pieces”: Modeling Types of Knowledge and Their Roles in Learning. *Éducation Didact.* **2018**, *11* (2), 215–231. <https://doi.org/10.4000/educationdidactique.2781>.
- [4] Kousathana, M.; Demerouti, M.; Tsaparlis, G. Instructional Misconceptions in Acid-Base Equilibria: An Analysis from a History and Philosophy of Science Perspective. *Sci. Educ.* **2005**, *14* (2), 173–193. <https://doi.org/10.1007/s11191-005-5719-9>.
- [5] Jiménez-Liso, M. R.; López-Banet, L.; Dillon, J. Changing How We Teach Acid-Base Chemistry. *Sci. Educ.* **2020**, *29* (5), 1291–1315. <https://doi.org/10.1007/s11191-020-00142-6>.
- [6] Supatmi, S.; Setiawan, A.; Rahmawati, Y. Students’ Misconceptions of Acid-Base Titration Assessments Using a Two - Tier Multiple-Choice Diagnostic Test. *African J. Chem. Educ.* **2019**, *9* (1), 18–37.
- [7] Widarti, H. R.; Permanasari, A.; Mulyani, S. Undergraduate Students’ Misconception on Acid-Base and Argentometric Titrations: A Challenge To Implement Multiple Representation Learning Model With Cognitive Dissonance Strategy. *Int. J. Educ.* **2017**, *9* (2), 105–112. <https://doi.org/10.17509/ije.v9i2.5464>.
- [8] Vaidis, D.; Halimi-Falkowicz, S. La Théorie de La Dissonance Cognitive: Une Théorie Âgée d’un Demi-Siècle. *Rev. électronique Psychol. Soc.* **2007**, *1*, 9–18.
- [9] Sesen, B. A.; Tarhan, L. Active-Learning versus Teacher-Centered Instruction for Learning Acids and Bases. *Res. Sci. Technol. Educ.* **2011**, *29* (2), 205–226. <https://doi.org/10.1080/02635143.2011.581630>.
- [10] Pan, H.; Henriques, L. Students’ Alternate Conceptions on Acids and Bases. *Sch. Sci. Math.* **2015**, *115* (5), 237–243. <https://doi.org/10.1111/ssm.12124>.
- [11] Ouertatani, L.; Dumon, A. La Transition Lycée-Université et l’évolution Conceptuelle Relative Aux Calculs de PH En Tunisie. *Rdst* **2011**, No. 3, 241–267. <https://doi.org/10.4000/rdst.434>.

- [12] Paik, S. H. Understanding the Relationship among Arrhenius, Brønsted-Lowry, and Lewis Theories. *J. Chem. Educ.* **2015**, *92* (9), 1484–1489. <https://doi.org/10.1021/ed500891w>.
- [13] Cokelez, A. A Comparative Study of French and Turkish Students' Ideas on Acid-Base Reactions. *J. Chem. Educ.* **2010**, *87* (1), 102–106. <https://doi.org/10.1021/ed800017b>.
- [14] Barnum, D. Predicting Acid-Base Titration Curves without Calculations. *J. Chem. Educ.* **1999**, *76* (7), 938–942. <https://doi.org/10.1021/ed076p938>.
- [15] Cox, C. T.; Poehlmann, J. S.; Ortega, C.; Lopez, J. C. Using Writing Assignments as an Intervention to Strengthen Acid-Base Skills. *J. Chem. Educ.* **2018**, *95* (8), 1276–1283. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.8b00018>.
- [16] Harizal, Z. M. Analyzing of Students' Misconceptions on Acid-Base Chemistry at Senior High Schools in Medan. *J. Educ. Pract.* **2012**, *3* (15), 65–74.
- [17] Jiménez-Liso, M. R.; de Manuel Torres, E.; Salinas López, F. Las Concepciones Alternativas de Los Estudiantes Universitarios Sobre Los Procesos Ácido-Base. *J. Sci. Educ.* **2012**, *130* (2), 556.
- [18] Jiménez-Liso, M. R.; de Manuel Torres, E.; Salinas López, F. Las Concepciones Alternativas de Los Estudiantes Universitarios Sobre Los Procesos Ácido-Base (The University Student's Alternative Conceptions Concerning Acid-Base Processes). *J. Sci. Educ.* **2012**, *3* (1), 18.
- [19] Orgill, M. K.; Sutherland, A. Undergraduate Chemistry Students' Perceptions of and Misconceptions about Buffers and Buffer Problems. *Chem. Educ. Res. Pract.* **2008**, *9* (2), 131–143. <https://doi.org/10.1039/b806229n>.
- [20] White, H. B. What Is Worth Knowing? Teaching? Learning? Understanding? *Biochem. Mol. Biol. Educ.* **2005**, *33* (1), 54–55. <https://doi.org/10.1002/bmb.2005.494033010429>.
- [21] Widarti, H. R.; Permanasari, A.; Mulyani, S. Students' Misconceptions on Titration. *J. Phys. Conf. Ser.* **2017**, *755* (1), 1–6. <https://doi.org/10.1088/1742-6596/812/1/012016>.
- [22] Çetingül, I.; Geban, Ö. Using Conceptual Change Texts With Analogies for Misconceptions in Acids and Bases. *H. U. J. Educ.* **2011**, *41*, 112–123.
- [23] Ceresa, J. Le Potentiel Des Théories Du Changement Conceptuel Pour La Création de Dispositifs Pédagogiques Narratifs. **2018**.
- [24] Baldwin, N.; Orgill, M. K. Relationship between Teaching Assistants' Perceptions of Student Learning Challenges and Their Use of External Representations When

- Teaching Acid-Base Titrations in Introductory Chemistry Laboratory Courses. *Chem. Educ. Res. Pract.* **2019**, *20* (4), 821–836. <https://doi.org/10.1039/c9rp00013e>.
- [25] Udousoro, U. The Effects of Gender and Mathematics Ability on Academic Performance of Students in Chemistry. *African Res. Rev.* **2011**, *5* (4), 201–213. <https://doi.org/10.4314/afrrrev.v5i4.69277>.
- [26] Bain, K.; Rodriguez, J. M. G.; Towns, M. H. Chemistry and Mathematics: Research and Frameworks to Explore Student Reasoning. *J. Chem. Educ.* **2019**, *96* (10), 2086–2096. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.9b00523>.
- [27] Celeste, M.; Azevedo, C.; Cavaleiro M.V., A. The Acid-Base Titration of a Very Weak Acid: Boric Acid. *J. Chem. Educ.* **2012**, *89* (6), 767–770. <https://doi.org/10.1021/ed200180j>.
- [28] Ouertatani, L.; Dumon, A. L'apprentissage Du Titrage Des Polyacides Par Une Approche Expérimentale: Une Étude de Cas à L'Université de Tunis. *REEC Rev. electrónica enseñanza las ciencias* **2014**, *13* (3), 355–372.
- [29] D'Amelia, R. P.; Chiang, S.; Pollut, S.; Nirode, W. F. Undergraduate Analytical Chemistry Experiment: The Determination of Formation Constants for Acetate and Mono- and Dichloroacetate Salts of Primary, Secondary, and Tertiary Methyl- and Ethylamines. *J. Chem. Educ.* **2014**, *91* (7), 1070–1072. <https://doi.org/10.1021/ed400844y>.
- [30] Chiu, W. K. Pedagogy of Emerging Technologies in Chemical Education during the Era of Digitalization and Artificial Intelligence: A Systematic Review. *Educ. Sci.* **2021**, *11* (11). <https://doi.org/10.3390/educsci11110709>.
- [31] Khan, S. New Pedagogies on Teaching Science with Computer Simulations. *J. Sci. Educ. Technol.* **2011**, *20* (3), 215–232. <https://doi.org/10.1007/s10956-010-9247-2>.
- [32] Tee, N. Y. K.; Gan, H. S.; Li, J.; Cheong, B. H. P.; Tan, H. Y.; Liew, O. W.; Ng, T. W. Developing and Demonstrating an Augmented Reality Colorimetric Titration Tool. *J. Chem. Educ.* **2018**, *95* (3), 393–399. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.7b00618>.
- [33] Domínguez Alfaro, J. L.; Gantois, S.; Blattgerste, J.; De Croon, R.; Verbert, K.; Pfeiffer, T.; Van Puyvelde, P. Mobile Augmented Reality Laboratory for Learning Acid-Base Titration. *J. Chem. Educ.* **2022**, *99* (2), 531–537. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.1c00894>.
- [34] *TrainAR | TrainAR Documentation*. <https://jblattgerste.github.io/TrainAR/> (accessed 2022-08-09).

- [35] *TrainAR: Authoring Procedural Augmented Reality – Mixality*. <https://mixality.de/trainar/> (accessed 2022-08-09).
- [36] González-Gómez, D.; Airado Rodríguez, D.; Cañada-Cañada, F.; Jeong, J. S. A Comprehensive Application to Assist in Acid-Base Titration Self-Learning: An Approach for High School and Undergraduate Students. *J. Chem. Educ.* **2015**, *92* (5), 855–863. <https://doi.org/10.1021/ed5005646>.
- [37] Matsumoto, P. S.; Cao, J. The Development of Computational Thinking in a High School Chemistry Course. *J. Chem. Educ.* **2017**, *94* (9), 1217–1224. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.6b00973>.
- [38] Joon Lee, S.; Reeves, T. C. FOUNDATIONS OF LEARNING AND INSTRUCTIONAL DESIGN TECHNOLOGY EDGAR DALE AND THE CONE OF EXPERIENCE. *Educ. Technol.* *47* (6), 56.
- [39] Fernando, L. S. L. K.; Perera, L. H. R. Graphical Application to Assist Students Understand the Basic Concepts in Acid-Base Titrations. *J. Chem. Educ.* **2022**, *99* (4), 1547–1552. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.1c00881>.
- [40] Romine, W. L.; Todd, A. N.; Clark, T. B. How Do Undergraduate Students Conceptualize Acid–Base Chemistry? Measurement of a Concept Progression. *Sci. Educ.* **2016**, *100* (6), 1150–1183. <https://doi.org/10.1002/scf.21240>.
- [41] Pirson, P.; Bribosia, A.; Martin, C.; Tadino, A. *Chimie: Science Expérimentale: 6e Rénové/Cours 3 H*; De Boeck: Bruxelles, 1990.
- [42] Pirson, P.; Bribosia, A.; Martin, C.; Tadino, A. *Chimie 6e: Sciences Générales*; De Boeck, Ed.; De Boeck: Bruxelles, 2003.
- [43] Pirson, P.; Bribosia, A.; Martin, C.; Tadino, A. *Chimie 6e: Corrigé: Sciences Générales [6 per./Semaine]*, De Boeck.; De Boeck, Ed.; De Boeck: Bruxelles, 2011.
- [44] Pirson, P.; Bribosia, A.; Snauwaert, P.; Martin, C.; Tadino, A.; Van Elsuwé, R. *Chimie P_Pirson et Al 6e Sciences Générales De Boeck Van In 2018.Pdf*, De Boeck.; Boeck, D., Ed.; De Boeck, 2018.
- [45] Hamelryckx, M. *Chimie 6e: Corrigé: Sciences Générales [6 per./Semaine]*; Boeck, D., Ed.; De Boeck, 2018.
- [46] Durupthy, O.; Giacino, M.; Jaubert, A.; Durupthy, A.; Fanguet, M.; Fanguet, R. *Durupthy Terminale S Hachette 2002.Pdf*, Hachette Education, Ed.; Paris, 2002.
- [47] Dulaurans, T.; Durupthy, A. *Durupthy Terminale S Hachette 2012.Pdf*, Hachette Education, Ed.; 2012.
- [48] Kotz, J. C.; Treichel, P. M. J. *Chimie Des Solutions*; De Boeck Supérieur, Ed.; 2006.

- [49] McMurry, J.; Fay, R. C. *General Chemistry, Atom First*, Internatio.; Prentice Hall Pearson, Ed.; 2010.
- [50] Nivaldo, J. T. Tro, *Principles of Chemistry: A Molecular Approach 4th Edition*; Upper Saddle River, NJ: Prentice Hall, 2010.
- [51] Nivaldo, J. T. *Principles of Chemistry: A Molecular Approach*; Pearson, 2011.
- [52] Oxtoby, D. W.; Gillis, H. P.; Campion, A. *Principles of Modern Chemistry 7th Edition*, 7th ed.; Rooks/Cole Cengage Learning Belmont Calif., Ed.; 2012.
- [53] Blackman, A.; Bottle, S. E.; Mocerino, M.; Schmid, S.; Wille, U. *Blackman et Al Chemistry*, 3th ed.; Wiley, Ed.; Wiley, 2016.
- [54] Chang, R.; Jason, O. *Chimie Des Solutions*, 5e édition.; DeBoeck, Ed.; 2019.
- [55] Towns, M. H.; Bain, K.; Rodriguez, J.-M. G. It's Just Math: Research on Students' Understanding of Chemistry and Mathematics. *ACS Symp. Ser.* **2020**.
- [56] Rodríguez, S.; Regueiro, B.; Piñeiro, I.; Estévez, I.; Valle, A. Gender Differences in Mathematics Motivation: Differential Effects on Performance in Primary Education. *Front. Psychol.* **2020**, *10* (January), 1–8. <https://doi.org/10.3389/fpsyg.2019.03050>.
- [57] Nakhleh, M. B. Are Our Students Conceptual Thinkers or Algorithmic Problem Solvers? Identifying Conceptual Students in General Chemistry. *J. Chem. Educ.* **1993**, *70* (1), 52–55. <https://doi.org/10.1021/ed070p52>.

Annexes

- Annexe 1 : Questionnaire de la validation de l'étude

Questionnaire pour apprenant · e · s – version professeur

Cochez la bonne réponse pour les questions suivantes et justifiez brièvement là où cela vous est demandé.

Toutes les solutions aqueuses sont considérées à 25°C.

Question 1 : Parmi les ions ci-dessous, quel est celui qui est formé majoritairement lors de l'addition d'un volume donné de solution aqueuse de NaOH de concentration donnée à un même volume de solution aqueuse de H_3PO_4 de même concentration ?

- OH^-
- H_2PO_4^-
- HPO_4^{2-}
- PO_4^{3-}

Question 2 : On considère des solutions aqueuses des substances suivantes :

KOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, HCl , $\text{N}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_3$ et NH_4Cl

Choisissez l'affirmation correcte.

- KOH et $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ présentent un comportement basique.
- KOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ et $\text{N}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_3$ ont un comportement basique.
- HCl et NH_4Cl présentent un comportement acide.
- Seul HCl présente un comportement acide et seul KOH présente un comportement basique.
- Toutes les propositions sont fausses.

Question 3 : Quel est le pH au point équivalent du titrage d'une solution aqueuse d'acide formique (HCOOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\text{pK}_a = 3,8$) par une solution aqueuse de soude (NaOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ?

- pH = 3,8
- pH = 7,0
- pH = 8,2
- pH = 13

Justifiez :

Question 4 : On titre une solution d'acide formique (HCOOH , $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution de soude (NaOH , $c = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

Laquelle des propositions décrivant les concentrations des différentes espèces **au point équivalent** est-elle correcte ?

- $[\text{HCOO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{HCOOH}] = 0$; $[\text{OH}^-] = 0$
- $[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$; $[\text{HCOOH}] = 0$; $[\text{OH}^-] = 0$
- $[\text{HCOOH}] = [\text{OH}^-]$; $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$; $[\text{HCOOH}] < [\text{HCOO}^-]$
- $[\text{HCOOH}] = [\text{OH}^-]$; $[\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$; $[\text{HCOOH}] < [\text{HCOO}^-]$
- Aucune des propositions ci-dessus

Justifiez :

Question 5 : Considérons une solution aqueuse d'ammoniac (NH_3). Son pH mesuré est supérieur à celui de l'eau pure. Quelle est l'explication correcte ?

NH_3 réagit avec l'eau pour former des ions OH^- . L'augmentation de concentration en ions OH^- provoque un déplacement de l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau vers la formation d'eau et donc la diminution de la concentration en ions H_3O^+ .

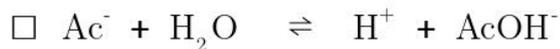
NH_3 réagit avec les ions H^+ présents en majorité dans l'eau pour former l'ion NH_4^+ . Par conséquent, la quantité d'ions H^+ diminue et le pH augmente.

Initialement, l'eau ne contient ni ions H_3O^+ , ni ions OH^- . Dès qu'on ajoute de l'ammoniac, on forme des ions OH^- et le pH devient basique.

NH_3 libère des ions H^+ en solution aqueuse, ce qui augmente le pH.

Question 6 : Quelle réaction se produit de manière prépondérante lorsqu'on introduit une certaine quantité d'acide acétique (CH_3COOH noté HAc) dans de l'eau ?

Aucune réaction n'a lieu



Question 7 : Nous disposons d'une solution aqueuse de HCl dont on mesure le pH. La valeur obtenue est 0. Quelle est la proposition correcte ?

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 1,0\cdot 10^{-14} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Aucune proposition n'est correcte.

Justifiez :

Question 8 : On dispose des solutions aqueuses suivantes :

Solution 1 (S1) : 20 mL, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{pK}_{\text{a}1} (\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}) = 1,9$$

Solution 2 (S2) : 20 mL, $c(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{pK}_{\text{a}1} (\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 2,2$$

$$\text{pK}_{\text{a}2} (\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}) = 7,2$$

$$\text{pK}_{\text{a}3} (\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}) = 12,4$$

Solution 3 (S3) : 20 mL de H_2SO_3 $0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{pK}_{\text{a}1} (\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-) = 1,8$$

$$\text{pK}_{\text{a}2} (\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}) = 7,2$$

pH (S1) < pH (S2) < pH(S3)

pH (S2) < pH (S3) < pH(S1)

pH (S1) < pH (S3) < pH(S2)

pH (S1) = pH (S2) = pH(S3)

pH (S2) < pH (S1) < pH(S3)

Justifiez :

Question 9 : L'acide acétique (CH_3COOH noté HAc) est un acide faible. Son degré de dissociation α a été calculé pour deux valeurs de la concentration initiale en acide.

Solution 1 (S1) $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ $\alpha = 0,013$

Solution 2 (S2) $c = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ $\alpha = 0,041$

Quelle est la proposition correcte ?

- $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S1) $<$ $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S2)
- $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S1) $=$ $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S2)
- $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S1) $>$ $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S2)
- Il faut connaître la valeur du $\text{p}K_a$ du couple HAc/Ac^- pour répondre à la question.

Justifiez :

Question 10 : On dispose de deux solutions aqueuses d'un acide faible HA.

Solution 1 : la concentration initiale de l'acide vaut $c_1 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et le degré de dissociation de l'acide vaut α_1

Solution 2 : concentration initiale de l'acide va $c_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et degré de dissociation de l'acide $= \alpha_2$

Choisissez la proposition correcte.

- $\alpha_1 < \alpha_2$
- $\alpha_1 = \alpha_2$
- $\alpha_1 > \alpha_2$
- Il faut connaître le $\text{p}K_a$ du couple pour répondre.

Question 11 : Quel est le pH d'une solution aqueuse de HCl de concentration égale à $1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

- pH = 0
- pH = 7
- pH = 10
- Aucune de ces propositions n'est correcte.

Justifiez :

Question 12 : Dans quelle zone de pH le point équivalent du titrage d'une solution aqueuse de NaHSO_4 par une solution aqueuse de NaOH se situera-t-il ?

- pH < 7
- pH \approx 7
- pH > 7
- Il faut connaître la valeur du pK_a pour répondre.

Justifiez :

Question 13 : Dans quelle zone de pH se situera le point équivalent du titrage d'une solution aqueuse de HCl par une solution aqueuse de NaOH ?

pH < 7

pH = 7

pH > 7

Il faut connaître la valeur du pK_a pour répondre à la question.

Justifiez :

Question 14 : Quel est le pH à la demi-équivalence du titrage d'une solution aqueuse d'acide acrylique $CH_2=CH-COOH$ noté HAcr, ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution aqueuse de NaOH ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$), sachant que $pK_a(\text{HAcr}/\text{Acr}^-) = 4,3$?

pH = 2,7

pH = 4,3

pH = 7,0

pH = 8,7

Justifiez :

Question 15 : Quelle quantité de matière (en mol) de NaOH faut-il pour titrer complètement 20,0 mL d'acide sulfurique (H_2SO_4) de concentration ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ?

$1,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$2,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$4,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Aucune de ces réponses n'est correcte.

Justifiez :

Question 16 : On considère le titrage d'une solution aqueuse de NH_3 par une solution aqueuse de HCl, dans les conditions suivantes :

$$c(\text{NH}_3) = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$c(\text{HCl}) = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$V(\text{NH}_3) = 50,0 \text{ mL}$$

Quel volume de titrant doit-on ajouter pour atteindre le point équivalent ?

25,0 mL

50,0 mL

100,0 mL

Aucune de ces réponses n'est correcte

Justifiez :

Question 17 : Des 3 solutions suivantes obtenues par mélange, laquelle aura un pH égal à 7 ?

- 25,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
50,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 25,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
50,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 25,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
25,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 50,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
25,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)

Question 18 : Choisissez la proposition correcte parmi celles ci-dessous.

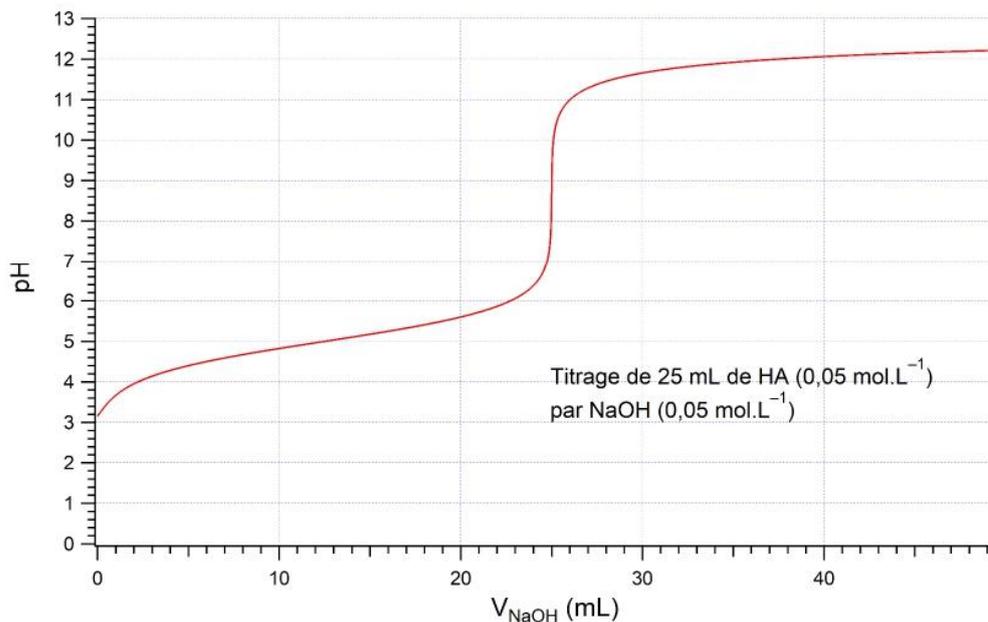
- N'importe quel indicateur coloré convient pour le titrage d'un acide fort par une base forte.
- On peut réaliser le titrage colorimétrique d'un acide faible par une base forte en utilisant un indicateur coloré dont le pK_a est inférieur à 7.
- On peut réaliser le titrage colorimétrique d'une base faible par un acide fort en utilisant un indicateur coloré dont le pK_a est supérieur à 7.
- On peut réaliser le titrage colorimétrique d'un acide fort par une base forte en utilisant un indicateur coloré dont le pK_a est voisin de 7.
- Toutes les réponses ci-dessus sont correctes.
- Toutes les réponses ci-dessus sont fausses.

Question 19 : On réalise un titrage colorimétrique d'une solution aqueuse d'acide faible par une solution aqueuse de NaOH tout en mesurant le pH de la solution au cours du titrage. On constate que le virage (changement de coloration) de l'indicateur se produit à $\text{pH} = 8,2$. Que peut-on en conclure ?

- Le pK_a de l'indicateur est égal à 8,2.
- Le pK_a de l'indicateur est voisin de 9.
- Le pK_a de l'indicateur est voisin de 7.
- Le pK_a de l'acide faible titré est égal à 8,2.
- Le pK_a de l'acide faible titré est voisin de 9.

Justifiez :

Question 20 : Quel indicateur faut-il utiliser dans le cadre du titrage dont la courbe de pH est représentée ci-dessous ?



On donne les différentes zones de virages des indicateurs colorés suivants :

Hélianthine : 3,1 à 4,4

Bleu de bromothymol : 6,0 à 7,5

Phénolphtaléine : 8,1 à 10

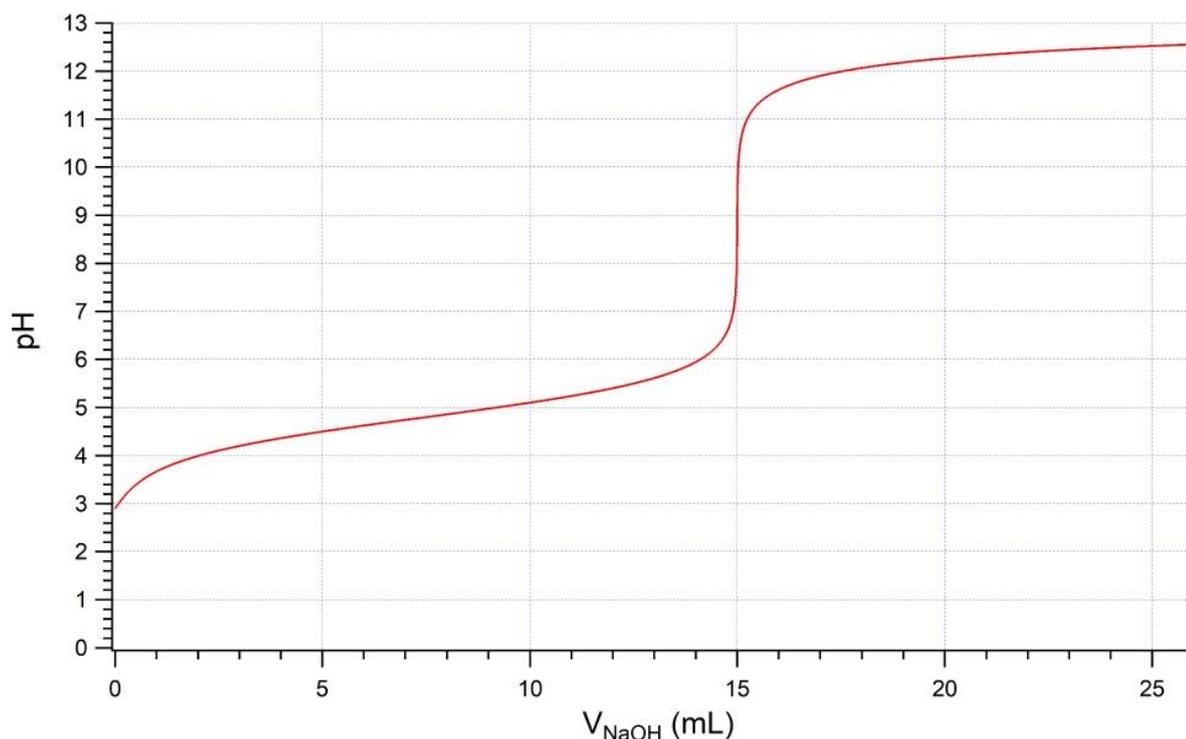
Rouge de méthyle : 4,4 à 6,2

- Hélianthine
- Rouge de méthyle
- Bleu de bromothymol
- Phénolphtaléine
- Aucune de ces réponses n'est correcte.
- Toutes ces réponses sont correctes.

Justifiez :

Question 21 : Un étudiant réalise le titrage colorimétrique d'une solution aqueuse d'un acide faible par une solution aqueuse de NaOH et il choisit le bleu de bromothymol (zone de virage : 6,0 – 7,5) comme indicateur. L'évolution du pH au cours de ce titrage est représentée dans le graphique ci-dessous.

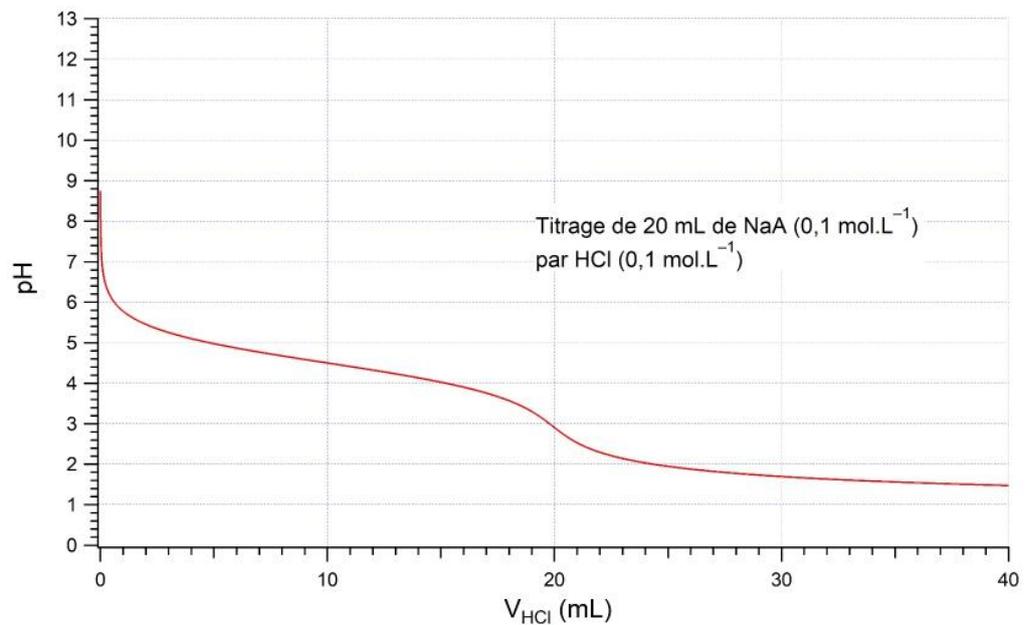
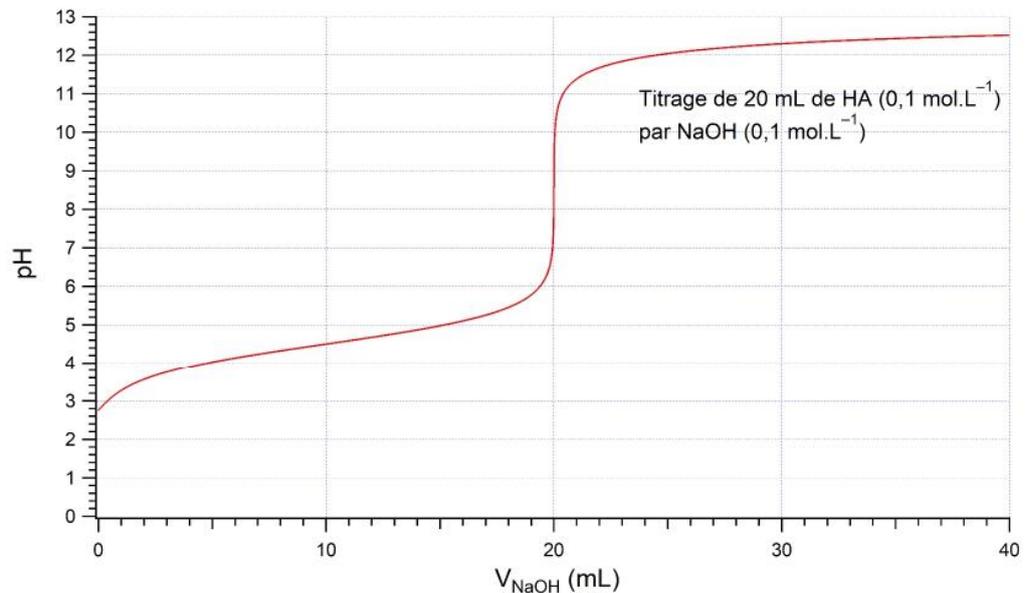
Choisissez la proposition correcte.



- Le terme du titrage est situé à 15,0 mL et le point équivalent est à 14,1 mL.
- Le terme du titrage est à 14,1 mL et le point équivalent est à 15,0 mL.
- Le terme du titrage et le point équivalent sont identiques et se situent à 15,0 mL.
- Le terme du titrage et le point équivalent sont identiques et se situent à 14,1 mL.
- Il manque des données pour répondre.

Question 22 : Les deux courbes de pH ci-dessous correspondent respectivement

- au titrage d'une solution aqueuse d'un acide faible HA ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution aqueuse de NaOH ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ;
- au titrage d'une solution aqueuse NaA ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution aqueuse de HCl ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)

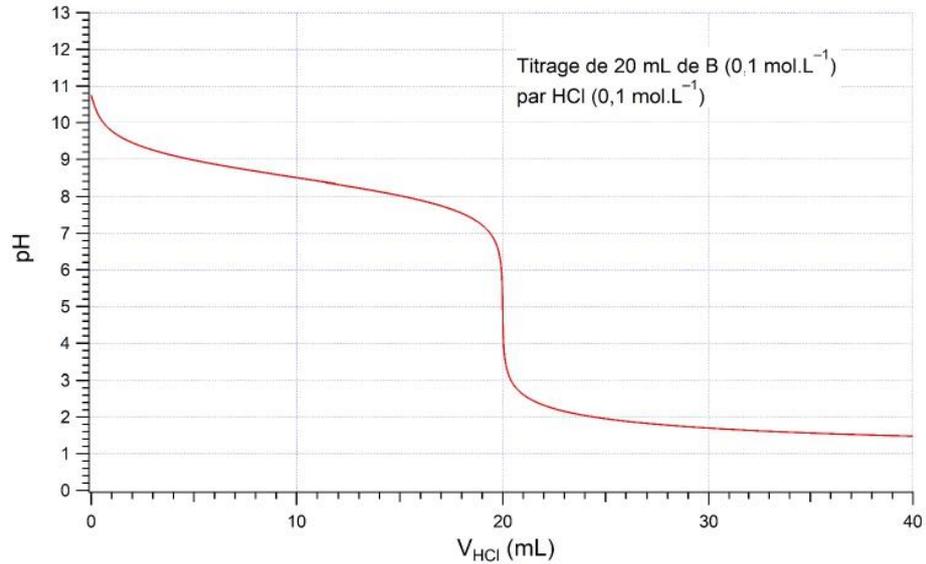


Quelle est l'affirmation correcte ?

- L'acide HA est plus fort que la base A^- .
- La base A^- est plus forte que l'acide HA.
- L'acide HA et la base A^- sont de même force.
- On ne dispose pas de suffisamment d'information pour répondre.

Justifiez :

Question 23 : On a mesuré la courbe de titrage pH-métrique d'une solution aqueuse d'une base faible B ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $V_b = 20,0 \text{ mL}$) par une solution aqueuse de HCl ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).



Quelle est la valeur du $\text{p}K_b$ du couple (HB^+/B) ?

- $\text{p}K_b = 1,5$
- $\text{p}K_b = 5,5$
- $\text{p}K_b = 8,5$
- $\text{p}K_b = 10,8$
- La courbe de titrage ne nous fournit pas cette information.

- Annexe 2 : Questionnaire définitif

Réactions et titrages acide-base

Ce test s'inscrit dans le cadre d'un mémoire de fin d'étude en didactique de la chimie et a pour but de diagnostiquer les forces et les faiblesses des étudiant · e · s dans le domaine des réactions acide-base et des titrages associés. Ce test consiste en 23 questions et devrait vous prendre 45 à 50 minutes. Ce test n'interviendra absolument pas dans l'évaluation de votre cursus. Il est essentiel pour notre analyse didactique que vous justifiez vos réponses lorsque cela vous est demandé. Ce test est parfaitement anonyme.

Questions préalables :

Question I : Quel est votre genre ?

Homme

Femme

Autre

Question II : Combien de périodes (50 minutes) de mathématiques suivez-vous par semaine ?

Question III : Combien de périodes de (50 minutes) de sciences suivez-vous par semaine ?

6 heures

7 heures

Question IV : Combien de périodes de laboratoire de chimie effectuez-vous par mois?

Cochez la réponse correcte pour les questions suivantes et justifiez brièvement lorsque cela vous est demandé.

Toutes les solutions aqueuses sont considérées à 25°C.

Question 1 : Parmi les ions ci-dessous, quel est celui qui est formé majoritairement lors de la réaction résultant de l'addition d'un volume donné de solution aqueuse de NaOH de concentration donnée à un même volume de solution aqueuse de H_3PO_4 de même concentration ?

- OH^-
- H_2PO_4^-
- HPO_4^{2-}
- PO_4^{3-}

Question 2 : On considère des solutions aqueuses des substances suivantes :
 KOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, HCl , $\text{N}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_3$ et NH_4Cl

Choisissez l'affirmation correcte.

- KOH et $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ présentent un comportement basique.
- KOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ et $\text{N}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_3$ ont un comportement basique.
- HCl et NH_4Cl présentent un comportement acide.
- Seul HCl présente un comportement acide et seul KOH présente un comportement basique.
- Toutes les propositions sont fausses.

Question 3 : Quel est le pH au **point équivalent** du titrage d'une solution aqueuse d'acide formique (HCOOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\text{pK}_a = 3,8$) par une solution aqueuse de soude (NaOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ?

- pH = 3,8
- pH = 7,0
- pH = 8,4
- pH = 13

Justifiez :

Question 4 : On titre une solution d'acide formique (HCOOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution de soude (NaOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

Laquelle des propositions décrivant les concentrations des différentes espèces **au point équivalent** est-elle correcte ?
On négligera les quantités d'ions H_3O^+ et OH^- provenant de l'autoprotolyse de l'eau.

- $[\text{HCOO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{HCOOH}] = 0 ; [\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$
- $[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{HCOOH}] = 0 ; [\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$
- $[\text{HCOOH}] = [\text{OH}^-] ; [\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{HCOOH}] < [\text{HCOO}^-]$
- $[\text{HCOOH}] = [\text{OH}^-] ; [\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{HCOOH}] < [\text{HCOO}^-]$
- Aucune des propositions ci-dessus

Justifiez :

Question 5 : Considérons une solution aqueuse d'ammoniac (NH_3). Son pH mesuré est supérieur à celui de l'eau pure. Quelle est l'explication correcte ?

NH_3 réagit avec l'eau pour former des ions OH^- . L'augmentation de concentration en ions OH^- provoque un déplacement de l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau vers la formation d'eau et donc la diminution de la concentration en ions H_3O^+ .

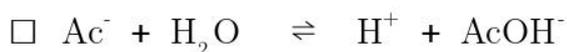
NH_3 réagit avec les ions H^+ présents en majorité dans l'eau pour former l'ion NH_4^+ . Par conséquent, la quantité d'ions H^+ diminue et le pH augmente.

Initialement, l'eau ne contient ni ions H_3O^+ , ni ions OH^- . Dès qu'on ajoute de l'ammoniac, on forme des ions OH^- et le pH devient basique.

NH_3 libère des ions H^+ en solution aqueuse, ce qui augmente le pH.

Question 6 : Quelle réaction se produit de manière prépondérante lorsqu'on introduit une certaine quantité d'acide acétique (CH_3COOH noté HAc) dans de l'eau ?

Aucune réaction n'a lieu



Question 7 : Nous disposons d'une solution aqueuse de HCl dont on mesure le pH. La valeur obtenue est 1,00. Quelle est la proposition correcte ?

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 1,0\cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 1,0\cdot 10^{-13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 0,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 0,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Aucune proposition n'est correcte.

Justifiez :

Question 8 : On dispose des solutions aqueuses suivantes :

Solution 1 (S1) : 20,0 mL, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$: Acidefort

$$\text{pK}_{a2} (\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}) = 1,9$$

Solution 2 (S2) : 20,0 mL, $c(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{pK}_{a1} (\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 2,2$$

$$\text{pK}_{a2} (\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}) = 7,2$$

$$\text{pK}_{a3} (\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}) = 12,4$$

Solution 3 (S3) : 20,0 mL $c(\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{pK}_{a1} (\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-) = 1,8$$

$$\text{pK}_{a2} (\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}) = 7,2$$

pH (S1) < pH (S2) < pH(S3)

pH (S2) < pH (S3) < pH(S1)

pH (S1) < pH (S3) < pH(S2)

pH (S1) = pH (S2) = pH(S3)

pH (S2) < pH (S1) < pH(S3)

Justifiez :

Question 9 : L'acide acétique (CH_3COOH noté HAc) est un acide faible. Son degré de dissociation α a été mesuré pour deux valeurs de la concentration initiale en acide.

Solution 1 (S1) $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ $\alpha=0,013$

Solution 2 (S2) $c = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ $\alpha=0,041$

Quelle est la proposition correcte ?

- $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S1) $<$ $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S2)
- $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S1) $=$ $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S2)
- $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S1) $>$ $K_a(\text{HAc}/\text{Ac}^-)$ (S2)
- Il faut connaître la valeur du $\text{p}K_a$ du couple HAc/Ac^- pour répondre à la question.

Justifiez :

Question 10 : On dispose de deux solutions aqueuses d'un acide faible HA.

Solution 1 : la concentration initiale de l'acide vaut $c_1 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et le degré de dissociation de l'acide vaut α_1 .

Solution 2 : la concentration initiale de l'acide vaut $c_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et le degré de dissociation de l'acide vaut α_2 .

Choisissez la proposition correcte.

- $\alpha_1 < \alpha_2$
- $\alpha_1 = \alpha_2$
- $\alpha_1 > \alpha_2$
- Il faut connaître le $\text{p}K_a$ du couple HA/A^- pour répondre.

Question 11 : Quelle est la valeur du pH d'une solution aqueuse de HCl de concentration égale à $1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

pH = 0

pH \approx 7

pH = 10

Aucune de ces propositions n'est correcte.

Justifiez :

Question 12 : Quelle sera la valeur du pH au **point équivalent** du titrage d'une solution aqueuse de NaHSO_4 par une solution aqueuse de NaOH ?

pH < 7

pH \approx 7

pH > 7

Il faut connaître la valeur du pK_a pour répondre.

Justifiez :

Question 13 : Quelle sera la valeur du pH au **point équivalent** du titrage d'une solution aqueuse de HCl par une solution aqueuse de NaOH ?

pH < 7

pH = 7

pH > 7

Il faut connaître la valeur du pK_a pour répondre à la question.

Justifiez :

Question 14 : Quel est le pH à la **demi-équivalence** du titrage d'une solution aqueuse d'acide acrylique $CH_2=CH-COOH$ noté HAcr, ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution aqueuse de NaOH ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$), sachant que $pK_a(\text{HAcr}/\text{Acr}^-) = 4,3$?

pH = 2,7

pH = 4,3

pH = 7,0

pH = 8,7

Justifiez :

Question 15 : Quelle quantité de matière (en mol) de NaOH faut-il pour titrer complètement 20,0 mL d'acide sulfurique (H_2SO_4) de concentration ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ?

$1,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$2,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$4,0\cdot 10^{-3} \text{ mol}$

Aucune de ces réponses n'est correcte.

Justifiez :

Question 16 : On considère le titrage d'une solution aqueuse de NH_3 par une solution aqueuse de HCl, dans les conditions suivantes :

$$c(\text{NH}_3) = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$c(\text{HCl}) = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$V(\text{NH}_3) = 50,0 \text{ mL}$$

Quel volume de titrant doit-on ajouter pour atteindre le point équivalent ?

25,0 mL

50,0 mL

100,0 mL

Aucune de ces réponses n'est correcte

Justifiez :

Question 17 : Des 3 solutions suivantes obtenues par mélange, laquelle aura un pH égal à 7 ?

- 25,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
50,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 25,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
50,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 25,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
25,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 50,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
25,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)

Question 18 : Choisissez la proposition correcte parmi celles ci-dessous.

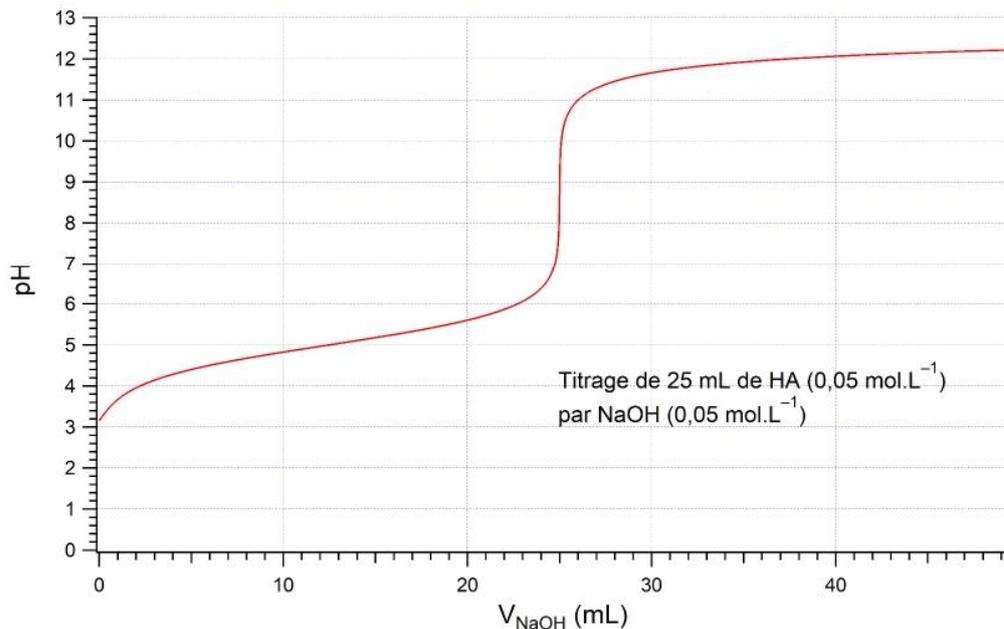
- N'importe quel indicateur coloré convient pour le titrage d'un acide fort par une base forte.
- On peut réaliser le titrage colorimétrique d'un acide faible par une base forte en utilisant un indicateur coloré dont le pK_a est inférieur à 7.
- On peut réaliser le titrage colorimétrique d'une base faible par un acide fort en utilisant un indicateur coloré dont le pK_a est supérieur à 7.
- On peut réaliser le titrage colorimétrique d'un acide fort par une base forte en utilisant un indicateur coloré dont le pK_a est voisin de 7.
- Toutes les réponses ci-dessus sont correctes.
- Toutes les réponses ci-dessus sont fausses.

Question 19 : On réalise un titrage colorimétrique d'une solution aqueuse d'acide faible par une solution aqueuse de NaOH tout en mesurant le pH de la solution au cours du titrage. On constate que le virage (changement de coloration) de l'indicateur se produit à $\text{pH} = 8,2$. Que peut-on en conclure ?

- Le pK_a de l'indicateur est égal à 8,2.
- Le pK_a de l'indicateur est voisin de 9.
- Le pK_a de l'indicateur est voisin de 7.
- Le pK_a de l'acide faible titré est égal à 8,2.
- Le pK_a de l'acide faible titré est voisin de 9.

Justifiez :

Question 20 : Quel indicateur faut-il utiliser dans le cadre du titrage dont la courbe de pH est représentée ci-dessous ?



On donne les différentes zones de virages des indicateurs colorés suivants :

Hélianthine : 3,1 à 4,4

Bleu de bromothymol : 6,0 à 7,5

Phénolphtaléine : 8,1 à 10

Rouge de méthyle : 4,4 à 6,2

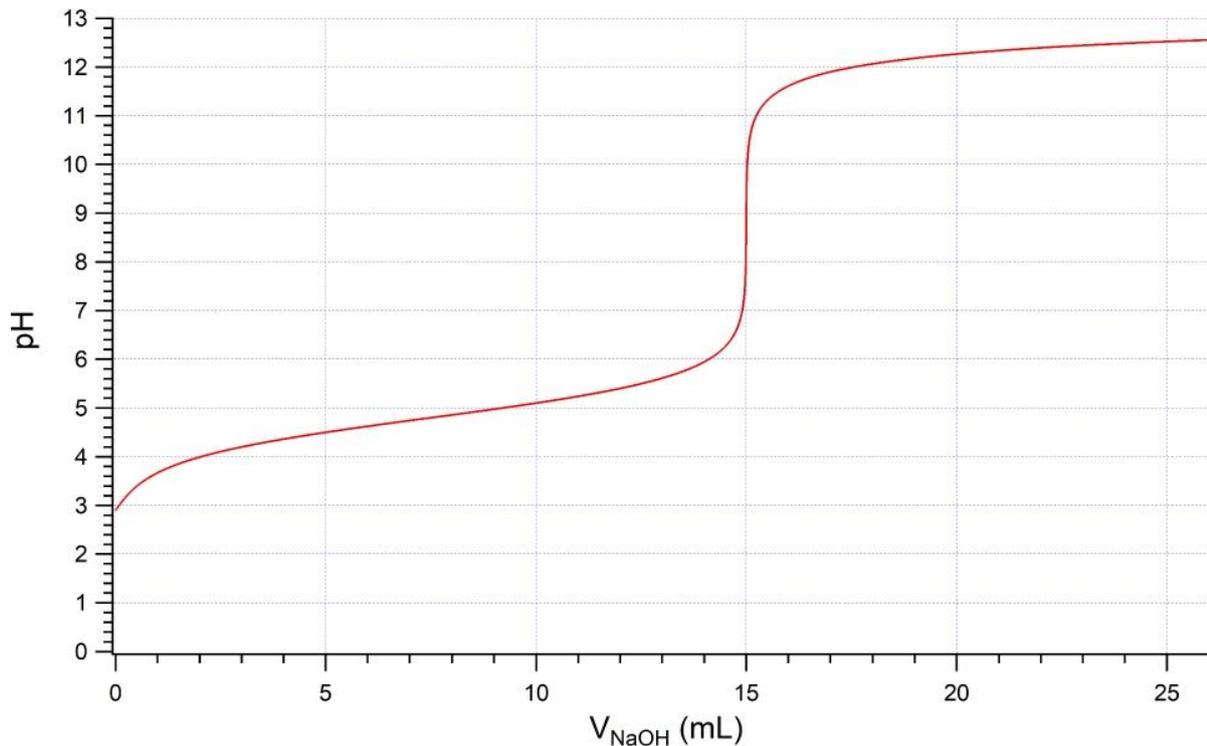
- Hélianthine
- Rouge de méthyle
- Bleu de bromothymol
- Phénolphtaléine
- Aucune de ces réponses n'est correcte.
- Toutes ces réponses sont correctes.

Justifiez :

Question 21 : Un étudiant réalise le titrage colorimétrique d'une solution aqueuse d'un acide faible par une solution aqueuse de NaOH et il choisit le bleu de bromothymol (zone de virage : 6,0 – 7,5) comme indicateur. L'évolution du pH au cours de ce titrage est représentée dans le graphique ci-dessous.

Par définition, le terme du titrage correspond à la détection visuelle du virage de l'indicateur.

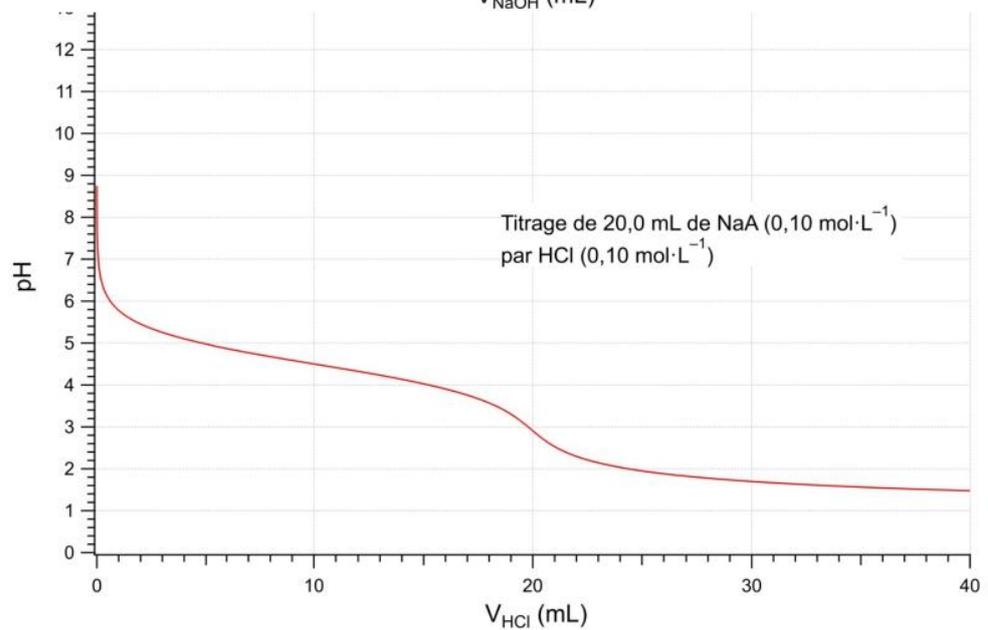
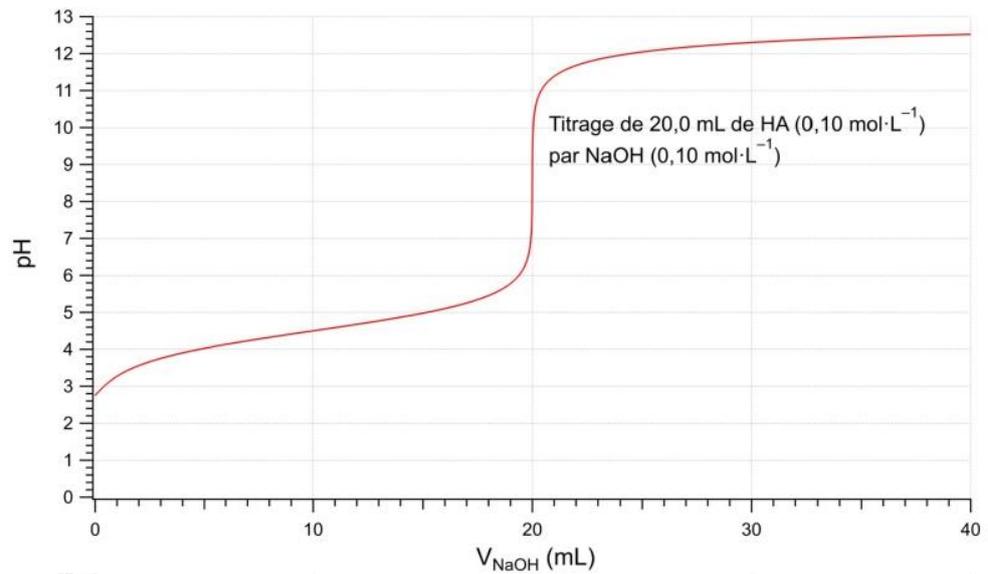
Choisissez la proposition correcte.



- Le terme du titrage est situé à 15,0 mL et le point équivalent est à 14,1 mL.
- Le terme du titrage est à 14,1 mL et le point équivalent est à 15,0 mL.
- Le terme du titrage et le point équivalent sont identiques et se situent à 15,0 mL.
- Le terme du titrage et le point équivalent sont identiques et se situent à 14,1 mL.
- Il manque des données pour répondre.

Question 22 : Les deux courbes de pH ci-dessous correspondent respectivement

- au titrage d'une solution aqueuse d'un acide faible HA ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution aqueuse de NaOH ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ;
- au titrage d'une solution aqueuse NaA ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution aqueuse de HCl ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)



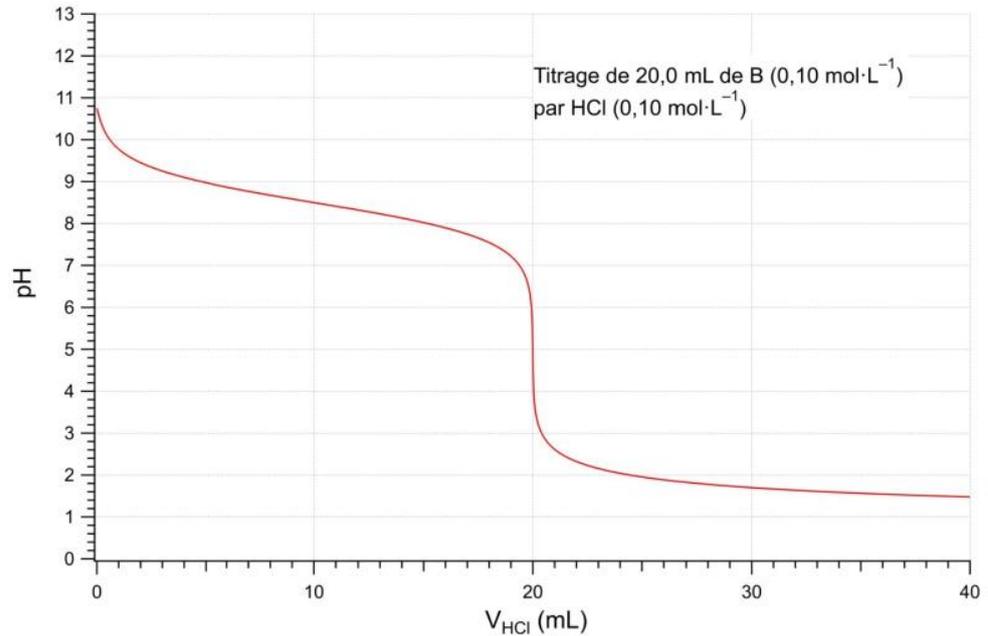
HA et A^- sont les formes acide et basique du même couple acide-base HA/ A^- .

Quelle est l'affirmation correcte ?

- L'acide HA est plus fort que la base A^- .
- La base A^- est plus forte que l'acide HA.
- L'acide HA et la base A^- sont de même force.
- On ne dispose pas de suffisamment d'information pour répondre.

Justifiez :

Question 23 : On a mesuré la courbe de titrage pH-métrique d'une solution aqueuse d'une base faible B ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $V_b = 20,0 \text{ mL}$) par une solution aqueuse de HCl ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).



Quelle est la valeur du $\text{p}K_b$ du couple (HB^+/B) ?

- $\text{p}K_b = 1,5$
- $\text{p}K_b = 5,5$
- $\text{p}K_b = 8,5$
- $\text{p}K_b = 10,8$
- La courbe de titrage ne nous fournit pas cette information.

- Annexe 3 : Questionnaire définitif groupé par préconceptions étudiées

Réactions et titrages acide-base

Ce test s'inscrit dans le cadre d'un mémoire de fin d'étude en didactique de la chimie et a pour but de diagnostiquer les forces et les faiblesses des étudiant · e · s dans le domaine des réactions acide-base et des titrages associés. Ce test consiste en 23 questions et devrait vous prendre 45 à 50 minutes. Ce test n'interviendra absolument pas dans l'évaluation de votre cursus. Il est essentiel pour notre analyse didactique que vous justifiez vos réponses lorsque cela vous est demandé. Ce test est parfaitement anonyme.

Questions préalables :

Question I : Quel est votre genre ?

Homme

Femme

Autre

Question II : Combien de périodes (50 minutes) de mathématiques suivez-vous par semaine ?

Question III : Combien de périodes de (50 minutes) de sciences suivez-vous par semaine ?

6 heures

7 heures

Question IV : Combien de périodes de laboratoire de chimie effectuez-vous par mois?

Cochez la réponse correcte pour les questions suivantes et justifiez brièvement lorsque cela vous est demandé.

Toutes les solutions aqueuses sont considérées à 25°C.

L'apprenant · e ne comprend pas le mécanisme d'ionisation d'un acide polyprotique.

Question 1 : Parmi les ions ci-dessous, quel est celui qui est formé majoritairement lors de la réaction résultant de l'addition d'un volume donné de solution aqueuse de NaOH de concentration donnée à un même volume de solution aqueuse de H_3PO_4 de même concentration ?

- OH^-
- H_2PO_4^-
- HPO_4^{2-}
- PO_4^{3-}

L'apprenant · e se limite à la théorie d'Arrhenius.

Question 2 : On considère des solutions aqueuses des substances suivantes :

KOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, HCl , $\text{N}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_3$ et NH_4Cl

Choisissez l'affirmation correcte.

- KOH et $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ présentent un comportement basique.
- KOH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ et $\text{N}(\text{CH}_2\text{CH}_3)_3$ ont un comportement basique.
- HCl et NH_4Cl présentent un comportement acide.
- Seul HCl présente un comportement acide et seul KOH présente un comportement basique.
- Toutes les propositions sont fausses.

L'apprenant · e ne corrèle pas correctement les zones de pH et les zones de dominance des différentes espèces (ions hydronium, hydroxyde, formes acides et basique).

Question 3 : Quel est le pH au **point équivalent** du titrage d'une solution aqueuse d'acide formique (HCOOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\text{pK}_a = 3,8$) par une solution aqueuse de soude (NaOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ?

pH = 3,8

pH = 7,0

pH = 8,4

pH = 13

Justifiez :

Question 4 : On titre une solution d'acide formique

(HCOOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution de soude
(NaOH , $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).

Laquelle des propositions décrivant les concentrations des
différentes espèces **au point équivalent** est-elle correcte ?

On négligera les quantités d'ions H_3O^+ et OH^- provenant de
l'autoprotolyse de l'eau.

$[\text{HCOO}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{HCOOH}] = 0 ; [\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$

$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{HCOOH}] = 0 ; [\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$

$[\text{HCOOH}] = [\text{OH}^-] ; [\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{HCOOH}] < [\text{HCOO}^-]$

$[\text{HCOOH}] = [\text{OH}^-] ; [\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+] ; [\text{HCOOH}] < [\text{HCOO}^-]$

Aucune des propositions ci-dessus

Justifiez :

L'apprenant · e ne perçoit pas correctement le rôle de l'eau.

Question 5 : Considérons une solution aqueuse d'ammoniac (NH_3). Son pH mesuré est supérieur à celui de l'eau pure. Quelle est l'explication correcte ?

NH_3 réagit avec l'eau pour former des ions OH^- . L'augmentation de concentration en ions OH^- provoque un déplacement de l'équilibre d'autoprotolyse de l'eau vers la formation d'eau et donc la diminution de la concentration en ions H_3O^+ .

NH_3 réagit avec les ions H^+ présents en majorité dans l'eau pour former l'ion NH_4^+ . Par conséquent, la quantité d'ions H^+ diminue et le pH augmente.

Initialement, l'eau ne contient ni ions H_3O^+ , ni ions OH^- . Dès qu'on ajoute de l'ammoniac, on forme des ions OH^- et le pH devient basique.

NH_3 libère des ions H^+ en solution aqueuse, ce qui augmente le pH.

Question 6 : Quelle réaction se produit de manière prépondérante lorsqu'on introduit une certaine quantité d'acide acétique (CH_3COOH noté HAc) dans de l'eau ?

Aucune réaction n'a lieu

$\text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{AcOH}^-$

$\text{HAc} + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{Ac}^-$

$\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Ac}^-$

Question 7 : Nous disposons d'une solution aqueuse de HCl dont on mesure le pH. La valeur obtenue est 1,00. Quelle est la proposition correcte ?

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 1,0\cdot 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 1,0\cdot 10^{-13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{OH}^-] = 0,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 0,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

Aucune proposition n'est correcte.

Justifiez :

L'apprenant · e ne prend pas en compte tous les paramètres intervenant dans le calcul de pH.

Question 8 : On dispose des solutions aqueuses suivantes :

Solution 1 (S1) : 20,0 mL, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$: Acide fort

$$\text{pK}_{a_2} (\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}) = 1,9$$

Solution 2 (S2) : 20,0 mL, $c(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{pK}_{a_1} (\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-) = 2,2$$

$$\text{pK}_{a_2} (\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}) = 7,2$$

$$\text{pK}_{a_3} (\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}) = 12,4$$

Solution 3 (S3) : 20,0 mL $c(\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{pK}_{a_1} (\text{H}_2\text{SO}_3/\text{HSO}_3^-) = 1,8$$

$$\text{pK}_{a_2} (\text{HSO}_3^-/\text{SO}_3^{2-}) = 7,2$$

pH (S1) < pH (S2) < pH(S3)

pH (S2) < pH (S3) < pH(S1)

pH (S1) < pH (S3) < pH(S2)

pH (S1) = pH (S2) = pH(S3)

pH (S2) < pH (S1) < pH(S3)

Justifiez :

L'apprenant · e comprend mal le concept de « force » d'un acide ou d'une base et la loi de dilution d'Ostwald.

Question 9 : L'acide acétique (CH_3COOH noté HAc) est un acide faible. Son degré de dissociation α a été mesuré pour deux valeurs de la concentration initiale en acide.

Solution 1 (S1) $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ $\alpha=0,013$

Solution 2 (S2) $c = 0,010 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ $\alpha=0,041$

Quelle est la proposition correcte ?

$K_a (\text{HAc}/\text{Ac}^-) (\text{S1}) < K_a (\text{HAc}/\text{Ac}^-) (\text{S2})$

$K_a (\text{HAc}/\text{Ac}^-) (\text{S1}) = K_a (\text{HAc}/\text{Ac}^-) (\text{S2})$

$K_a (\text{HAc}/\text{Ac}^-) (\text{S1}) > K_a (\text{HAc}/\text{Ac}^-) (\text{S2})$

Il faut connaître la valeur du $\text{p}K_a$ du couple HAc/Ac^- pour répondre à la question.

Justifiez :

Question 10 : On dispose de deux solutions aqueuses d'un acide faible HA.

Solution 1 : la concentration initiale de l'acide vaut $c_1 = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et le degré de dissociation de l'acide vaut α_1 .

Solution 2 : la concentration initiale de l'acide vaut $c_2 = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et le degré de dissociation de l'acide vaut α_2 .

Choisissez la proposition correcte.

$\alpha_1 < \alpha_2$

$\alpha_1 = \alpha_2$

$\alpha_1 > \alpha_2$

Il faut connaître le pK_a du couple HA/A⁻ pour répondre.

L'apprenant · e ne maîtrise pas le domaine de validité des formules.

Question 11 : Quelle est la valeur du pH d'une solution aqueuse de HCl de concentration égale à $1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$?

- pH = 0
- pH \approx 7
- pH = 10
- Aucune de ces propositions n'est correcte.

Justifiez :

L'apprenant · e ne maîtrise pas le calcul du pH au point-équivalent.

Question 12 : Quelle sera la valeur du pH au **point équivalent** du titrage d'une solution aqueuse de NaHSO_4 par une solution aqueuse de NaOH ?

- pH < 7
- pH \approx 7
- pH > 7
- Il faut connaître la valeur du pK_a pour répondre.

Justifiez :

Question 13 : Quelle sera la valeur du pH au **point équivalent** du titrage d'une solution aqueuse de HCl par une solution aqueuse de NaOH ?

pH < 7

pH = 7

pH > 7

Il faut connaître la valeur du pK_a pour répondre à la question.

Justifiez :

Question 14 : Quel est le pH à la **demi-équivalence** du titrage d'une solution aqueuse d'acide acrylique $CH_2=CH-COOH$ noté HAcr, ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution aqueuse de NaOH ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$), sachant que $pK_a(\text{HAcr}/\text{Acr}^-) = 4,3$?

pH = 2,7

pH = 4,3

pH = 7,0

pH = 8,7

Justifiez :

L'apprenant · e ne maîtrise pas la stœchiométrie de la réaction.

Question 15 : Quelle quantité de matière (en mol) de NaOH faut-il pour titrer **complètement** 20,0 mL d'acide sulfurique (H_2SO_4) de concentration ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ?

- $1,0\cdot 10^{-3}$ mol
- $2,0\cdot 10^{-3}$ mol
- $4,0\cdot 10^{-3}$ mol
- Aucune de ces réponses n'est correcte.

Justifiez :

Question 16 : On considère le titrage d'une solution aqueuse de NH_3 par une solution aqueuse de HCl , dans les conditions suivantes :

$$c(\text{NH}_3) = 0,50 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$c(\text{HCl}) = 1,0 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$V(\text{NH}_3) = 50,0 \text{ mL}$$

Quel volume de titrant doit-on ajouter pour atteindre le point équivalent ?

- 25,0 mL
- 50,0 mL
- 100,0 mL
- Aucune de ces réponses n'est correcte

Justifiez :

Question 17 : Des 3 solutions suivantes obtenues par mélange, laquelle aura un pH égal à 7 ?

- 25,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
50,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 25,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
50,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 25,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
25,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)
- 50,0 mL de $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,20 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) et
25,0 mL de $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)

L'apprenant · e comprend mal le rôle d'un indicateur coloré.

Question 18 : Choisissez la proposition correcte parmi celles ci-dessous.

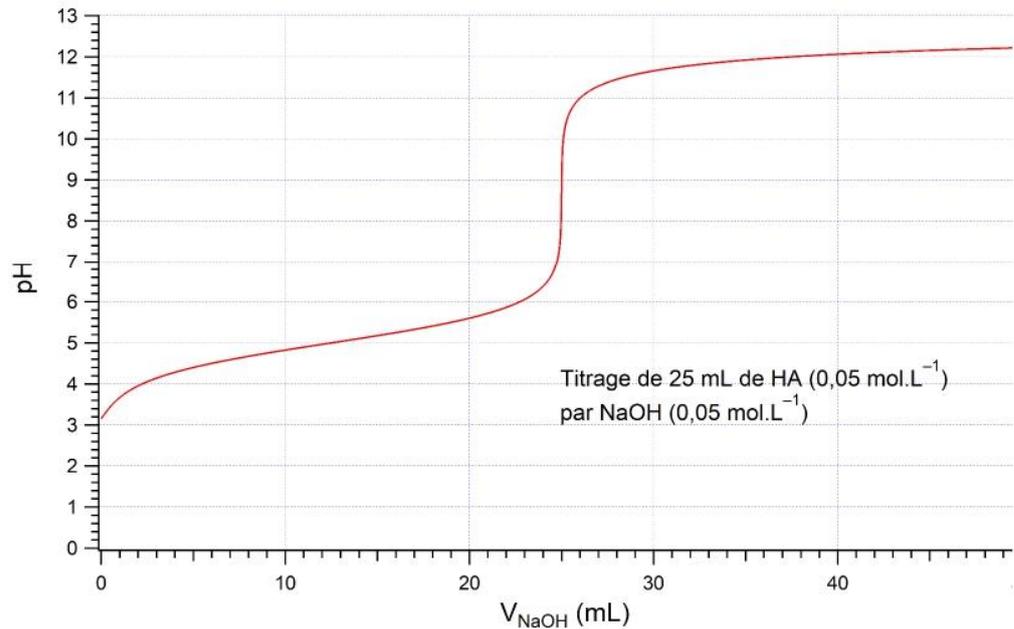
- N'importe quel indicateur coloré convient pour le titrage d'un acide fort par une base forte.
- On peut réaliser le titrage colorimétrique d'un acide faible par une base forte en utilisant un indicateur coloré dont le pK_a est inférieur à 7.
- On peut réaliser le titrage colorimétrique d'une base faible par un acide fort en utilisant un indicateur coloré dont le pK_a est supérieur à 7.
- On peut réaliser le titrage colorimétrique d'un acide fort par une base forte en utilisant un indicateur coloré dont le pK_a est voisin de 7.
- Toutes les réponses ci-dessus sont correctes.
- Toutes les réponses ci-dessus sont fausses.

Question 19 : On réalise un titrage colorimétrique d'une solution aqueuse d'acide faible par une solution aqueuse de NaOH tout en mesurant le pH de la solution au cours du titrage. On constate que le virage (changement de coloration) de l'indicateur se produit à $\text{pH} = 8,2$. Que peut-on en conclure ?

- Le pK_a de l'indicateur est égal à 8,2.
- Le pK_a de l'indicateur est voisin de 9.
- Le pK_a de l'indicateur est voisin de 7.
- Le pK_a de l'acide faible titré est égal à 8,2.
- Le pK_a de l'acide faible titré est voisin de 9.

Justifiez :

Question 20 : Quel indicateur faut-il utiliser dans le cadre du titrage dont la courbe de pH est représentée ci-dessous ?



On donne les différentes zones de virages des indicateurs colorés suivants :

Hélianthine : 3,1 à 4,4

Bleu de bromothymol : 6,0 à 7,5

Phénolphtaléine : 8,1 à 10

Rouge de méthyle : 4,4 à 6,2

- Hélianthine
- Rouge de méthyle
- Bleu de bromothymol
- Phénolphtaléine
- Aucune de ces réponses n'est correcte.
- Toutes ces réponses sont correctes.

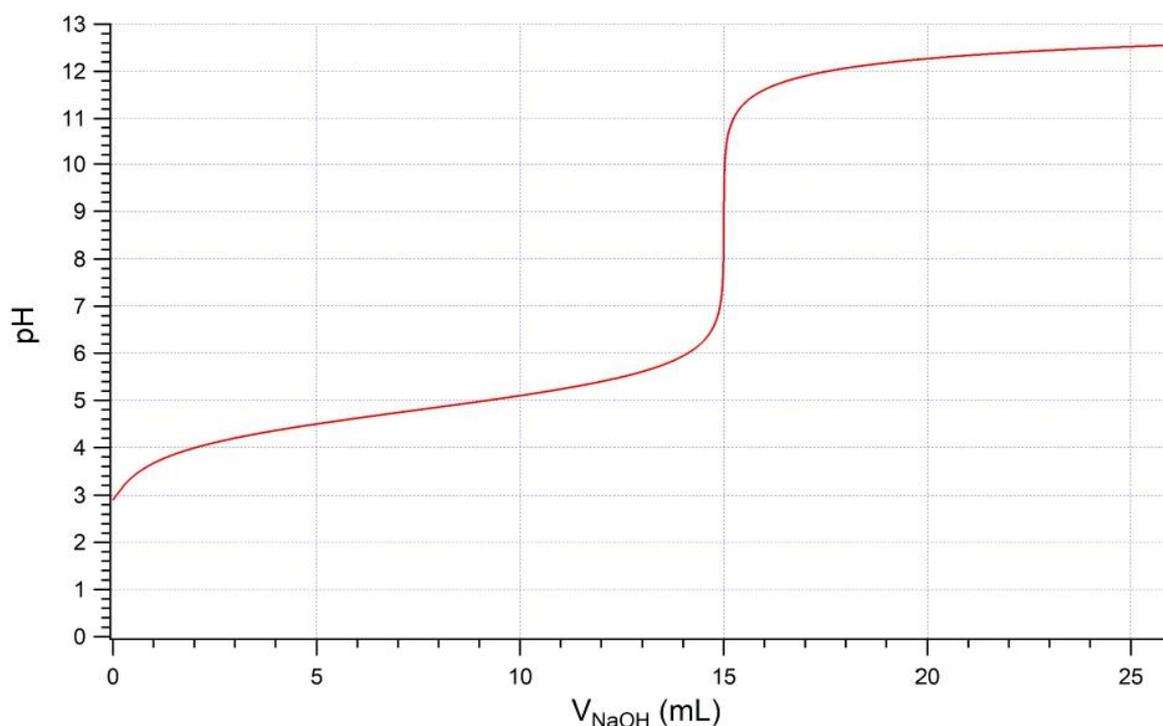
Justifiez :

L'apprenant ne perçoit pas la distinction entre le *terme* et le *point-équivalent*.

Question 21 : Un étudiant réalise le titrage colorimétrique d'une solution aqueuse d'un acide faible par une solution aqueuse de NaOH et il choisit le bleu de bromothymol (zone de virage : 6,0 – 7,5) comme indicateur. L'évolution du pH au cours de ce titrage est représentée dans le graphique ci-dessous.

Par définition, le terme du titrage correspond à la détection visuelle du virage de l'indicateur.

Choisissez la proposition correcte.

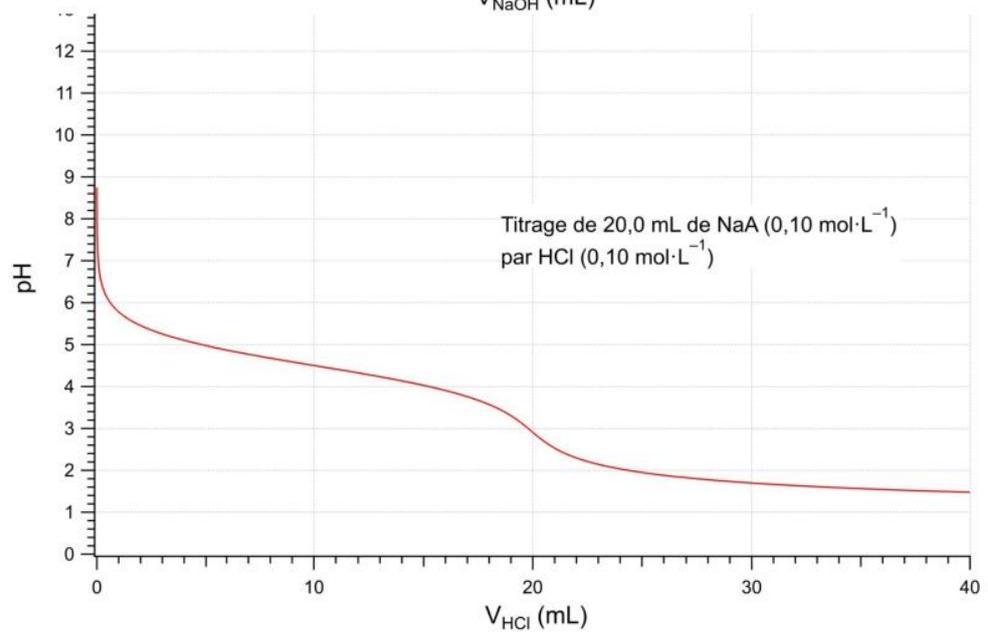
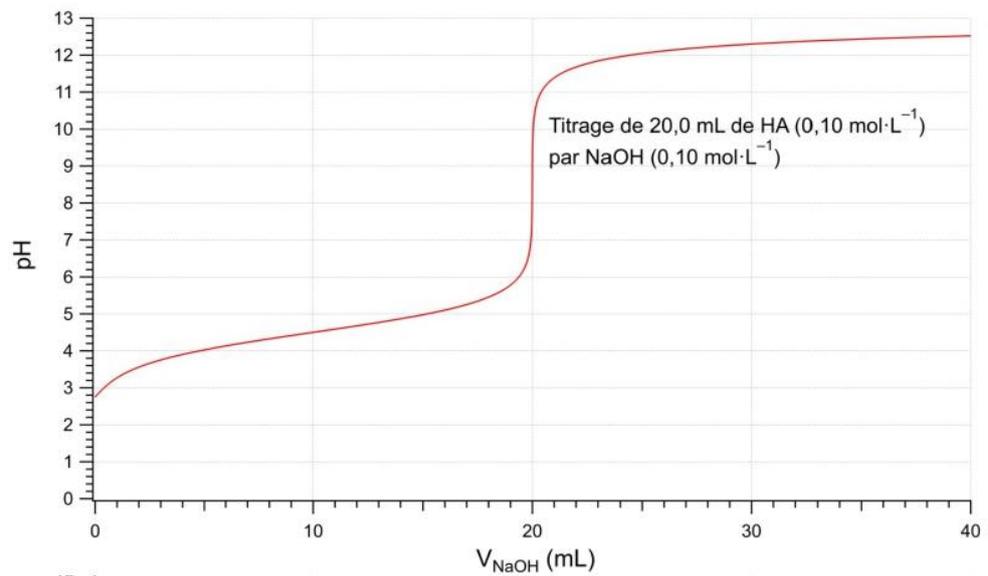


- Le terme du titrage est situé à 15,0 mL et le point équivalent est à 14,1 mL.
- Le terme du titrage est à 14,1 mL et le point équivalent est à 15,0 mL.
- Le terme du titrage et le point équivalent sont identiques et se situent à 15,0 mL.
- Le terme du titrage et le point équivalent sont identiques et se situent à 14,1 mL.
- Il manque des données pour répondre.

Questions supplémentaires.

Question 22 : Les deux courbes de pH ci-dessous correspondent respectivement

- au titrage d'une solution aqueuse d'un acide faible HA ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution aqueuse de NaOH ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ;
- au titrage d'une solution aqueuse NaA ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) par une solution aqueuse de HCl ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$)



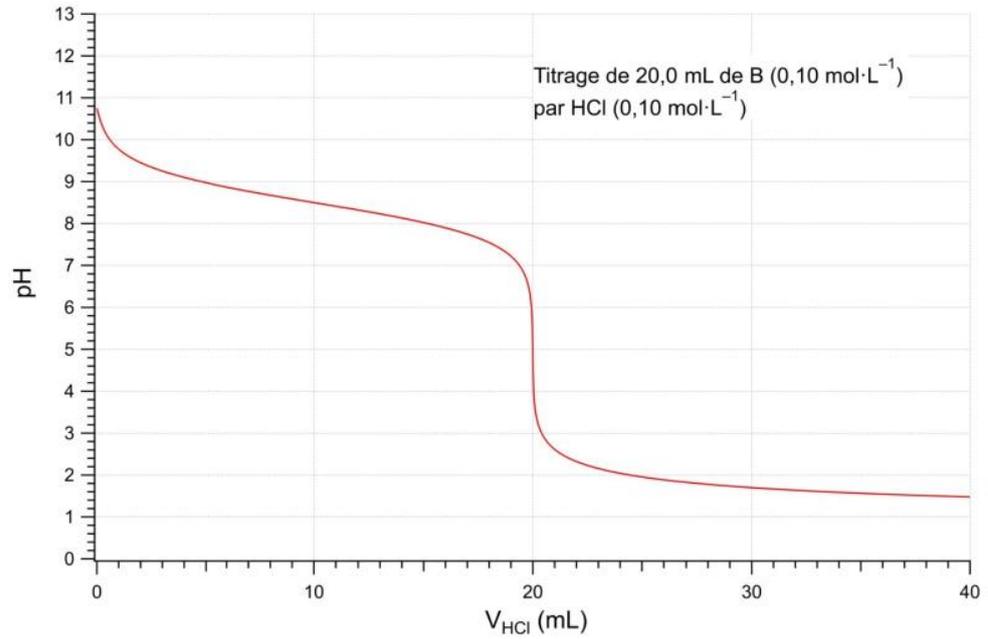
HA et A^- sont les formes acide et basique du même couple acide-base HA/ A^- .

Quelle est l'affirmation correcte ?

- L'acide HA est plus fort que la base A^- .
- La base A^- est plus forte que l'acide HA.
- L'acide HA et la base A^- sont de même force.
- On ne dispose pas de suffisamment d'information pour répondre.

Justifiez :

Question 23 : On a mesuré la courbe de titrage pH-métrique d'une solution aqueuse d'une base faible B ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $V_b = 20,0 \text{ mL}$) par une solution aqueuse de HCl ($c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).



Quelle est la valeur du $\text{p}K_b$ du couple (HB^+/B) ?

- $\text{p}K_b = 1,5$
- $\text{p}K_b = 5,5$
- $\text{p}K_b = 8,5$
- $\text{p}K_b = 10,8$
- La courbe de titrage ne nous fournit pas cette information.

- Annexe 4 : Questionnaire à destination des professeurs

Enquête relative aux difficultés rencontrées lors de l'enseignement des réactions acide-base et des titrages associés

Le but de cette enquête est de cerner la vision d'enseignants de la Fédération Wallonie-Bruxelles et de l'Université de Liège sur un ensemble de préconceptions des apprenants identifiées dans la littérature scientifique quant aux réactions acide-base et aux titrages associés. La prise de conscience de ces préconceptions est essentielle pour optimiser l'enseignement.

Le questionnaire ci-dessous est structuré en fonction de ces préconceptions regroupées en thème. Pour chacune d'entre elles, nous vous demandons de préciser sa fréquence d'apparition chez vos apprenants en vous basant sur l'échelle ci-dessous.

Très rarement :	entre 0 et 10 %
Rarement :	entre 10 et 30 %
Fréquemment :	entre 30 et 70 %
Très fréquemment :	entre 70 et 100 %

Si votre réponse est « Rarement » ou « Très rarement », veuillez ne pas ne pas répondre à la question : « Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ? ».

01. L'apprenant ne comprend pas le mécanisme de la réaction.

Conception alternative : Un acide polyprotique s'ionise en une seule étape.¹

- Très rarement Rarement Fréquemment Très Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

02. L'apprenant se limite à la théorie d'Arrhenius et/ou l'applique mal.

Conception alternative : Toute substance contenant un H est un acide et contenant un groupement OH est une base. ²

- Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

03. L'apprenant ne corrèle pas correctement les zones de pH et les zones de dominance des différentes espèces (ions oxonium (ou hydronium), hydroxyde, formes acides et basique).

Conception alternative 1 : Une solution de $\text{pH} = 0$ ne contient pas d'ion H_3O^+ ni OH^- .³

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

Conception alternative 2 : La solution résultant d'une neutralisation ne contient pas d'ion H_3O^+ et OH^- .¹

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

Conception alternative 3 : Au point équivalent du titrage d'un acide faible par une base forte, la solution ne contient que la base conjuguée de l'acide faible et des ions oxonium.⁴

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

04. L'apprenant ne perçoit pas correctement le rôle de l'eau.

Conception alternative : L'eau n'agit pas comme base ou acide. Il n'est qu'un solvant.²

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

05. L'apprenant ne prend pas en compte tous les paramètres intervenant dans le calcul de pH

Conception alternative : Des solutions d'acide ayant la même concentration, le même volume et le même nombre de H dans la formule moléculaire de l'acide, ont le même pH. ³

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

06. L'apprenant comprend mal la loi de dilution d'Ostwald.

Conception alternative 1 : Le K_a augmente lors d'une dilution. ³

- Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

Conception alternative 2 : Les acides concentrés sont plus forts que les acides dilués. ^{2,4}

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

07. L'apprenant n'applique pas les formules simplifiées de calcul de pH de manière adéquate.

Conception alternative 1 :Le pH d'une solution de HCl de concentration égale à $10^{-10} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ est égal à 10. ⁵

- Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

08. L'apprenant ne maîtrise pas le calcul du pH au point équivalent.

Conception alternative 1 : Au point équivalent du titrage, le pH est égal au pK_a du couple acide/base du titré. ⁵

- Très rarement Rarement Fréquemment Très Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

Conception alternative 2 : Le pH d'une solution d'acide faible est égal à son pK_a .⁵

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

09. L'apprenant ne maîtrise pas la stœchiométrie de la réaction.

Conception alternative 1 :Lorsque le dernier point équivalent du titrage d'un polyacide par une base forte est atteint, la quantité de matière de titrant est toujours la même que celle du titré. ^{1,6}

- Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

Conception alternative 2 : Au point équivalent d'un titrage acide-base, le volume de titrant et celui du titré sont toujours égaux. ¹

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

Conception alternative 3 : Les acides et les bases ne se neutralisent que s'ils sont mélangés et ont exactement la même concentration. ¹

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

10. L'apprenant comprend mal le rôle d'un indicateur coloré.

Conception alternative 1 : Un indicateur coloré change de couleur lorsque la solution passe d'un pH <7 à un pH > 7 .¹

- Très rarement Rarement Fréquemment Très Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

Conception alternative 2 : Les indicateurs colorés mesurent le pK_a d'un acide faible. ²

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

Conception alternative 3 : N'importe quel indicateur coloré peut être utilisé pour un titrage acide-base. ¹

Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

11. L'apprenant ne perçoit pas la distinction entre le *terme* et le *point équivalent* d'un titrage.

Conception alternative : Le point équivalent est la valeur de pH à laquelle la couleur de l'indicateur change.¹

- Très rarement Rarement Fréquemment Très
Fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

11. L'apprenant éprouve des difficultés à analyser une courbe de titrage pH-métrique et à en extraire les informations pertinentes.

Conception alternative : À la demi-équivalence du titrage d'une base faible B par un acide fort, le pH est égal au pK_b du couple B/ HB^+ .

Très rarement Rarement Fréquemment Très fréquemment

Quelle approche utilisez-vous pour aider l'apprenant à surmonter cette conception alternative ?

Commentaire éventuel :

Nous vous remercions pour votre participation et le temps que vous nous avez consacré.

1. Bibliographie

- (1) Sesen, B. A.; Tarhan, L. Active-Learning versus Teacher-Centered Instruction for Learning Acids and Bases. *Res. Sci. Technol. Educ.* **2011**, *29* (2), 205–226. <https://doi.org/10.1080/02635143.2011.581630>.
- (2) Çetingül, I.; Geban, Ö. Using Conceptual Change Texts With Analogies for Misconceptions in Acids and Bases. *H. U. J. Educ.* **2011**, *41*, 112–123.
- (3) Harizal, Z. M. Analyzing of Students' Misconceptions on Acid-Base Chemistry at Senior High Schools in Medan. *J. Educ. Pract.* **2012**, *3* (15), 65–74.
- (4) Pan, H.; Henriques, L. Students' Alternate Conceptions on Acids and Bases. *Sch. Sci. Math.* **2015**, *115* (5), 237–243. <https://doi.org/10.1111/ssm.12124>.
- (5) Orgill, M. K.; Sutherland, A. Undergraduate Chemistry Students' Perceptions of and Misconceptions about Buffers and Buffer Problems. *Chem. Educ. Res. Pract.* **2008**, *9* (2), 131–143. <https://doi.org/10.1039/b806229n>.
- (6) Widarti, H. R.; Permanasari, A.; Mulyani, S. Students' Misconceptions on Titration. *J. Phys. Conf. Ser.* **2017**, *755* (1), 1–6. <https://doi.org/10.1088/1742-6596/812/1/012016>.

